

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ  
ДО САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ  
ТА ВИКОНАННЯ КОНТРОЛЬНОЇ РОБОТИ  
З ДИСЦИПЛІНИ «ГІДРОХІМІЯ»  
ДЛЯ СТУДЕНТІВ ПІ КУРСУ ЗАОЧНОЇ ФОРМИ НАВЧАННЯ**

Напрям підготовки –6.090201 «Водні біоресурси та аквакультура»

Одеса 2015

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ  
ДО САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ  
ТА ВИКОНАННЯ КОНТРОЛЬНОЇ РОБОТИ  
З ДИСЦИПЛІНИ «ГІДРОХІМІЯ»  
ДЛЯ СТУДЕНТІВ ПІ КУРСУ ЗАОЧНОЇ ФОРМИ НАВЧАННЯ**

Напрям підготовки –6.090201 «Водні біоресурси та аквакультура»

«Затверджено»  
на засіданні робочої групи  
методичної ради  
«Заочна та післядипломна освіта»

Одеса 2015

Збірник методичних вказівок до самостійної роботи студентів та виконання контрольної роботи з дисципліни «Гідрохімія» для студентів II курсу заочної форми навчання напряму підготовки 6.090201 «Водні біоресурси та аквакультура».

Укладач: Васильєва М.Г., старший викладач кафедри хімії навколишнього середовища, Одеса, ОДЕКУ, 2015. - 104 с., укр. мова.

## **ЗМІСТ**

1. Загальна частина.....	5
1.1. Мета і завдання дисципліни «Гідрохімія».....	5
1.2. Перелік тем лекційних занять та лабораторних робіт.....	6
1.2.1. Перелік тем лекційних занять.....	6
1.2.2. Перелік тем лабораторних робіт .....	8
1.3. Перелік навчальної літератури та навчально-методичного матеріалу, що забезпечує вивчення дисципліни «Гідрохімія».....	9
1.4. Перелік знань і вмінь, якими повинен володіти студент для успішного вивчення дисципліни «Гідрохімія» .....	10
1.5. Перелік заходів поточного та підсумкового контролю знань і вмінь студентів.....	11
1.6. Порядок виконання та оформлення міжсесійної контрольної роботи.....	12
2. Організація самостійної роботи з виконання завдань СРС та міжсесійної контрольної роботи.....	15
2.1. Повчання щодо послідовного вивчення теоретичного матеріалу.....	15
2.2. Перелік завдань до виконання міжсесійної контрольної роботи після вивчення тем теоретичного змістового модуля.....	59
2.3. Повчання щодо послідовного вивчення практичної частини.....	64
2.4. Перелік завдань до виконання міжсесійної контрольної роботи після вивчення тем практичних змістових модулів.....	85
3. Організація контролю знань та вмінь студентів.....	96
4. Додатки.....	101

## **1. Загальна частина**

### **1.1 Мета і завдання дисципліни «Гідрохімія»**

Дисципліна «Гідрохімія» належить до циклу Б. природничо – наукової підготовки, напрям підготовки – 6.090201 «Водні біоресурси і аквакультура», рівень вищої освіти – бакалавр, форма навчання – заочна. «Гідрохімія» є обов'язковою дисципліною та служить базою для подальшого більш поглиблленого вивчення інших фахових дисциплін.

Мета дисципліни – формування у студентів повного уявлення про теоретичні основи гідрохімії, про хімічний склад природних вод та закономірності його зміни під впливом природних та антропогенних факторів, про шляхи вирішення актуальних проблем регіональної та прикладної гідрохімії, а головне – формування бази знань сучасного стану гідрохімічних проблем та творчого відношення до їхнього вирішення.

#### Основні завдання дисципліни:

- дати майбутнім фахівцям сучасні уявлення про хімічний склад природних вод, їх властивості та умови їх формування; про фізико-хімічні процеси, що протікають між різними речовинами, які містяться у природних водах;
- ознайомити зі впливом природних та антропогенних факторів на хімічний склад та властивості природних вод;
- ознайомити з принципами гідрохімічних досліджень природних вод;
- навчити студентів застосовувати результати гідрохімічних досліджень для класифікації природних вод та оцінки якості води;
- розширити природно-науковий та утворити сучасний професійний світогляд.

Викладання даної дисципліни базується на попередньому вивчені студентами «Хімії (неорганічної, аналітичної, фізико-колоїдної, органічної)», «Прикладної математики», «Біофізики», «Гідроботаніки».

Здобуті знання та вміння надалі будуть використовуватися при вивчені таких навчальних дисциплін: «Біохімія гідробіонтів», «Оцінка прогнозування і управління якістю вод рибогосподарських водойм», «Рибництво в ріках, озерах і водосховищах», «Нормування навантаження на природні середовища».

Визначення гідрохімії як науки дав відомий гідрохімік О.О. Алекін та доповнив А.М. Ніканоров: гідрохімія – це наука, яка вивчає хімічний склад природних вод (гідросфери) і його зміну в часі та просторі у залежності від хімічних, фізичних, біологічних та антропогенних процесів.

Надзвичайна роль води пов'язана з її здатністю розчиняти, внаслідок чого утворюються складні розчини солей, газів, органічних речовин й колоїдів. Ця властивість води лежить в основі природного процесу хімічного вивітрювання корінних вивержених порід і формування

осадкових, які складають верхні шари літосфери, забезпечуючи родючість й різноманітність ґрунтів на поверхні та процеси життєдіяльності гідробіонтів у природних водах. Визначення походження іонного складу води є важливим теоретичним питанням, а її хімічний склад при водопостачанні, гідротехнічному будівництві, зрошенні, веденні рибного господарства – практичним.

Всі явища в літосфері, біосфері та атмосфері відбуваються за участю води. За своїми фізичними, хімічними та біологічними властивостями вода займає виключне положення у природі. «Ми не знаємо в природі жодного твердого тіла, яке не включало би у своєму складі воду» – писав академік В.І. Вернадський. Він розглядав воду як природний мінерал, визначив її мінералогію та показав, що природні води нерозривно пов’язані з твердою речовиною земної кори, її газовим режимом і живими організмами. В.І. Вернадський приділяв особливу увагу гідрохімічним дослідженням.

Гідрохімічні дослідження базуються на постійних спостереженнях хімічного складу вод різноманітних природних та штучних об’єктів: атмосферних опадів, річок, озер, морів, океанів, водоймищ, підземних водоносних горизонтів. Систематичні гідрохімічні дослідження входять до комплексу заходів боротьби із забрудненням природних вод та необхідні при вивченні гідробіологічних процесів у водних екосистемах.

## **1.2. Перелік тем лекційних занять та лабораторних робіт**

### **1.2.1. Перелік тем лекційних занять**

Загальний обсяг годин, відведений на лекційні заняття зі студентами 2-го курсу заочної форми навчання у відповідності до робочого навчального плану з дисципліни «Гідрохімія» – 2 години настановних лекцій. Тема настановної лекції: «Хімічний склад природних вод».

Студенти заочної форми навчання повинні підготувати міжсесійну контрольну роботу, яка містить теоретичні та практичні питання, що охоплюють всі розділи дисципліни «Гідрохімія».

**Зміст розділів дисципліни «Гідрохімія»  
для студентів ІІ курсу заочної форми навчання.  
Модуль 1 (теоретичний), модулі 2,3 (практичні).**

#### **Розділ1. Теоретичні основи гідрохімії.**

Вступ. Ціль та завдання гідрохімії, її задачі на сучасному етапі і перспективи розвинення. Роль гідрохімії у господарському розвитку України.

**1.1.** Вода як розчинник. Будова молекули води, її структура та ізотопний склад. Водневий зв'язок. Аномальні властивості води. Фізичні та хімічні властивості води. Структура молекул води у різних агрегатних станах. Склад природної води. Класифікація домішок природних вод за фазово-дисперсним складом.

**1.2.** Енергетика процесів розчинності. Кінетика та рівновага у водних розчинах.

**1.3.** Загальна характеристика розчинів. Способи вираження концентрації розчинів. Розчинність твердих речовин, рідини та газів у воді. Закон Генрі. Закон Генрі-Дальтона. Теорія розбавлених розчинів. Особливості розчинів неелектролітів. Осмос. Закони Вант-Гоффа та Рауля.

**1.4.** Особливості розчинів електролітів (солей, кислот, основ). Ізотонічний коефіцієнт. Електролітична дисоціація як хімічна рівновага розчинів. Ступінь дисоціації, константа дисоціації. Закон розбавлення Оствальда. Активність іонів у розчинах, іонна сила розчину. Добуток розчинності.

**1.5.** Іонізація води. Водневий показник (рН). Індикатори. Гідроліз солей. Вплив гідролізуючих солей на рН розчинів.

## **Розділ 2. Хімічний склад природних вод.**

**2.1.** Умови формування хімічного складу природних вод та їх класифікація. Фізико-географічні фактори. Геологічні фактори. Фізико-хімічні фактори. Біологічні фактори. Антропологічні фактори. Гідрохімічна зональність.

**2.2.** Природна вода – багатокомпонентний розчин. Розчинені гази. Вплив природних умов на якісний та кількісний зміст розчинених газів. Іони водню та окисно-відновний потенціал. Концентрація водневих іонів та рН, як результат та показник стану хімічних рівноважних систем у природних водах. Окисно-відновні умови та редокс-потенціал природних вод. Головні іони. Карбонатна та сульфатна системи. Роль карбонатної системи у водних об'єктах. Загальна, карбонатна та некарбонатна твердість води. Методи аналітичного визначення різних видів твердості води. Біогенні речовини. Органічні речовини. Методи аналітичного визначення вмісту органічної речовини (окиснюваність води). Мікроелементи. Забруднюючі речовини. Радіоактивність природних вод.

**2.3.** Мінералізація природних вод. Класифікація природних вод за мінералізацією. Класифікація природних вод за хімічним складом (О.А.Алекіна, В.О. Олександрова, М.Г. Валяшко, В.О. Суліна та ін.). Графічні форми зображення результатів хімічного аналізу природних вод. Формула Курлова.

### **Розділ 3. Регіональна гідрохімія.**

**3.1.** Хімічний склад атмосферних опадів. Аерозолі. Мінералізація та головні іони, концентрація іонів водню, біогенні речовини, органічні речовини, мікроелементи, радіоактивні речовини.

**3.2.** Хімічний склад річкових вод та умови його формування. Вміст газів, концентрація іонів водню, вміст головних іонів та неоднорідність складу річкових вод. Гідрохімічна характеристика основних річок України. Стік розчинених речовин.

**3.3.** Загальна гідрохімічна характеристика озер (прісні, солонуваті та солоні). Вміст газів. Мінералізація та головні іони, концентрація іонів водню, біогенні речовини, органічні речовини, мікроелементи.

**3.4.** Загальні відомості про сольовий склад вод морів та океанів. Вміст основних іонів та солоність. Вміст газів, концентрація іонів водню. Вміст мікроелементів у океанічній воді та її радіоактивність. Біогенні елементи та органічні речовини.

**3.5.** Особливості формування хімічного складу підземних вод.

### **Розділ 4. Основи прикладної гідрохімії.**

**4.1.** Вимоги до складу води при її використанні. Побутове та технічне значення твердості природної води, методи її пом'ягшення. Агресивна дія природної води на бетон і метал.

**4.2.** Джерела забруднення природних вод. Самоочищення природних вод; деякі методи очищення, опріснення та підготовки до використання води. Комплексні критерії якості води.

**4.3.** Хімічні показники оцінки забрудненості вод. Значення хімічного складу природних вод для охорони природи, географічних та біологічних досліджень.

**4.4.** Основні методи гідрохімічного аналізу. Гідрохімічні дослідження на водних об'єктах.

#### **1.2.2. Перелік тем лабораторних робіт**

**Лабораторна робота №1** «Техніка безпеки при проведенні гідрохімічних досліджень. Іони водню у природних водах. Водневий показник. Потенціометричний метод визначення pH у природній воді».

Лабораторна робота – 2 год.

**Лабораторна робота №2** «Головні іони, які містяться у природних водах. Визначення хлорид-іонів ( $\text{Cl}^-$ ) у природній воді аргентометричним методом. Визначення сульфат-іонів ( $\text{SO}_4^{2-}$ ) у природній воді методом титрування нітратом пллюмбуму з дітизоном у якості індикатора або якісним методом з додаванням хлориду барію».

Лабораторна робота – 2 год.

**Лабораторна робота №3** «Визначення вмісту іонів кальцію ( $\text{Ca}^{2+}$ ) у природній воді та загальної твердості води трилонометричним методом. Визначення карбонатної твердості води ( $\text{HCO}_3^-$ ) методом титрування соляною кислотою. Розрахунок вмісту іонів магнію ( $\text{Mg}^{2+}$ ) та некарбонатної твердості природної води. Розрахунок вмісту суми іонів натрію та калію ( $\text{K}^++\text{Na}^+$ ) у природній воді. Розрахунок загальної суми іонів (мінералізації)».

Лабораторна робота – 2 год.

**Лабораторна робота №4** «Обробка результатів гідрохімічних досліджень, оформлення звіту в формі таблиці, класифікація природної води за хімічним складом та мінералізацією. Формула Курлова».

Лабораторна робота – 2 год.

### **1.3. Перелік навчальної літератури та навчально-методичного матеріалу, що забезпечує вивчення дисципліни «Гідрохімія»**

#### **ОСНОВНА**

1. Пелешенко В.І., Хільчевський В.К. Загальна гідрохімія: Підручник. – К. : Либідь, 1997. – 384 с.
2. Горєв Л.М. та інш. Гідрохімія України. – Київ.: Вища школа, 1995.
3. Алёкин О.А. Основы гидрохимии. – Л., 1970. – 307 с.
4. Никаноров А.М. Гидрохимия: Учебник. – Л., Гидрометеоиздат, 1989. 351 с.
5. Глинка Н.Л. Общая химия (Раздел «Вода. Растворы»). – М: КНОРУС, 2011. – 752 с.
6. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии (Раздел «Растворы»), Л.: Химия, 1988. – 264 с.
7. Васильєва М.Г. Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт з дисципліни «Гідрохімія» для студентів ІІ-го курсу природоохоронного факультету, напрям підготовки – 6.090201 «Водні біоресурси і аквакультура», рівень підготовки – бакалаври. – Одеса, ОДЕКУ, 2007. – 52 с.
8. Сайт бібліотеки ОДЕКУ: [www.library-odeku.16mb.com](http://www.library-odeku.16mb.com)

#### **ДОДАТКОВА**

9. Федорова Г.В. Конспект лекцій „Гідрохімія і методи гідрохімічних досліджень” Дніпропетровськ – „Економіка”, 2006. – 79 с.
10. Гопченко Є.Д., Шахназарова Ж.Р. Конспект лекцій „Гідрохімія України”. Дніпропетровськ – „Економіка”, 2005. – 89 с.

11. Никаноров А.М., Порохов Е.В. Гидрохимия. Л., Гидрометеоиздат, 1985. – 232 с.
12. Справочник по гидрохимии / Под ред. А.М. Никанорова. – Л.: 1989. – 391 с.
13. Основы химии и технологии воды / Кульский Л.А., Отв. ред. Строкач П.П. – Киев : Наук. думка, 1991. – 295 с.
14. Алекин О.А., А.Д. Семенов, Б.А. Скопинцев. Руководство по химическому анализу вод суши. Гидрометеоиздат. Л., 1973. – 270 с.
15. Унифицированные методы анализа вод. Под общей редакцией д.х.н., проф. Ю.Ю. Лурье – М.: 1973. – 375 с.
16. Пилипенко А.Т., Порохов Е.В. Гидрохимия . – Л.: Гидрометеоиздат, 1985. – 285 с.
17. Кульский Л.А., Накорчевская В.Ф. Химия воды. Физико-химические процессы обработки природных и сточных вод. – Киев.: Вища школа, 1983. – 275 с.
18. Справочник по свойствам, методам анализа и очистке воды / Кульский Л.А. и др. – Киев: Наук. думка, 1980. – 253 с.

Посібники, підручники та конспекти лекцій є в наявності у бібліотеці ОДЕКУ, методичні вказівки до виконання лабораторних робіт є у достатній кількості на кафедрі хімії навколошнього середовища.

#### **1.4. Перелік знань і вмінь, якими повинен володіти студент, для успішного вивчення дисципліни «Гідрохімія»**

Перелік базових знань і вмінь, якими мають володіти студенти після вивчення дисципліни «Гідрохімія». Студент повинен знати:

- теоретичні основи гідрохімії – фізичні та хімічні властивості води, енергетику процесів розчинності, властивості розчинів неелектролітів, електролітів, колоїдних розчинів, електрохімічні процеси у водних розчинах.
- умови формування хімічного складу природних вод;
- поняття про гідрохімічний режим водної екосистеми;
- особливості хімічного складу вод атмосферних опадів, річкової, озерної, морської, океанічної та підземної води;
- основи прикладної гідрохімії та методів гідрохімічних досліджень водних екосистем.

Студент повинен вміти:

- отримувати результати гідрохімічних досліджень у лабораторії;
- виражати результати хімічного аналізу води (складу іонів, розчинених газів, біогенних елементів, органічних речовин, мікроелементів, радіоактивних речовин у природних водах);

- визначати твердість води та методи її усунення;
- узагальнювати матеріали гідрохімічних досліджень;
- класифікувати природні води за хімічним складом та мінералізацією;
- оцінювати якість води для різноманітних цілей;
- застосовувати правила техніки безпеки при виконанні гідрохімічних дослідів.

Компетенції, які повинен набути студент в результаті вивчення дисципліни «Гідрохімія»:

- оволодіння базовими знанням та вмінням розпізнавати хімічні процеси у водних розчинах та використовувати їх для гідрохімічних досліджень природних вод;
- використання базових знань та вмінь для оцінки якості природних вод; вміння зробити вірні висновки на основі проведених досліджень у гідрохімічній лабораторії;
- оволодіння базовими знанням та умінням пізнати вплив природних та антропогенних факторів на хімічний склад та властивості природних вод;
- здатність здійснювати читання і осмислення професійно орієнтованої та загальнонаукової літератури; використання її у професійній та соціальній сферах;
- здатність здійснювати пошук нової інформації;
- отримувати базові знання фундаментальних розділів гідрохімії; володіння методами ведення гідрохімічних досліджень;
- здатність спілкування професійною українською мовою;
- на основі базових знань та умінь утворити сучасний професійний світогляд майбутнього фахівця з водних біоресурсів.

## **1.5. Перелік заходів поточного та підсумкового контролю знань і вмінь студентів**

Загальний обсяг навчального часу дисципліни «Гідрохімія» визначається навчальним робочим планом.

Контроль знань і вмінь студентів заочної форми навчання здійснюється на основі:

- усного опитування на лекційних та лабораторних заняттях (УО),
- складання протоколів лабораторних робіт (ЛР),
- розв'язання задач у присутності викладача в аудіторії (РЗ) та виконання завдань біля дошки (КЗ),

- виконанні міжсесійної контрольної роботи, яка включає один теоретичний змістовний модуль та два практичних змістовних модулів (МКР),
- тестова залікова контрольна робота (ЗКР),
- у кінці семестру – залік (Зал).

## 1.6. Порядок виконання та оформлення міжсесійної контрольної роботи (МКР)

Контроль поточних знань студенів заочного факультету здійснюється на основі виконання завдань міжсесійної контрольної роботи, а також усного опитування на лекційних та лабораторних заняттях, захисту лабораторних робіт, написання тестової залікової контрольної роботи та заліку.

Письмова міжсесійна контрольна робота виконується студентом самостійно у відповідності зі спеціальністю і надсилається в деканат факультету навчального закладу на перевірку у термін, який визначений навчальним графіком.

Контрольна робота повинна бути виконана в окремому зошиті, чітким зрозумілим почерком, охайно і у повній відповідності до особистого варіанту. Якщо контрольна робота виконана не за своїм варіантом, вона **не рецензується**.

Варіант контрольної роботи відповідає останній цифрі номера залікової книжки студента. Якщо, наприклад, номер залікової книжки студента **11245**, то студенту необхідно виконувати контрольну роботу за варіантом № **5**. Якщо ж, наприклад, номер залікової книжки студента закінчується на «0» (**11240**), то студенту необхідно виконувати контрольну роботу за варіантом № **10**.

Всі питання з визначення варіанта контрольної роботи вирішуються на кафедрі хімії навколошнього середовища під час настановної сесії, а номери завдань відповідних 10 варіантів контрольної роботи надані нижче у таблиці 1.1.

Умови контрольних завдань та вимоги до їх виконання, а також необхідну додаткову літературу студенти можуть знайти на сайті ОДЕКУ.

Всі умови контрольних завдань та самі завдання, що запропоновані для самостійного розв'язку студентом-заочником, необхідно записати у зошиті з обов'язковим зазначенням номера варіанта, теоретичними коментарями та посиланнями, а також списком використаної літератури. Для зауважень рецензента необхідно залишити поля або окреме місце (бажано кожне завдання починати з нової сторінки). Наприкінці роботи студент ставить свій підпис з вказівкою дати виконання контрольної роботи.

Після реєстрації виконаної контрольної роботи в деканаті та на кафедрі хімії навколошнього середовища, робота перевіряється викладачем та рецензується.

У випадку незаліку контрольну роботу слід виконати заново, або виправити помилки з врахуванням зауважень рецензента, після чого надіслати роботу на повторну перевірку разом з незарахованою роботою.

Робота вважається зарахованою, якщо виконано не менше 60% завдань без зауважень.

У випадку заліку контрольної роботи, але наявності зауважень рецензента, необхідно зробити відповідні виправлення і доповнення до роботи, які слід надати в тому ж зошиті. Виправлену роботу подають на перевірку викладачу під час складання заліку.

Табл.1.1. Варіанти міжсесійної контрольної роботи і завдання

№ варіанта	З а в д а н н я									
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
1	1	11	21	31	41	51	61	71	81	91
2	2	12	22	32	42	52	62	72	82	92
3	3	13	23	33	43	53	63	73	83	93
4	4	14	24	34	44	54	64	74	84	94
5	5	15	25	35	45	55	65	75	85	95
6	6	16	26	36	46	56	66	76	86	96
7	7	17	27	37	47	57	67	77	87	97
8	8	18	28	38	48	58	68	78	88	98
9	9	19	29	39	49	59	69	79	89	99
10	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100

Студенти заочної форми навчання мають можливість навчатися *дистанційно*. Для цього вони повинні в період настановної сесії написати заяву, одержати завдання і виконувати його поетапно, посилаючи на адресу університету виконані завдання в електронному вигляді на сайт кафедри хімії навколошнього середовища відповідно графіка виконання роботи. Повністю виконану роботу, рецензовану викладачем студент привозить на сесію.

При перевірці самостійної роботи студентів заочної форми навчання в міжсесійний період використовуються *елементи дистанційної форми* контролю відповідно графіку, який наведений у таблиці 1.2.

Табл.1.2. Графік контролю дистанційної форми навчання

Змістовний модуль	Блок	Строк виконання
Змістовний модуль №1 – теоретичний «ЗМ-Л1»	Розділ 1. Теоретичні основи гідрохімії. – завдання № 1-13	1-8 тиждень
	Розділ 2. Хімічний склад природних вод. Умови формування. Класифікації. – завдання № 14-30	9-18 тиждень
	Розділ 3. Регіональна гідрохімія. – завдання № 31-36	19-24 тиждень
	Розділ 4. Основи прикладної гідрохімії. Побутове та технічне значення твердості води. Розрахунки за твердістю води. – завдання № 37-50	25-30 тиждень
Змістовний модуль № 2 – практичний «ЗМ-П1»	Властивості розбавлених розчинів неелектролітів та електролітів. Розрахунки за законами Вант-Гоффа та Рауля. Розрахунки розчинності малорозчинної речовини та добутку розчинності. – завдання № 51-63	1-8 тиждень
	Іонний добуток води та розрахунки водневого показника (pH). Вплив гідролізу солей на водневий показник (pH) водних розчинів. – завдання № 64-80	9-18 тиждень
	Окисно-відновний потенціал водних розчинів. Визначення можливості мимовільного перебігу окисно-відновного процесу у водному розчині – завдання № 81-90	19-23 тиждень
Змістовний модуль №3 – практичний «ЗМ-П2»	Систематизація, інтерпретація та обробка результатів гідрохімічного аналізу природних вод. Класифікація природної води за хімічним складом та мінералізацією. Формула Курлова. – завдання № 91-100	24-30 тиждень

## **2. Організація самостійної роботи по виконанню завдань самостійної роботи студентів**

Мета методичних вказівок – допомогти студентам заочної форми навчання в організації самостійної роботи студентів (СРС) та виконанні міжсесійної контрольної роботи при засвоєнні основних знань з гідрохімії; формування у студентів цілісного світогляду на основі сучасних знань, щодо уяви про хімічні процеси, які відбуваються в гідросфері, про хімічний склад природних вод та розуміння хімічних процесів, що відбуваються при утворенні природних вод різного регіонального типу.

Невеликий обсяг аудиторних занять ставить питання інтенсифікації навчального процесу, організації самостійної роботи студентів заочної форми навчання, формування в них навичок роботи з літературою, довідково-графічними і практичними матеріалами, комп’ютерною технікою тощо.

Якість підготовки майбутніх спеціалістів залежить, на рівні з іншими складовими, від організації і методики самостійної роботи під час самостійного виконання контрольних робіт, що має особливе значення для ефективного процесу засвоєння знань. В методичних вказівках до організації самостійних занять та виконання контрольної роботи розглянуто найважливіші теоретичні питання і практичні завдання гідрохімії та надані рекомендації з прикладами розв’язання типових задач.

Методичні вказівки є практичним посібником до СРС та виконання міжсесійної контрольної роботи з гідрохімії. В процесі проведення лабораторних робіт та під час аудиторних занять студенти повинні засвоїти великий обсяг фактичного матеріалу і виконати практичні завдання, які можуть бути використані у подальшому при вивченні інших дисциплін з обраної спеціальності.

До методичних вказівок введені контрольні запитання та завдання за програмою дисципліни «Гідрохімія» для державних університетів, що допоможе студентам заочного факультету більш глибоко засвоїти програмний теоретичний і практичний матеріал.

Практична вагомість дисципліни «Гідрохімія» складається з уміння застосовувати одержані знання та вміння у гідрохімічній практиці та вміння працювати зі спеціалізованою літературою, яка описує хімічні процеси у гідросфері та їхній вплив на екологічний стан довкілля.

### **2.1. Повчання щодо послідовного вивчення теоретичного матеріалу**

Самостійна робота студентів заочної форми навчання з дисципліни «Гідрохімія» включає вивчення теоретичного матеріалу (ЗМ-Л1) і вміння розраховувати задачі та тематичні завдання (ЗМ-П1 та ЗМ-П2). Повчання по послідовному вивченю теоретичного матеріалу включають перелік

питань до кожної з тем, на які необхідно звернути особливу увагу, а також поради щодо їх самостійного вивчення з указівкою на літературу.

Для вивчення програмного матеріалу можливо самостійно користуватись основною та додатковою літературою, за допомогою якої слід проробляти дані розділи.

Після вивчення розділу 1 «Теоретичні основи гідрохімії» студенти повинні знати:

- Ціль та завдання гідрохімії, її задачі на сучасному етапі і подальші перспективи розвинення. Роль гідрохімії у господарському розвитку України. Основна література [1, с. 4-9; 3, с. 5-8; 4, с. 5-11]. Додаткова література [9, с. 3-5; 10, с. 5-9; 11, с. 4-10].
- Властивості води, як розчинника. Будову молекули води, її структуру та ізотопний склад. Водневий зв'язок. Аномальні властивості води. Фізичні та хімічні властивості води. Міжмолекулярні взаємодії. Структуру води у різних агрегатних станах. Основна література [1, с. 10-14, 19-23; 4, с. 27-34; 5, с. 197-205]. Додаткова література [9, с. 6-7; 11, с. 10-15].
- Енергетику процесів розчинності. Хімічну кінетику та рівновагу у водних розчинах. Основна література [1, с. 14-19; 4, с. 18-26; 5, с. 158-196].
- Загальну характеристику розчинів. Процеси розчинності. Способи вираження концентрації розчинів. Розчинність твердих речовин, рідини та газів у воді. Закон Генрі. Закон Генрі-Дальтона. Теорію розбавлених розчинів. Осмос. Закони Рауля та Вант-Гоффа. Основна література [1, с. 23-28; 3, с. 11-15, 41-44; 4, с. 42-44; 5, с. 205-222]. Додаткова література [11, с. 16-20, 22-25].
- Особливості розчинів електролітів (солей, кислот, основ). Ізотонічний коефіцієнт. Електролітичну дисоціацію як хімічну рівновагу розчинів. Ступінь дисоціації, константа дисоціації слабких електролітів. Закон розбавлення Оствальда. Активність іонів у розчинах, іонна сила розчину. Добуток розчинності. Основна література [1, с. 25, 28-30; 4, с. 37, 44-50; 5, с. 223-242]. Додаткова література [11, с. 20-22].
- Іонізація води. Водневий показник (pH). Методи визначення водневого показника. Вплив гідролізу солей на pH розчинів. Основна література [1, с. 37-38, 73; 5, с. 243-255, ]. Додаткова література [9, с. 11; 17, с. 35-42].

Після вивчення розділу 2 «Хімічний склад природних вод» студенти повинні знати:

- Склад природних вод та фактори, що його визначають. Умови формування хімічного складу природних вод та їх класифікація (за О.О.Алекіним та за А.М.Ніканоровим). Головні та другорядні, прямі та

опосередковані фактори. Фізико-географічні фактори. Геологічні фактори. Фізико-хімічні фактори. Біологічні фактори. Антропологічні фактори. Гідрохімічна зональність. Основна література [1, с. 32-47; 3, с. 15-40; 4, с. 100-127]. Додаткова література [9, с. 8-14; 10, с. 10-16; 11, с. 49-66].

- Природна вода – багатокомпонентний розчин. Розчинені гази. Вплив природних умов на якісний та кількісний зміст розчинених газів. Іони водню та окисно-відновний потенціал. Концентрація водневих іонів та pH, як результат та показник стану хімічних рівноважних систем у природних водах. Окисно-відновні умови та редокс-потенціал у природних водах. Головні іони. Першоджерела складу природної води. Походження головних катіонів та аніонів. Карбонатна та сульфатна системи. Роль карбонатної системи у водних об'єктах. Загальна, карбонатна та некарбонатна твердість води. Біогенні речовини. Органічні речовини. Мікроелементи. Радіоактивність природних вод. Забруднювальні речовини. Основна література [1, с. 66-129; 3, с. 41-118; 4, с. 53-99]. Додаткова література [9, с. 15-31; 11, с. 25-49].
- Мінералізація природних вод. Класифікація природних вод за мінералізацією. Класифікація природних вод за хімічним складом (О.А.Алекіна, В.О.Олександрова, М.Г.Валяшко, В.О.Суліна та ін.). Обробка результатів хімічного аналізу природних вод. Формула Курлова. Графічні форми зображення результатів хімічного аналізу природних вод. Основна література [1, с. 50-61; 3, с. 119-131; 4, с. 128-143]. Додаткова література [9, с. 32-42; 11, с. 66-72].

