

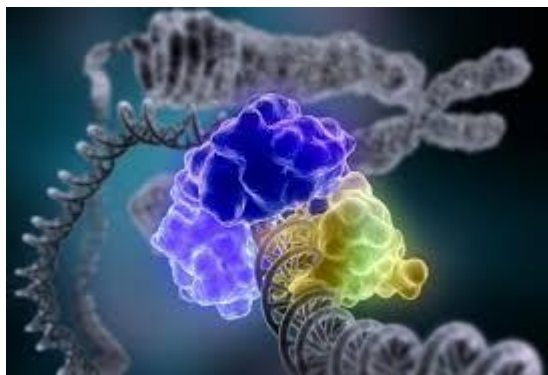
МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

## МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до організації самостійної роботи студентів  
при вивченні дисципліни

«ГІДРОХІМІЯ ТА БІОХІМІЯ ГІДРОБІОНТІВ»

для студентів II-го курсу природоохоронного факультету  
Спеціальність 207 «Водні біоресурси та аквакультура»



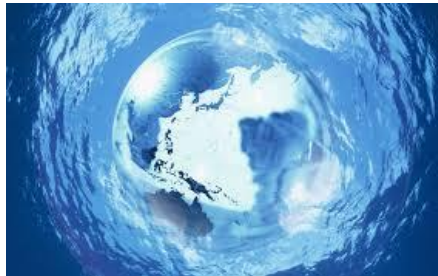
МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ**

до організації самостійної роботи студентів  
при вивченні дисципліни

«ГІДРОХІМІЯ ТА БІОХІМІЯ ГІДРОБІОНТІВ»

для студентів II-го курсу природоохоронного факультету  
Спеціальність 207 «Водні біоресурси та аквакультура»



«Затверджено»  
методичною комісією  
природоохоронного факультету  
протокол № 8 від «23» травня 2019 р.

Одеса – 2019

Методичні вказівки до організації самостійної роботи студентів при вивченні дисципліни «Гідрохімія та біохімія гідробіонтів» для студентів II-го курсу природоохоронного факультету, спеціальність 207 «Водні біоресурси та аквакультура».

Укладачі: доц., к.т.н. Рудковська О.В., ст. викл. Васильєва М.Г. Одеса : ОДЕКУ, 2019. 163 с.

## ЗМІСТ

1	Загальна частина .....	5
1.1	Мета і завдання дисципліни «Гідрохімія та біохімія гідробіонтів» .....	5
1.2	Перелік тем лекційного курсу та лабораторних занять з розділу «Гідрохімія».....	6
1.2.1	Перелік тем лекційного курсу з розділу «Гідрохімія».....	6
1.2.2	Перелік тем лабораторних робіт з розділу «Гідрохімія» .....	8
1.3	Перелік тем лекційного курсу та лабораторних занять з розділу «Біохімія гідробіонтів» .....	9
1.3.1	Перелік тем лекційного курсу з розділу «Біохімія гідробіонтів» .....	9
1.3.2	Перелік тем лабораторних робіт з розділу «Біохімія гідробіонтів» .....	10
1.4	Перелік навчальної літератури та навчально-методичного матеріалу, який забезпечує вивчення дисципліни «Гідрохімія та біохімія гідробіонтів».....	10
1.4.1	Перелік навчальної літератури та навчально-методичного матеріалу, який забезпечує вивчення розділу «Гідрохімія».....	10
1.4.2	Перелік навчальної літератури та навчально-методичного матеріалу, який забезпечує вивчення розділу «Біохімія гідробіонтів» .....	11
1.5	Перелік знань і умінь, якими повинен володіти студент, для успішного вивчення дисципліни «Гідрохімія та біохімія гідробіонтів».....	12
1.6	Перелік і графік контрольних заходів поточного контролю знань і вмінь студентів .....	14
2	Організація самостійної роботи з виконання завдань для СРС .....	15
2.1	Перелік завдань на самостійну роботу .....	15
2.2	Вказівки щодо послідовності вивчення теоретичного матеріалу з розділу «Гідрохімія» .....	16
Питання до самоконтролю студентів після вивчення тем теоретичного змістовного модулю «ЗМ-Л1» .....		19
2.2.1	Природна вода – багатокомпонентний розчин.....	22
2.2.2	Розчинність твердих, рідких і газоподібних речовин .....	24
2.2.3	Властивості розбавлених розчинів неелектролітів.....	28
2.2.4	Властивості розчинів електролітів.....	33
2.2.5	Вплив гідролізу солей на водневий показник (рН) розчинів.....	42
2.2.6	Окисно-відновний потенціал водних розчинів.....	51
2.2.7	Вимоги до складу води для господарсько-питних потреб.....	55
2.3	Вказівки щодо послідовності вивчення практичного курсу (лабораторних занять) дисципліни з розділу «Гідрохімія» .....	57
2.3.1	Основні способи вираження концентрації водних розчинів, які використовують у гідрохімічних дослідженнях .....	58
2.3.2	Приклади розрахунків концентрації розчинів .....	65
2.3.3	Обробка результатів гідрохімічного аналізу природних вод .....	68