Після вивчення розділу 3 «Регіональна гідрохімія» студенти повинні знати:

- Джерела утворення аерозолів в атмосферних опадах. Хімічний склад атмосферних опадів. Мінералізація та головні іони, концентрація іонів водню, біогенні елементи, органічна речовина, мікрокомпоненти. Основна література [1, с. 120-136; 3, с. 132-167; 4, с. 144-162]. Додаткова література [9, с. 42-43; 10, с. 27-33; 11, с. 73-80].
- Хімічний склад річкових вод та умови їх формування. Вміст газів, концентрація іонів водню, вміст головних іонів, мікрокомпонентів, органічної речовини, біогенних елементів, забруднювальних речовин та неоднорідність складу річкових вод. Гідрохімічна характеристика основних річок України. Стік розчинених речовин. Основна література [1, с. 148-190; 3, с. 221-277; 4, с. 162-206]. Додаткова література [9, с. 43-45; 10, с. 34-42; 11, с. 81-101].
- Загальна гідрохімічна характеристика озер (прісні, солонуваті та солоні) та штучних водоймищ. Вміст газів, іонний склад, концентрація іонів водню, мінералізація. Основна література [1, с. 191-225; 3, с. 280-327; 4,

с. 206-243]. Додаткова література [9, с. 45-46; 10, с. 44-58; 11, с. 102-126].

- Загальні відомості про сольовий склад вод морів та океанів. Вміст основних іонів та солоність. Вміст газів, концентрація іонів водню. Вміст мікроелементів у океанічної воді та її радіоактивність. Біогенні елементи та органічні речовини. Основна література [1, с. 263-286; 3, с. 328-370]. Додаткова література [9, с. 46-48; 10, с. 69-80].
- Особливості формування хімічного складу підземних вод. Грунтові, напірні (артезіанські), мінеральні води. Основна література [1, с. 226-262; 3, с. 169-220 ; 4, с. 243-253]. Додаткова література [9, с. 48-50; 10, с. 59-68].

Після вивчення розділу 4 «Основи прикладної гідрохімії» студенти повинні знати:

- Вимоги до складу води при її використанні. Побутове та технічне значення твердості води. Агресивна дія природної води на бетон і метал. Основна література [1, с. 287-302; 3, с. 371-395 ; 4, с. 280-291]. Додаткова література [11, с. 164-177].
- Хімічні показники оцінки забрудненості вод. Значення хімічного складу природних вод для охорони природи, географічних та біологічних досліджень. Джерела забруднення природних вод. Самоочищення природних вод; деякі методи очищення, опріснення та підготовки до використання води. Комплексні критерії якості води. Основна література [1, с. 303-340; 3, с. 399-433; 4, с. 325-345]. Додаткова література [9, с. 64-78; 10, с. 84-88; 11, с. 212-228].
- Основні методи гідрохімічного аналізу. Гідрохімічні дослідження на водних об'єктах. [1, с. 347-366; 4, с. 263-279]. Додаткова література [9, с. 50-64; 11, с. 147-160, 178-205].

До складу теоретичного модуля можуть входити розрахункові завдання, що ілюструють можливості застосування теоретичних знань у практичній діяльності фахівця з водних біоресурсів.

Зрозуміло, що студенти заочної форми навчання мають потребу у докладніших та більш розширених повчаннях. Тому нижче наведені загальні відомості з основних теоретичних розділів.

### **2.1.1. Розчинність твердих, рідких та газоподібних речовин**

Розчинність твердих речовин у воді змінюється у широких межах. Процес розчинення протікає самовільно до утворення насыщеного розчину. Розчин називають насыщеним, якщо він знаходиться у рівновазі з твердою речовиною. Це означає, що тверда речовина не може безмежно розчинятися у рідині (воді): при досягненні деякої концентрації (яку можна

визначити при даній температурі та тиску) тверда речовина перестає розчинятися. Концентрація такого розчину характеризує розчинність твердої речовини. Розчинність звичайно виражають кількістю грамів твердої речовини, яка насичує за даних умов 100г розчинника. Насичений розчин слід відрізняти від концентрованого. Концентрованим називають розчин з високим вмістом розчиненої речовини. Якщо концентрація розчину не досягає концентрації насыщення за даних умов, то розчин є ненасиченим. Якщо ж концентрація розчину перевищує концентрацію насыщення, то розчин називають пересиченим.

Розчинність речовин залежить від полярності їх молекул. Молекули води є електричними диполями із дипольним моментом  $\mu=1,62\cdot10^{-8}$  Ом·м і диелектричною сталою, яка дорівнює 87,74 при 0°C. Тому у воді добре розчиняються речовини, молекули яких полярні: неорганічні солі, кислоти, луги, спирти та інш. Відносно розчинності речовин встановлені деякі емпірічні закономірності.

Зміна температури, як правило, впливає на розчинність твердих, рідких та газоподібних речовин.

Розчинність більшості солей помітно збільшується з підвищеннем температури, тому що розчинність більшості твердих тіл – це реакція ендотермічна (супроводжується поглинанням тепла) та за принципом Ле-Шатель'є при підвищенні температури зсув рівноваги відбувається у бік прямої реакції, тобто у бік розчинення твердої речовини. Але є й виключення. Так, наприклад, розчинність гіпсу  $\text{CaSO}_4\cdot2\text{H}_2\text{O}$  при нагріванні зменшується у звязку зі значною втратою кристалізаційної води (реакція екзотермічна). Розчинність його при температурі ~200°C практично дорівнює 0. Цим пояснюється випадіння осаду гіпсу у вигляді накипу на стінках теплообмінників. Деякі солі практично не змінюють своєї розчинності при зміні температури. Залежність розчинності твердих речовин від температури часто виражають графічно у вигляді кривої. Така крива називається кривою розчинності.

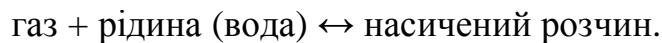
При розчиненні більшості твердих тіл у воді, об'єм системи звичайно змінюється незначно, тому розчинність твердих речовин практично не залежить від тиску (за принципом Ле-Шатель'є).

Розчинність рідких речовин у воді також сильно залежить від температури. Наприклад, анілін, етер та деякі інші органічні речовини утворюють з водою два шари, які не змішуються між собою. Але, при нагріванні до деякої температури, утворюють однорідні розчини. Така температура називається критичною. При досягненні критичної температури обмежено розчинні рідини перетворюються на необмежено розчинні. Тиск також не дуже впливає на розчинність рідких речовин, тому що звичайно цей процес йде з дуже незначною зміною об'єма системи. Розчинність рідин сильно збільшується тільки при дуже великих значеннях тиску (тисячі атмосфер).

Розчинність газів у природних водах визначається властивостями їх молекул, температурою, тиском та ступенем мінералізації розчину. Велика розчинність у воді діоксиду вуглецю  $\text{CO}_2$  та сірководню  $\text{H}_2\text{S}$  пояснюється хімічною взаємодією цих газів з водою. Молекули газів  $\text{O}_2$  та  $\text{N}_2$  неполярні, але якщо така молекула попадає в силове поле молекул води, її електронні оболонки декілька зміщуються – в результаті молекули газів здобувають індукційний диполь, який сприяє притяганню їх молекулами води. Тому величина індукційного дипольного моменту газів прямо пропорційна розчинності даного газу у воді.

Розчинність газів у воді – процес екзотермічний, тому з підвищенням температури розчинність газів падає, що зв'язано з підвищенням кінетичної енергії молекул газу, яка сприяє подоланню сил притягання молекул води. При зменшенні температури розчинність газів у воді збільшується (за принципом Лє-Шатель'є).

Процес розчинності газу у воді є оборотним, тобто молекули газу попадають не тільки із газу в рідину (абсорбція), але й одночасно вириваються з розчину в газову фазу (десорбція). При рівній швидкості абсорбції та десорбції наступає рівновага між концентраціями газу в газовій фазі та у розчині:



При цьому об'єм розчину значно зменшується, що приводить до збільшення тиску, тобто до збільшення розчинності газу у воді (за принципом Лє-Шатель'є).

Величину розчинності даного газу характеризує концентрація газів у розчині при досягненні стану рівноваги. Згідно закону Генрі:

*Маса газу у даному об'ємі рідини при постійній температурі, тобто його розчинність ( $C$ ), прямо пропорційна парціальному тиску газу:*

$$C = KP,$$

де:  $C$  – масова концентрація газу у насиченому розчині (розчинність газу в 1л води);

$P$  – тиск даного газу над розчином (Па);

$K$  – коефіцієнт пропорційності (константа Генрі), який виражає залежність розчинності газа для даної температури та парціальному тиску =1атм.

Наприклад, для визначення розчинності кисню у воді при  $20^\circ\text{C}$  та тиску 0,21атм за даними таблиці 2.1. та законом Генрі отримаємо:

$$C = 0,21 \cdot 43,39 = 9,1 \text{ мг O}_2/\text{л.}$$

Таблиця 2.1. Розчинність деяких газів (мг/л) при різних температурах та парціальному тиску 1атм (константа Генрі)

t°C	O <sub>2</sub>	CO <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> S
0	69,48	3347	7027
10	53,70	2319	5112
20	43,39	1689	3929
25	39,32	1450	3432
30	35,88	1250	-
35	33,15	1106	-
40	30,81	974	-
45	28,60	862	-
50	26,57	762	-

Вміст газів у поверхневих водах залежить не лише тільки від цих факторів, а й від парціального тиску кожного з газів у атмосфері. Розчинність суміші газів зумовлюється законом Генрі – Дальтона:

*Розчинність окисної складової частини суміші газів у рідині пропорційна парціальному тиску даної складової частини газу над розчином.*

Таким чином розчинність даного газу залежить тільки від тиску, що утворює даний газ, який знаходиться начебто один над розчином. Внаслідок цього деякі гази, що мають високу розчинність, вміщуються у природних водах у невеликих кількостях та навпаки. Наприклад, стає зрозуміло, чому у воді нітрогену міститься більше, ніж кисню, не дивлячись на те, що розчинність O<sub>2</sub> (К=69,5) більше, ніж N<sub>2</sub> (К=29,8). Дійсно, якщо у повітрі міститься нітрогену майже у 4 рази більше (78 об.%), ніж кисню (21 об.%), то розчинність цих газів у воді при 0°C дорівнює:

$$C_{N_2} = 0,78 \cdot 29,8 = 23,3 \text{ мг/л};$$

$$C_{O_2} = 0,21 \cdot 69,5 = 14,5 \text{ мг/л}.$$

Гази H<sub>2</sub>S і H<sub>2</sub>, парціальний тиск яких в атмосфері близький до 0, не можуть накопичуватись у поверхневих водах. Якщо ж із-за місцевих умов вони попадають у воду, то відбувається їх виділення в атмосферу.

Закон Генрі – Дальтона справедливий, строго кажучи, для ідеальних газів, але практично застосовується для невеликого тиску (до 10 атм) та, особливо, для малорозчинних газів.

З підвищенням мінералізації води розчинність газів зменшується. Наприклад, для кисню, підвищення кількості розчинних солей до 40г на 1кг води знижує його нормальну розчинність приблизно на 25%.

Розчинність газів часто характеризують *коєфіцієнтом абсорбції*, який виражає об'єм газу, що розчиняється в 1об'ємі розчинника (води) з утворенням насыщеного розчину.

### 2.1.2. Властивості розбавлених водних розчинів неелектролітів

Розбавлені розчини за деякими своїми властивостями подібні до розчинів газів. Так, молекули розчиненої речовини подібно молекулам газа розташовуються у розчині, намагаючись зайняти найбільший об'єм. Прагнення розчинів до дифузії від міст з більшою концентрацією до міст з меншою концентрацією аналогічно прагненню молекул газа поширюватися у просторі.

Подібність до газів особливо проявляється при вивчені осмотичного тиску розчинів. Якщо розчинник і розчин розділити перегородкою, яка напівпроникаєма, тобто крізь неї можуть проникати молекули розчинника але затримуються молекули розчиненої речовини, то розчинник почне переходити крізь перегородку у розчин. Цей самовільний перехід називається осмосом.

Оsmos – явище односторонньої дифузії розчинника у розчин крізь перегородку між ними, яка напівпроникає.

Осмос можна пояснити тим, що концентрація молекул розчинника в одиниці його об'єму більша, ніж концентрація молекул розчинника в одиниці об'єма розчину. Або тим, що молекули розчинника в розчині частково зв'язуються молекулами розчиненої речовини, утворюючи сольвати (гідрати, якщо розчинник – вода).

Перехід розчинника в розчин супроводжується збільшенням об'єма розчинника та збільшенням гідростатичного тиску в посудині з розчином. Тиск, який відповідає встановленій рівновазі може служити кількісною характеристикою явища осмоса. Він називається осмотичним тиском та дорівнює тому тиску, який потрібно прикласти до розчину, щоб привести його до рівноваги з чистим розчинником, відділеним від нього напівпроникненою перегородкою.

У 1886р. Вант-Гофф експериментальним шляхом встановив закон для розведених розчинів неелектролітів:

*Величина осмотичного тиску розведеного розчину залежить від концентрації розчину та температури, але не залежить від природи розчиненої речовини та розчинника.*

$$P_{osm} = C_M \cdot RT,$$

де  $P_{osm}$  – осмотичний тиск, кПа;

$R$  – універсальна газова стала,  $R = 8,31$  Дж/(моль·К);

$T$  – абсолютна температура, К.

Оскільки  $C_M = \frac{m}{M \cdot V}$ , то

$$P_{osm} \cdot V = \frac{m}{M} RT.$$

Таким чином одержуємо формулу Менделєєва-Клапейрона, яка описує стан ідеальних газів.

Отже, осмотичний тиск дорівнює тиску, який створювала б уся речовина за умови її перебування в газоподібному стані та маючи при даній температурі об'єм, що дорівнює об'єму розчину.

Розчини з одинаковим осмотичним тиском називають *ізотонічними*.

Знаючи величину  $P_{osm}$ , можна визначити мольну масу речовини

$$M = \frac{m \cdot RT}{P_{osm} \cdot V}.$$

Дослідження властивостей розбавлених розчинів привело до створення фізичної теорії розчинів, згідно якої зміна таких важливих характеристик розчинів, як тиск пари, температура кипіння, замерзання (кристалізації) обумовлені тільки числом частинок розчиненої речовини.

Для кількісного опису властивостей розчинів використовують модель ідеального розчину.

Ідеальний розчин – це розчин, в якому сили міжмолекулярної взаємодії окремих компонентів однакові та між компонентами нема хімічної взаємодії. Властивості такого розчину визначаються тільки концентрацією розчиненої речовини. З реальних розчинів лише розведені розчини неелектролітів можуть за властивостями наблизатися до ідеальних розчинів.

Властивості розведеніх розчинів неелектролітів вивчав французький вчений Рауль (1882 р.) та сформулював такі закони.

Перший закон Рауля:

*Відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином дорівнює мольній частці розчиненої речовини.*

$$\begin{aligned} p_0 - p &= \Delta p, \\ \frac{\Delta p}{p_0} &= N_2; \quad \frac{\Delta p}{p_0} = \frac{n_2}{n_1 + n_2}; \quad \Delta p = p_0 \cdot \frac{n_2}{n_1 + n_2} \end{aligned}$$

Де:  $p_0$ ,  $p$  – тиск насиченої пари над розчинником та розчином відповідно;

$\Delta p$  – зменшення тиску насиченої пари над розчином;  
 $N_2$  – мольна частка розчиненої речовини;  
 $n_2, n_1$  – кількість моль розчиненої речовини та розчинника відповідно.

### Другий закон Рауля:

*Зменшення температури замерзання (кристалізації) розчину порівнянно з чистим розчинником пропорційно моляльній концентрації розчину.*

$$\Delta T_{зам} = K \cdot C_m,$$

$$\Delta T_{зам} = T_0 - T,$$

Де:  $T_0, T$  – температура замерзання (кристалізації) розчинника та розчину відповідно;

$C_m$  – моляльна концентрація розчину,  
 $K$  – кріоскопічна константа (*crios* – лат. „холод”).

### Третій закон Рауля:

*Підвищення температури кипіння розчину порівнянно з чистим розчинником пропорційно моляльній концентрації розчину.*

$$\Delta T_{кип} = E \cdot C_m,$$

$$\Delta T_{кип} = T - T_0,$$

Де:  $T_0, T$  – температура кипіння розчинника та розчину відповідно;

$C_m$  – моляльна концентрація розчину,  
 $E$  – ебуліоскопічна константа (*ebullire* – лат. „википати”).

Оскільки  $C_m = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_s}$ , то

$$\Delta T_{кип} = E \cdot \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_s}; \quad \Delta T_{зам} = K \cdot \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_s}.$$

де  $m, m_s$  – маси розчиненої речовини та розчинника відповідно.

$E$  та  $K$  – константи залежать від природи розчинника, але не залежать від природи розчиненої речовини ( $E_{H_2O} = 0,52$ ;  $K_{H_2O} = 1,86$ ).

На вимірюванні  $\Delta T_{кип}$  та  $\Delta T_{зам}$  засновані ебуліоскопічні та кріоскопічні методи визначення молярних мас невідомих речовин.

$$M = E \cdot \frac{m \cdot 1000}{\Delta T_{кип} \cdot m_s}; \quad M = K \cdot \frac{m \cdot 1000}{\Delta T_{зам} \cdot m_s}.$$

### 2.1.3. Властивості водних розчинів електролітів

Речовини, водні розчини яких проводять електричний струм за рахунок дисоціації їх молекул на іони, називаються електролітами. Розчини електролітів називають іонними провідниками, тому що перенос струму відбувається іонами. Такими речовинами є неорганічні солі, кислоти та основи. В розчинах електролітів спостерігаються відхилення від законів Рауля та Вант-Гоффа: осмотичний тиск, зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином, зниження температури кристалізації та підвищення температури кипіння в розчинах електролітів завжди більші, ніж мають бути відповідно до концентрації розчинів. Це пояснюється тим, що при розчиненні електроліту у воді збільшується кількість часток, через те що молекули електролітів дисоціюють на іони.

Вант-Гофф, щоб поширити дію свого закону на «ненормальні розчини» ввів ізотонічний коефіцієнт  $i$ :

$$P_{osm} = i \cdot C_M \cdot RT$$

Підставляючи ізотонічний коефіцієнт  $i$  в закони Рауля, отримуємо рівняння для розведених розчинів усіх речовин, в тому числі для електролітів:

$$\Delta p = i \cdot p_0 \cdot N_2; \quad \Delta T_{kip} = i \cdot E \cdot C_m; \quad \Delta T_{зам} = i \cdot K \cdot C_m.$$

Значення ізотонічного коефіцієнту для неелектролітів =1, а для розчинів електролітів більше одиниці та визначається для кожного розчину експериментально.

Ізотонічний коефіцієнт Вант-Гоффа можна визначити як відношення  $\Delta p$ ,  $\Delta T_{kip}$ ,  $\Delta T_{зам}$ ,  $P_{osm}$ , знайдені експериментально, до тих самих величин, визначених без врахування дисоціації електролітів:

$$i = \frac{\Delta p_{dosl}}{\Delta p} = \frac{\Delta T_{kip. dosl}}{\Delta T_{kip}} = \frac{\Delta T_{зам. dosl}}{\Delta T_{зам}} = \frac{P_{osm. dosl}}{P_{osm}}$$

Значні розходження між експериментальними та розрахованими характеристиками для розчинів електролітів вдалось усунути припустив, що при розчиненні цих речовин утворюється більша кількість часток ніж при розчиненні еквімолярної кількості неелектролітів.

При розчиненні у воді, яка є полярним розчинником, електроліти піддаються електролітичній дисоціації, тобто у більшій чи меншій степені розкладаються на позитивно та негативно заряджені іони – катіони та аніони.

В основу теорії електролітичної дисоціації покладені ідеї С. Арреніуса (1883 р.). Можна виділити її основні положення:

- всі електроліти дисоціюють (розділяються) у розчинах на позитивно та негативно заряджені іони;
- під впливом електричного струму позитивно заряджені іони рухаються до катода та називаються катіонами, а негативно заряджені іони – до анода та називаються аніонами;
- дисоціація молекул речовин з іонним або ковалентним полярним зв'язком відбувається під дією полярних молекул розчинника;
- електролітична дисоціація відбувається самовільно ( $\Delta G < 0$ ), тобто енергія взаємодії молекул розчинника з розчиненою речовиною (енергія сольватациї) достатня, щоб зруйнувати хімічні зв'язки в молекулах чи іонних кристалах електроліта (розчиненої речовини);
- електропровідність розчинів чи розплавів електролітів зумовлена наявністю в них заряджених часток – іонів;
- процес дисоціації зворотний: встановлюється динамічна рівновага між кількістю молекул, які розпалися на іони, та числом іонних асоціатів, що утворилися.

Для кількісної характеристики електролітичної дисоціації С.Арреніус вводить поняття ступінь електролітичної дисоціації ( $\alpha$ ) – це відношення числа молекул, дисоційованих на іони, до загальної кількості молекул електроліта в розчині:

$$\alpha = \frac{n_{dis}}{N}.$$

Ступінь дисоціації ( $\alpha$ ) електроліту величина безрозмірна, її виражают у частках одиниці або у відсотках. Ступінь дисоціації залежить від типу зв'язку, від концентрації електроліту, від температури.

Електроліти за ступенем дисоціації поділяються на сильні і слабкі.

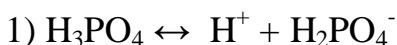
Сильні електроліти в розчинах практично повністю дисоціюють на іони, навіть в концентрованих розчинах  $\alpha$  понад 30 %. До сильних електролітів належить більшість солей, сильні кислоти –  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ; луги (розчинні основи) –  $\text{LiOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{RbOH}$ ,  $\text{Ca(OH)}_2$ ,  $\text{Ba(OH)}_2$ .

Слабкі електроліти у розчинах дисоціюють лише частково ( $\alpha \leq 3\%$ ). В розчині встановлюється динамічна рівновага між недисоційованими частками та іонами. До них належить більшість органічних кислот, деякі неорганічні –  $\text{HClO}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ , нерозчинні гідроксиди металів, вода, гідроксид амонію  $\text{NH}_4\text{OH}$ .

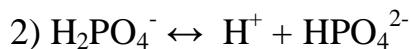
Електроліти середньої сили, ступінь дисоціації яких дещо більш за 3% -  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{Mg(OH)}_2$  – частіше відносять до слабких електролітів.

З точки зору теорії електролітичної дисоціації кислоти – це електроліти, які в розчинах утворюють катіони гідрогена ( $H^+$ ) та аніони кислотних залишків. Катіони гідрогена у розчинах гідратовані. Вони існують у вигляді іонів гідроксонію –  $H_3O^+$ , але для спрощення їх записують як  $H^+$ .

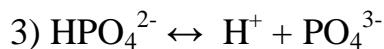
Слабкі багатоосновні кислоти дисоціюють за ступенями, наприклад:



$$K_{d1} = \frac{[H^+] \times [H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]} = 7,5 \times 10^{-5};$$



$$K_{d2} = \frac{[H^+] \times [HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} = 6,3 \times 10^{-8};$$



$$K_{d3} = \frac{[H^+] \times [PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]} = 1,3 \times 10^{-12}.$$

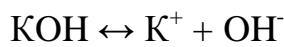
Сумарне рівняння дисоціації:



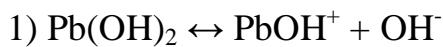
$$K_d = \frac{[H^+]^3 \times [PO_4^{3-}]}{[H_3PO_4]}.$$

Константа дисоціації ( $K_d$ ) – це константа рівноваги, яка відповідає дисоціації слабкого електроліта.

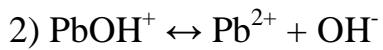
Основи – це електроліти, які під час дисоціації утворюють гідроксид-аніони ( $OH^-$ ), наприклад:



Багатокислотні слабкі основи дисоціюють за ступенями:

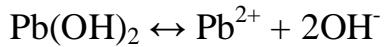


$$K_{d1} = \frac{[PbOH^+] \times [OH^-]}{[Pb(OH)_2]} = 9,55 \cdot 10^{-4};$$



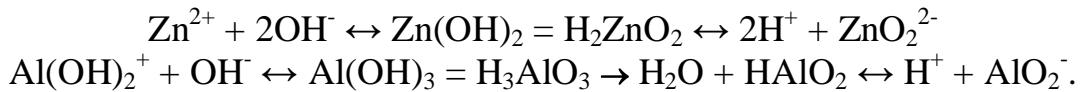
$$K_d = \frac{[\text{Pb}^{2+}] \times [\text{OH}^-]}{[\text{Pb}(\text{OH})^+]} = 3,0 \cdot 10^{-8}.$$

Сумарне рівняння дисоціації:



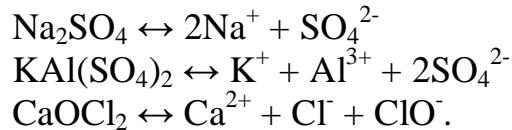
$$K_d = \frac{[\text{Pb}^{2+}] \times [\text{OH}^-]^2}{[\text{Pb}(\text{OH})_2]}$$

Амфоліти – це гідроксиди металів, які виявляють амфотерні властивості, дисоціюють залежно від умов дисоціації за основним чи кислотним типом, наприклад:

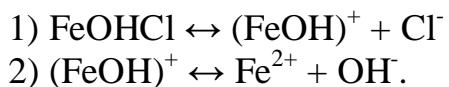
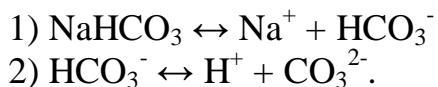


До них належать:  $\text{Be}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ga}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Ge}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Pb}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sn}(\text{OH})_4$ . Вода також відноситься до амфолітів:  $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$ .

Середні солі (сполуки з іонним зв'язком) – це сильні електроліти. Вони повністю дисоціюють на іони за одним ступенем, наприклад:



Кислі та основні солі дисоціюють за ступенями:



Тому розчини кислих солей містять незначну кількість іонів гідрогену  $\text{H}^+$  та мають слабкі кислотні властивості. Розчини основних солей мають слабкі основні властивості.

Константа дисоціації характеризує даний електроліт. В одному й тому ж самому розчиннику при постійній температурі константа дисоціації – стала величина.

На відміну від  $K_d$  ступінь дисоціації ( $\alpha$ ) визначає стан електроліту в розчині з певною концентрацією. Тобто  $\alpha$  слабких електролітів залежить від їх концентрації в розчині: з розведенням розчинів (зменшенням

концентрації) ступінь дисоціації збільшується, наближуючись до 1, та навпаки – при збільшенні концентрації розчину слабкого електроліту  $\alpha$  зменшується, тому що імовірність зустрічі іонів у розчині з утворенням недисоційованих молекул підвищується.

Константа та ступінь дисоціації зв'язані співвідношенням – закон розбавлення Оствальда:

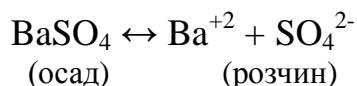
$$K_D = \frac{\alpha^2 \times C_M}{1-\alpha},$$

де См – молярна концентрація електроліту (моль/л).

Якщо ступінь дисоціації значно менший за 1, то при наближених розрахунках можна вважати  $(1-\alpha) \approx 1$ . Тоді вираження закону розбавлення Оствальда спрощується:

$$K_d = \alpha^2 \times C_M, \quad \text{або:} \quad \alpha = \sqrt{\frac{K\delta}{C_M}}$$

Добуток розчинності. Розчинність твердої речовини у воді припиняється в тому разі, коли між розчиненою речовиною (у твердій фазі) та іонами тієї ж речовини у розчині встановлюється динамічна рівновага, тобто утворюється насыщений розчин, наприклад:



В насиченому розчині важкорозчинного електроліту встановлюється динамічна рівновага між осадом електроліту та його іонами. Константа рівноваги визначається співвідношенням:

$$K_p = \frac{[Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}]}{[BaSO_4]}.$$

Оскільки  $[BaSO_4] = const$ , то при певній температурі

$$[\text{Ba}^{+2}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = \text{const} = \Delta P.$$

В насиченому розчині важкорозчинного електроліту добуток концентрації його іонів, взятих у ступені їх стехіометричних коефіцієнтів, при сталій температурі є величина стала, яка називається добутком розчинності і позначається  **$\Delta P$** .

При збільшенні концентрації одного із іонів електроліту в насиченому розчині рівновага зсунеться в бік утворення осаду, оскільки добуток концентрації іонів електроліту стане більшим ніж добуток розчинності ( $\Delta P$ ).

Умовою утворення осаду є збільшення добутку концентрації іонів важкорозчинного електроліту над його добутком розчинності (ДР)

$$[\text{Ba}^{+2}] [\text{SO}_4^{2-}] > \text{ДР}_{\text{BaSO}_4} - \text{утворення осаду.}$$

Розчинність електроліту зменшується при введенні в розчин однайменних іонів.

Якщо зменшити концентрацію одного із іонів, зв'язавши його іншим іоном, то добуток концентрації іонів стане меншим ніж добуток розчинності, розчин стане ненасиченим і рівновага зрушиться у напрямку розчинення осаду

$$[\text{Ba}^{+2}] [\text{SO}_4^{2-}] < \text{ДР}_{\text{BaSO}_4} - \text{розчинення осаду.}$$

Розчинення осаду важкорозчинного електроліту відбувається за умови, що добуток концентрації його іонів менший від значення величини добутку розчинності (ДР).

В розчинах сильних електролітів концентрація іонів велика. Сили взаємодії між іонами та молекулами розчинника зростають. Навколо кожного іона виникає шар протилежно заряджених іонів, який одержав назву іонна атмосфера. Чим більше концентрація розчину, тим сильніша гальмуюча дія іонної атмосфери на електропровідність розчину й тим менше значення ступеня дисоціації сильного електроліту. Тому замість концентрації вводять величину ефективної концентрації – активності електроліту (іонів). Активність іона ( $a$ ) – це добуток його концентрації та коефіцієнта активності:

$$a = f_a \cdot C_m .$$

В концентрованих розчинах сильних електролітів коефіцієнт активності  $f_a < 1$ , що вказує на взаємодію між іонами.

Коефіцієнт активності залежить від природи розчиненої речовини, розчинника, концентрації розчину та температури.

Залежність активності від концентрації всіх іонів визначається іонною силою розчину, яка дорівнює напівсумі іонних концентрацій, кожна з яких помножена на квадрат його заряду ( $Z$ ):

$$I = 1/2 \cdot (C_1 Z_1^2 + C_2 Z_2^2 + \dots + C_i Z_i^2).$$

Приблизно коефіцієнт активності іона в розбавленому розчині можна визначити за формулою:

$$\lg f_a = -0,5 z^2 \sqrt{I} .$$

Таблиця 2.2. Константи дисоціації деяких слабких електролітів ( $T = 298$ )

Назва	Формула	$K_d$	$pK = -\lg K_d$
1	2	3	4
Нітритна кислота	$\text{HNO}_2$	$6,9 \cdot 10^{-4}$	3,16
Борна кислота	$\text{H}_3\text{BO}_3$	$7,1 \cdot 10^{-10}$	9,15
Германієва кислота	$K_1$ $K_2$	$\text{H}_4\text{GeO}_4$ $7,9 \cdot 10^{-10}$ $2,0 \cdot 10^{-13}$	9,10 12,7
Селенідна кислота	$K_1$ $K_2$	$\text{H}_2\text{Se}$ $1,3 \cdot 10^{-4}$ $1,0 \cdot 10^{-11}$	3,89 11,0
Сульфітна кислота	$K_1$ $K_2$	$\text{H}_2\text{SO}_3$ $1,4 \cdot 10^{-2}$ $6,2 \cdot 10^{-8}$	1,85 7,20
Сульфідна кислота	$K_1$ $K_2$	$\text{H}_2\text{S}$ $1,0 \cdot 10^{-7}$ $2,5 \cdot 10^{-13}$	6,99 12,60
Карбонатна кислота	$K_1$ $K_2$	$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{CO}_2(p) + \text{H}_2\text{O}$ $4,5 \cdot 10^{-7}$ $4,8 \cdot 10^{-11}$	6,35 10,32
Оцтова кислота		$\text{CH}_3\text{COOH}$ $1,74 \cdot 10^{-5}$	4,76
Метафосфатна кислота	$K_1$ $K_2$	$\text{H}_3\text{PO}_3$ $3,1 \cdot 10^{-2}$ $1,6 \cdot 10^{-7}$	1,51 6,79
Ортофосфатна кислота	$K_1$ $K_2$ $K_3$	$\text{H}_3\text{PO}_4$ $7,5 \cdot 10^{-3}$ $6,3 \cdot 10^{-8}$ $1,3 \cdot 10^{-12}$	2,12 7,20 11,89
Силікатна кислота	$K_1$ $K_2$	$\text{H}_2\text{SiO}_3$ $2,2 \cdot 10^{-10}$ $1,6 \cdot 10^{-12}$	9,66 11,80
Гіпохлоритна кислота		$\text{HClO}$ $2,95 \cdot 10^{-8}$	7,53
Ціанідна кислота		$\text{HCN}$ $5,0 \cdot 10^{-10}$	9,30
Фторидна кислота		$\text{HF}$ $6,6 \cdot 10^{-4}$	3,18
Алюмінію гідроксид	$K_3$	$\text{Al}(\text{OH})_3$ $1,38 \cdot 10^{-9}$	8,86
Амоніаку розчин (амонію гідроксид)		$\text{H}_3\text{N} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_4\text{OH}$ $1,76 \cdot 10^{-5}$	4,755
Феруму (ІІ) гідроксид	$K_2$	$\text{Fe}(\text{OH})_2$ $1,3 \cdot 10^{-4}$	3,89
Феруму (ІІІ) гідроксид	$K_2$ $K_3$	$\text{Fe}(\text{OH})_3$ $1,82 \cdot 10^{-11}$ $1,35 \cdot 10^{-12}$	10,74 11,87
Магнію гідроксид	$K_2$	$\text{Mg}(\text{OH})_2$ $2,5 \cdot 10^{-3}$	2,6
Мангану (ІІ) гідроксид	$K_2$	$\text{Mn}(\text{OH})_2$ $5,0 \cdot 10^{-4}$	3,30
Плюмбуму (ІІ) гідроксид	$K_1$ $K_2$	$\text{Pb}(\text{OH})_2$ $9,55 \cdot 10^{-4}$ $3,0 \cdot 10^{-8}$	3,02 7,52
Аргентуму гідроксид		$\text{AgOH}$ $5,0 \cdot 10^{-3}$	2,30
Цинку гідроксид	$K_2$	$\text{Zn}(\text{OH})_2$ $4,0 \cdot 10^{-5}$	4,4

Таблиця 2.3. Константи дисоціації деяких сильних електролітів  
(для  $T = 298$  K)

Назва	Формула	Константа дисоціації
Нітратна кислота	$\text{HNO}_3$	43,6
Бромидна кислота	$\text{HBr}$	$10^9$
Йодидна кислота	$\text{HI}$	$10^{11}$
Хлоридна кислота	$\text{HCl}$	$10^7$
Сульфатна кислота	$\text{H}_2\text{SO}_4$	$K_{d1}=10^3$ ; $K_{d2}=10^{-2}$
Перманганатна кислота	$\text{HMnO}_4$	$10^7$

#### 2.1.4. Іонний добуток води та водневий показник (pH)

Іони водню  $\text{H}^+$  займають особливe положення у складі природних вод. Їхній абсолютний вміст порівняно з іншими іонами надзвичайно малий – за концентрацією  $\text{H}^+$  посідають ледь не останнє місце, але роль їх у природних розчинах дуже висока.

Іони водню  $\text{H}^+$  завжди присутні у природній воді, тому що вони виникають при її дисоціації:  $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$ .

В чистій воді спостерігається незначна електропровідність, тобто вона слабо дисоціює на іони (вода – слабкий електроліт).



Константа дисоціації води

$$K_d = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16}.$$

Концентрація молекул води – стала величина: 55,55 моль/дм<sup>3</sup>; її можна включити в константу:

$$K_{\text{дис}} \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,55 = 1 \cdot 10^{-14} \text{ моль/дм}^3$$

Оскільки активності іонів приблизно дорівнюють їх концентраціям, а активність води близька до одиниці, то використовують вираз:

$$K_B = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-].$$

Тобто добуток концентрації іонів водню та гідроксид-іонів є величиною постійною при постійній температурі. Цю величину називають іонним добутком води; чисельне його значення при 22°C дорівнює  $10^{-14}$  моль/дм<sup>3</sup>.

$$K_B = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14} \text{ моль/дм}^3.$$

Оскільки при дисоціації води утворюється однакова кількість іонів водню та гідроксид-іонів, то ймовірно, що в чистій воді  $[H^+] = [OH^-] = \sqrt{10^{-14}}$  моль/л.

Тому й маємо відоме в хімії положення про нейтральну реакцію водного розчину при  $[H^+] = 10^{-7}$  моль/л та  $[OH^-] = 10^{-7}$  моль/дм<sup>3</sup>; кислу реакцію при  $[H^+] > 10^{-7}$  моль/л та  $[OH^-] < 10^{-7}$  моль/л; лужну реакцію при  $[H^+] < 10^{-7}$  моль/л та  $[OH^-] > 10^{-7}$  моль/л.

Оскільки концентрації іонів водню та гідроксилу надто малі, то їх виражають у вигляді логарифмів з оберненим знаком та називають ці величини водневим показником (pH) та показником іонів гідроксилу (pOH):

$$\begin{aligned} pH &= -\lg[H^+]; \\ pOH &= -\lg[OH^-]. \end{aligned}$$

$$pH + pOH = pK_B = 14,$$

$$\text{де: } pK_B = -\lg K_B = -\lg 10^{-14} = 14.$$

При нейтральній реакції водного розчину, тобто при рівності іонів водню та гідроксилу,  $pH = pOH = 7$ . При кислій реакції водного розчину  $pH < 7$ ,  $pOH > 7$ . При лужній реакції водного розчину  $pH > 7$ ,  $pOH < 7$ .

Природні води залежно від pH поділяються таким чином:

- Сильно кислі води                     $pH < 3$
- Кислі води                             $pH = 3 \div 5$
- Слабо кислі води                     $pH = 5 \div 6,5$
- Нейтральні води                       $pH = 6,5 \div 7,5$
- Слабо лужні води                     $pH = 7,5 \div 8,5$
- Лужні води                             $pH = 8,5 \div 9,5$
- Сильно лужні води                     $pH > 9,5$

Природна вода – це складний розчин, концентрація іонів водню в якому залежить не лише тільки від дисоціації води, а й від дисоціації та гідролізу інших сполук.

Значно впливають на pH природної води такі компоненти:

а)  $CO_2$  та його похідні: для вод з невеликим вмістом  $CO_2$  характерна слаболужна реакція ( $pH \geq 7$ ), а великі концентрації  $CO_2$  зменшують pH;

б) органічні гумусові кислоти: збагачення води органічними речовинами та гумусом сприяють зменшенню pH до 3,5 – тому що при розкладанні органічних речовин утворюються  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , гумусові та фульвокислоти;

в) солі важких металів: забруднення водойм важкими металами також призводять до зменшення pH, тому що результатом гідроліза їх солей є кисла реакція середовища;

г) забруднення атмосфери  $\text{SO}_2$  та  $\text{NO}_2$  приводить до випадіння кислих дощів, що зменшує pH природних вод;

д) іони лужних металів: наявність соди  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  або гідрокарбонатів натрію  $\text{NaHCO}_3$  підвищують pH до 11 – це характерно для підземних вод та зв'язано з їх під'йомом і створенням випарувальних бар'єрів, що є причиною засолення ґрунтів.

Визначення pH природної води належить до найважливіших показників при дослідженнях екосистем. pH є важливою константою в біологічних процесах живих істот. Від значення pH залежить життєдіяльність гідробіонтів – оптимальний розвиток тих чи інших водних організмів може існувати лише в певних межах величини pH.

Водневий показник контролює наявність більшості хімічних елементів та визначає форму їхнього перебування у воді. Від значення pH залежить агресивна дія води на бетон та металеві конструкції в природних водах.

Зміна pH води свідчить про забруднення її продуктами розпаду органічних сполук, стічними водами промислових підприємств або іншими речовинами. Постійність pH природних вод має велике значення для нормального протікання в них різних біологічних та фізико-хімічних процесів.

Потенціометричний метод визначення величини pH природної води зі скляним електродом є найбільш універсальний і точний. Він дозволяє проводити вимірювання з точністю 0,05 – 0,02 одиниць pH а також придатний для аналізу вод з широким діапазоном мінералізації та вод, що мають кольоровість та мутність.

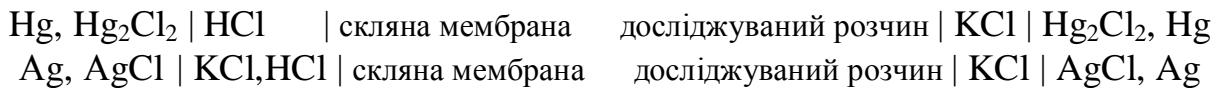
Метод заснований на вимірюванні різниці потенціалів, що виникають на межі зовнішньої поверхні скляної мембрани електроду та досліджуваним розчином, з одного боку, і внутрішньої поверхні мембрани та стандартним розчином кислоти, з іншого боку. Внутрішній стандартний розчин скляного електроду має постійну активність іонів водню, тому потенціал на внутрішній поверхні мембрани не змінюється – і різниця потенціалів, яку вимірюють, визначається потенціалом, що виникає на межі зовнішньої поверхні електроду та досліджуваного розчину.

Вимірювання проводять відносно потенціалу іншого електроду, який називають електродом порівняння. Вибирають такий електрод, потенціал

якого практично не залежить від активності іонів водню, наприклад, каломельний або хлорсрібний.

Скляний електрод являє собою трубку з напоєною на конус порожньою кулькою, що виготовлена з літієвого скла. При зануренні електрода у розчин між поверхнею кульки електрода та розчином відбувається обмін іонами, внаслідок якого іони літію в поверхневому шарі скла замінюються на іони водню. Між поверхнею скла та досліджуваним розчином виникає різниця потенціалів, величина якої залежить від активності іонів водню у розчині та його температури. Для вимірювання цієї різниці потенціалів створюють електричний ланцюг. Внутрішній електрод цього ланцюга забезпечує контакт з розчином, який заповнює внутрішню частину скляного електрода. Допоміжний електрод являє собою проточний хлорсрібний електрод. Він забезпечує контакт з досліджуваним розчином за допомогою електричного ключа – трубки, що заповнена насиченим розчином калію хлоридом, яка закінчується пористою перегородкою. Насичений розчин KCl повинний безперервно повільно поступати в досліджуваний розчин зі швидкістю 20мл/добу. Значення pH реєструють мілівольтметром, градуйованим в одиницях pH.

Вимірювальні осередки складають з індикаторного (скляного) електрода, електродів порівняння (каломельний або хлорсрібний), досліджуваного розчину та розчинів з постійною активністю водневих іонів:



Електрорушійна сила, що виникає у вимірювальних осередках, є функцією активності іонів водню (pH) та температури у досліджуваному розчині. У деяких межах значень pH ця функція є лінійною та описується рівнянням:

$$E = E_o + \frac{RT}{F} \ln a^+ = E_o + 2,3026 \frac{RT}{F} \lg a^+ = E_o - 2,3026 \frac{RT}{F} \text{ pH},$$

де: E – електрорушійна сила, яку вимірюють;

$E_o$  – стандартний потенціал скляного електрода;

$a^+$  – активність іонів водню у досліджуванім розчині;

R – універсальна газова стала;

T – абсолютна температура;

F – число Фарадея.

Приблизно визначити pH середовища можна за допомогою кислотно-основних індикаторів – речовин, які в певному інтервалі значень pH розчину змінюють свій колір. Індикаторами можуть бути слабкі органічні кислоти HInd та основи IndOH, молекули та іони яких мають різний колір:  $\text{HInd} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Ind}^-$ ;  $\text{IndOH} \rightleftharpoons \text{Ind}^+ + \text{OH}^-$ .

Наприклад, індикатори – слабкі органічні кислоти – це лакмус та фенолфталеїн; індикатори – слабкі основи – це метиловий помаранчевий, метиловий червоний.

Відомі методи використання різних кислотно-основних індикаторів, що змінюють забарвлення при різних значеннях pH. Знаючи інтервал зміни кольору кількох індикаторів можна встановити pH досліджуваної природної води достатньо точно (додавати по 1-2 краплі індикатора до 10мл проби води).

Інтервали переходу та забарвлення деяких pH-індикаторів наведені у таблиці 2.3.

Таблиця 2.4. Визначення pH за допомогою індикаторів

Індикатор	Інтервал pH	Зміна кольору
Пікринова кислота	0,1 - 1,3	Безбарвний - жовтий
Кристалічний фіолетовий I	0,13 – 0,5	Жовтий-зелений
	II 1,0 – 1,5	Зелений-синій
	III 2,0 – 3,0	Синій -фіолетовий
Крезоловий червоний	I 0,2 – 1,8	Червоний - жовтий
	II 7,0 – 8,8	Жовтий - пурпурний
Метиловий жовтий	2,9 – 4,0	Червоний - оранжево-жовтий
Бромфеноловий синій	3,0 – 4,6	Жовтий - фіолетово-синій
Метиловий помаранчовий	3,0 – 4,4	Червоний-помаранчово-жовтий
2,5-Динітрофенол	4,0- 5,8	Безбарвний - жовтий
Метиловий червоний	4,4 – 6,2	Червоний - жовтий
Алізариновий червоний	5,0 – 6,6	Жовтий-фіолетово-червоний
Лакмус	5,0 – 8,0	Червоний - синій
Бромтимоловий синій	6,0 – 7,5	Жовтий - синій
Фенолфталеїн	8,2 – 10,0	Безбарвний - рожевий
Тимолфталеїн	9,3 – 10,5	Безбарвний - синій
Алізариновий жовтий R	10,0 –12,0	Жовтий-оранжево-червоний
Алізарин	11,0 –13,0	Рожевий - фіолетовий
Фуксинова кислота	12,0 –14,0	Яскраво -червоний-безбарвний

## 2.1.5. Вплив гідролізу солей на водневий показник (рН) розчинів

Реакція обміну між речовиною та водою звуться гідролізом. Гідролізу підлягають солі, вуглеводи, білки, етери, жири тощо.

В гідрохімії мають справу з гідролізом солей:

*хімічна взаємодія іонів солі з іонами води призводить до утворення слабкого електроліту або слаборозчинного електроліту та супроводжується зміною рН середовища.*

Гідроліз є наслідком поляризаційної взаємодії іонів солі з їх гідратною оболонкою.

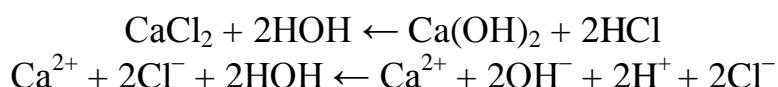
Розглянемо 4 типа солей.

**1) Солі, що утворені сильною основою та сильною кислотою гідролізу не підлежать.**

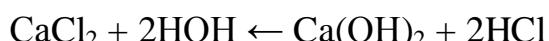
До сильних основ належать луги – розчинні гідроксиди лужних металів – LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH та гідроксиди лужноzemельних металів Ca(OH)<sub>2</sub>, Sr(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub>.

Сильні кислоти – HCl, HBr, HI, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HClO<sub>4</sub>.

При взаємодії солі CaCl<sub>2</sub>, утвореної сильною основою Ca(OH)<sub>2</sub> та сильною кислотою HCl, з водою не утворюється слабкий електроліт, який би зв'язав іони води (H<sup>+</sup> чи OH<sup>-</sup>)



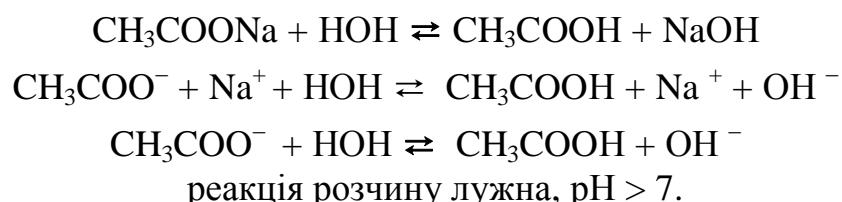
Внаслідок цього рівновага зміщується вліво, в бік малодисоційованої речовини – H<sub>2</sub>O:



**Тобто солі, утворені лугами та сильними кислотами не гідролізують.** Розчини таких солей нейтральні: pH = 7.

**2) Солі, що утворені сильними основами та слабкими кислотами гідролізують,** внаслідок чого утворюється слабкий електроліт, а розчин має лужну реакцію: pH>7. Відбувається гідроліз за аніоном (іоном слабкого електроліту) – H<sub>2</sub>S, CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, SO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, CN<sup>-</sup>, CNS<sup>-</sup>, CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup> та інш.

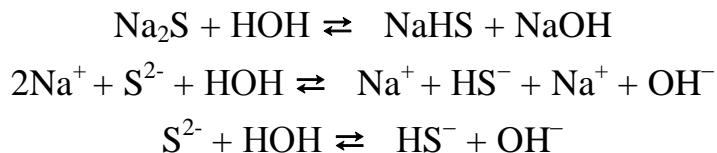
Наприклад, гідроліз солі ацетат натрію CH<sub>3</sub>COONa:



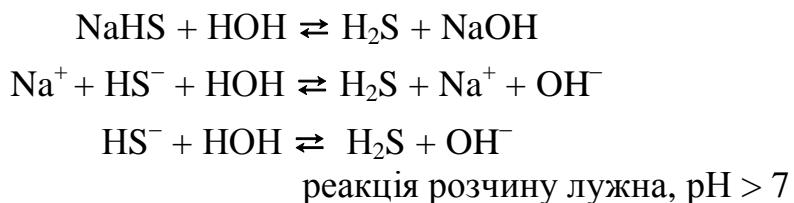
Внаслідок гідролізу солі іони гідрогену води ( $H^+$ ) зв'язуються в слабкий електроліт – оцтову кислоту та залишається надлишок  $OH^-$ -іонів. Тому розчини солей, що утворені сильною основою та слабкою кислотою, мають лужну реакцію:  $pH > 7$ .

Солі багатоосновних кислот гідролізують по ступеням.

I. Перший ступінь:



II. Другий ступінь:

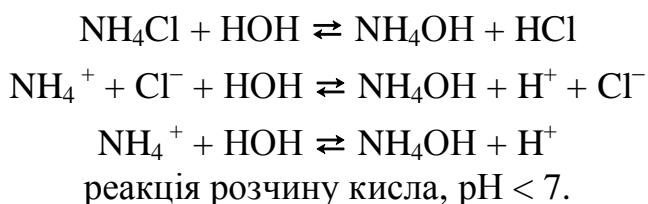


Солі, що утворені з багатоосновних кислот та лугів, гідролізують з утворенням кислих солей (NaHS). Розчин таких солей теж має лужну реакцію -  $pH > 7$ .

Гідроліз тим інтенсивніше, чим слабкіша кислота.

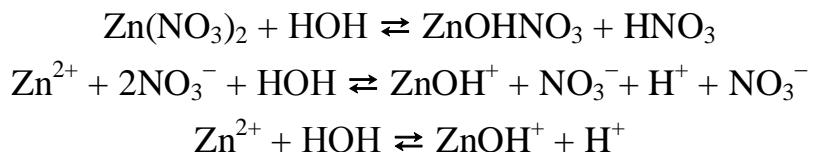
**3) Солі, які утворені слабкими основами та сильними кислотами.** В цьому разі відбувається гідроліз за катіоном ( $Al^{3+}$ ,  $Zn^{2+}$ ,  $Mn^{2+}$ ,  $NH_4^+$  та інш.).

Рівновага електролітичної дисоціації води зміщується в бік утворення слабкої основи, а в розчині накопичується надлишок водневих іонів  $H^+$ , реакція розчину кисла –  $pH < 7$ . Наприклад:

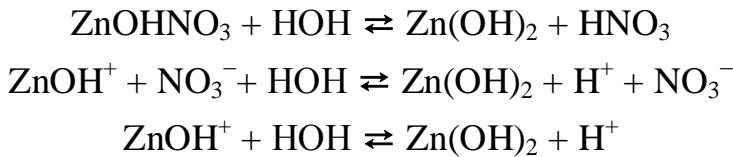


Солі багатоосновних основ гідролізують ступінчасто

I. Перший ступінь:

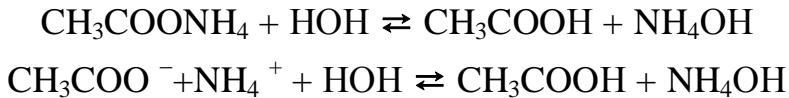


II. Другий ступінь:

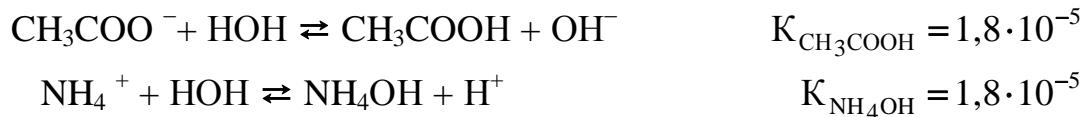


Накопичується надлишок іонів водню – реакція розчину кисла,  $\text{pH} < 7$ . Чим слабше основа, тим повніше йде гідроліз.

**4) Солі, які утворені слабкою основою та слабкою кислотою гідролізуються за катіоном та аніоном.** Наприклад:

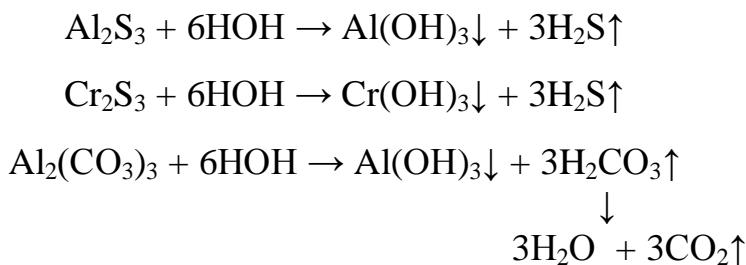


Одночасно йдуть обидва процеси:



Реакція розчину залежить від співвідношення констант іонізації речовин, що утворюються, - слабкої основи та слабкої кислоти. Вона може бути або слабо кислою, або слабо основною –  $\text{pH} \approx 7$ . В наведеному прикладі константи дисоціації кислоти та основи співпали, то реакція розчину – нейтральна ( $\text{pH} = 7$ ).

Прикладом повного гідролізу солі є взаємодія сульфідів алюмінію, хрому, карбонату алюмінію з водою:



### Ступінь гідролізу. Константа гідролізу.

Кількісно гідроліз характеризується ступенем гідролізу ( $\mathbf{h_r}$ ) та константою гідролізу ( $K_r$ ).

Ступінь гідролізу – відношення числа молекул, які гідролізуються, до загального числа молекул:

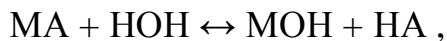
$$h_2 = \frac{C_2}{C},$$

де  $C_2$  – концентрація гідролізованої частини речовини,  
 $C$  – загальна концентрація розчиненої речовини.

Ступінь гідролізу залежить від:

- збільшення концентрації або розбавлення солі;
- температури;
- хімічної природи кислот та основи, які складають сіль.

Якщо рівняння реакції гідролізу солі **МА** записати в загальному вигляді:



то вираження для константи рівноваги цієї реакції

$$K_p = \frac{[\text{MOH}] \cdot [\text{HA}]}{[\text{MA}] \cdot [\text{HOH}]}.$$

Але концентрація води  $[\text{H}_2\text{O}]$  в розведених розчинах стала та дорівнює 55,5 моль/дм<sup>3</sup>. Тоді:  $K_p \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \text{const}$  та називається константою гідролізу

$$K_2 = \frac{[\text{MOH}] \cdot [\text{HA}]}{[\text{MA}]}$$

Для гідролізу за аніоном

$$K_r = \frac{[\text{HA}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{D(\text{кислоти})}},$$

де:  $K_{\text{H}_2\text{O}}$  – іонний добуток води;  $K_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \cdot 10^{-14}$ .

Для гідролізу за катіоном

$$K_r = \frac{[\text{MOH}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{M}^+]} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{D(\text{основи})}}$$

Для гідролізу за катіоном та аніоном

$$K_r = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{D(\text{кислоти})} \cdot K_{D(\text{основи})}}$$

Ці рівняння – кількісні підтвердження зробленого раніше висновку: чим слабша кислота (основа), сіль якої підлягає гідролізу, тим повільніше йде гідроліз.

Взаємозв'язок ступеня гідролізу ( $\alpha_r$ ) з константою гідролізу ( $K_r$ ) описується законом розведення Оствальда.

$$K_r = \frac{h_r^2 \cdot C_m}{1 - h_r}.$$

Якщо  $h_r \ll 1$ ,  $K_r = h_r^2 \cdot C_m$ ;  $h_r = \sqrt{\frac{K_r}{C_m}}$ .

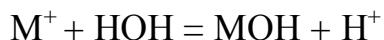
При розведенні розчину солі, яка піддалась гідролізу, ступінь її гідролізу зростає.

Тому розчини солей треба зберігати концентрованими та додавати лугу (для солей, утворених сильною основою та слабкою кислотою) або кислоту (для солей, утворених сильною кислотою та слабкою основою).

Ступінь гідролізу ( $h_r$ ) – зростає зі збільшенням температури. Це витікає з принципу Ле-Шательє. Якщо реакції нейтралізації екзотермічні, то зворотні – реакції гідролізу – ендотермічні. Тому із зростанням температури збільшується ступінь гідролізу. Для послаблення гідролізу розчини солей треба зберігати при низькій температурі.

Розрахунок водневого показника (рН) розчину солі певної концентрації можна провести точно.

- Рівняння реакції гідролізу за катіоном *солі*, яка утворена сильною кислотою та слабкою основою, можна записати у загальному вигляді:



Константа гідролізу дорівнює:

$$K_r = \frac{[MOH] \cdot [H^+]}{[M^+]} = \frac{[H^+]^2}{C_M \text{ (солі)}}.$$

Тому що  $[MeOH] = [H^+]$ , а концентрація катіонів металу в розчині відповідає молярній концентрації розчину солі, тобто:  $[Me^+] = C_M \text{ (солі)}$ .

При гідролізі за катіоном константа гідролізу дорівнює (див. вище):

$$K_r = \frac{K_{\text{води}}}{K_{\text{Дис. (основи)}}}.$$

Можна зрівняти праві частини двох виразів константи гідролізу:

$$\frac{[H^+]^2}{C_M \text{ (солі)}} = \frac{K_{\text{води}}}{K_{\text{Дис. (основи)}}}.$$

$$\text{Звідси виводимо: } [\text{H}^+] = \sqrt{\frac{K_{\text{води}} \cdot C_M}{K_{D(\text{осн.})}}}.$$

Якщо взяти від'ємний логарифм від концентрації катіонів гідрогену, то отримаємо значення водневого показника:

$$-\lg[\text{H}^+] = -\frac{1}{2} \lg K_{\text{води}} - \frac{1}{2} \lg C_{M(\text{солі})} + \frac{1}{2} \lg K_{D(\text{осн.})};$$

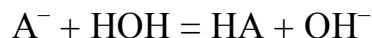
$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \lg K_{D(\text{осн.})} - \frac{1}{2} \lg C_{M(\text{солі})};$$

$$\text{або: } \text{pH} = 7 - \frac{1}{2} pK_{(\text{осн.})} - \frac{1}{2} \lg C_{M(\text{солі})},$$

де:  $pK_{(\text{осн.})} = -\lg K_{D(\text{осн.})}$  – це показник константи дисоціації слабкої основи (константу дисоціації слабкого електроліту та її показник можна знайти в таблиці 2.2).

Використовуючи ці рівняння можна точно розрахувати значення pH у розчині солі певної концентрації, яка гідролізує за катіоном.

- Для солі, яка утворена сильною основою та слабкою кислотою рівняння гідролізу за аніоном у загальному вигляді записують таким чином:



Константа гідролізу дорівнює:

$$K_\Gamma = \frac{[\text{HA}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{C_{M(\text{солі})}}, \text{ або } K_\Gamma = \frac{K_{\text{води}}}{K_{D(\text{кислоти})}}.$$

Отже, після зрівняння отримаємо:

$$\frac{[\text{OH}^-]^2}{C_{M(\text{солі})}} = \frac{K_{\text{води}}}{K_{D(\text{кислоти})}} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_{\text{води}} \cdot C_M}{K_{D(\text{кисл.})}}}.$$

Вираз концентрації іонів гідрогену можна отримати через константу води:

$$[\text{H}^+] = \frac{K_{\text{води}}}{[\text{OH}^-]} = \frac{K_{\text{води}}}{\sqrt{\frac{K_{\text{води}} \cdot C_M}{K_{D(\text{кисл.})}}}} = \sqrt{\frac{K_{D(\text{кисл.})} \cdot K_{\text{води}}}{C_M}};$$

Візьмемо від'ємний логарифм від концентрації катіонів гідрогену, тобто отримаємо значення водневого показника, як це було зроблено у попередньому випадку:

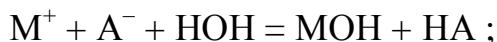
$$-\lg[H^+] = -\frac{1}{2}\lg K_{\text{води}} - \frac{1}{2}\lg K_{\text{Дис.(кисл.)}} + \frac{1}{2}\lg C_{M(\text{солі})} ;$$

$$\text{pH} = 7 - \frac{1}{2}\lg K_{\text{Дис.(кисл.)}} + \frac{1}{2}\lg C_{M(\text{солі})} ;$$

$$\text{або: } \text{pH} = 7 + \frac{1}{2}\text{pK}_{\text{(кисл.)}} + \frac{1}{2}\lg C_{M(\text{солі})} ,$$

де:  $\text{pK}_{\text{(кисл.)}} = -\lg K_{\text{Дис.(кисл.)}}$  – це показник константи дисоціації слабкої кислоти (константу дисоціації слабкого електроліта та її показник можна знайти в таблиці 2.2.)

- Реакція розчину *солі*, яка утворена слабкою основою та слабкою кислотою залежить від відносної сили кислоти та основи та може бути близькою до нейтральної ( $\text{pH} \approx 7$ ). Відбувається гідроліз за катіоном та аніоном:



$$K_G = \frac{K_{H_2O}}{K_{D(\text{кисл.})} \cdot K_{D(\text{осн.})}} .$$

Реакції гідролізу важливі при формуванні іонно-сольового складу природних вод – вони спричиняють розкладання складних породотвірних мінералів і перетворення їх у менш розчинні (переважно глинисті) сполуки шляхом заміщення катіонів породи на водневий іон води.

## 2.1.6. Природна вода – багатокомпонентний розчин.

Природні води за своїм складом дуже різноманітні. Вони відрізняються не тільки за хімічними елементами та загальною концентрацією розчинних речовин, а й за кількісним співвідношенням компонентного складу та формою їх сполук.

Під хімічним складом природних вод слід розуміти весь складний комплекс мінеральних та органічних сполук, які знаходяться у розчині в різних формах іонно-молекулярного та колоїдного стану.