2.3.4 Розрахунки твердості води та методи її пом'якшення.....	70
2.4 Вказівки щодо послідовності вивчення теоретичного матеріалу з розділу «Біохімія гідробіонтів».....	78
Питання до самоконтролю студентів після вивчення тем теоретичного змістовного модулю «ЗМ-Л2».....	80
2.4.1 Білки, амінокислоти у складі гідробіонтів.....	83
2.4.2 Ліпіди у складі гідробіонтів.....	92
2.4.3 Вуглеводи у складі гідробіонтів.....	95
2.4.4 Ферменти – біологічні каталізатори білкової природи.....	103
2.4.5 Вітаміни. Загальна характеристика.....	111
2.4.6 Мінеральні речовини гідробіонтів.....	116
2.4.7 Енергетика біологічного окиснення у гідробіонтів.....	118
2.4.8 Обмін вуглеводів.....	124
2.4.9 Проміжний обмін ліпідів у риб.....	126
2.4.10 Обмін амінокислот та білків.....	128
2.5 Вказівки щодо послідовності вивчення практичного курсу (лабораторних занять) дисципліни з розділу «Біохімія гідробіонтів»	130
2.5.1 Приклади завдань з теми «Білки амінокислоти у складі гідробіонтів».....	131
Питання для перевірки знань та кращого засвоєння матеріалу.....	136
2.5.2 Приклади завдань з теми «Ліпіди у складі гідробіонтів».....	137
Питання для перевірки знань та кращого засвоєння матеріалу.....	139
2.5.3 Приклади завдань з теми «Вуглеводи у складі гідробіонтів».....	140
Питання для перевірки знань та кращого засвоєння матеріалу.....	141
2.5.4 Приклади завдань з теми «Ферменти – біологічні каталізатори білкової природи».....	141
3 Організація поточного, семестрового та підсумкового контролю рівня знань і вмінь студентів.....	146
Перелік тем щодо іспиту навчальної дисципліни «Гідрохімія та біохімія гідробіонтів» із посиланням на основну літературу.....	150
4 Наукова робота студентів.....	152
ДОДАТКИ.....	155

## 1 Загальна частина

### 1.1 Мета і завдання дисципліни «Гідрохімія та біохімія гідробіонтів»

Дисципліна «Гідрохімія та біохімія гідробіонтів» для студентів спеціальності 207 «Водні біоресурси та аквакультура» належить до обов'язкових дисциплін циклу професійно-практичної підготовки і є загальнонауковою дисципліною, яка служить базою для подальшого більш поглибленого вивчення фахових дисциплін системи підготовки бакалаврів, які вже мають початкові знання зі спеціальності.

Гідрохімія та біохімія – це фундаментальні природничі науки, знання яких потрібні для діяльності майбутнього спеціаліста за даною спеціальністю. Сучасні гідрохімія та біохімія ґрунтуються на досягненнях хімії, фізики, біології, екології, ензимології, молекулярної біології, біоенергетики тощо.

Засвоєння дисципліни «Гідрохімія та біохімія гідробіонтів» в IV семестрі повинно сприяти розвитку у студентів широкого природно-наукового розуміння складних гідрохімічних процесів, які впливають на хімічний склад природних вод і біохімічних процесів, що виникають в організмах гідробіонтів під впливом природних та людських факторів.

Дисципліна складається з двох розділів: в першому розділі розглядаються питання з гідрохімії, у другому розділі вивчаються основні структурні компоненти гідробіонтів – білки, ліпіди, вуглеводи та обмінні процеси, що відбуваються у водних організмах.

Мета дисципліни – формування у студентів повного уявлення про хімічний склад природних вод та закономірності його зміни під впливом природних та антропогенних факторів, про шляхи вирішення актуальних проблем регіональної та прикладної гідрохімії; формування у студентів цілісного світогляду на основі сучасних знань щодо уяви про біохімічні процеси, про хімічний склад основних представників гідробіонтів та розуміння сутності процесів, що відбуваються в їхніх організмах, а головне – формування бази знань сучасного стану гідро- та біохімічних проблем і творчого відношення до їх вирішення.

Основні завдання дисципліни:

- дати студентам сучасні уявлення про фізико-хімічні процеси, які протікають між різними речовинами, що містяться у природних водах;
- ознайомити зі впливом природних та антропогенних факторів на хімічний склад і властивості природних вод;
- ознайомити з принципами гідрохімічних досліджень природних вод;
- навчити студентів застосовувати результати гідрохімічних досліджень для класифікації природних вод та оцінки якості води;
- набути знань про біохімічний склад гідробіонтів й перетворення хімічних речовин в їхніх організмах (статична біохімія), а також про взаємозв'язок обміну речовин в організмі й вплив різних факторів на перебіг їх метаболічних процесів;

- надати студентам сучасні уявлення про біохімічні процеси, які протікають в організмах гідробіонтів (динамічна біохімія);
- вивчення функцій основних структурних компонентів гідробіонтів;
- знання про біологічну роль білків, ліпідів, вуглеводів, ферментів, вітамінів в органічному світі (функціональна біохімія);
- вивчення взаємозв'язку обміну речовин в організмах гідробіонтів;
- вивчення особливостей метаболічних процесів на різних етапах їхнього існування;
- розширити природно-науковий та утворити сучасний професійний світогляд фахівця з водних біоресурсів.