Алекін О.О. з деякою умовністю поділяє хімічний склад природних вод на такі групи:

- Макрокомпоненти, або головні іони, які вміщуються в любому типі природних вод в найбільшій кількості:
  - аніони – хлоридні  $Cl^-$ , сульфатні  $SO_4^{2-}$ , гідрокарбонатні  $HCO_3^-$ , карбонатні  $CO_3^{2-}$ ;

- катіони – натрію  $\text{Na}^+$ , калію  $\text{K}^+$ , кальцію  $\text{Ca}^{2+}$ , магнію  $\text{Mg}^{2+}$ .
2. Розчинні гази – за походженням їх можна розділити на три групи:
- атмосферні гази (азот  $\text{N}_2$ , кисень  $\text{O}_2$ , аргон  $\text{Ar}$  та інші інертні гази, діоксид вуглецю  $\text{CO}_2$ );
  - гази біохімічного походження (діоксид вуглецю  $\text{CO}_2$ , метан  $\text{CH}_4$ , інші важкі вуглеводи, сірководень  $\text{H}_2\text{S}$ , азот  $\text{N}_2$ , водень  $\text{H}_2$ );
  - гази, що утворилися в процесі дегазації мантії та метаморфізації гірських порід у глибинних шарах земної кори при високих температурах і тиску, тобто – гази вулканічного походження (діоксид вуглецю  $\text{CO}_2$ , оксид вуглецю  $\text{CO}$ , метан  $\text{CH}_4$ , водень  $\text{H}_2$ , сірководень  $\text{H}_2\text{S}$ , аміак  $\text{NH}_3$ ).
- Перша група газів характерна переважно для вод земної поверхні, друга – для поверхневих і підземних вод, третя – переважно для підземних. Найпоширенішими у поверхневих водах є кисень  $\text{O}_2$  та діоксид вуглецю  $\text{CO}_2$ .
3. Біогенні елементи – це органічні (білок) та неорганічні ( $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{NH}_4^+$ ) сполуки нітрогена; органічні та неорганічні ( $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ,  $\text{HPO}_4^{2-}$ ) сполуки фосфора, сполуки силіція ( $\text{H}_4\text{SiO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{SiO}_4^-$ ).
4. Мікроелементи (мікрокомпоненти) – це сполуки всіх інших хімічних елементів, середній вміст яких у природних водах звичайно становить менше 10мг/л. Їх поділяють на основні групи:
- типові катіони:  $\text{Li}^+$ ,  $\text{Rb}^+$ ,  $\text{Cs}^+$ ,  $\text{Be}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ;
  - важкі метали:  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Au}^+$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ;
  - амфотерні комплексоутворювачі:  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{6+}$ ,  $\text{Mn}^{6+}$ ,  $\text{Mo}^{6+}$ ,  $\text{V}^{6+}$ ;
  - типові аніони:  $\text{F}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\Gamma$ ,  $\text{BO}_3^{3-}$ ;
  - радіоактивні елементи:  ${}^{40}\text{K}^+$ ,  ${}^{87}\text{Rb}^+$ ,  ${}^3\text{H}^+$ ,  ${}^{226}\text{Ra}^+$ ,  ${}^{235}\text{U}^{6+}$ ,  ${}^{238}\text{U}^{6+}$ ,  ${}^{210}\text{Po}^{2+}$ ,  ${}^{232}\text{Th}^{4+}$ ,  ${}^{14}\text{CO}_3^{2-}$ .
5. Органічні речовини – за походженням органічні речовини поділяються на ті, що надходять ззовні (з водозбірної площини) та інші, що утворюються безпосередньо у водоймі:
- до першої групи належать переважно органічні речовини, які надходять з промисловими і побутовими стічними водами, і гумусові речовини, які вимиваються з ґрунтів торфовищ, лісового перегною, тощо;
  - інша група органічних речовин, які утворюються безпосередньо у водоймі, зумовлюється безперервними й одночасними процесами утворення первинної органічної речовини та її розкладання. Отже, у воду потрапляють продукти життєдіяльності (екскременти, напівпереварена їжа) й тіла відмерлих організмів.
6. Катіони гідрогену  $\text{H}^+$  мають особливe положення. Вони містяться у природних водах в дуже невеликій кількості. Часто їх концентрація менша від концентрації мікрокомпонентів, але вони відіграють

велику роль в хімічних та біологічних процесах, які протікають в природних водах. Концентрація  $\text{H}^+$  впливає на значення реакції середовища у водних розчинах (рН).

7. Забруднювальні речовини – пестициди, синтетичні поверхневоактивні речовини (СПАВ), феноли, нафтопродукти тощо.

Цей розподіл на групи носить умовний характер, тому що деякі елементи, наприклад кальцій і калій, необхідні організмам і засвоюються ними як біогенні, а концентрації останніх часто містяться у водах в кількостях менших, ніж мікроелементи.

До якісних характеристик складу природних вод відносять також твердість, лужність, агресивність, окислюваність, які зумовлюються сукупністю кількох компонентів складу води.

В гідрохімічних дослідженнях широко застосовується термін мінералізація води – тобто сума всіх визначених при аналізі мінеральних речовин, яка виражена в  $\text{мг}/\text{дм}^3$ , або  $\text{г}/\text{кг}$  (при сумі більше 1  $\text{г}/\text{кг}$ ). В океанологічній практиці замість мінералізації застосовують термін солоність (виражають в проміле %). Існує й таке близьке до мінералізації поняття, як сума іонів ( $\Sigma i$ ) – це сума всіх аналітично визначених іонів в  $\text{мг}/\text{л}$  або  $\text{г}/\text{кг}$ , концентрація яких більша за 0,1  $\text{мг}/\text{л}$  ( $\text{мг}/\text{дм}^3$ ). Сухий залишок – це загальна маса речовини, отримана після випаровування фільтрованої води і подальшого висушування осаду при температурі 105°C до постійної маси ( $\text{мг}/\text{л}$ , %).

У гідрохімічних дослідженнях результати аналізу проб води виражають відповідно до їх типу:

- концентрації головних іонів (макрокомпонентів) при загальній мінералізації води більше 1  $\text{г}/\text{л}$  ( $\text{г}/\text{дм}^3$ ) звичайно виражають в проміле (%) або  $\text{г}/\text{кг}$ ; якщо ж загальна мінералізація менше 1  $\text{г}/\text{л}$  ( $\text{г}/\text{дм}^3$ ) – то в 1  $\text{мг}/\text{л}$  ( $\text{мг}/\text{дм}^3$ ), оскільки за даних умов 1л ( $\text{дм}^3$ ) води практично дорівнює 1 кг;
- концентрації розчинених газів виражають в  $\text{мг}/\text{л}$  ( $\text{мг}/\text{дм}^3$ ), а в океанологічній практиці – в  $\text{мл}/\text{л}$  ( $\text{мл}/\text{дм}^3$ ) або % за об'ємом;
- концентрації біогенних елементів виражають в  $\text{мг}/\text{л}$  ( $\text{мг}/\text{дм}^3$ ), а іноді й в  $\text{мкг}/\text{л}$  ( $\text{мкг}/\text{дм}^3$ ); в океанологічній практиці – в мікрограмах (мкг) чи мікромолях (мкмоль) індивідуального елемента, що міститься в 1л води;
- концентрації мікроелементів – в  $\text{мг}/\text{л}$  ( $\text{мг}/\text{дм}^3$ ), або в  $\text{мкг}/\text{л}$  ( $\text{мкг}/\text{дм}^3$ ), або у вигляді степеневого виразу, неприклад  $2,5 \cdot 10^{-6}$   $\text{г}/\text{л}$ .

Вміст розчиненої речовини у розчині може бути виражено або безрозмірними одиницями – частками чи відсотками, або величинами розмірними – концентраціями. Концентрація речовини – це фізична величина, що визначає кількісний вміст розчину. Концентрація розчиненої речовини визначається його кількістю в певній масі або об'ємі розчину або розчинника. Тому концентрації поділяють на масові та об'ємні. Серед

масових концентрацій виділяють масову частку або відсоткову концентрацію (%), моляльну концентрацію, молярну частку; серед об'ємних – молярну концентрацію, нормальну концентрацію (молярну концентрацію еквіваленту речовини), титр розчину.

Наведемо приклад розв'язання завдання на перерахунок різних способів вираження концентрацій розчину.

Наприклад:

Визначити молярну концентрацію ( $C_M$ ), молярну концентрацію еквівалента ( $C_H$ ), моляльну концентрацію ( $C_m$ ) та титр ( $T$ ) 17 % розчину сірчаної кислоти, густина якої 1,12 г/см<sup>3</sup>.

Розв'язання:

Знаючи густину розчину, можна скористатися формулами перерахунку концентрацій

$$C_M = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot \omega}{M}, \quad C_H = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot \omega}{M_{екв}}$$

$$M(H_2SO_4) = 98 \text{ г/моль}$$

$$M_{екв}(H_2SO_4) = f_{екв} \cdot M = 1/2 \cdot 98 = 49 \text{ г/моль}$$

Визначаємо **молярну** концентрацію розчину

$$C_M = \frac{1,12 \cdot 1000 \cdot 0,17}{98} = 1,94 \text{ моль/дм}^3$$

Визначаємо **молярну** концентрацію **еквівалента** розчину

$$C_H = \frac{1,12 \cdot 1000 \cdot 0,17}{49} = 3,88 \text{ моль/дм}^3$$

Розраховуємо **моляльну** концентрацію розчину за формулою

$$C_m = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_s}$$

де  $m$ ,  $m_s$  – маси речовини та розчинника

$$m_{p-ка} = m_{розч-ну} - m_{реу.} = 100 - 17 = 83 \text{ г.}$$

$$C_m = \frac{17 \cdot 1000}{98 \cdot (100 - 17)} = 2,09 \text{ моль/кг}$$

Титр визначаємо за формулою

$$T = \frac{C_H \cdot M_{екв}}{1000}; \quad \text{або} \quad T = \frac{C_M \cdot M}{1000}$$

$$T(H_2SO_4) = \frac{1,94 \cdot 98}{1000} = 0,1901 \text{ г/см}^3 \quad \text{або} \quad T = \frac{3,88 \cdot 49}{1000} 0,1901 \text{ г/см}^3$$

Відповідь:  $C_M(H_2SO_4) = 1,94 \text{ моль/дм}^3$ ,  $C_H(H_2SO_4) = 3,88 \text{ моль/дм}^3$ ;  
 $C_m = 2,09 \text{ моль/кг}$ ;  $T(H_2SO_4) = 0,1901 \text{ г/см}^3$ .

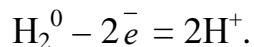
### 2.1.7. Окисно-відновний потенціал природних вод

Окисно-відновні процеси відносяться до фізико-хімічних факторів формування хімічного складу природних вод. Вони мають суттєвий вплив на міграційну здатність елементів, їх розсіювання та концентрацію. У природних водах розрізняють окиснювальні й відновлювальні умови. Всі окиснювальні умови характеризуються наявністю у водах вільного кисню атмосфери. Крім кисню, окисниками можуть бути елементи, що мають високі ступені окислення, такі як катіони металів  $Fe^{3+}$ ,  $Mn^{4+}$ ,  $Sn^{4+}$ ,  $Cu^{2+}$ ,  $Pb^{4+}$  та інші, а також аніони киснєвмісних кислотних залишків з неметалами у вищих ступенях окислення –  $SO_4^{2-}$ ,  $NO_3^-$ ,  $CO_3^{2-}$ ,  $PO_4^{3-}$ , хлорна і бромна вода та інші хімічні елементи здатні приймати електрони. Отже, головним критерієм окиснювальних умов є наявність вільного кисню у природних водах, а за його нестачею таким показником є тривалентний ферум.

У підземних водах на певній глибині утворюється «киснева поверхня», нижче якої вода не містить вільного кисню. Глибина залягання цієї поверхні в умовах інтенсивного та тривалого водообміну в породах, які не містять органічних речовин (нафту, вугілля, тощо), досягає сотень метрів, а в окремих випадках – глибини 1км і більше від рівня підземних вод.

У природних водах з відновлювальними умовами кисню немає. З'являються такі гази, як  $NH_3$ ,  $H_2S$ . Наявність  $H_2S$  призводить до осадження металів, які утворюють нерозчинні сульфіди –  $PbS$ ,  $ZnS$ ,  $CuS$ ,  $Ag_2S$ , тощо. Важливими агентами відновлювальних реакцій є мікроорганізми, які розкладають органічну речовину. В умовах відновлювального середовища тривалентний ферум і чотиривалентний манган переходят у двовалентну форму, сульфати переходят у сульфіди. Лужні ті лужноземельні метали ( $Na$ ,  $K$ ,  $Ca$ ,  $Mg$ ) легко втрачають валентні електрони й переходят у стан позитивно заряджених катіонів, тобто вони теж є сильними відновниками. Вони розкладають воду, видаляючи з неї водень. Отже головним критерієм відновлювальних умов є двовалентний ферум за відсутністю вільного кисню.

Здатність до окислення та відновлення характеризується окисно-відновним потенціалом (Eh) атомів та іонів, що вимірюється у вольтах, відносно до стандартної окисно-відновної реакції, потенціал якої дорівнює 0. Такою реакцією вважають перехід газоподібного водню у стан катіону:



Окисно-відновний потенціал (Eh) може бути негативним або позитивним. Якщо Eh – негативний – це означає, що дана система є більш окисеною порівняно із «стандартною водневою системою», а в іншому випадку – вона належить до більш відновлювальної системи, ніж стандартні.

В природних водах Eh буває від +700 до -500мВ. Поверхневі та ґрутові води, які мають в своєму складі вільний кисень, мають вужчий інтервал Eh: від +150 до +700мВ. Тріщинно-ґрутові води вивержених порід на глибині 250-300м мають Eh >0. Підземні води нафтових покладів мають Eh значно нижче за 0 (до - 500мВ). За таких умов розвиваються процеси відновлення  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$  та інш.

Окисно-відновний потенціал (Eh) природних вод кількісно пов'язаний з величиною їх кислотності (pH). Якщо в розчині відбувається окисно-відновна обернена реакція (з приєднанням та віддачею електронів) і встановлюється рівновага між окисненими та відновленими формами реагуючих компонентів, то при зануренні у такий розчин пластинки з платини або золота (інертні речовини), між пластинами і розчином виникає різниця потенціалів, яка характеризує величину окисно-відновного потенціалу (редокс-потенціалу). Величина Eh залежить від відношення концентрацій окисеної (ок.) та відновленої (відн.) форм даного елемента або його сполуки в молях і величини pH, якщо в реакції беруть участь іони гідрогену ( $\text{H}^+$ ). Слід пам'ятати, що  $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$ . Величина редокс-потенціалу виражається рівнянням:

$$Eh = E^0 + \frac{0,0591}{n} \cdot \lg \frac{[\text{ок.}]}{[\text{відн.}]} [\text{H}^+]^m,$$

де:  $E^0$  - стандартний окисно-відновний потенціал даної системи (мВ);

$n$  – кількість відданих чи приєднаних електронів;

$m$  – кількість іонів гідрогену в даній реакції.

Значення pH і Eh легко визначити аналітично, тому вони зручні для виявлення стану і форми, в яких перебувають елементи, і характеристики типів природних вод залежно від двох важливих факторів: кислотності розчину та наявності в ньому вільного кисню.

## **2.1. 8. Вимоги до складу води для господарсько-питних потреб**

Якість води для господарсько-питних потреб оцінюється за допомогою хімічного та бактеріологічного аналізів. Основні вимоги до питної води – її бактеріологічна безпека, сприятливі органолептичні властивості та придатність до господарсько- побутових потреб. Основна вимога до фізичних властивостей води – відсутність неприємного запаху і смаку. Смакові якості води визначають насамперед кількість та якість розчинених в ній солей. Так, наприклад, солений смак воді додає надмірна кількість солі  $\text{NaCl}$ , гіркий смак –  $\text{MgSO}_4$ , кислий – велика кількість вуглекислого газу  $\text{CO}_2$  та карбонатної кислоти  $\text{H}_2\text{CO}_3$ .

А.М. Ніканоров [4] наводить різні стандарти питної води – ГОСТ, який діє в країнах СНД, міжнародний (Всесвітня організація охорони здоров'я), Європейський та США – таблиця 2.5.

Важливим критерієм для визначення придатності води для пиття є мінералізація. Згідно вимог вона не може перевищувати 1г/л. Але в деяких районах п'ють більш мінералізовану воду без шкоди для здоров'я населення. Згідно з Алекіним О.О. [3], граничними нормами мінералізації для посушливих районів вважають такі: хороша вода – до 1,0г/л, задовільна –  $1,0 \div 2,0$ г\л, допустима –  $2,0 \div 2,5$ г/л, гранична –  $2,5 \div 3,0$ г/л. Слід відмітити, що дуже маломінералізована вода (до 0,1г/л) також погіршує якість питної води. А воду взагалі без солей вважають шкідливою для здоров'я населення. Така вода знижує осмотичний тиск всередині клітини. Це стосується Крайньої півночі і районів, де використовують воду від танення льодовиків. Вода, яка призначається для водопою тварин, має відповідати приблизно таким самим вимогам, хоча деякі тварини можуть пити й більш мінералізовану воду (верблюди та вівці п'ють воду з мінералізацією до 9г/л).

Велике значення має твердість води, яка зумовлена вмістом солей кальцію та магнію. Для централізованого водопостачання допускається вода з твердістю не вище 7ммоль/дм<sup>3</sup>. Величина pH питних вод повинна бути у межах  $6,5 \div 9,5$ . Серед мікроелементів важливе санітарно-гігієнічне значення мають фтор та йод.

При використанні води для пиття слід враховувати її сольовий склад, а також концентрацію солей. Вміст хлориду натрію у рідинах і тканинах тіла переважає на іншими мінеральними сполуками – у плазмі крові міститься 0,85%  $\text{NaCl}$ . Осмотичний тиск плазми крові виникає в основному за рахунок розчиненої в неї солі  $\text{NaCl}$ . Завдяки осмотичному тиску сіль утримує воду. При підвищенному вмісті  $\text{NaCl}$  в організмі зростає об'єм тканинної рідини і плазми крові. Обидва ці фактори сприяють підвищенню артеріального тиску. Навпаки, посилене виведення солі призводить до збідення організму на воду і до зниження артеріального тиску.

Таблиця 2.5. Стандарти якості (за хімічним складом) питної води різних країн, мг/дм<sup>3</sup>.

Речовина	Стандарт питної води			
	Країни СНД	Міжнародний	Європейський	США
Берилій	0,002	-	-	-
Плюмбум	0,1	0,05	0,1	0,05
Молібден	0,5	-	-	-
Арсен	0,05	0,05	0,2	0,05
Селен	0,001	0,01	0,05	0,01
Стронцій	2,0	-	-	-
Хром	-	0,05	0,05	0,05
Ціаніди	-	0,2	0,01	0,2
Кадмій	-	0,01	0,05	0,01
Фтор	0,7-1,5	1,0-1,5	1,5	0,7-1,7
Барій	-	1,0	-	1,0
Купрум	1,0	1,5	3,0	1,0
Цинк	5,0	15,0	5,0	5,0
Ферум	0,3	1,0	0,1	0,3
Манган	0,1	0,5	0,1	0,05
Нітрати	45,0	45,0	50,0	45,0
Хлориди	350,0	600,0	350,0	250,0
Сульфати	500,0	400,0	250,0	250,0
Мінералізація	1000,0	1500,0	-	500,0
Фенольні речовини	Немає запаху	0,002	0,001	0,001
Залишковий алюміній	0,5	-	-	-
Гексаметафосфат	3,5	-	-	-
Триполіфосфат	3,5	-	-	-
Поліакриламід	2,0	-	-	-
Уран	1,7	-	-	-
Радій-226, Бк/л	4,4	-	-	-
Стронцій-90, Бк/л	14,8	-	-	-

Важливе значення для оцінки питної води мають характеристики її мікробіологічного складу. Особливу небезпеку становить потрапляння у воду фекальних відходів зі стічними водами. При централізованому водопостачанні допускається колі-індекс (кількість кишкових паличок на 1дм<sup>3</sup> води) не більше 3. На водопровідних станціях воду знезаражують різними методами – хлоруванням, озонуванням, тощо.

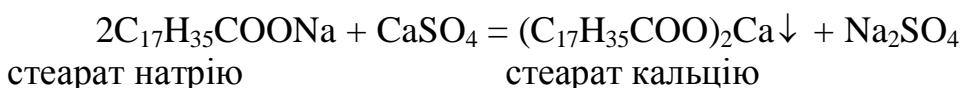
Підземні води значно менше забруднюються порівняно з поверхневими, тому їм належить особлива роль у водопостачанні

населення. Найкращим джерелом питної води є артезіанські води, які перекриті водонепроникними пластами, що захищає їх від забруднення.

## **2.1.9. Твердість води та методи її пом'ягшення**

Присутність у воді солей кальцію та магнію надають їй особливу властивість – твердість, яка є одним з найважливих критеріїв оцінки якості вод.

Якщо природна вода вміщує у розчині велику кількість солей кальцію та магнію, то її називають *твердою водою*, у протилежність *м'якої води*, яка вміщує малу кількість солей кальцію та магнію, або зовсім не вміщує їх. Тверда вода непридатна для використання її у господарсько – побутової діяльності та багатьох потреб виробництва: у якості теплоносія, наприклад, для живлення парових котлів, тому що на їхніх стінках можуть утворитися щільні шари накипу, а це приводить до перегріву та швидкого руйнування котлів. В твердій воді інтенсивніше проходять процеси корозії. При використанні твердої води у господарсько-побутових цілях погано розварюються овочі та м'ясо, псується вигляд, смак та якість чаю, перевитрачається мило при пранні, до того ж тканини стають менш еластичними. Тверда вода не дає піни з милом, тому що розчинні солі натрію жирних кислот (пальмітинової та стеаринової) перетворюються у нерозчинні солі кальцію тих же кислот:



М'яка вода потрібна для цілого ряду виробництв – для виготовлення штучного та синтетичного волокна, пластики, деяких сортів паперу і т. д.

Розрізняють карбонатну, некарбонатну та загальну твердість.

Сумарний вміст солей кальцію та магнію у воді називається її загальною твердістю. Вона визначається молярною концентрацією еквівалента іонів  $\text{Ca}^{2+}$  та  $\text{Mg}^{2+}$  у 1  $\text{дм}^3$  води (ммоль/ $\text{дм}^3$ ):

$$T_{\text{заг.}} = \frac{1}{2} n(Ca^{2+}) + \frac{1}{2} n(Mg^{2+}),$$

де:  $n$  – кількість моль іонів  $\text{Ca}^{2+}$  та  $\text{Mg}^{2+}$ , що вміщуються у  $1\text{дм}^3$  води (ммоль);

$$\text{або: } \text{Tзаг.} = \frac{m(Ca^{2+})}{Me(Ca^{2+})} + \frac{m(Mg^{2+})}{Me(Mg^{2+})} = \frac{m(Ca^{2+})}{20} + \frac{m(Mg^{2+})}{12},$$

де:  $m(Ca^{2+})$ ,  $m(Mg^{2+})$  – маса іонів, відповідно  $Ca^{2+}$  та  $Mg^{2+}$ , що вміщуються у  $1\text{дм}^3$  води (мг);

$Me(Ca^{2+})$ ,  $Me(Mg^{2+})$  – молярна маса еквіваленту іонів, відповідно  $Ca^{2+}$  та  $Mg^{2+}$ .

Воду, твердість якої менша  $1,5\text{ммоль/дм}^3$  називають дуже м'якою, від  $1,5$  до  $3\text{ммоль/дм}^3$  – м'якою, від  $3$  до  $6\text{ммоль/дм}^3$  – середньою, від  $6$  до  $10\text{ммоль/дм}^3$  – твердою, понад  $10\text{ммоль/дм}^3$  – дуже твердою. У нашій країні припустима твердість води для господарсько – побутової діяльності  $\leq 7\text{ммоль/дм}^3$ .

Природна вода вміщує розчинний  $CO_2$ , тому можливе протікання реакції:



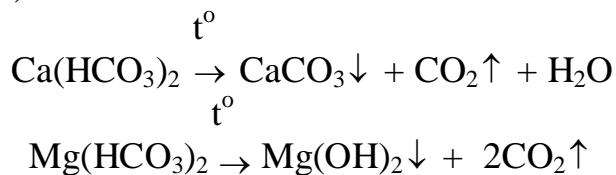
Концентрація іонів  $Ca^{2+}$  та  $Mg^{2+}$  у воді, що еквівалентна вмісту іонів  $HCO_3^-$ , визначає *карбонатну* (або тимчасову) твердість. А концентрація іонів  $Ca^{2+}$  та  $Mg^{2+}$  у воді, що еквівалентна вмісту аніонів сильних кислот – сульфатів ( $SO_4^{2-}$ ) і хлоридів ( $Cl^-$ ), визначає *некарбонатну* (постійну) твердість. Сума *карбонатної* ( $T_k$ ) та *некарбонатної* ( $T_n$ ) твердості складає загальну твердість ( $T_z$ ):

$$T_z = T_k + T_n.$$

Використання природної води у техніці та господарсько-побутової діяльності вимагає її попередньої очистки, в тому разі й пом'якшення (зниження твердості до певної норми).

Існують різні способи пом'якшення води: термічний, хімічний, іоннообмінний.

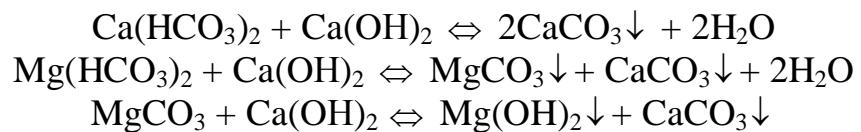
I. Термічний спосіб. Карбонатна (тимчасова) твердість знижується в результаті кип'ятіння (застосовується, якщо некарбонатна твердість значно менше карбонатної):



Термічний спосіб зменшує твердість води до  $1\text{ммоль/дм}^3$ .

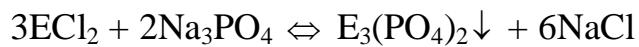
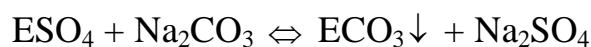
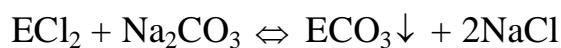
II. Хімічний спосіб.

А) Карбонатну твердість можна усунути додаванням до води вапна (гідроксиду кальцію):



Методом вапнування можна знизити твердість води до  $0,35 \div 1 \text{ммоль/дм}^3$ .

Б) Усунення некарбонатної твердості відбувається при додаванні соди та фосфатів за рахунок переходу сульфатів і хлоридів кальцію та магнію у нерозчинні карбонати або фосфати ( $\text{E} = \text{Ca}^{2+}$  та  $\text{Mg}^{2+}$ ):



Додавання соди та фосфатів пом'ягшує воду до  $0,035 \div 0,07 \text{ммоль/дм}^3$ .

III. Використання іонітів. Ефективно очистити воду можна пропусканням її через колонку, що заповнена іонообмінною полімерною смолою. Серед таких іонітів розрізняють катіоніти та аніоніти. Катіоніти  $\text{R} - \text{H}$  або  $\text{R} - \text{Na}$  вміщують катіони  $\text{H}^+$  або  $\text{Na}^+$ , що здатні заміщуватися на катіони  $\text{Ca}^{2+}$  та  $\text{Mg}^{2+}$ . Аніоніти  $\text{R} - \text{OH}$  вміщують гідроксогрупи ( $\text{OH}^-$ ), які здатні до обміну на аніони  $\text{SO}_4^{2-}$  або  $\text{Cl}^-$  ( $\text{R} -$  радікал, або залишок молекули, що з'єднана з функціональною групою). При контакті твердої води з іонітами відбувається обмін іонів  $\text{Ca}^{2+}$  та  $\text{Mg}^{2+}$  на іони  $\text{H}^+$  або  $\text{Na}^+$ , а аніони  $\text{SO}_4^{2-}$  та  $\text{Cl}^-$  обмінюються на групи  $\text{OH}^-$ . Використовуючи іонообмінні полімерні смоли, можна одержати повне знесолення води. Таким методом пом'якшують воду до  $0,01 \text{ммоль/дм}^3$ .

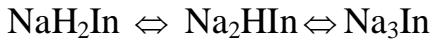
Для регенерації  $\text{H}$ -катіоніту його слід обробити хлоридною або сульфатною кислотою; внаслідок цього іони  $\text{Ca}^{2+}$  та  $\text{Mg}^{2+}$  переходят у розчин, а катіоніт знову насичується іонами  $\text{H}^+$ . Для регенерації аніоніту слід його обробити розчином лугу; у цьому разі увібраний аніони будуть витіснитися у розчин, а аніоніт насичуватиметься іонами  $\text{OH}^-$ .

Для аналітичного визначення загальної твердості застосовують трилонометричний метод. Він заснований на здатності трилону Б (двунатриєва сіль етилендіамінетраоцтової кислоти) утворювати з іонами магнію та, особливо, кальцію малодисоційовані комплекси:



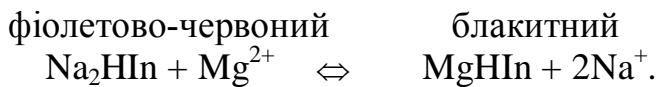
У якості індикатора використовують хромоген чорний (кислотно-лужний індикатор з трьома кольорами переходу забарвлення розчину):

винно-червоний блакитний жовтувато-сірий



pH=6,3 pH=11,5

Хромоген чорний утворює з іонами  $\text{Mg}^{2+}$  малодисоційований комплекс фіолетово-червоного кольору, а при відсутності іонів  $\text{Mg}^{2+}$  розчин зафарбовується у блакитний колір:



Сполучка магнію з індикатором більш дисоційована, ніж комплекс магнію з трилоном Б. Тому, при добавленні трилону, магній із комплексу з хромогеном переходить у сполучку з трилоном:



Отже, при титруванні трилоном спочатку з ним сполучаються іони  $\text{Ca}^{2+}$ , а потім іони  $\text{Mg}^{2+}$ . При переході іонів магнію із комплексу з хромогеном у сполучку з трилоном розчин змінює фіолетово-червоне забарвлення на блакитне.

Оскільки індикатор змінює своє забарвлення не тільки у залежності від вмісту магнію, а й від pH розчину, то у розчин, що титрують, добавляють буфер ( $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$ ), який підтримує  $\text{pH} \approx 10$ .

Трилонометричний метод є найбільш швидкий метод визначення суми кальцію та магнію у воді. Середня похибка методу  $\approx 2\%$ .

Цей метод застосовують для вод різної мінералізації, але, враховуючи слабо лужну реакцію у розчині при титруванні, не слід мати концентрацію іонів  $\text{Ca}^{2+}$  та  $\text{Mg}^{2+}$  у пробі води більше, ніж 0,5 мг.екв.

Визначення проводять таким чином: у конічну колбу об'ємом 200 мл відміряють піпеткою певний об'єм досліджуваної води та додають дистильовану воду до загального об'єму 100 мл, 5 мл буферного розчину та декілька крапель розчину індикатора. Рідину ретельно перемішують та потім титрують 0,02 н. розчином трилону Б до переходу забарвлення від фіолетово-червоного до блакитного.

Сумарний вміст іонів  $\text{Ca}^{2+}$  та  $\text{Mg}^{2+}$  (мг.екв/л) розраховують за формулою:

$$\text{Tзаг.} = \frac{nN1000}{V},$$

де: n – кількість розчину трилону Б, витрачена на титрування, мл;

N – нормальність розчину трилону Б, г.екв/л;

V – об'єм води, що брали для визначення, мл.

Визначення карбонатної твердості води полягає у визначені концентрації гідрокарбонат – іонів  $\text{HCO}_3^-$  та еквівалентної їм концентрації іонів  $\text{Ca}^{2+}$  та  $\text{Mg}^{2+}$ . Пробу води титрують розчином соляної кислоти у присутності індикатора метилового оранжевого до переходу забарвлення від жовтого до оранжевого. Метиловий оранжевий – це кислотно-основний індикатор, що змінює свій колір від червоного ( $\text{pH}<3,1$ ) до жовтого ( $\text{pH}>4,4$ ), при проміжних значеннях  $3,1<\text{pH}<4,4$  – колір оранжевий.

Аніон  $\text{HCO}_3^-$  гідролізується у воді:



Тому, якщо карбонатна твердість ( $\text{Tk}>0$ ), вода має лужну реакцію середовища, та при додаванні індикатора метилового оранжевого розчин зафарбовується у жовтий колір. При титруванні проби води розчином  $\text{HCl}$  протікає реакція нейтралізації:



Іони  $\text{H}^+$  нейтралізують кількість іонів  $\text{OH}^-$ , що еквівалентне концентрації іонів  $\text{HCO}_3^-$ , та розчин змінює колір на оранжевий.

Визначення карбонатної твердості проводять таким чином: у конічну колбу на 200мл відміряють 100мл проби досліджуваної води, додають 2-3 краплі індикатора метилового оранжевого та титрують 0,1н. розчином  $\text{HCl}$  до появилення стійкого оранжевого забарвлення.

Розрахунок карбонатної твердості ( $\text{Tk}$ ) проводяють за формулою:

$$\text{Tk.} = \frac{nN1000}{V} \text{ мг.екв/л},$$

де: n – кількість розчину  $\text{HCl}$ , що пішов на титрування, мл;

N – нормальність розчину  $\text{HCl}$ , що пішов на титрування, г.екв/л;

V – об'єм проби досліджуваної води, мл.

Розрахунок некарбонатної (постійної) твердості. Постійна твердість є однією з важливих для технічних цілей характеристик якості води. Некарбонатна твердість характеризує ту твердість, що остається після кип'ятіння води. Тому її величина залежить від концентрації іонів кальцію та магнію, що після кип'ятіння врівноважуються іонами  $\text{SO}_4^{2-}$  та  $\text{Cl}^-$ . Цю

частину твердості води легко знайти по різниці між загальною та карбонатною твердістю її.

Після визначення загальної та карбонатної твердості розраховують некарбонатну (постійну) твердість за формулою:

$$T_{\text{н.}} = T_{\text{заг.}} - T_{\text{к.}} \text{ (мг.екв/л).}$$

До складу теоретичного модуля можуть входити розрахункові завдання, що ілюструють можливості застосування теоретичних знань у практичній діяльності фахівця з водних біоресурсів. Тому нижче наведені приклади розв'язання завдань з теми «Твердість води та методи її пом'якшення».

### Приклад №1

Розрахуйте загальну твердість природної води, якщо на реакцію з солями твердості, які вміщувались у 100мл води, при титруванні потрібно було затратити  $4\text{ см}^3$  розчину комплексна III (трилону Б) з концентрацією  $0,1\text{ моль/дм}^3$ . Яку масу фосфату натрію  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  потрібно додати у  $500\text{ дм}^3$  води для її пом'якшення?

#### Розв'язання:

Загальну твердість води розраховують за формулою:

$$T = \frac{[T] \cdot V_T \cdot 1000}{V_{H_2O}};$$

де:  $[T]$  – концентрація титранта (розчину трилону Б), яка має значення  $0,1\text{ моль/дм}^3$ ;

$V_T$  – об'єм титранта (розчину трилону Б),  $V_T = 4\text{ см}^3$ ;

$V_{H_2O}$  – об'єм проби води,  $V_{H_2O} = 100\text{ см}^3$ .

Тоді розраховують твердість у даній пробі води:

$$T = \frac{0,1 \times 4 \times 1000}{100} = 4\text{ ммоль/дм}^3.$$

Таким чином, у  $1\text{ дм}^3$  води вміщується  $4\text{ ммоль}$  солей твердості, а в  $500\text{ дм}^3$  води вміщується  $500 \cdot 4 / 1 = 2000\text{ ммоль}$  еквівалентів солей, які обумовлюють її твердість.

Далі розрахуємо, яку масу фосфату натрію  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  потрібно додати у  $500\text{ дм}^3$  води для її пом'якшення.

Розрахуємо молярну масу еквіваленту фосфату натрію:

$$\text{Мекв.} = f_{\text{екв.}} \cdot M(\text{Na}_3\text{PO}_4) = \frac{164}{3} = 54,7\text{ г/моль} = 54,7\text{ мг/ммоль.}$$

Тому для усунення твердості в 500 дм<sup>3</sup> води потрібно додати таку масу фосфату натрію:

$$m(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 2000 \cdot 54,7 = 109400 \text{ мг} = 109,4 \text{ г.}$$

Відповідь: Т = 4ммоль/дм<sup>3</sup>; m(Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>) = 109,4г.

### Приклад №2

За результатами гідрохімічного аналізу мінеральна вода вміщує 0,38г/дм<sup>3</sup> іонів Ca<sup>2+</sup> та 0,08 г/дм<sup>3</sup> іонів Mg<sup>2+</sup>. Розрахуйте загальну твердість води та масу карбонату натрію Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, яку необхідно додати для пом'ягшення 5,6м<sup>3</sup> цієї води.

### Розв'язання:

Загальну твердість води розраховують за формулою:

$$T_{\text{заг.}} = \frac{m(Ca^{2+})}{Me(Ca^{2+})} + \frac{m(Mg^{2+})}{Me(Mg^{2+})} = \frac{m(Ca^{2+})}{20} + \frac{m(Mg^{2+})}{12},$$

де: m(Ca<sup>2+</sup>), m(Mg<sup>2+</sup>) – маса іонів, відповідно Ca<sup>2+</sup> та Mg<sup>2+</sup>, що вміщуються у 1дм<sup>3</sup> води (мг).

$$\text{Тому: } m(Ca^{2+}) = 0,38 \text{ г} = 380 \text{ мг}; \quad m(Mg^{2+}) = 0,08 \text{ г} = 80 \text{ мг.}$$

$$T_{\text{заг.}} = \frac{380}{20} + \frac{80}{12} = 25,7 \text{ ммоль/дм}^3;$$

Таким чином, у 1 дм<sup>3</sup> води вміщується 25,7ммоль солей твердості, а в 5,6м<sup>3</sup> (5600 дм<sup>3</sup>) води вміщується 5600·25,7/1=143920ммоль еквівалентів солей, які обумовлюють її твердість.

Далі розрахуємо, яку масу соди Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> потрібно додати у 5,6м<sup>3</sup> води для її пом'ягшення.

Розрахуємо молярну масу еквіваленту соди:

$$M_{\text{екв.}} = f_{\text{екв.}} \cdot M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 1/2 \cdot 106 = 53 \text{ г/моль} = 53 \text{ мг/ммоль.}$$

Тому для усунення твердості в 5,6м<sup>3</sup> води потрібно додати таку масу соди:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 143920 \cdot 53 = 7627760 \text{ мг} = 7,63 \text{ кг.}$$

Відповідь: Т = 25,7ммоль/дм<sup>3</sup>; m(Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) = 7,63кг.

### Приклад №3

При кип'ятінні  $250\text{cm}^3$  води, яка вміщує  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ , отримали осад масою 3,5мг. Розрахуйте карбонатну твердість води та масу вапна  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , що необхідно додати для пом'якшення  $1\text{m}^3$  цієї води.

#### Розв'язання:

При кип'ятінні води з солями карбонатної твердості реакція відбувається за рівнянням:



Тобто маса осаду  $m(\text{CaCO}_3) = 3,5\text{мг}$ . Масу солей карбонатної твердості можна розрахувати, використовуючи закон еквівалентів:

$$\frac{m(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2)}{Mek(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2)} = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{Mek(\text{CaCO}_3)};$$

$$m(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = \frac{m(\text{CaCO}_3) \times Mek(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2)}{Mek(\text{CaCO}_3)}.$$

Розрахуємо молярні маси еквівалентів солей  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  та  $\text{CaCO}_3$ :

$$\text{Мекв}(\text{CaCO}_3) = 1/2 \cdot 100 = 50\text{г/моль} = 50\text{мг/ммоль}.$$

$$\text{Мекв}(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = 1/2 \cdot 162 = 81\text{г/моль} = 81\text{мг/ммоль}.$$

Розрахуємо масу солі гідрокарбонат кальцію, яка зумовлює карбонатну твердість води:

$$m(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = \frac{3,5 \times 81}{50} = 5,67\text{мг}.$$

Карбонатну твердість води визначимо за формулою:

$$T_K = \frac{m(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2)}{Mek(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) \times V(\text{H}_2\text{O})};$$

$$T_K = \frac{5,67}{81 \times 0,25} = 0,28\text{ммоль/дм}^3.$$

Таким чином, у  $1\text{dm}^3$  води вміщується  $0,28\text{ммоль}$  солей твердості, а в  $1\text{m}^3$  ( $1000\text{ dm}^3$ ) води вміщується  $1000 \cdot 0,28 / 1 = 280\text{ммоль}$  еквівалентів солей, які зумовлюють її карбонатну твердість.

Далі розрахуємо, яку масу вапна  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  потрібно додати у  $1\text{m}^3$  води для її пом'якшення.

Розрахуємо молярну масу еквівалента вапна:

$$\text{Мекв.} = \text{fекв} \cdot M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 1/2 \cdot 74 = 37\text{г/моль} = 37\text{мг/ммоль.}$$

Тому для усунення твердості в  $1\text{m}^3$  води потрібно додати таку масу вапна:

$$m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 280 \cdot 37 = 10360\text{мг} = 10,36\text{г.}$$

Відповідь:  $T = 0,28\text{ммоль/дм}^3$ ;  $m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 10,36\text{г.}$

**2.2. Перелік завдань до виконання міжсесійної  
контрольної роботи (МКР) після вивчення тем теоретичного  
змістовного  
модулю «ЗМ-Л1» за розділами 1-4**

*( Таблицю завдань відповідно до варіанту дивись на сторінці 13)*

1. Цілі та завдання гідрохімії як науки. Сучасні наукові напрямки розвитку гідрохімії України. Роль гідрохімії у господарському розвитку України.
2. Поясніть будову молекули води. Поясніть високе значення дипольного моменту води, виходячи з будови її молекули. Як пояснити високу розчинну та дисоціючу здатність води?
3. Поясніть ізотопний склад природної води. Опишіть фізичні та хімічні властивості води. Який ізотопний склад та які властивості має «важка вода»? Як вона впливає на живі організми?
4. Аномальні властивості води. Як їх пояснити? Яке значення мають ці аномалії для життя на Землі? Поясніть структуру молекул води у різних агрегатних станах.
5. Енергетика хімічних процесів розчинення. Поясніть, чому процеси розчинення речовин у воді можуть мимовільно протікати не тільки з екзотермічним ефектом ( $\Delta H < 0$ ), але й з ендотермічним ( $\Delta H > 0$ ) ефектом.
6. Закономірності розчинення твердих речовин, рідини та газів у воді. Закони Генрі та Генрі-Дальтона.
7. Які існують способи вираження концентрацій розчинів? У якості *приклада* визначити: а) відсоткову концентрацію, б) молярну концентрацію, в) нормальну концентрацію (молярну концентрацію еквівалента речовини), г) моляльну концентрацію і д) титр розчину,

якщо розчин отриманий розчиненням 32 г  $\text{AlCl}_3$  в 168 см<sup>3</sup> води. Густина розчину дорівнює 1,15 г/см<sup>3</sup>.

8. Властивості розбавлених розчинів неелектролітів. Теорія розбавлених розчинів. Осмос. Закон Вант-Гоффа. Закони Рауля.
9. Як речовини поділяють на електроліти та неелектроліти? В чому полягають основні положення теорії електролітичної дисоціації? Що таке ізотонічний коефіцієнт?
10. В чому особливості розчинів електролітів? Як зв'язані ступінь дисоціації та константа дисоціації слабких електролітів? В чому сутність закону розведення Оствальда?
11. Добуток розчинності (слабкі електроліти). Як використовують добуток розчинності, щоб визначити, коли випадає осад та коли він розчиняється? Властивості сильних електролітів (активність іонів у розчинах, іонна сила розчину).
12. Іонізація води. Константа води. Водневий показник (рН). Реакція середовища у водних розчинах. Які існують методи визначення рН у природних водах?
13. Яку реакцію називають гідролізом солей? Які типи солей підлягають гідролізу? Як впливає гідроліз солей на рН водних розчинів? Наведіть приклади за допомогою іонно-молекулярних рівнянь.
14. Які фактори зумовлюють формування хімічного складу природних вод за класифікацією А.М. Ніканорова? Як поділяє О.О.Алекін умови формування хімічного складу природних вод?
15. Охарактеризуйте фізико-географічні та геологічні фактори, які зумовлюють хімічний склад природних вод.
16. Охарактеризуйте фізико-хімічні фактори, які зумовлюють хімічний склад природних вод.
17. Охарактеризуйте біологічні фактори, які зумовлюють хімічний склад природних вод. Як живі істоти впливають на формування хімічного складу природних вод?
18. Охарактеризуйте антропогенні фактори, які зумовлюють хімічний склад природних вод. Дайте визначення гідрохімічній зональності.
19. Природна вода – багатокомпонентний розчин. Які іони, що вміщуються у природній воді, називають головними або макрокомпонентами? Охарактеризуйте їх властивості. Походження іонного складу природної води.
20. Концентрація водневих іонів та рН, як результат та показник стану хімічних рівноважних систем у природних водах. Окисно-відновні умови та редокс-потенціал у природних водах. Які важливіші окисники та відновники у природних водах? За наявністю яких речовин у природних водах формуються окисні умови, та за наявністю яких речовин – відновні умови?

- 21.** Складові частини карбонатної системи. Як співвідношення їх залежить від зовнішніх умов? Яка роль карбонатної системи у водних об'єктах? Умови утворення та розчинності карбонатів. Які ще рівноважні системи існують у природних водах?
- 22.** Розчинені у природній воді гази (атмосферні, вулканічного походження, біохімічного походження). Які фактори впливають на розчинення газів у природних водах? Чому концентрація кисню  $O_2$  та азоту  $N_2$  в поверхневих водах набагато більша, ніж вуглекислого газу  $CO_2$ ? Чому розчинність вуглекислого газу  $CO_2$  та сірководню  $H_2S$  у воді набагато більші, ніж кисню  $O_2$  та азоту  $N_2$ ? Як змінюються концентрації кисню  $O_2$  та вуглекислого газу  $CO_2$  у природних водах протягом року?
- 23.** Біогенні речовини. У яких формах вони існують у природних водах? Джерела їх надходження у природну воду. Кругообіг біогенних речовин.
- 24.** Як поділяються органічні речовини у природній воді за походженням? Які існують методи визначення органічної речовини?
- 25.** Мікроелементи у природних водах та їх роль у життєвих процесах гідросфери. Природна та штучна радіоактивність природних вод.
- 26.** Охарактеризуйте забруднювальні речовини у природних водах. Джерела їх потрапляння у природні води. Опишіть, який вплив спрямлюють забруднювальні речовини на життєдіяльність водних гідробіонтів.
- 27.** Дайте визначення мінералізації природних вод. Як співвідношення головних іонів у природній воді залежить від її мінералізації? Які класифікації природних вод за мінералізацією поширені в гідрохімічній практиці?
- 28.** Охарактеризуйте класифікацію природних вод за хімічним складом В.О. Александрова. Для яких природних вод застосовують її в гідрохімічній практиці? Охарактеризуйте класифікацію природних вод за хімічним складом М.Г. Валяшко.
- 29.** Охарактеризуйте класифікацію природних вод за хімічним складом О.О. Алекіна? Для яких природних вод застосовують її в гідрохімічній практиці?
- 30.** Графічнеображення даних про хімічний склад води ( трикутник Фере, графік-круг Н.І.Толстіхіна, графік-квадрат Н.І.Толстіхіна, діаграми-прямокутники).
- 31.** Охарактеризуйте хімічний склад атмосферних опадів: мінералізація та головні іони, концентрація іонів водню ( $pH$ ), вміст біогенних елементів, вміст мікроелементів та радіоактивних елементів. Джерела утворення аерозолів в атмосферних опадах.
- 32.** Охарактеризуйте хімічний склад річкових вод та умови їх формування:

вміст розчинених газів, концентрація іонів водню, головні іони та неоднорідність складу річкових вод, мікроелементи та радіоактивні ізотопи, біогенні елементи, органічні речовини. Стік розчинених речовин.

33. Загальна гідрохімічна характеристика озер. Умови формування хімічного складу вод озер. Особливості хімічного складу вод озер (прісні, солонуваті та солоні).
34. Особливості формування і прогноз хімічного складу вод водосховищ. Гідрохімічна характеристика водосховищ України.
35. Загальні відомості про сольовий склад вод океану. Вміст основних іонів та солоність океанічної води. Вміст газів, концентрація іонів водню. Вміст мікроелементів у океанічної воді та її радіоактивність. Біогенні елементи та органічні речовини у водах морів та океанів.
36. Опишіть фактори, які визначають формування хімічного складу підземних вод (грунтові, між пластові напірні, мінеральні) Охарактеризуйте найбільш поширені типи мінеральних вод та вод специфічного складу України.
37. Оцінка води для різних видів використання (господарсько-побутове, технічне, для зрошення).
38. Побутове та технічне значення твердості води. Які види твердості води розрізняють? Які способи пом'якшення води існують? Як класифікують води за твердістю? Агресивна дія природної води на бетон і метал.
39. Основні джерела забруднення природних вод. Які хімічні показники оцінки забрудненості вод?
40. Опишіть основні методи хімічного аналізу природної води. Для визначення яких речовин їх застосовують?
41. Визначте карбонатну твердість води, якщо в  $1\text{ дм}^3$  міститься 100 мг  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  та 50 мг  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ . Яку масу  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  необхідно додати у  $500\text{ дм}^3$  води для її усунення? Напишіть відповідне рівняння хімічної реакції. Опишіть метод хімічного аналізу для визначення карбонатної твердості природної води.
42. Визначте загальну твердість води, якщо на титрування  $500\text{ см}^3$  води пішло  $8,5\text{ см}^3$  розчину трилона Б з концентрацією  $0,05\text{ моль/дм}^3$ . Яку масу  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  необхідно додати у  $500\text{ дм}^3$  води для її усунення? Напишіть відповідне рівняння хімічної реакції. Опишіть метод хімічного аналізу для визначення загальної твердості природної води.
43. Напишіть, які хімічні реакції протікають при кип'ятінні води, що вміщує гідрокарбонати кальцію та магнію? Розрахуйте карбонатну твердість води, якщо у  $1\text{ дм}^3$  вміщується по  $0,18\text{ г}$  зазначених солей. Яку масу вапна  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  потрібно додати в  $1\text{ м}^3$  цієї води для її помякшення? Напишіть відповідне рівняння хімічної реакції.

- 44.** Розрахуйте загальну, карбонатну та некарбонатну твердість води, якщо: а) на титрування  $100 \text{ см}^3$  води витрачено  $7,6 \text{ см}^3$  розчину трилону Б з молярною концентрацією  $0,1 \text{ моль/дм}^3$ ; б) на титрування  $100 \text{ см}^3$  води витрачено  $2,5 \text{ см}^3$  розчину  $\text{HCl}$  з молярною концентрацією  $0,1 \text{ моль/дм}^3$ . Опишіть трилонометричний метод визначення загальної твердості води.
- 45.** В яких одиницях виражається твердість води? Чому дорівнює некарбонатна твердість води, у  $10\text{дм}^3$  якої вміщується  $0,5\text{г} \text{MgCl}_2$ ? Яку масу  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  треба додати, щоб її усунути? Напишіть відповідне рівняння хімічної реакції.
- 46.** Розрахуйте загальну твердість води, якщо на реакцію з солями твердості, що вміщаються у  $250\text{cm}^3$  води, треба було  $5\text{cm}^3$  розчину трилону Б з концентрацією  $0,02\text{моль/дм}^3$ . Яку масу фосфату натрію  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  необхідно додати у  $5\text{m}^3$  води для її усунення? Напишіть відповідне рівняння хімічної реакції. Опишіть трилонометричний метод визначення загальної твердості води.
- 47.** Опишіть сутність іонітного способу усунення твердості природної води? Через іонітний фільтр пропустили  $500\text{cm}^3$  води, загальна твердість якої  $5,5\text{ммоль/дм}^3$ . Скільки моль еквівалентів  $\text{Mg}^{2+}$  та  $\text{Ca}^{2+}$  затримано фільтром, якщо твердість води знижена до  $0,5\text{ммоль/дм}^3$ ?
- 48.** Які хімічні реакції протікають при додаванні ортофосфату натрію ( $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ) до твердої води, що вміщує сульфати та хлориди кальцію та магнію? Який вид твердості води усувають таким чином? Яку масу  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  слід додати до  $1\text{m}^3$  води, щоб видалити твердість, яка дорівнює  $12\text{ммоль еквівалентів Mg}^{2+}$  та  $\text{Ca}^{2+}$ ?
- 49.** Які хімічні реакції протікають при додаванні карбонату натрію ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) до твердої води, що вмішує сульфати та хлориди кальцію та магнію? Який вид твердості води усувають таким чином? Яку масу соди ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) слід додати до  $500 \text{ дм}^3$  води, щоб видалити твердість, яка дорівнює  $5\text{ммоль еквівалентів Mg}^{2+}$  та  $\text{Ca}^{2+}$ ?
- 50.** Опишіть методи усунення різних видів твердості води. Розрахуйте тимчасову твердість води, у  $1 \text{ дм}^3$  якої вміщується  $0,126\text{г}$  гідрокарбонату магнію. Яку масу гідроксиду кальцію ( $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ) необхідно додати до  $500 \text{ дм}^3$  води, щоб повністю усунути її твердість? Напишіть відповідне рівняння хімічної реакції.

## **2.3. Повчання по послідовному вивченняю практичної частини дисципліни «Гідрохімія»**

Після засвоєння теоретичних питань з розділів 1-4, студенти зможуть добре підготуватись до виконання практичних завдань міжсесійної контрольної роботи – змістовних практичних модулів «ЗМ-П1» та «ЗМ-П2».

**Після засвоєння практичного модулю «ЗМ-П1» студенти повинні вміти:**

- виражати результати аналізу проб природної води;
- визначати водневий показник проби води ( $\text{pH}$ ) потенціометричним методом;
- користуватись буферними розчинами, індикаторами, робити висновки про характер кислотно-лужного середовища водного розчину;
- розраховувати концентрації іонів водню та гідроксид-іонів за значеннями  $\text{pH}$  та навпаки – розраховувати водневий показник ( $\text{pH}$ ) за значеннями концентрації іонів водню та гідроксид-іонів;
- складати рівняння гідролізу солей в молекулярному та іонно-молекулярному виді, визначати константу та ступінь гідролізу, розраховувати значення  $\text{pH}$  та робити висновок про характер кислотно-лужного середовища водного розчину солі;
- розраховувати добуток розчинності (ДР) малорозчинних електролітів;
- виходячи із табличного значення ДР малорозчинних електролітів розраховувати їх розчинність у воді та розчинах, що вміщують інші електроліти;
- робити висновок про можливість випадіння осаду малорозчинного електроліту з насиченого розчину за певних умов;
- розраховувати завдання, використовуючи колігативні властивості розбавлених розчинів неелектролітів за законами Рауля та Вант-Гоффа ( визначення молекулярної маси розчиненої речовини у розчині, зниження температури кристалізації та підвищення температури кипіння розчину неелектроліту й т. д.);
- визначати напрямок самовільного перебігу окисно-відновної реакції, використовуючи стандартні значення електродних потенціалів у водних розчинах.

Нижче наведені повчання щодо виконання практичного змістовного модулю «ЗМ-П1» та приклади розв'язання практичних завдань.

Для самостійної підготовки до «ЗМ-П1» студенти можуть користуватись основною літературою [6, с. 106 – 156; 7, с. 7 – 41] та додатковою літературою [17, с. 35 – 42].

### **2.3.1. Приклади розв'язання завдань з розділу «Властивості водних розчинів неелектролітів та електролітів».**

#### Приклад №1

Коефіцієнти абсорбції кисню  $O_2$  та азоту  $N_2$  при  $0^\circ C$  дорівнюють відповідно 0,049 та 0,023. Газову суміш, що вміщує 20%(об.)  $O_2$  та 80%(об.)  $N_2$ , збовтали з водою при  $0^\circ C$  до отримання насыченого розчину. Знайдіть відсоткове співвідношення (по об'єму) розчинних у воді газів.

Розв'язання: за умовою завдання в 1л води розчинюється 49мл  $O_2$  та 23мл  $N_2$ . Парціальні тиски розчинених газів становлять 0,2 ( $O_2$ ) та 0,8 ( $N_2$ ) від загального тиску газової суміші. Тому, якщо прийняти загальний тиск за одиницю, то об'єми розчинних кисню та азоту, що приведені до цього тиску, дорівнююватимуть:

$$49 \cdot 0,2 = 9,8 \text{ мл } O_2 \text{ та } 23 \cdot 0,8 = 18,4 \text{ мл } N_2.$$

Загальний об'єм розчинних газів становитиме:  $9,8 + 18,4 = 28,2 \text{ мл}$ .

Знайдемо відсотковий вміст кожного з газів:

$$9,8 \cdot 100 / 28,2 = 35\% \text{ (об.) } O_2;$$

$$18,4 \cdot 100 / 28,2 = 65\% \text{ (об.) } N_2.$$

Відповідь: 35%(об.)  $O_2$ ; 65%(об.)  $N_2$ .

#### Приклад №2

Розрахуйте молярну масу розчиненої речовини, якщо у 250мл розчину її вміщується 3г сахара при температурі  $12^\circ C$  та осмотичному тиску 83,14 кПа.

Розв'язання:

За законом Вант-Гоффа:

$$P_{osm} = C_M \cdot RT, \quad \text{або} \quad P_{osm} \cdot V = \frac{m}{M} RT.$$

Тоді розрахунок молярної маси розчиненої речовини проводимо за формuloю:

$$M = \frac{m \cdot RT}{P_{osm} \cdot V},$$

$$M = \frac{3 \cdot 8,31 \cdot (12 + 273)}{83,14 \cdot 0,25} = 342 \text{ г/моль.}$$

Відповідь:  $M(C_{12}H_{22}O_{11}) = 342 \text{ г/моль.}$

### Приклад №3

Розрахуйте тиск насиченої пари над розчином ( $p$ ), який вміщує 13,68г сахарози  $C_{12}H_{22}O_{11}$  у 90г води, якщо тиск насиченої пари над водой ( $p_0$ ) дорівнює 25кПа.

#### Розвя'зання:

$$\begin{aligned} \text{За першим законом Рауля: } & \Delta p = N_2 \cdot p_0, \\ & p_0 - p = N_2 \cdot p_0, \\ & p = p_0 - N_2 \cdot p_0. \end{aligned}$$

Розрахуємо мольну частку розчиненої речовини ( $N_2$ ) сахарози ( $n_2$ ) у воді ( $n_1$ ):

$$N_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2};$$

Кількість моль речовини розраховують як відношення маси речовини до її молярної маси. Таким чином:

$$n_2 = \frac{m(C_{12}H_{22}O_{11})}{M(C_{12}H_{22}O_{11})} = \frac{13,68}{342} = 0,04 \text{ моль},$$

$$n_1 = \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)} = \frac{90}{18} = 5 \text{ моль}.$$

$$\text{Тоді мольна доля розчиненої речовини: } N_2 = \frac{0,04}{5 + 0,04} = 0,008.$$

Тепер розрахуємо тиск насиченої пари над розчином:

$$p = 25 - 0,008 \cdot 25 = 24,8.$$

Відповідь: тиск насиченої пари над розчином дорівнює 24,8 кПа.

### Приклад №4

Визначте температури кипіння та замерзання 25% розчину оцтової кислоти у воді.

#### Розвя'зання:

За законом Рауля збільшення температури кипіння розчину у порівнянні з температурою кипіння чистого розчинника (вода) виражається рівнянням:

$$\Delta t_{\text{кип.}} = E \times \frac{m_1 \times 1000}{M \times m_2};$$

де: Е – ебуліоскопічна стала,  $E(H_2O) = 0,52$ ;  
 $m_1$  – маса розчиненої речовини, г;  
 $M$  – молярна маса розчиненої речовини, г/моль;  
 $m_2$  – маса розчинника, г.

У розчині  $CH_3COOH$  з масовою часткою 25% маса розчиненої речовини  $m_1 = 25\text{г}$ , а маса розчинника  $m_2 = 100 - m_1 = 100 - 25 = 75\text{г}$ .

$$\Delta t_{\text{кип.}} = 0,52 \times \frac{25 \times 1000}{60 \times 75} = 2,9^{\circ}\text{C}$$

Вода кипить при  $100^{\circ}\text{C}$ , тому температура кипіння розчину:

$$t_{\text{кип.}} = 100 + 2,9 = 102,9^{\circ}\text{C}.$$

Аналогічно розраховують зниження температури кристалізації розчину у порівнянні з температурою кристалізації чистого розчинника (вода):

$$\Delta t_{\text{кр.}} = K \frac{m_1 \times 1000}{M \times m_2};$$

де: К – кріоскопічна стала,  $E(H_2O) = 1,86$ ;  
 $m_1$  – маса розчиненої речовини, г;  
 $M$  – молярна маса розчиненої речовини, г/моль;  
 $m_2$  – маса розчинника, г.

$$\Delta t_{\text{кр.}} = 1,86 \times \frac{25 \times 1000}{60 \times 75} = 10,3$$

Вода кристалізується при  $0^{\circ}\text{C}$ , тому температура кристалізації розчину:

$$t_{\text{кр.}} = 0 - 10,3 = -10,3^{\circ}\text{C}.$$

Відповідь:  $t_{\text{кип.}} = 102,9^{\circ}\text{C}$ ;  $t_{\text{кр.}} = -10,3^{\circ}\text{C}$ .

### Приклад №5

При розчиненні 5г речовини у 200г води отримали розчин, який кристалізується при  $-1,45^{\circ}\text{C}$  та не проводить електричний струм. Визначте молярну масу розчиненої речовини.

### Розв'язання:

Якщо розчин не проводить електричний струм, то можна скористатись другим законом Рауля для розчинів неелектролітів. Розрахуємо  $\Delta t_{\text{кр.}}$ :

$$\Delta t_{\text{кр.}} = t_0 - t = 0 - (-1,45) = 1,45.$$

Розрахуємо молярну масу невідомої речовини:

$$M = \frac{K \times m_{реч} \times 1000}{\Delta t_{kp} \times m_{р-ка}} = \frac{1,86 \times 5 \times 1000}{1,45 \times 200} = 32,07 \text{ г/моль}$$

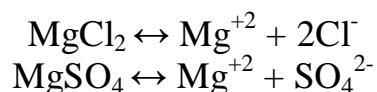
Відповідь: молярна маса невідомої розчиненої речовини становить 32,07 г/моль.

### Приклад №6

Розрахувати іонну силу розчину та активність іонів у розчині, який вміщує 0,01 моль/л  $MgCl_2$  та 0,01 моль/л  $MgSO_4$ .

#### Розв'язання:

Реакції дисоціації солей у розчині:



Враховуючи ці реакції, видно, що концентрації іонів у розчині солей:  $[Mg^{+2}] = 0,02$  моль/л;  $[Cl^-] = 0,02$  моль/л;  $[SO_4^{2-}] = 0,01$  моль/л.

Розрахуємо іонну силу розчину:

$$I = 1/2 \cdot (C_{Mg^{+2}} Z_{Mg^{+2}}^2 + C_{Cl^-} Z_{Cl^-}^2 + C_{SO_4^{2-}} Z_{SO_4^{2-}}^2) = 1/2 \cdot (0,02 \cdot 2^2 + 0,02 \cdot 1^2 + 0,01 \cdot 2^2) = 0,07$$

Розрахуємо коефіцієнти активності іонів:

$$\begin{aligned} \lg f_a(SO_4^{2-}) &= \lg f_a(Mg^{+2}) = -0,5 \cdot 2^2 \cdot \sqrt{0,07} = -0,53; \\ f_a(SO_4^{2-}) &= f_a(Mg^{+2}) = 0,3; \\ \lg f_a(Cl^-) &= -0,5 \cdot 2^2 \cdot \sqrt{0,07} = -0,13; \\ f_a(Cl^-) &= 0,74; \end{aligned}$$

Тепер розрахуємо активність кожного з іонів за формулою  $a = f_a \cdot C_m$ :

$$\begin{aligned} a(Mg^{+2}) &= 0,3 \cdot 0,02 = 0,006 \text{ моль/л}; \\ a(SO_4^{2-}) &= 0,3 \cdot 0,01 = 0,003 \text{ моль/л}; \\ a(Cl^-) &= 0,74 \cdot 0,02 = 0,0148 \text{ моль/л}. \end{aligned}$$

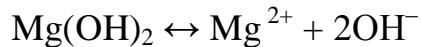
Відповідь:  $I = 0,07$ ;  $a(Mg^{+2}) = 0,006$  моль/л;  $a(SO_4^{2-}) = 0,003$  моль/л;  $a(Cl^-) = 0,0148$  моль/л.

### Приклад №7

Розрахувати добуток розчинності (ДР) гідроксиду магнію  $Mg(OH)_2$ , якщо відома розчинність, яка становить  $1,7 \cdot 10^{-4}$  моль/л при  $t=18^\circ C$ .

Розв'язання:

Запишемо рівняння дисоціації  $Mg(OH)_2$ :



Як видно з рівняння, при розчиненні 1 моль  $Mg(OH)_2$  у розчин переходить 1 моль іонів  $Mg^{2+}$  та вдвічі більше моль  $OH^-$ .

Визначаємо концентрацію іонів  $Mg^{2+}$ :  $1,7 \cdot 10^{-4}$  моль/л.

Визначаємо концентрацію  $OH^-$  іонів:

$$3C_{Mg^{2+}} = 3 \cdot 1,7 \cdot 10^{-4} = 5,1 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}$$

Розраховуємо добуток розчинності  $Mg(OH)_2$ :

$$\begin{aligned} \text{ДР}(Mg(OH)_2) &= [Mg^{2+}] \cdot [OH^-]^2 = 1,7 \cdot 10^{-4} \cdot (5,1 \cdot 10^{-4})^2 = \\ &= 1,96 \cdot 10^{-11} \end{aligned}$$

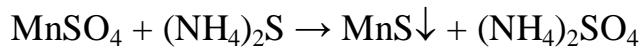
Відповідь:  $\text{ДР}(Mg(OH)_2) = 1,96 \cdot 10^{-11}$ .

Приклад №8

Чи випаде осад при змішуванні рівних об'ємів  $10^{-2}$  Н розчину  $MnSO_4$  та  $2 \cdot 10^{-1}$  Н розчину  $(NH_4)_2S$ ?

Розв'язання.

Запишемо рівняння реакції:



Знайдемо (в таблиці додатку 2) значення добутку розчинності  $MnS$ , яке становить:

$$\text{ДР}(MnS) = 5,6 \cdot 10^{-16}.$$

Визначаємо  $C_m$  розчинів:

якщо  $C_h(MnSO_4) = 10^{-2}$  моль/л, то  $C_m(MnSO_4) = 1/2 C_h = 1/2 \cdot 10^{-2} = 0,5 \cdot 10^{-2} = 5 \cdot 10^{-3}$  моль/л.

$C_h((NH_4)_2S) = 2 \cdot 10^{-1}$  моль/л, то  $C_m((NH_4)_2S) = 1 \cdot 10^{-1}$  моль/л.

Але при змішуванні речовин об'єм став вдвічі більше, тому концентрація іонів  $Mn^{2+}$  та  $S^{2-}$  зменшується вдвічі і становить:

$$C_{Mn^{2+}} = 1/2 \cdot 5 \cdot 10^{-3} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л};$$

$$C_{S^{2-}} = 1/2 \cdot 1 \cdot 10^{-1} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л.}$$

Розрахуємо добуток концентрацій іонів:

$$\begin{aligned}[Mn^{2+}] \cdot [S^{2-}] &= 2,5 \cdot 10^{-3} \cdot 5 \cdot 10^{-2} = \\ &= 12,5 \cdot 10^{-5} = 1,25 \cdot 10^{-4}\end{aligned}$$

Якщо  $[Mn^{2+}] \cdot [S^{2-}] > \Delta P(\text{MnS})$ , то випадає осад:

$$1,25 \cdot 10^{-4} > 5,6 \cdot 10^{-16}.$$

**Відповідь:** при змішуванні рівних об'ємів розчинів  $\text{MnSO}_4$  та  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  випадає осад, тому що добуток концентрацій іонів більше ніж добуток розчинності  $\text{MnS}$ .

### 2.3.2. Приклади розв'язання завдань з розділу «Іонний добуток води. Водневий показник (рН). Вплив гідролізу солей на рН водних розчинів»

#### Приклад №1

Розрахуйте рОН розчину а також концентрацію іонів  $\text{H}^+$  та  $\text{OH}^-$ , якщо водневий показник  $\text{pH}=9,24$ .

#### Розв'язання:

Концентрації іонів водню та гідроксиду виражають у вигляді логарифмів з оберненим знаком та називають ці величини водневим показником (рН) та показником іонів гідроксиду (рОН):

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]; \quad \text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-].$$

$$\text{Отже, } \text{pH} + \text{pOH} = \text{pK}_\text{B} = 14, \text{ де } \text{pK}_\text{B} = -\lg K_\text{B} = -\lg 10^{-14} = 14.$$

Тому рОН розчину розраховують за формулою:

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 9,24 = 4,76.$$

Для перерахунку рН в  $\text{H}^+$  та  $\text{H}^+$  в рН зручно користуватись таблицею 2.6. В нашому прикладі  $\text{pH}=9,24$ . За мантисою 0,24 (яка міститься у стовпчику рН) знаходимо поряд у стовпчику ( $\text{H}^+$ ) коефіцієнт 0,575, який множимо на 10 у степені, рівному характеристиці ( $Q=9$ ) з оберненим знаком. Тобто концентрація іонів водню дорівнює:

$$[\text{H}^+] = 0,575 \cdot 10^{-9} = 5,75 \cdot 10^{-10}.$$

Добуток концентрації іонів водню та гідроксид-іонів є величиною постійною при постійній температурі. Цю величину називають іонним добутком води (або константою води); чисельне його значення при 22°C дорівнює  $10^{-14}$  моль/л.

$$K_{\text{в}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ моль/л.}$$

Тому концентрацію гідроксид-іонів розраховують за формулою:

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{5,75 \times 10^{-10}} = 0,174 \cdot 10^{-4} = 1,74 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

Відповідь:  $\text{pOH} = 4,76$ ;  $[\text{H}^+] = 5,75 \cdot 10^{-10}$  моль/л;  
 $[\text{OH}^-] = 1,74 \cdot 10^{-5}$  моль/л.

### Приклад №2

Концентрація іонів водню в розчині становить  $1,4 \cdot 10^{-3}$  моль/л.  
 Визначити pH, pOH розчину та концентрацію гідроксид-іонів.

Розв'язання:

$$[\text{H}^+] = 1,4 \cdot 10^{-3} = 0,14 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$$

Визначаємо водневий показник за таблицею 2.6.

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg [0,14 \cdot 10^{-2}] = -\lg 0,14 - \lg 10^{-2} = 2,85.$$

Розраховуємо показник гідроксильних іонів:

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 2,85 = 11,15.$$

Визначаємо концентрацію гідроксид-іонів в розчині за іонним добутком води:

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}^+]} = \frac{10^{-14}}{1,4 \cdot 10^{-3}} = 0,71 \cdot 10^{-11} = 7,1 \cdot 10^{-12} \text{ моль/л}$$

Відповідь:  $\text{pH} = 2,85$ ;  $\text{pOH} = 11,15$ ;  $[\text{OH}^-] = 7,1 \cdot 10^{-12}$  моль/л.

Таблиця 2.6. Перерахунок pH в  $[H^+]$  та навпаки ( $pH = -\lg[H^+]$ )

pH	$H^+$	pH	$H^+$	pH	$H^+$
Q 0,00	$1,000 \times 10^{-Q}$	Q 0,34	$0,457 \times 10^{-Q}$	Q 0,67	$0,214 \times 10^{-Q}$
0,01	0,977	0,35	0,447	0,68	0,209
0,02	0,955	0,36	0,437	0,69	0,204
0,03	0,933	0,37	0,427	0,70	0,200
0,04	0,912	0,38	0,417	0,71	0,195
0,05	0,891	0,39	0,407	0,72	0,191
0,06	0,871	0,40	0,398	0,73	0,186
0,07	0,851	0,41	0,389	0,74	0,182
0,08	0,832	0,42	0,380	0,75	0,178
0,09	0,813	0,43	0,372	0,76	0,174
0,10	0,794	0,44	0,363	0,77	0,170
0,11	0,776	0,45	0,355	0,78	0,166
0,12	0,759	0,46	0,347	0,79	0,162
0,13	0,741	0,47	0,339	0,80	0,158
0,14	0,725	0,48	0,331	0,81	0,155
0,15	0,709	0,49	0,324	0,82	0,151
0,16	0,692	0,50	0,316	0,83	0,148
0,17	0,676	0,51	0,309	0,84	0,144
0,18	0,661	0,52	0,302	0,85	0,141
0,19	0,646	0,53	0,295	0,86	0,138
0,20	0,631	0,54	0,288	0,87	0,135
0,21	0,617	0,55	0,282	0,88	0,132
0,22	0,603	0,56	0,275	0,89	0,129
0,23	0,589	0,57	0,269	0,90	0,126
0,24	0,575	0,58	0,263	0,91	0,123
0,25	0,562	0,59	0,257	0,92	0,120
0,26	0,549	0,60	0,251	0,93	0,117
0,27	0,537	0,61	0,245	0,94	0,115
0,28	0,525	0,62	0,240	0,95	0,112
0,29	0,513	0,63	0,234	0,96	0,110
0,30	0,501	0,64	0,229	0,97	0,107
0,31	0,490	0,65	0,224	0,98	0,105
0,32	0,479	0,66	0,219	0,99	0,102
0,33	0,468				

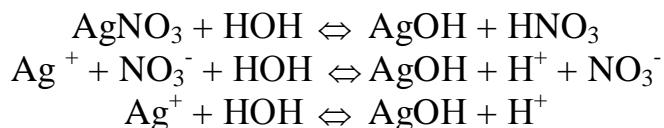
Примітка. Якщо треба знайти значення pH за відомим значенням концентрації водневих іонів  $[H^+] = 0,123 \times 10^{-7}$ , то розрахунок ведуть таким чином: за коефіцієнтом 0,123 знаходимо у правій графі мантису 0,91, а за характеристику беремо показник степеня, взятий з оберненим знаком. Тобто, pH=7,91.

### Приклад №3

Скласти рівняння гідролізу солі  $\text{AgNO}_3$  в молекулярному та іонно-молекулярному виді, визначити константу та ступінь гідролізу, розрахувати значення  $\text{pH}$  та зробити висновок про характер кислотно-лужного середовища водного розчину солі. Молярна концентрація розчину солі  $\text{AgNO}_3$  дорівнює 0,01 моль/л.

#### Розв'язання:

$\text{AgNO}_3$  – сіль, яка утворена слабкою основою та сильною кислотою. Гідроліз завжди йде з утворенням слабкого електроліту, тобто слід очікувати утворення слабкої основи – гідроліз по катіону. Іони срібла будуть зв'язувати гідроксид-іони води, а іони водню будуть накопичуватися. Надлишок іонів водню в розчині відповідає кислотому середовищу –  $\text{pH} < 7$ .



Кислу реакцію розчину визначають за допомогою індикатора – лакмусу. Розчин забарвлюється в червоний колір.

Константу гідролізу за катіоном визначають за формулою

$$K_\gamma = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{МОН}}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{AgOH}}} = \frac{10^{-14}}{5 \cdot 10^{-3}} = 2 \cdot 10^{-12}$$

Константа дисоціації становить  $K_d(\text{AgOH}) = 5,0 \cdot 10^{-3}$  (див. Табл. 2.2.)

Ступінь гідролізу ( $h_\gamma$ ) – це частка електроліту, яка піддалась гідролізу. Вона зв'язана з константою гідролізу рівнянням, яке аналогічно закону розбавлення Оствальда для дисоціації слабких електролітів:

$$K_\Gamma = h_\gamma^2 \times C_m, \quad \text{тобто} \quad h_\gamma = \sqrt{K_\Gamma / C_m}$$

Визначаємо ступінь гідролізу:

$$h_\gamma = \sqrt{2 \times 10^{-12} / 10^{-2}} = 1,414 \times 10^{-5}.$$

Водневий показник ( $\text{pH}$ ) розчину солі, утвореного сильною кислотою та слабкою основою, визначають за формулою

$$\text{pH} = 7 + 1/2 \times \lg K_{\text{осн.}} - 1/2 \times \lg C_m = 7 - 1/2 \times \text{pK}_{\text{осн.}} - 1/2 \times \lg C_m;$$

$$\text{pH} = 7 - 1/2 \times 2,3 - 1/2 \times 10^{-2} = 7 - 1,15 - 0,005 = 5,495.$$

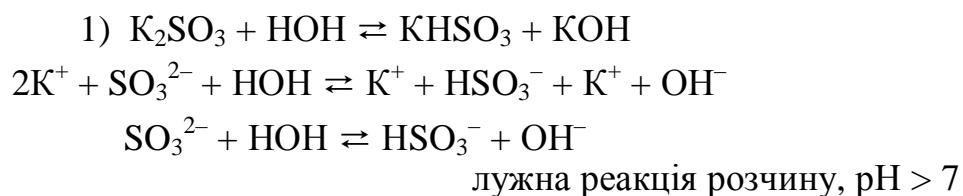
Відповідь: гідроліз по катіону йде з утворенням слабкої основи  $\text{AgOH}$ ; реакція розчину кисла,  $\text{pH} = 5,495$ ;  $K_\Gamma = 2,0 \cdot 10^{-12}$ ;  $h_\gamma = 1,414 \times 10^{-5}$ .

#### Приклад №4

Скласти молекулярне, іонно-молекулярне та скорочене рівняння гідролізу солі  $K_2SO_3$ , визначити константу гідролізу, розрахувати значення pH та зробити висновок про характер кислотно-лужного середовища водного розчину солі. Молярна концентрація розчину солі  $K_2SO_3$  дорівнює 0,001 моль/л.

#### Розв'язання:

$K_2SO_3$  – сіль, що утворена сильною основою та слабкою кислотою. Гідроліз йде з утворенням слабкого електроліту. Слід очікувати утворення слабкої кислоти  $H_2SO_3$ . Сульфітна кислота – двохосновна, тобто гідроліз йде за двома ступенями. За першим ступенем буде утворюватись кисла сіль гідросульфіт калію:



Аніони сульфітної кислоти  $SO_3^{2-}$  зв'язуються іонами водню води та утворюється деякий надлишок гідроксид-іонів  $OH^-$ , які вказують на лужну реакцію розчину ( $pH > 7$ ). Лужне середовище можна визначити за допомогою індикатора фенолфталейну, який забарвлює розчин у малиновий колір.

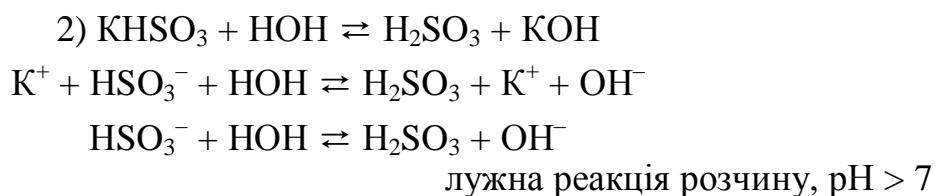
Константа гідролізу за аніоном за першим ступенем:

$$K_{r1} = \frac{[HSO_3^-] \cdot [OH^-]}{[SO_3^{2-}]} \text{ або } K_{z1} = \frac{K_{H_2O}}{K_{H_2SO_3}}$$

Константа дисоціації  $H_2SO_3$  за першим ступенем становить (табл.2.2.):

$$\begin{aligned} K_1(H_2SO_3) &= 1,4 \cdot 10^{-2}; \\ K_{z1} &= \frac{10^{-14}}{1,4 \cdot 10^{-2}} = 0,71 \cdot 10^{-12}. \end{aligned}$$

Гідроліз за аніоном за другим ступенем:



Додавання фенолфталейну забарвлює розчин у малиновий колір.

Константа гідролізу по аніону за другим ступенем:

$$K_{\varepsilon 2} = \frac{[H_2SO_3^-] \cdot [OH^-]}{[HSO_3^-]} \text{ або } K_{\varepsilon 2} = \frac{K_{H_2O}}{K_{H_2SO_3}}$$

Константа дисоціації  $H_2SO_3$  за другим ступенем становить

$$K_2(H_2SO_3) = 6,2 \cdot 10^{-8};$$

$$K_{\varepsilon 2} = \frac{10^{-14}}{6,2 \cdot 10^{-8}} = 0,16 \cdot 10^{-6}.$$

Водневий показник в 0,001M розчині солі  $K_2SO_3$ , яка утворена сильною основою та слабкою кислотою (гідроліз за аніоном) можна визначити за рівнянням:

$$\begin{aligned} pH &= 7 - \frac{1}{2} \lg K_{\text{Дис. (кисл.)}} + \frac{1}{2} \lg C_{M(\text{солі})} = pH = 7 + \frac{1}{2} pK_{(\text{кисл.})} + \frac{1}{2} \lg C_{M(\text{солі})} = \\ &= 7 + \frac{1}{2} \cdot 7,2 + \frac{1}{2} \cdot (-3) = 7 + 3,6 - 1,5 = 9,1 > 7 - \text{реакція середовища лужна.} \end{aligned}$$

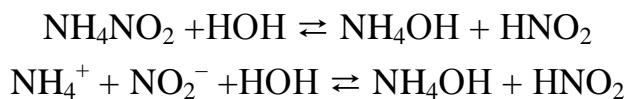
Висновок: Гідроліз за аніоном йде з утворенням кислої солі (за першим ступенем) та слабкої кислоти (за другим ступенем). Реакція розчину лужна,  $pH = 9,1$ . Константи гідролізу дорівнюють  $K_1 = 0,71 \cdot 10^{-12}$ ;  $K_2 = 0,16 \cdot 10^{-6}$ .

### Приклад №5.

Гідроліз за катіоном та аніоном: скласти молекулярні, іонно-молекулярні та скорочені рівняння гідролізу солі  $NH_4NO_2$ , визначити константу гідролізу,  $pH$  та зробити висновок про характер кислотно-лужного середовища водного розчину солі.

### Розв'язання:

$NH_4NO_2$  – сіль утворена слабкою основою та слабкою кислотою. Гідроліз відбувається за катіоном та аніоном.



Оскільки іони води зв'язуються з утворенням основи та кислоти, то реакція розчину приблизно нейтральна ( $pH \approx 7$ ). Але більш повну відповідь одержимо, якщо порівняємо константи дисоціації основи та кислоти (табл. 2.2.):

$$K_D(NH_4OH) = 1,76 \cdot 10^{-5}; \quad K_D(HNO_2) = 6,9 \cdot 10^{-4}.$$

Нітритна кислота дисоціює краще. Тобто реакція розчину слабо кисла ( $\text{pH} \leq 7$ ).

Константа гідролізу за катіоном та аніоном залежить від констант дисоціації кислоти та основи

$$K_z = \frac{K_{H_2O}}{K_{HA} \cdot K_{MOH}} = \frac{10^{-14}}{1,76 \cdot 10^{-5} \cdot 6,9 \cdot 10^{-4}} = 0,08 \cdot 10^{-5} = 8 \cdot 10^{-3}$$

Відповідь: Гідроліз солі  $\text{NH}_4\text{NO}_2$  дає реакцію слабо кислу,  $\text{pH} \approx 7$ ;  
 $K_z = 8 \cdot 10^{-3}$ .

### 2.3.3. Приклади розв'язання завдань з теми «Визначення можливості мимовільного перебігу окисно - відновного процесу у водному розчині»

В окисно-відновних реакціях система з більш високим значенням електродного потенціала виступає в якості окисника, а з нижчим – в якості відновника. Мимовільний перебіг окисно-відновної реакції (як й перебіг кожного самовільного процеса) супроводжується зменшенням енергії Гіббса ( $\Delta G$ ), тобто ізобарно-ізотермічного потенціала системи. Це означає, що при безпосередній взаємодії реагуючих речовин реакція також буде перебігати у напрямку зменшення  $\Delta G$ . Таким чином, якщо зіставити електродні потенціали відповідних (реагуючих) систем, можна визначити заздалегідь напрям перебігу окисно-відновного процесу. Стандартна електрорушійна сила ( $E^0$ ) окисно-відновного процесу зв'язана зі стандартною енергією Гіббса ( $\Delta G$ ) співвідношенням:

$$n \cdot F \cdot E^0 = - \Delta G,$$

де:  $n$  – кількість електронів, що беруть участь в окисно-відновному процесі;

$F$  – стала Фарадея,  $F = 96500 \text{ Кл/моль}$  (кількість електрики, необхідної для електрохімічного перетворення одного еквівалента речовини);

$E^0$  – стандартна електрорушійна сила окисно-відновного процеса (В).

Стандартну електрорушійну силу ( $E^0$ ) окисно-відновного процеса розраховують за рівнянням:

$$E^0 = \phi^0(\text{ок.}) - \phi^0(\text{відн.}),$$

де:  $\phi^0(\text{ок.})$  – стандартний електродний потенціал окисника (В);

$\phi^0(\text{відн.})$  – стандартний електродний потенціал відновника (В).

Значення стандартних електродних потенціалів окислених та відновлених форм деяких систем у водних розчинах (при 25°C) наведені у таблиці додатку 2.

Мимовільний перебіг кожного (в тому числі окисно-відновного процесу) супроводжується зменшенням енергії Гіббса. Тобто, якщо зміна енергії Гіббса має від'ємне значення ( $\Delta G < 0$ ), то окисно-відновна реакція перебігає в напрямку мимовільного утворення продуктів реакції (пряма реакція). Якщо  $\Delta G > 0$ , то перебіг реакції відбувається в оберненому напрямку, тобто мимовільне утворення продуктів реакції (пряма реакція) неможливе. Якщо  $\Delta G = 0$ , то система знаходиться у стані рівноваги.

Окисно-відновні реакції мають величезне значення, особливо для підтримання життєдіяльності гідробіологічних систем. Процеси фотосинтезу, дихання, травлення – все це ланцюги ОВР.

### Приклад №1

Визначити речовину-окисник та речовину-відновник в окисно-відновній системі водного розчину, схема якого:



Проставити коефіцієнти в рівнянні ОВР методом електронно-іонного балансу. Розрахувати молярні маси еквіваленту окисника та відновника.

### Розв'язання:

Під час складання рівнянь окисно-відновних реакцій необхідно визначити кількість електронів ( $e^-$ ), які віддає одна речовина та приєднує інша. Вважається, що речовина (молекула, атом або іон), яка умовно приєднує електрони називається окисником; а сам процес приєднання електронів називається відновленням, тобто окисник – відновлюється. Речовина (молекула, атом або іон), що умовно віддає електрони називається відновником, а сам процес віддачі електронів – окислення, тобто відновник – окислюється.

В процесі приєднання електронів (відновлення) у окисника ступінь окиснення знижується. У відновника в процесі окиснення – збільшується.

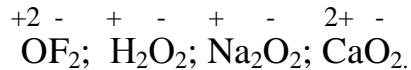
У ковалентних полярних сполуках в реакціях ОВР не відбувається повна віддача електронів відновником, а спостерігається відтягування електронів до атома більш електронегативного елемента від елемента менш електронегативного. Тому поняття віддачі та приєднання електронів є умовним.

Для характеристики процесів переносу електронів введено поняття ступеня окиснення. Ступінь окиснення характеризується кількістю електронів ( $e^-$ ), умовно відданих (+) або прийнятих (-) атомом елемента.

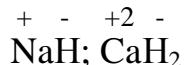
Для визначення ступенів окиснення елементів у хімічних сполуках слід використовувати наступні правила:

1. Деякі елементи у хімічних сполуках мають постійні ступені окиснення.

- Оксиген ( $O^{-2}$ ), як елемент з великою електронегативністю, у більшості сполук має ступінь окиснення = -2. Але є декілька винятків з цього правила - у сполуці фторид оксигену ( $O^{+2}$ ) та в пероксидах гідрогену і металів ( $O^-$ ):

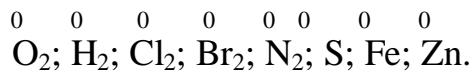


- Гідроген ( $H^+$ ) у хімічних сполуках майже завжди має ступінь окиснення = +1. Але й з цього правила є виняток – у гідридах металів ступінь окиснення гідрогену = -1, наприклад:

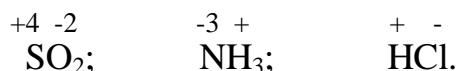


- Флуор ( $F^-$ ) у хімічних сполуках має ступінь окиснення = -1.
  - Лужні метали (метали 1-ї групи головної підгрупи) у хімічних сполуках мають ступінь окиснення = +1.
  - Лужно-земельні метали (метали 2-ї групи головної підгрупи) у хімічних сполуках мають ступінь окиснення = +2.
  - Ще деякі метали у хімічних сполуках мають постійну ступінь окиснення:  $Zn^{+2}$ ;  $Cd^{+2}$ ;  $Al^{+3}$ .
2. Для молекул простих речовин, які складаються з атомів елементів одного виду, ступінь окиснення = 0.

Наприклад:

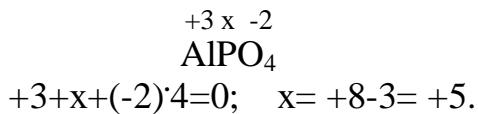


3. Ступінь окиснення елементів у бінарних іонних сполуках розраховується за знаком та величиною його електричного заряду. Наприклад, у сполуці йодід калію  $KI$  ступінь окиснення калію = +1, а йоду – відповідно = -1.
4. У бінарних сполуках, що складаються з елементів, для яких характерний ковалентний полярний зв'язок, ступінь окиснення набуває негативного значення для більш електронегативного елемента та позитивне значення для менш електронегативного елемента.
- Наприклад:



Сума зарядів у молекулі повинна бути = 0.

5. У складних сполуках, наприклад  $AlPO_4$ , розрахунок змінного ступеня окиснення елементу (P) ведеться таким чином: для Al ступінь окиснення постійний = +3, оксиген теж має постійний ступінь окиснення = -2; далі можемо скласти рівняння, виходячи зі ствердження, що сума зарядів у молекулі повинна бути = 0.



Тобто у сполуці  $\text{AlPO}_4$  ступінь окиснення фосфору = +5.

6. У більшості органічних сполук хімічні зв'язки мають слабо виражений полярний характер. Приєднання до атомів карбону (вони складають скелет органічних сполук) атомів флуору, оксигену, хлору, нітрогену приводить до збільшення полярності зв'язку між ними. Ступінь окиснення елементів у таких сполуках розраховують таким же чином, як і для ковалентних полярних сполук.

Найпоширеніші 2 методи складання рівнянь ОВР:

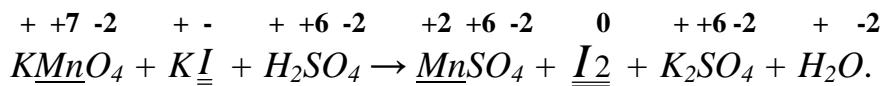
- метод електронного балансу, оснований на визначені загальної кількості електронів, які переміщуються від відновника до окисника;
- та метод електронно-іонного балансу, який передбачає окреме складання іонних рівнянь для процесів окиснення та відновлення з подальшим підсумовуванням їх у загальне іонне рівняння.

Складання рівнянь ОВР методом електронно-іонного балансу ведеться за основними правилами:

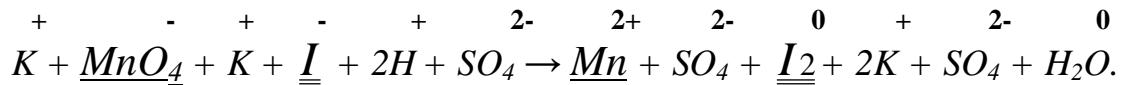
1. Скласти схему рівняння реакції і визначити вихідні речовини та продукти реакції:



2. Визначити ступені окиснення всіх елементів, що входять до складу вихідних речовин та продуктів реакції; виділити однією рискою перший елемент, що змінив ступінь окиснення та двома рисками інший елемент, який змінив ступінь окиснення:

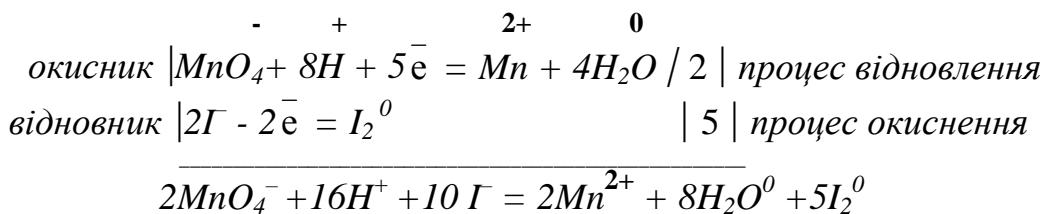


3. Скласти йонно-молекулярне рівняння ОВР та позначити однією та двома рисками іони, до складу яких входять елементи, зі ступенями окиснення, які змінюються:



4. Скласти йонно-електронні рівняння напівреакцій окиснення та відновлення, вказавши речовину-відновник та речовину-окисник; підібрати коефіцієнти для обох реакцій; зрівняти кількості відданих та приєднаних електронів ( $e^-$ ), знайшовши спільний множник для

цих двох напівреакцій; додати рівняння процесів окиснення і відновлення з урахуванням коефіцієнтів:



5. Отримані коефіцієнти проставити у молекулярне рівняння ОВР та провести перевірку коефіцієнтів таким чином, щоб зрівнялись кількості всіх елементів, які входять до складу вихідних речовин та продуктів реакції:



У стехіометричних розрахунках окисно-відновних реакцій користуються молярними масами еквівалентів окисника та відновника.

Молярна маса еквівалента окисника або відновника (Мекв) дорівнює відношенню їх молярної маси (M) до кількості електронів ( $n\bar{e}$ ), приєднаних окисником або відданіх відновником:

$$M_{\text{екв}} = \frac{M}{n\bar{e}}.$$

У вище розглянутій реакції молярна маса еквівалента окисника перманганата калію:  $M_{\text{екв}}(KMnO_4) = \frac{M(KMnO_4)}{5} = \frac{158}{5} = 31,6$  г-екв/моль.

А молярна маса еквівалента відновника йодиду калію:

$$M_{\text{екв}}(KI) = \frac{M(KI)}{2} = \frac{166}{2} = 83 \text{ г-екв/моль.}$$

Відповідь: В даній окисно-відновній системі, схема якої наведена вище, окисником є перманганат калію, відновником – йодид калію;

$M_{\text{екв}}(KMnO_4) = 31,6$  г-екв/моль;  $M_{\text{екв}}(KI) = 83$  г-екв/моль.

## Приклад №2

Чи можливе мимовільне утворення свинцю із водного розчину його солі  $Pb(NO_3)_2$  за стандартних умов, якщо схема окисно-відновної системи:



Доведіть це, користуючись значенням стандартних окисно-відновних потенціалів:

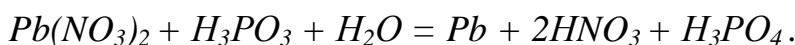
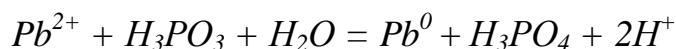
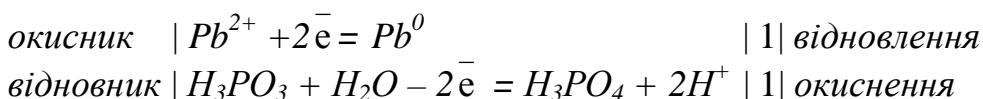
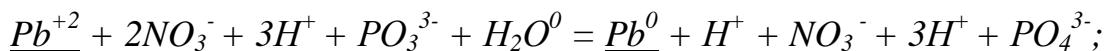
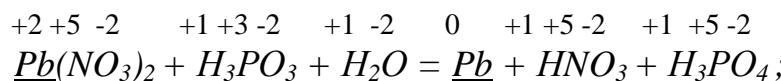
$$\varphi^0(Pb^{2+} + 2\bar{e} = Pb^0) = -0,13 \text{ В};$$

$$\varphi^0(H_3PO_4 + 2H^+ + 2\bar{e} = H_3PO_3 + H_2O) = -0,28 \text{ В.}$$

Запишіть рівняння окисно-відновної реакції, враховуючи стехіометричні коефіцієнти; укажіть окисник та відновник.

Розв'язання:

Використовуючи правила, які наведені вище, запишемо рівняння ОВР зі стехіометричними коефіцієнтами та напівреакціями окиснення та відновлення, що дасть нам змогу виявити окисник та відновник:



Розрахуємо електрорушійну силу окисно-відновного процесу:

$$E^0 = \varphi^0(\text{ок.}) - \varphi^0(\text{відн.}); \quad E^0 = -0,13 - (-0,28) = -0,13 + 0,28 = 0,15 \text{ В};$$

Розрахуємо зміну енергії Гіббса:

$$\Delta G = -n \cdot F \cdot E^0; \quad \Delta G = -2 \cdot 96500 \cdot 0,15 = -28950 \text{ кДж/моль};$$

$\Delta G < 0 \Rightarrow$  мимовільний перебіг окисно-відновного процесу можливий.

Відповідь: описаний вище окисно-відновний процес може перебігати мимовільно.

**Після засвоєння теоретичних питань, самостійної роботи, підготовки до міжсесійної контрольної роботи за частиною змістового практичного модулю «ЗМ-П2» студенти повинні вміти:**

- обробляти результати хімічного аналізу природних вод;
- виражати концентрацію головних іонів в:
  - а) моль/ дм<sup>3</sup>; б) мг-екв/ дм<sup>3</sup>; в) % екв; г) г/ дм<sup>3</sup>.
- класифікувати природну воду за її хімічним складом, використовуючи класифікацію О.О. Алекіна;
- визначати загальну мінералізацію природної води (мг/л) та класифікувати її за ступенем мінералізації;

- розраховувати загальну, тимчасову та постійну твердість води ( $\text{ммоль}/\text{дм}^3$ ) використовуючи дані хімічного аналізу;
- визначати методи пом'ягшення води та порівнювати ці методи за глибиною пом'ягшення та економічними показниками;
- відображати результати обробки аналітичних даних про склад даної проби природної води у вигляді таблиці та за формулою Курлова;
- робити висновки про походження, доцільність застосування та можливість очищення даного типу природної води за гідрохімічним аналізом та проведеними розрахунками.

Для самостійної підготовки до «ЗМ-П2» студенти можуть користуватись основною літературою [1, с. 50 – 60, 290 – 292; 3, с. 119 – 130, 372 – 380] та додатковою літературою [17, с. 171 – 181].

### **2.3.4. Приклад розв'язання завдання з теми «Обробка, систематизація та інтерпретація результатів гідрохімічного аналізу природних вод»**

В гідрохімічній практиці звичайно результати аналізу наводяться в трьох формах:

- $\text{мг}/\text{дм}^3$  (або  $\text{г}/\text{дм}^3$ ) – у міліграмах (або грамах) на 1 літр;
- $\text{ммоль}/\text{дм}^3$  ( $\text{мг-екв}/\text{дм}^3$ ) – у мілімолях кількості речовини еквівалента (міліграм-еквівалента) на 1 літр;
- % - екв – у процентах від кількості речовини еквівалента.

Для переходу від масової до молярної концентрації еквівалентів слід числове значення маси поділити на числове значення молярної маси еквівалента. Наприклад: масова концентрація сульфатних іонів  $[SO_4^{2-}] = 0,128\text{г}/\text{дм}^3$ , розрахуємо молярну концентрацію еквівалента цих іонів. Спочатку знайдемо молярну масу еквівалента сульфатних іонів:

$$\text{Мекв } (SO_4^{2-}) = f \text{ екв} \cdot M = 1/2 \cdot 96 = 48\text{г/моль};$$

Тоді молярна концентрація еквівалента:

$$[SO_4^{2-}] = 0,128128 \text{ г}/\text{дм}^3 / 48 \text{ г/моль} = 2,7 \cdot 10^{-3} \text{ моль}/\text{l} = 2,7 \text{ ммоль}/\text{l} \\ (\text{ммоль}/\text{дм}^3).$$

При порівнянні складу природних вод слід знати і співвідношення між іонами, які в них містяться. Для цього використовують відносний вміст кількості речовини еквівалентів (КРЕ) від загальної суми іонів у воді. При цьому сума всіх визначених аніонів ( $\Sigma\text{ан.}$ ) береться за 100% та сума всіх визначених катіонів ( $\Sigma\text{кат.}$ ) теж береться за 100%. Тоді відносний еквівалентний вміст будь-якого з іонів у % - екв визначають за формулою:

$$[\text{аніона}] = \frac{a \cdot 100}{\sum a} (\% - \text{екв});$$

$$[\text{катіона}] = \frac{k \cdot 100}{\sum k} (\% - \text{екв});$$

де: а – вміст аніона у ммоль/дм<sup>3</sup>;

к – вміст катіона у ммоль/дм<sup>3</sup>;

Σа – сумарний вміст всіх аніонів у ммоль/дм<sup>3</sup>;

Σк – сумарний вміст всіх катіонів у ммоль/дм<sup>3</sup>.

Еквівалентна форма дає змогу розраховувати кількість деяких головних іонів без аналітичного визначення. Наприклад, якщо не потребується окреме точне визначення суми іонів Na<sup>+</sup>+K<sup>+</sup>, то обчислити їх концентрацію можна за різницею сум еквівалентів уже визначених аніонів і катіонів. Сума еквівалентів Na<sup>+</sup>+K<sup>+</sup> дорівнюватиме різниці:

$$[Na^++K^+] = \Sigma(Cl^- + SO_4^{2-} + HCO_3^-) - \Sigma(Mg^{2+} + Ca^{2+}).$$

Таке визначення не є досить точним, бо воно включає всі похибки, які накопичились під час визначень окремих іонів.

Для переведення молярної концентрації еквівалентів Na<sup>+</sup>+K<sup>+</sup> (ммоль/дм<sup>3</sup>) у масову концентрацію (мг/дм<sup>3</sup>) використовують емпіричний коефіцієнт, який дорівнює (за О.М. Кашинським) для прісних вод 25, а для мінералізованих 24. Цей коефіцієнт відповідає співвідношенню Na<sup>+</sup>/K<sup>+</sup>=7,05. Оскільки значення наведеного відношення коливається у прісних та маломінералізованих водах у невеликих межах, і концентрації Na<sup>+</sup> та K<sup>+</sup> стосовно інших головних іонів невеликі, то похибкою можна знехтувати.

Точність аналізу води не перевищує 1% і тому досить обмежуватися трьома значущими цифрами. Наприклад, замість 2,846 мг/дм<sup>3</sup> слід записати 2,85 мг/дм<sup>3</sup>, або замість 34,57 мг/дм<sup>3</sup> записують 34,6 мг/дм<sup>3</sup>.

Результати аналізу природної води звичайно надають у вигляді таблиці та за формулою Курлова (існують й інші способи надання результатів гідрохімічних аналізів – графічні зображення хімічного складу вод: трикутник Фере, графік-круг Н.І. Толстихіна, графік-квадрат Н.І. Толстихіна, діаграми-прямокутники, т.д.).

До таблиці обовязково вноситься сума іонів, яка характеризує мінералізацію води. Іони розташовують таким чином: Cl<sup>-</sup>, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>, Na<sup>+</sup>+K<sup>+</sup>, Mg<sup>2+</sup>, Ca<sup>2+</sup>, згідно з їхньою активністю (крім кальція, який активніше за магній).

Для наочного зображення даних про хімічний склад мінеральних вод було запропоновано формулу Курлова, яку тепер використовують для запису даних її прісних вод. Дані записують у вигляді псевдодробу, в чисельнику якого зліва направо розташовуються аніони (у %-екв) за їх

зменшенням; а у знаменнику – катіони (у %-екв) також за їх зменшенням. Значення концентрацій (у %-екв) округляють до цілих чисел. Зліва від дробу наводиться загальна мінералізація води у г/дм<sup>3</sup>. Поряд указують вміст газів та деяких мікроелементів. Справа від дробу записують температуру та дебіт води:

$$p, M \frac{\text{аніони (100\%)}}{\text{катіони(100\%)}} T, D;$$

де: p – специфічні компоненти;

M – мінералізація води, г/дм<sup>3</sup>;

T – температура води, °C;

D – дебіт води (для свердловин та джерел), дм<sup>3</sup>/с або м<sup>3</sup>/добу.

Таблиця 2.7. Приклад опису даних хімічного складу природної води у вигляді таблиці.

Іони	Місто відбору проби – р. Дністер, м. Самбір		
	Вміст мг/дм <sup>3</sup>	Кількість речовини еквівалента	
		ммоль/дм <sup>3</sup> (мг-екв/дм <sup>3</sup> )	%-екв
<u>Аніони:</u>			
Cl <sup>-</sup>	40,2	1,13	19
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	55,1	1,15	19
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	226,2	3,71	62
Σаніонів	321,5	5,99	100
<u>Катіони:</u>			
Na <sup>+</sup> +K <sup>+</sup>	18,1	1,66	28
Mg <sup>2+</sup>	17,8	1,27	21
Ca <sup>2+</sup>	61,1	3,06	51
Σкатіонів	97,0	5,99	100
Σіонів (мінералізація),г/дм <sup>3</sup>		0,4	
Формула Курлова	$M 0,4 \frac{HCO_3 62 SO_4 19 Cl 19}{Ca 51 (Na + K) 28 Mg 21}$		

За результатами аналізу хімічного складу даної природної води можна визначити її загальну твердість:

$$T_{\text{заг.}} = [Ca^{2+}] + [Mg^{2+}] = 3,06 + 1,27 = 4,31 \text{ ммоль/дм}^3$$

Висновок: Тзаг. > 3 ммоль/дм<sup>3</sup>, вода середньої твердості.

Для поверхневих вод застосовується класифікація вод за хімічним складом О.О.Алекіна. Основна література: [1, с.50-52]. Щоб зробити

висновки щодо мінералізації даної води, треба скористатись основною літературою [1, с.55-57].

**2.4. Перелік завдань до виконання  
міжсесійної контрольної роботи (МКР) після вивчення тем  
практичних змістовних модулів «ЗМ-П1» та «ЗМ-П2»  
( Таблицю завдань відповідно до варіанту дивись на сторінці 13)**

- 51.** Ступінь дисоціації ацетатної кислоти  $\text{CH}_3\text{COOH}$  в 0,1 молярному розчині дорівнює  $1,32 \cdot 10^{-2}$ . Розрахуйте константу дисоціації. Сформулюйте та поясніть закон розбавлення Оствальда.
- 52.** Розрахуйте іонну силу розчину та активність іонів у розчині, який вміщує 0,01 моль/л  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  та 0,01 моль/л  $\text{CaCl}_2$ .
- 53.** Добуток розчинності гідроксиду заліза(ІІ)  $\text{DP}(\text{Fe(OH})_2)=4.8 \cdot 10^{-16}$ . Визначити розчинність речовини (моль/л, г/л) та концентрацію іонів (моль/л).
- 54.** Розрахуйте добуток розчинності солі  $\text{PbCl}_2$  при  $25^\circ\text{C}$ , якщо розчинність її при цій температурі дорівнює  $1,32 \cdot 10^{-2}$  моль/л?
- 55.** Чи випаде осад сульфату срібла, якщо до 0,02 М розчину  $\text{AgNO}_3$  додати рівний об'єм розчину сульфатної кислоти з концентрацією 1г-екв/л?  $\text{DP}(\text{Ag}_2\text{SO}_4)$  наведено у таблиці додатку 1.
- 56.** У скільки разів розчинність (в моль/л)  $\text{Fe(OH})_2$  у воді більше розчинності  $\text{Fe(OH})_3$  при  $25^\circ\text{C}$ ?  $\text{DP}$  наведені у таблиці додатку 1.
- 57.** Знайдіть масу срібла (у вигляді іонів  $\text{Ag}^+$ ), яка знаходиться у 1л насиченого розчину  $\text{AgBr}$ .  $\text{DP}(\text{AgBr})$  наведені у таблиці додатку 1.
- 58.** Розрахувати осмотичний тиск розчину, у 200мл якого міститься 11,4г сахарози  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  при температурі  $7^\circ\text{C}$ .
- 59.** Температура кипіння водного розчину сахарози  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{C}_{11}$  дорівнює  $101,4^\circ\text{C}$ . Розрахуйте моляльну ( $C_m$ ) концентрацію та масову ( $C\%$ ) частку сахарози у розчині. При якій температурі замерзає цей розчин? Кріоскопічна стала води ( $K$ ) = 1,86; ебуліоскопічна ( $E$ ) стала води = 0,52.
- 60.** Розрахуйте, скільки грамів сахарози  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  треба розчинити в 100г води, щоб а) знизити температуру кристалізації розчину на  $1^\circ\text{C}$ , б) підвищити температуру кипіння розчину на  $1^\circ\text{C}$ . Кріоскопічна стала води ( $K$ ) = 1,86. Ебуліоскопічна ( $E$ ) стала води = 0,52.

- 61.**Розрахуйте, при якій температурі кристалізується та при якій температурі кипить розчин, що вміщує 54г глюкози ( $C_6H_{12}O_6$ ) у 250мл води. Кріоскопічна стала води ( $K$ ) = 1,86. Ебуліоскопічна ( $E$ ) стала води = 0,52.
- 62.**Яка маса етилового спирту  $C_2H_5OH$  повинна знаходитись у 100г води, щоб при їх змішуванні отримати розчин, який кристалізується при - 20°C? Кріоскопічна стала води ( $K$ ) = 1,86. При якій температурі кипить цей розчин? Ебуліоскопічна ( $E$ ) стала води = 0,52.
- 63.**При якій приблизно температурі буде кипіти та при якій температурі буде замерзати 50% (по масі) водний розчин сахарози ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ )? Ебуліоскопічна ( $E$ ) стала води = 0,52. Кріоскопічна стала води ( $K$ ) = 1,86.
- 64.**Знайдіть молярну концентрацію іонів  $H^+$  та pH у водних розчинах, якщо концентрація гідроксид-іонів  $OH^-$  становить: а) $10^{-4}$  моль/л; б) $3,2 \cdot 10^{-6}$  моль/л; в) $7,4 \cdot 10^{-11}$  моль/л.
- 65.**Розрахуйте pH та pOH розчинів, де концентрація іонів  $H^+$  дорівнює: а) $2 \cdot 10^{-7}$  моль/л; б) $8,1 \cdot 10^{-3}$  моль/л; в) $2,7 \cdot 10^{-10}$  моль/л.
- 66.**Розрахуйте pH та pOH розчинів, де концентрація іонів  $OH^-$  дорівнює: а) $4,6 \cdot 10^{-4}$  моль/л; б) $5 \cdot 10^{-6}$  моль/л; в) $9,3 \cdot 10^{-9}$  моль/л.
- 67.**Розрахуйте pH 0,01н. розчину оцтової кислоти, у якому ступінь дисоціації кислоти дорівнює 0,042.
- 68.**Визначте pH розчину, у 1л якого міститься 0,1г NaOH. Дисоціацію лугу враховувати повною.
- 69.**Розрахуйте pH розчинів слабких електролітів концентрація яких: а) 0,02 моль/л  $NH_4OH$ ; б) 0,1 моль/л HCN; в) 0,05 моль/л  $HCOOH$ . Константи дисоціації наведені у таблиці 2.2.
- 70.**Визначте pH розчину, у  $0,2\text{дм}^3$  якого вміщується  $7 \cdot 10^{-4}$ г  $NH_4OH$ . Константа дисоціації  $NH_4OH$  дорівнює  $1,8 \cdot 10^{-5}$ .
- 71.**Складіть рівняння реакції гідролізу солі  $KNO_2$  в молекулярному, повному та скороченому іонному вигляді. Розрахуйте константу гідролізу ( $K_T$ ), ступінь гідролізу ( $h_T$ ) та pH розчину солі, якщо константа дисоціації  $K_d(HNO_2)=4 \cdot 10^{-4}$ , а концентрація солі С ( $KNO_2$ )= $0,01$ моль/ $\text{дм}^3$ .
- 72.**Складіть рівняння реакції гідролізу солі  $NaCN$  в молекулярному, повному та скороченому іонному вигляді. Розрахуйте константу гідролізу ( $K_T$ ), ступінь гідролізу ( $h_T$ ) та pH розчину солі, якщо константа

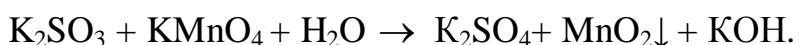
дисоціації  $K_d(HCN)=7,9 \cdot 10^{-10}$ , а концентрація солі  $C(NaCN)=0,01 \text{ моль/дм}^3$ .

73. Складіть рівняння реакції гідролізу солі  $FeCl_2$  в молекулярному, повному та скороченому іонному вигляді. Розрахуйте константу гідролізу ( $K_\Gamma$ ), ступінь гідролізу ( $h_\Gamma$ ) та pH розчину солі, якщо константа дисоціації  $K_d(Fe(OH)_2)=1,3 \cdot 10^{-4}$ , а концентрація солі  $C(FeCl_2)=0,1 \text{ моль/дм}^3$ .
74. Складіть рівняння реакції гідролізу солі  $NaOCl$  в молекулярному, повному та скороченому іонному вигляді. Розрахуйте константу гідролізу ( $K_\Gamma$ ), ступінь гідролізу ( $h_\Gamma$ ) та pH розчину солі, якщо константа дисоціації  $K_d(HOCl)=5 \cdot 10^{-8}$ , а концентрація солі  $C(NaOCl)=0,001 \text{ моль/дм}^3$ .
75. Складіть рівняння реакції гідролізу солі  $KOBr$  в молекулярному, повному та скороченому іонному вигляді. Розрахуйте константу гідролізу ( $K_\Gamma$ ), ступінь гідролізу ( $h_\Gamma$ ) та pH розчину солі, якщо константа дисоціації  $K_d(HOBr)=2,1 \cdot 10^{-9}$ , а концентрація солі  $C(KOBr)=0,001 \text{ моль/дм}^3$ .
76. Складіть рівняння реакції гідролізу солі  $K_3BO_3$  по ступенях в молекулярному, повному та скороченому іонному вигляді. Розрахуйте константу гідролізу ( $K_\Gamma$ ), ступінь гідролізу ( $h_\Gamma$ ) та pH розчину солі, якщо константа дисоціації  $K_d(H_3BO_3)=7,1 \cdot 10^{-10}$ , а концентрація солі  $C(K_3BO_3)=0,01 \text{ моль/дм}^3$ .
77. Складіть рівняння реакції гідролізу солі  $Na_2SiO_3$  в молекулярному, повному та скороченому іонному вигляді. Розрахуйте константу гідролізу ( $K_\Gamma$ ), ступінь гідролізу ( $h_\Gamma$ ) та pH розчину солі, якщо константа дисоціації  $K_d(H_2SiO_3)=1,0 \cdot 10^{-11}$ , а концентрація солі  $C(Na_2SiO_3)=0,1 \text{ моль/дм}^3$ .
78. Складіть рівняння реакції гідролізу солі  $NH_4Br$  в молекулярному, повному та скороченому іонному вигляді. Розрахуйте константу гідролізу ( $K_\Gamma$ ), ступінь гідролізу ( $h_\Gamma$ ) та pH розчину солі, якщо константа дисоціації  $K_d(NH_4OH)=1,7 \cdot 10^{-4}$ , а концентрація солі  $C(NH_4Br)=0,1 \text{ моль/дм}^3$ .
79. Складіть рівняння реакції гідролізу солі  $Pb(NO_3)_2$  в молекулярному, повному та скороченому іонному вигляді. Розрахуйте константу гідролізу ( $K_\Gamma$ ), ступінь гідролізу ( $h_\Gamma$ ) та pH розчину солі, якщо константа

дисоціації  $K_d(Pb(OH)_2) = 3,0 \cdot 10^{-8}$ , а концентрація солі  $C(Pb(NO_3)_2) = 0,01$  моль/дм<sup>3</sup>.

**80.** Напишіть рівняння реакції гідролізу солі  $Na_2SO_3$  у молекулярному та молекулярно-іонному (повному та скороченому) виді по ступенях. Розрахуйте pH, константу гідролізу ( $K_h$ ) та ступінь гідролізу ( $h_r$ ) у 0,1 моль/л розчині цієї солі, якщо  $K_d(H_2SO_3) = 6,2 \cdot 10^{-8}$ .

**81.** Чи можливо у стандартних умовах мимовільне перетворення у воді перманганат-іону ( $MnO_4^-$ ) до випадіння в осад оксиду мангану(IV), якщо воду обробляти  $K_2SO_3$  у нейтральному середовищі? Схема реакції:



Доведіть це, користуючись значенням стандартних окисно-відновних потенціалів:

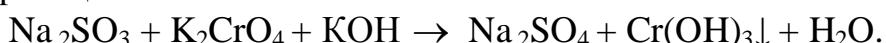
$$E^o(SO_4^{2-} + H_2O + 2e = SO_3^{2-} + 2OH^-) = -0,93V;$$

$$E^o(MnO_4^- + 2H_2O + 3e = MnO_2 + 4OH^-) = 0,60V;$$

Визначте стехіометричні коефіцієнти у рівнянні ОВР методом електронно-іонного балансу, укажіть речовину–окисник та речовину–відновник, розрахуйте молярні маси їх еквівалентів.

**82.** Чи можливо у стандартних умовах мимовільне перетворення у воді хромат-іону ( $CrO_4^{2-}$ ) до випадіння в осад гідроксиду хрому(III), якщо воду обробляти  $Na_2SO_3$  у лужному середовищі?

Схема реакції:



Доведіть це, користуючись значенням стандартних окисно-відновних потенціалів:

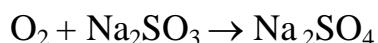
$$E^o(CrO_4^{2-} + 4H_2O + 3e = Cr(OH)_3 + 5OH^-) = -0,13V;$$

$$E^o(SO_4^{2-} + H_2O + 2e = SO_3^{2-} + 2OH^-) = -0,93V;$$

Визначте стехіометричні коефіцієнти у рівнянні ОВР методом електронно-іонного балансу, укажіть речовину–окисник та речовину–відновник, розрахуйте молярні маси їх еквівалентів.

**83.** Чи можливо у стандартних умовах видалити із води кисень, якщо обробляти її  $Na_2SO_3$  у нейтральному середовищі?

Схема реакції:



Доведіть це, користуючись значенням стандартних окисно-відновних потенціалів:

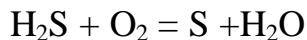
$$E^o(SO_4^{2-} + H_2O + 2e = SO_3^{2-} + 2OH^-) = -0,93V;$$

$$E^o(O_2 + 2H_2O + 4e = 4OH^-) = 0,40V;$$

Визначте стехіометричні коефіцієнти у рівнянні ОВР методом електронно-іонного балансу, укажіть речовину–окисник та речовину–відновник, розрахуйте молярні маси їх еквівалентів.

**84.** Чи можлива у природній воді реакція перетворення гідрогенсульфуру до сірки в аеробних умовах сіркобактеріями?

Схема реакції:



Доведіть це, користуючись значенням стандартних окисно-відновних потенціалів:

$$E^\circ(\text{S} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2\text{S}) = 0,17\text{B};$$

$$E^\circ(\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e = 2\text{H}_2\text{O}) = 1,23\text{B};$$

Визначте стехіометричні коефіцієнти у рівнянні ОВР методом електронно-іонного балансу, укажіть речовину–окисник та речовину–відновник, розрахуйте молярні маси їх еквівалентів.

**85.** Чи можливо у стандартних умовах розчинення міді у водному розчині нітратної кислоти? Схема реакції:



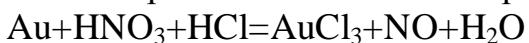
Доведіть це, користуючись значенням стандартних окисно-відновних потенціалів:

$$E^\circ(\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3e = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}) = 0,957\text{B};$$

$$E^\circ(\text{Cu}^0 + 2e = \text{Cu}^{2+}) = 0,337\text{B};$$

Визначте стехіометричні коефіцієнти у рівнянні ОВР методом електронно-іонного балансу, укажіть речовину–окисник та речовину–відновник, розрахуйте молярні маси їх еквівалентів.

**86.** Чи можливо у стандартних умовах розчинення золота у водному розчині хлоридної та нітратної кислот? Схема реакції:



Доведіть це, користуючись значенням стандартних окисно-відновних потенціалів:

$$E^\circ(\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3e = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}) = 0,957\text{B};$$

$$E^\circ(\text{Au}^0 + 3e = \text{Au}^{3+}) = 1,5\text{B};$$

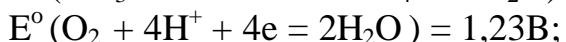
Визначте стехіометричні коефіцієнти у рівнянні ОВР методом електронно-іонного балансу, укажіть речовину–окисник та речовину–відновник, розрахуйте молярні маси їх еквівалентів.

**87.** Чи можлива у стандартних умовах у природній воді реакція перетворення амонійного азоту на нітрат-іон під дією бактерій-нітрифікаторів в аеробних умовах?

Схема реакції:



Доведіть це, користуючись значенням стандартних окисно-відновних потенціалів:



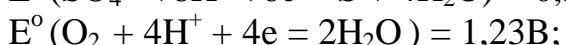
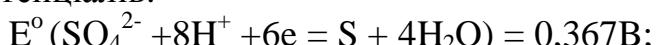
Визначте стехіометричні коефіцієнти у рівнянні ОВР методом електронно-іонного балансу, укажіть речовину—окисник та речовину—відновник, розрахуйте молярні маси їх еквівалентів.

**88.** Чи можлива у природній воді реакція перетворення сірки до сульфат-іонів в аеробних умовах сіркобактеріями?

Схема реакції:



Доведіть це, користуючись значенням стандартних окисно-відновних потенціалів:



Визначте стехіометричні коефіцієнти у рівнянні ОВР методом електронно-іонного балансу, укажіть речовину—окисник та речовину—відновник, розрахуйте молярні маси їх еквівалентів.

**89.** Чи можлива у природній воді реакція перетворення  $\text{Fe}^{2+}$  на  $\text{Fe}^{3+}$  в аеробних умовах? Схема реакції:



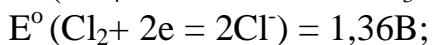
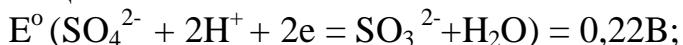
Доведіть це, користуючись значенням стандартних окисно-відновних потенціалів:



Визначте стехіометричні коефіцієнти у рівнянні ОВР методом електронно-іонного балансу, укажіть речовину—окисник та речовину—відновник, розрахуйте молярні маси їх еквівалентів.

**90.** Чи можливо за стандартних умов перетворення газоподібного хлору на хлорид-іон, якщо у воді присутні сульфіт-іони?  $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$

Доведіть це, користуючись значенням стандартних окисно-відновних потенціалів:



Визначте стехіометричні коефіцієнти у рівнянні ОВР методом електронно-іонного балансу, укажіть речовину—окисник та речовину—відновник, розрахуйте молярні маси їх еквівалентів.

**91.**На основі даного Вам хімічного складу річкової води:

Концентрація головних іонів (мг/л)					
$\text{Ca}^{2+}$	$\text{Mg}^{2+}$	$\text{Na}^+ + \text{K}^+$	$\text{HCO}_3^-$	$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{Cl}^-$
276,0	54,1	108,4	210,0	725,9	153,0

зробіть такі розрахунки та висновки:

- 1). Перерахуйте концентрацію головних іонів, виразивши її в:  
а) моль/л; б) мг-екв/л (ммоль/л); в) % -екв.
- 2). Обчисліть загальну мінералізацію даної води (г/л) та зробіть висновок, спираючись на класифікацію природних вод за ступенем мінералізації за комісією ЮНЕСКО.
- 3). Визначте, до якого класу, групи, типу відноситься дана вода за класифікацією вод за хімічним складом Алекіна О.О. та позначте відповідними символами. Надайте загальну характеристику даної води.
- 4). Обчисліть загальну твердість води (ммоль/л) та зробіть висновок (дуже м'яка, м'яка, середньої твердості, тверда, дуже тверда).
- 5). Запишіть дані про хімічний склад цієї води за формулою Курлова.

**92.**На основі даного Вам хімічного складу річкової води:

Концентрація головних іонів (мг/л)					
$\text{Ca}^{2+}$	$\text{Mg}^{2+}$	$\text{Na}^+ + \text{K}^+$	$\text{HCO}_3^-$	$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{Cl}^-$
270,5	47,7	58,6	229,9	641,8	10,9

зробіть такі розрахунки та висновки:

- 1). Перерахуйте концентрацію головних іонів, виразивши її в:  
а) моль/л; б) мг-екв/л (ммоль/л); в) % -екв.
- 2). Обчисліть загальну мінералізацію даної води (г/л) та зробіть висновок, спираючись на класифікацію природних вод за ступенем мінералізації за комісією ЮНЕСКО.
- 3). Визначте, до якого класу, групи, типу відноситься дана вода за класифікацією вод за хімічним складом Алекіна О.О. та позначте відповідними символами. Надайте загальну характеристику даної води.
- 4). Обчисліть загальну твердість води (ммоль/л) та зробіть висновок (дуже м'яка, м'яка, середньої твердості, тверда, дуже тверда).
- 5). Запишіть дані про хімічний склад цієї води за формулою Курлова.

**93.**На основі даного Вам хімічного складу річкової води:

Концентрація головних іонів (мг/л)					
$\text{Ca}^{2+}$	$\text{Mg}^{2+}$	$\text{Na}^+ + \text{K}^+$	$\text{HCO}_3^-$	$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{Cl}^-$
16,9	8,2	0,03	51,0	22,0	8,5

зробіть такі розрахунки та висновки:

- 1). Перерахуйте концентрацію головних іонів, виразивши її в:  
а) моль/л; б) мг-екв/л (ммоль/л); в) % -екв.
- 2). Обчисліть загальну мінералізацію даної води (г/л) та зробіть висновок, спираючись на класифікацію природних вод за ступенем мінералізації за комісією ЮНЕСКО.
- 3). Визначте, до якого класу, групи, типу відноситься дана вода за класифікацією вод за хімічним складом Алекіна О.О. та позначте відповідними символами. Надайте загальну характеристику даної води.
- 4). Обчисліть загальну твердість води (ммоль/л) та зробіть висновок (дуже м'яка, м'яка, середньої твердості, тверда, дуже тверда).
- 5). Запишіть дані про хімічний склад цієї води за формулою Курлова.

**94.**На основі даного Вам хімічного складу річкової води:

Концентрація головних іонів (мг/л)					
$\text{Ca}^{2+}$	$\text{Mg}^{2+}$	$\text{Na}^+ + \text{K}^+$	$\text{HCO}_3^-$	$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{Cl}^-$
137,2	44,2	1228,1	210,0	324,6	1863,2

зробіть такі розрахунки та висновки:

- 1). Перерахуйте концентрацію головних іонів, виразивши її в:  
а) моль/л; б) мг-екв/л (ммоль/л); в) % -екв.
- 2). Обчисліть загальну мінералізацію даної води (г/л) та зробіть висновок, спираючись на класифікацію природних вод за ступенем мінералізації за комісією ЮНЕСКО.
- 3). Визначте, до якого класу, групи, типу відноситься дана вода за класифікацією вод за хімічним складом Алекіна О.О. та позначте відповідними символами. Надайте загальну характеристику даної води.
- 4). Обчисліть загальну твердість води (ммоль/л) та зробіть висновок (дуже м'яка, м'яка, середньої твердості, тверда, дуже тверда).
- 5). Запишіть дані про хімічний склад цієї води за формулою Курлова.

**95.**На основі даного Вам хімічного складу річкової води:

Концентрація головних іонів (мг/л)					
$\text{Ca}^{2+}$	$\text{Mg}^{2+}$	$\text{Na}^+ + \text{K}^+$	$\text{HCO}_3^-$	$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{Cl}^-$
49,1	13,3	12,1	120,0	74,0	19,8

зробіть такі розрахунки та висновки:

- 1). Перерахуйте концентрацію головних іонів, виразивши її в:  
а) моль/л; б) мг-екв/л (ммоль/л); в) % -екв.
- 2). Обчисліть загальну мінералізацію даної води (г/л) та зробіть висновок, спираючись на класифікацію природних вод за ступенем мінералізації за комісією ЮНЕСКО.
- 3). Визначте, до якого класу, групи, типу відноситься дана вода за класифікацією вод за хімічним складом Алекіна О.О. та позначте відповідними символами. Надайте загальну характеристику даної води.
- 4). Обчисліть загальну твердість води (ммоль/л) та зробіть висновок (дуже м'яка, м'яка, середньої твердості, тверда, дуже тверда).
- 5). Запишіть дані про хімічний склад цієї води за формулою Курлова.

**96.**На основі даного Вам хімічного складу річкової води:

Концентрація головних іонів (мг/л)					
$\text{Ca}^{2+}$	$\text{Mg}^{2+}$	$\text{Na}^+ + \text{K}^+$	$\text{HCO}_3^-$	$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{Cl}^-$
15,5	7,8	25,4	63,0	31,5	28,8

зробіть такі розрахунки та висновки:

- 1). Перерахуйте концентрацію головних іонів, виразивши її в:  
а) моль/л; б) мг-екв/л (ммоль/л); в) % -екв.
- 2). Обчисліть загальну мінералізацію даної води (г/л) та зробіть висновок, спираючись на класифікацію природних вод за ступенем мінералізації за комісією ЮНЕСКО.
- 3). Визначте, до якого класу, групи, типу відноситься дана вода за класифікацією вод за хімічним складом Алекіна О.О. та позначте відповідними символами. Надайте загальну характеристику даної води.
- 4). Обчисліть загальну твердість води (ммоль/л) та зробіть висновок (дуже м'яка, м'яка, середньої твердості, тверда, дуже тверда).
- 5). Запишіть дані про хімічний склад цієї води за формулою Курлова.

**97.**На основі даного Вам хімічного складу річкової води:

Концентрація головних іонів (мг/л)					
$\text{Ca}^{2+}$	$\text{Mg}^{2+}$	$\text{Na}^+ + \text{K}^+$	$\text{HCO}_3^-$	$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{Cl}^-$
45,5	23,6	3,5	252,6	-	8,0

зробіть такі розрахунки та висновки:

- 1). Перерахуйте концентрацію головних іонів, виразивши її в:  
а) моль/л; б) мг-екв/л (ммоль/л); в) % -екв.
- 2). Обчисліть загальну мінералізацію даної води (г/л) та зробіть висновок, спираючись на класифікацію природних вод за ступенем мінералізації за комісією ЮНЕСКО.
- 3). Визначте, до якого класу, групи, типу відноситься дана вода за класифікацією вод за хімічним складом Алекіна О.О. та позначте відповідними символами. Надайте загальну характеристику даної води.
- 4). Обчисліть загальну твердість води (ммоль/л) та зробіть висновок (дуже м'яка, м'яка, середньої твердості, тверда, дуже тверда).
- 5). Запишіть дані про хімічний склад цієї води за формулою Курлова.

**98.**На основі даного Вам хімічного складу річкової води:

Концентрація головних іонів (мг/л)					
$\text{Ca}^{2+}$	$\text{Mg}^{2+}$	$\text{Na}^+ + \text{K}^+$	$\text{HCO}_3^-$	$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{Cl}^-$
16,9	2,1	5,8	66,0	-	6,4

зробіть такі розрахунки та висновки:

- 1). Перерахуйте концентрацію головних іонів, виразивши її в:  
а) моль/л; б) мг-екв/л (ммоль/л); в) % -екв.
- 2). Обчисліть загальну мінералізацію даної води (г/л) та зробіть висновок, спираючись на класифікацію природних вод за ступенем мінералізації за комісією ЮНЕСКО.
- 3). Визначте, до якого класу, групи, типу відноситься дана вода за класифікацією вод за хімічним складом Алекіна О.О. та позначте відповідними символами. Надайте загальну характеристику даної води.
- 4). Обчисліть загальну твердість води (ммоль/л) та зробіть висновок (дуже м'яка, м'яка, середньої твердості, тверда, дуже тверда).
- 5). Запишіть дані про хімічний склад цієї води за формулою Курлова.

**99.** На основі даного Вам хімічного складу річкової води:

Концентрація головних іонів (мг/л)					
$\text{Ca}^{2+}$	$\text{Mg}^{2+}$	$\text{Na}^+ + \text{K}^+$	$\text{HCO}_3^-$	$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{Cl}^-$
39,8	13,8	3,6	192,0	-	4,8

зробіть такі розрахунки та висновки:

- 1). Перерахуйте концентрацію головних іонів, виразивши її в:  
а) моль/л; б) мг-екв/л (ммоль/л); в) % -екв.
- 2). Обчисліть загальну мінералізацію даної води (г/л) та зробіть висновок, спираючись на класифікацію природних вод за ступенем мінералізації за комісією ЮНЕСКО.
- 3). Визначте, до якого класу, групи, типу відноситься дана вода за класифікацією вод за хімічним складом Алекіна О.О. та позначте відповідними символами. Надайте загальну характеристику даної води.
- 4). Обчисліть загальну твердість води (ммоль/л) та зробіть висновок (дуже м'яка, м'яка, середньої твердості, тверда, дуже тверда).
- 5). Запишіть дані про хімічний склад цієї води за формулою Курлова.

**100.** На основі даного Вам хімічного складу річкової води:

Концентрація головних іонів (мг/л)					
$\text{Ca}^{2+}$	$\text{Mg}^{2+}$	$\text{Na}^+ + \text{K}^+$	$\text{HCO}_3^-$	$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{Cl}^-$
40,6	22,6	3,1	207,0	14,4	11,9

зробіть такі розрахунки та висновки:

- 1). Перерахуйте концентрацію головних іонів, виразивши її в:  
а) моль/л; б) мг-екв/л (ммоль/л); в) % -екв.
- 2). Обчисліть загальну мінералізацію даної води (г/л) та зробіть висновок, спираючись на класифікацію природних вод за ступенем мінералізації за комісією ЮНЕСКО.
- 3). Визначте, до якого класу, групи, типу відноситься дана вода за класифікацією вод за хімічним складом Алекіна О.О. та позначте відповідними символами. Надайте загальну характеристику даної води.
- 4). Обчисліть загальну твердість води (ммоль/л) та зробіть висновок (дуже м'яка, м'яка, середньої твердості, тверда, дуже тверда).
- 5). Запишіть дані про хімічний склад цієї води за формулою Курлова.

### **3. Організація контролю знань та вмінь студентів**

Накопичувальна система оцінки навчальних досягнень студента зараховується згідно з Положенням про проведення підсумкового контролю знань студентів в ОДЕКУ та Положенням про організацію поточного та підсумкового контролю знань студентів заочної форми навчання ОДЕКУ.

Сума балів, яку отримав студент за всіма змістовними модулями навчальної дисципліни «Гідрохімія», формують інтегральну оцінку поточного контролю студента. Вона є підставою для виставлення семестрового заліку.

Комплекс контрольних заходів регламентує організацію поточного та підсумкового контролю рівня набутих студентами знань, вмінь та навичок у ході вивчення дисципліни «Гідрохімія», а також конкретизує виконання графіка навчального процесу з цієї дисципліни з напряму підготовки – 6.090201 «Водні біоресурси і аквакультура», на рівні вищої освіти – бакалаври, заочної форми навчання.

**Головна мета** проведення кредитно-модульної системи контролю – це визначення рівня набутих знань, вмінь та навичок, підвищення якості навчання студентів шляхом активізації навчальної діяльності, визначення кількісних критеріїв засвоєння змісту окремих розділів (змістовних модулів) навчальної дисципліни «Гідрохімія».

Перелік базових знань та вмінь, якими мають володіти студенти після виконання змістового лекційного модуля ЗМ-Л1 дисципліни «Гідрохімія». Студент повинен знати:

- теоретичні основи гідрохімії – фізичні та хімічні властивості води, енергетику процесів розчинності, властивості розчинів неелектролітів, електролітів, колоїдних розчинів, електрохімічні процеси у водних розчинах.
- умови формування хімічного складу природних вод;
- склад природної води, як багатокомпонентного розчину;
- поняття про гідрохімічний режим водної екосистеми;
- особливості хімічного складу вод атмосферних опадів, річкової, озерної, морської, океанічної та підземної води;
- основні методи гідрохімічного аналізу;
- значення хімічного складу природних вод для охорони природи, географічних та біологічних досліджень;
- основи прикладної гідрохімії та методів гідрохімічних досліджень водних екосистем: вимоги до складу води при її використанні; джерела забруднення природних вод.

Студент повинен вміти:

- визначати можливість (напрямок) протікання окисно-відновних реакцій у водних розчинах у стандартних умовах;
- визначати різні види твердості води та методи їх усунення;
- класифікувати природні води за хімічним складом та мінералізацією.

Компетенції, яких повинен набути студент в результаті виконання змістового лекційного модуля ЗМ-Л1 дисципліни «Гідрохімія»:

- здатність здійснювати читання і осмислення професійно орієнтованої та загальнонаукової літератури; використання її у професійній та соціальній сферах;
- здатність здійснювати пошук нової інформації;
- отримати базові знання фундаментальних розділів гідрохімії; володіння методами ведення гідрохімічних досліджень;
- на основі базових знань та умінь утворити сучасний професійний світогляд майбутнього фахівця з водних біоресурсів.

Перелік базових знань та вмінь, якими мають володіти студенти після виконання змістового практичного модуля ЗМ-П1 та ЗМ-П2 дисципліни «Гідрохімія». Студент повинен знати:

- правила техніки безпеки при виконанні гідрохімічних дослідів;
- класифікації природних вод за хімічним складом та мінералізацією;
- методи оцінки якості води для різноманітних цілей;

Студент повинен вміти:

- отримувати навички при роботі з лабораторними приладами, хімічними реактивами та посудом;
- отримувати результати гідрохімічних досліджень у лабораторії;
- розраховувати різними способами концентрації водних розчинів;
- виконувати розрахунки за газовими законами;
- виконувати розрахунки pH у водних розчинах;
- виконувати розрахунки добутку розчинності електролітів;
- визначати різні види твердості води та методи її пом'якшення;
- виражати результати гідрохімічного аналізу води (складу іонів, розчинених газів, органічної речовини) та робити висновки;
- узагальнювати матеріали гідрохімічних досліджень.

Компетенції, які повинен набути студент в результаті виконання змістового практичного модуля ЗМ-П1 та ЗМ-П2 з дисципліни «Гідрохімія»:

- здатність спілкування професійною українською мовою;
- оволодіння базовими знанням та вмінням розпізнавати хімічні процеси у водних розчинах та використовувати їх для гідрохімічних досліджень природних вод;

- використання базових знань та вмінь для оцінки якості природних вод; вміння зробити вірні висновки на основі проведених досліджень у гідрохімічній лабораторії;
- оволодіння базовими знанням та умінням пізнати вплив природних та антропогенних факторів на хімічний склад та властивості природних вод.

### **Методика проведення поточного контролю студентів.**

Кредитно-модульна система оцінки знань, вмінь та навичок передбачає розподіл програми навчальної дисципліни «Гідрохімія» на структурно-логічні завершені розділи (змістовні модулі), які можуть бути оцінені певною кількістю балів.

Форми контролю рівня засвоєння змістовних модулів:

- усного опитування на лекційних та лабораторних заняттях (УО),
- складання протоколів лабораторних робіт (ЛР),
- розв'язання задач у присутності викладача в аудиторії (РЗ),
- виконання завдань біля дошки (КЗ),
- виконанні міжсесійної контрольної роботи, яка включає один теоретичний змістовний модуль та два практичних змістовних модулів (МКР),
- тестова залікова контрольна робота (ЗКР).

Модульно-накопичувальна система оцінки знань студентів заочної форми навчання включає:

- Систему оцінювання самостійної роботи студента (СРС) у міжсесійний період (ОМ).

Вона передбачає перевірку міжсесійної контрольної роботи (МКР), яку студенти виконують у міжсесійний період і яка включає теоретичну та практичну частини. Кількісна оцінка за цей вид роботи визначається з урахуванням терміну надання роботи на перевірку (протягом семестру, перед початком заліково-екзаменаційної сесії, безпосередньо перед датою контролального заходу), обсягу виконання роботи та глибини розкриття наданих питань та завдань, а також оформлення роботи.

Максимальний бал, що може отримати студент за міжсесійну контрольну роботу (МКР) складає 75 балів, з них на теоретичну частину контрольної роботи відводиться 40 балів (змістовний лекційний модуль), на практичну частину – 35 балів (змістовний практичний модуль).

Порядок оцінювання МКР та максимальна кількість нарахованих балів за кожний вид роботи студента відображені у таблиці 3.1.

Табл.3.1.

№	Види завдань, за які нараховують бали.	Кількість балів, що нараховані за виконання певного виду завдання
1	Змістовний модуль №1 – теоретичний, складається з 5 завдань (ЗМ-Л1)	40 (по 8 балів за кожне завдання)
	Усього за теоретичну частину МКР	40 балів
2	Змістовний модуль №2 – практичний, складається з 4 розрахункових задач з гідрохімії (ЗМ-П1)	20 (по 5 балів за кожну розрахункову задачу)
3	Змістовний модуль №3 – практичний (ЗМ-П2), складається із завдання на обробку, систематизацію та інтерпретацію даних про склад природних вод.	15
	Усього за практичну частину МКР	35 балів
	Усього за МКР	75 балів
4	Усне опитування (УО) на лекційних та лабораторних заняттях, виконання завдання біля дошки (КЗ) та рішення розрахункових завдань (РЗ) на практичних заняттях	9 (1 бал за 1 УО, 1 КЗ або 1 РЗ)
7	Виконання 4-х лабораторних робіт та складання протоколів (ЛР)	16 (4б. х 4 ЛР)
	Усього за роботу студента у період сесії	25 балів
	Усього за семестр:	100 балів

Зарахована контрольна робота свідчить про те, що студент одержав сумарну оцінку не менше 45 балів (24б. з теоретичної частини і 21б. з практичної частини), тобто не менше 60% від максимальної суми в 75 балів. Незарахована контрольна робота свідчить про те, що студент сумарну оцінку меншу за 45 балів, в цьому випадку вона повертається на доробку. Зарахована контрольна робота є допуском до заліку.

- Система оцінювання самостійної роботи студента (СРС) під час аудиторних занять (ОЗЕ).

Для оцінки ступеня засвоєння основних положень теоретичних розділів дисципліни та оцінки засвоєння практичної частини передбачається виконання лабораторних робіт, які охоплюють основні питання практичного розділу дисципліни. Кількісна оцінка за цей вид роботи визначається з урахуванням ритмічності роботи студента на протязі заняття, повноти розкриття тем, якості розрахунків, достовірності одержаних висновків, а також результатів захисту наданих завдань.

Максимальна оцінка роботи студента під час заліково-екзаменаційної сесії складає 25 балів та включає оцінку з практичного модулю (усне опитування, розв'язання задач під наглядом викладача, виконання завдання біля дошки під час лабораторних робіт – 9 балів, виконання та оформлення протоколів 4 лабораторних робіт – 16 балів).

Для заочної форми навчання студент вважається допущеним до підсумкового контролю з навчальної дисципліни «Гідрохімія», якщо він виконав всі види робіт поточного контролю (міжсесійні та сесійні), передбачені робочою навчальною програмою дисципліни, і набрав не менше 50% від максимально можливої за дисципліну та своєчасно виконав міжсесійну контрольну роботу.

Накопичена підсумкова оцінка (ПО) засвоєння студентом навчальної дисципліни «Гідрохімія», що закінчується заліком, розраховується як

$$PO=0,75 \times [0,5 \times (OZE + OM)] + 0,25 \times OZKR,$$

де: ОЗЕ – кількісна оцінка (у відсотках від максимально можливої) заходів контролю СРС під час проведення аудиторних занять;

ОМ – кількісна оцінка (у відсотках від максимально можливої) заходів контролю СРС у міжсесійний період;

ОЗКР – кількісна оцінка (у відсотках від максимально можливої) залікової контрольної роботи.

Для заочної форми навчання студент, який не має на початок заліково-екзаменаційної сесії заборгованостей по дисципліні «Гідрохімія», що завершується заліком, отримує якісну оцінку («зараховано» або «не зараховано») залежно від накопиченої підсумкової оцінки.

Сума отриманих балів за модульною оцінкою знань, умінь та навичок за всіма видами контрольних завдань формує сумарну оцінку, яка є підставою для виставлення заліку згідно з таблицею 3.2.

### **ШКАЛА ПЕРЕХОДУ ВІД ОЦІНОК ЗА НАЦІОНАЛЬНОЮ СИСТЕМОЮ ДО СИСТЕМИ ЕКТАС**

Табл.3.2

За шкалою ECTS	За національною системою для заліку	Бал успішності
<b>A</b>	зараховано	90 – 100
<b>B</b>	зараховано	82 – 89,9
<b>C</b>	зараховано	74 – 81,9
<b>D</b>	зараховано	64 – 73,9
<b>E</b>	зараховано	60 – 63,9
<b>FX</b>	не зараховано	35 – 59,9
<b>F</b>	не зараховано	1 – 34,9

## Додаток 1

### Добуток розчинності деяких малорозчинних електролітів при 25°C

Формула електроліту	ДР	Формула електроліту	ДР
AgBr	$6 \times 10^{-13}$	Cu(OH) <sub>2</sub>	$2,2 \times 10^{-20}$
AgCl	$1,8 \times 10^{-10}$	CuS	$6 \times 10^{-36}$
Ag <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	$4 \times 10^{-12}$	Fe(OH) <sub>2</sub>	$1 \times 10^{-15}$
AgI	$1,1 \times 10^{-16}$	Fe(OH) <sub>3</sub>	$3,8 \times 10^{-38}$
Ag <sub>2</sub> S	$6 \times 10^{-50}$	FeS	$5 \times 10^{-18}$
Ag <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	$2 \times 10^{-5}$	HgS	$1,6 \times 10^{-52}$
BaCO <sub>3</sub>	$5 \times 10^{-9}$	MnS	$2,5 \times 10^{-10}$
BaCrO <sub>4</sub>	$1,6 \times 10^{-10}$	PbBr <sub>2</sub>	$9,1 \times 10^{-6}$
BaSO <sub>4</sub>	$1,1 \times 10^{-10}$	PbCl <sub>2</sub>	$2 \times 10^{-5}$
CaCO <sub>3</sub>	$5 \times 10^{-9}$	PbCrO <sub>4</sub>	$1,8 \times 10^{-14}$
CaC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	$2 \times 10^{-9}$	PbI <sub>2</sub>	$8 \times 10^{-9}$
CaF <sub>2</sub>	$4 \times 10^{-11}$	PbS	$1 \times 10^{-27}$
CaSO <sub>4</sub>	$1,3 \times 10^{-4}$	PbSO <sub>4</sub>	$1,6 \times 10^{-8}$
Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	$1 \times 10^{-29}$	SrSO <sub>4</sub>	$3,2 \times 10^{-7}$
Cd(OH) <sub>2</sub>	$2 \times 10^{-14}$	Zn(OH) <sub>2</sub>	$1 \times 10^{-17}$
CdS	$7,9 \times 10^{-27}$	ZnS	$1,6 \times 10^{-24}$

## Додаток 2

Стандартні електродні потенціали деяких систем у водних розчинах при  
25°C.

<i>Окислена форма</i>	<i>Відновлена форма</i>	<i>Рівняння процесу</i>	$\phi^\circ, B$
$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+$	$\text{S}^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 8\bar{e} \rightarrow \text{S}^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,149
$\text{S} + 2\text{H}^+$	$\text{H}_2\text{S}_{(\text{r})}$	$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$	0,17
$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$	$2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	0,15
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$	$2\text{SO}_4^{2-}$	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{SO}_4^{2-}$	2,05
$\text{Fe}^{3+}$	$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}^{3+} + 1\bar{e} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$	0,77
$\text{HNO}_2 + \text{H}^+$	$\text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + 1\bar{e} \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	0,99
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+$	$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ - 1\bar{e} \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,84
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+$	$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ - 1\bar{e} \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,81
$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+$	$\text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} \rightarrow \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	0,87
$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+$	$\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,95
$\text{NO}_2^- + 2\text{H}^+$	$\text{NO}_{(\text{r})} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{NO}_2^- + \text{H}^+ + 1\bar{e} \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	0,98
$\text{I}_2_{(\text{розвин})}$	$2\text{I}^-$	$\text{I}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{I}^-$	0,54
$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+$	$\text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightarrow \text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,08
$2\text{H}^+$	$\text{H}_2$	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2$	0,00
$\text{O}_{2(\text{r})} + 4\text{H}^+$	$2\text{H}_2\text{O}$	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	1,23
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+$	$2\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	1,77
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+$	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,46
$\text{Br}_2_{(\text{розвин})}$	$2\text{Br}^-$	$\text{Br}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Br}^-$	1,07
$\text{MnO}_{2(\text{т})} + 4\text{H}^+$	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,28
$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{MnO}_{2(\text{т})} + 4\text{OH}^-$	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightarrow \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,57
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+$	$\text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,51
$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+$	$\text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightarrow \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,69
$\text{F}_2$	$2\text{F}^-$	$\text{F}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{F}^-$	2,85
$\text{Cl}_{2(\text{r})}$	$2\text{Cl}^-$	$\text{Cl}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Cl}^-$	1,36
$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+$	$\text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightarrow \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,44
$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	0,89
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+$	$2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1,36
$\text{CrO}_4^- + 4\text{H}^+$	$\text{CrO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	$\text{CrO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightarrow \text{CrO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$	0,95
$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+$	$\text{HAsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{HAsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	0,56

### Додаток 3

Таблиця розчинності солей та основ у воді

103

Аніони	Катіони																					
	K <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Sr <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Co <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Cd <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Bi <sup>3+</sup>	Sn <sup>2+</sup>
OH <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	BP	H	H	H	H	H	H	H	H	H	BP	H	H	H	H	H	H
F <sup>-</sup>	P	P	P	BP	BP	BP	BP	BP	H	BP	BP	BP	BP	P	P	P	-	BP	BP	H	H	P
Cl <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	BP	-	P
Br <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	BP	-	P
I <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	H	H	P	BP	H	P
S <sup>2-</sup>	P	P	P	P	P	BP	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	H	H	H	BP	-	-	H	-	H	H	-	H	-	-	H	H	-	-	-
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	H	BP	BP	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	-	P	P	BP	P	P
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	P	P	P	H	H	H	H	BP	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-
CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	H	BP	P	P	-	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	H	H	H	H	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	-	P	P	P	H	-
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P	P	P	-

**Примітка:** P – розчинні у воді; BP – важкорозчинні (малорозчинні); H – практично нерозчинні; “-“ риска означає, що речовина не існує або розкладається водою.

## **Додаток 4**

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄСА

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄСВА														
ПЕРІОД	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII						
1	H Гідроген Водень <small>1,0079</small>							He Гелій <small>4,0026</small>						
2	Li Літій <small>6,941</small>	Be Берилій <small>9,0122</small>	B Бор <small>10,811</small>	C Карбон Вуглець <small>12,011</small>	N Нітроген Азот <small>14,007</small>	O Оксиген Кисень <small>15,999</small>	F Флуор Фтор <small>18,998</small>	Ne Неон <small>20,179</small>						
3	Na Натрій <small>22,990</small>	Mg Магній <small>24,305</small>	Al Алюміній <small>26,982</small>	Si Силіцій <small>28,086</small>	P Фосфор <small>30,974</small>	S Сульфур Сірка <small>32,066</small>	Cl Хлор <small>35,453</small>	Ar Аргон <small>39,948</small>						
4	K Калій <small>39,098</small>	Ca Кальцій <small>40,078</small>	Sc Скандій <small>44,956</small>	Ti Титан <small>47,88</small>	V Ванадій <small>50,942</small>	Cr Хром <small>51,996</small>	Mn Манган <small>54,938</small>	Fe Ферум Залізо <small>55,847</small>	Co Кобальт <small>58,933</small>					
	Cu Купрум Мідь <small>63,546</small>	Zn Цинк <small>65,39</small>	Ga Галій <small>69,723</small>	Ge Германій <small>72,59</small>	As Арсен <small>74,922</small>	Se Селен <small>78,904</small>	Br Бром <small>79,904</small>	Kr Криpton <small>83,80</small>	Ni Нікол Нікель <small>58,69</small>					
5	Rb Рубідій <small>85,468</small>	Sr Стронцій <small>87,62</small>	Y Ітрій <small>88,906</small>	Zr Цирконій <small>91,224</small>	Nb Ніобій <small>92,906</small>	Mo Молібден <small>95,94</small>	Tc Технецій <small>[99] 101,07</small>	Ru Рутеній <small>102,91</small>	Rh Родій <small>106,42</small>					
	Ag Аргентум Срібло <small>107,87</small>	Cd Кадмій <small>112,41</small>	In Індій <small>114,82</small>	Sn Станум Олово, цина <small>118,71</small>	Sb Стибій <small>121,75</small>	Te Телур <small>127,60</small>	I Іод Йод <small>126,90</small>	Xe Ксенон <small>131,29</small>	Pd Паладій <small>106,42</small>					
6	Cs Цезій <small>132,91</small>	Ba Барій <small>137,33</small>	*La Лантан <small>138,91</small>	Hf Гафній <small>178,49</small>	Ta Тантал <small>180,95</small>	W Вольфрам <small>183,85</small>	Re Реній <small>186,21</small>	Os Осмій <small>190,2</small>	Ir Іридій <small>192,22</small>					
	Au Аурум Золото <small>196,97</small>	Hg Меркурій Ртуть <small>200,59</small>	Tl Талій <small>204,38</small>	Pb Плюмбум Свинець, оліво <small>207,2</small>	Bi Вісмут <small>208,98</small>	Po Полоній <small>208,98</small>	At Астат <small>[210] 210</small>	Rn Радон <small>[222] 222</small>	Pt Платина <small>195,08</small>					
7	Fr Францій <small>223</small>	Ra Радій <small>226,03</small>	89 **Ac Актиній <small>[227]</small>	104 [261] Db Дубній	105 [262] Jl Джолотій	106 [263] Rf Резерфордій	107 [262] Bh Борій	108 [265] Hn Ганій	109 [266] Mt Майтнерій					
				* Лантаноїди										
	58 140,12 Ce Церій <small>140,91</small>	59 140,91 Pr Празеодим <small>144,24</small>	60 144,24 Nd Неодим <small>[147]</small>	61 144,24 Pm Прометій <small>150,36</small>	62 150,36 Sm Самарій <small>151,96</small>	63 151,96 Eu Європій <small>157,25</small>	64 157,25 Gd Гадоліній <small>158,93</small>	65 158,93 Tb Тербій <small>162,50</small>	66 162,50 Dy Диспрозій <small>164,93</small>					
	67 164,93 Ho Гольмій <small>167,26</small>	68 167,26 Er Ербій <small>168,93</small>	69 168,93 Tm Тулій <small>173,04</small>	70 173,04 Yb Ітербій <small>174,97</small>	71 174,97 Lu Лютценій <small>180,95</small>									
				** Актиноїди										
	90 323,04 Th Торій <small>[231]</small>	91 238,03 Ra Протактиній <small>[237]</small>	92 238,03 U Уран <small>[237]</small>	93 238,03 Np Нептуній <small>[244]</small>	94 244,96 Pu Плутоній <small>[243]</small>	95 243,96 Am Америцій <small>[247]</small>	96 247,96 Cm Кюрій <small>[247]</small>	97 247,96 Bk Берклій <small>[251]</small>	98 251,97 Cf Каліфорній <small>[252]</small>	99 252,97 Es Ейнштейній <small>[257]</small>	100 257,97 Fm Фермій <small>[258]</small>	101 258,97 Md Менделевій <small>[259]</small>	102 259,97 No Нобелій <small>[260]</small>	103 260,97 Lr Лоуренсій <small>[260]</small>

*Навчально-методичне видання*

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ**

**ДО САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ  
ТА ВИКОНАННЯ КОНТРОЛЬНОЇ РОБОТИ  
З ДИСЦИПЛІНИ «ГІДРОХІМІЯ»**

**ДЛЯ СТУДЕНТІВ ПІ КУРСУ ЗАОЧНОЇ ФОРМИ НАВЧАННЯ**

Напрям підготовки –6.090201 «Водні біоресурси та аквакультура»

Укладач: Васильєва М.Г., старший викладач кафедри хімії  
навколошнього середовища, Одеса, ОДЕКУ, 2015. - 104 с., укр. мова.

Підп. до друку \_\_\_\_\_ Формат \_\_\_\_\_ Папір \_\_\_\_\_  
Умовн. друк. арк. \_\_\_\_\_ Тираж \_\_\_\_\_ Зам. № \_\_\_\_\_

Надруковано з готового оригінал-макета

---

Одеський державний екологічний університет,  
65016, м. Одеса, вул. Львівська, 15