Читання даної дисципліни спирається на такі дисципліни: «Хімія», «Гідроботаніка», «Зоологія (безхребетних та хордових)», «Фізика», «Вища математика».

Здобуті знання надалі будуть використовуватися при вивченні дисциплін: «Гідробіологія», «Розведення і селекція риб», «Фізіологія риб з основами гістології», «Аквакультура природних водойм», «Екологічне нормування і районування водних екосистем».

Після вивчення навчальної дисципліни «Гідрохімія та біохімія гідробіонтів» студенти мають бути компетентними у розумінні складних хімічних процесів, які виникають у гідросфері та біосфері під впливом природних і людських факторів, й використовувати їх для гідрохімічних досліджень природних вод; бути компетентними у визначенні біохімічної ролі білків, ліпідів, вуглеводів, вітамінів, ферментів, мінеральних речовин в організмах риб та інших гідробіонтів, а також у розумінні закономірностей біохімічних процесів в організмах гідробіонтів.

## **1.2 Перелік тем лекційного курсу та лабораторних занять з розділу «Гідрохімія»**

### **1.2.1 Перелік тем лекційного курсу з розділу «Гідрохімія»**

#### **Розділ 1. Теоретичні основи гідрохімії.**

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

**1.1.** Вода як розчинник. Будова молекули води, її структура. Водневий зв'язок. Аномальні властивості води. Фізичні та хімічні властивості води. Структура води у різних агрегатних станах. Ізотопи води. «Важка вода».

**1.2.** Природна вода – багатокомпонентний розчин. Класифікація домішок води за їх фазово-дисперсним складом.

**1.3.** Енергетика процесу розчинності. Розчинність твердих речовин, рідини та газів у воді. Міжмолекулярні взаємодії. Властивості розчинів неелектролітів та електролітів у воді.

**Розділ 2.** Умови формування хімічного складу природних вод.

**2.1.** Класифікація факторів, які зумовлюють формування хімічного складу природних вод за О. О. Альокіним. Прямі та опосередковані, головні й другорядні фактори.

**2.2.** Класифікація факторів, які зумовлюють формування хімічного складу природних вод за А. М. Ніканоровим. Фізико-географічні фактори. Геологічні фактори.

**2.3.** Фізико-хімічні фактори. Гідроліз солей та його вплив на водневий показник (рН) водних розчинів. Зв'язок між розчинністю та добуток розчинності слабких електролітів. Окисно-відновні процеси у водних розчинах та окисно-відновний потенціал природних вод, його зв'язок з рН.

**2.4.** Біологічні фактори. Антропогенні фактори. Гідрохімічна зональність.

**Розділ 3.** Загальна характеристика хімічного складу природних вод

**3.1.** Розчинені гази. Розчинність газів у воді. Закон Генрі. Вплив природних умов на якісний та кількісний вміст розчинених газів. Аналітичні методи визначення вмісту у природній воді розчинених газів.

**3.2.** Йони водню та окисно-відновний потенціал. Йонізація води. Водневий показник (рН). Концентрація водневих йонів та рН, як результат та показник стану хімічних рівноважних систем у природних водах. Окисно-відновні умови та редокс-потенціал у природних водах. Методи визначення рН та  $E_h$  природних вод.

**3.3.** Головні йони (катіони, аніони). Карбонатна та сульфатна системи. Роль карбонатної системи у водних об'єктах. Загальна, карбонатна та некарбонатна твердість води. Аналітичні методи визначення головних йонів у природних водах.

**3.4.** Біогенні речовини. Методи визначення біогенних речовин у природних водах.

**3.5.** Мікроелементи. Радіоактивність природних вод. Методи визначення.

**3.6.** Органічна речовини. Методи визначення. ХСК та БСК.

**3.7.** Забруднювальні речовини.

**Розділ 4.** Систематизація та інтерпретація даних про хімічний склад природних вод.

**4.1.** Способи вираження концентрації розчинів.

**4.2.** Мінералізація природних вод. Класифікації природних вод за мінералізацією (О. О. Альокіна, В. І. Вернадського, комісії ЮНЕСКО та ін.).

**4.3.** Класифікації природних вод за хімічним складом (О. О. Альокіна, В. О. Олександрова, М. Г. Валяшко, В. О. Суліна).

**4.4.** Обробка результатів гідрохімічного аналізу природних вод. Формула Курлова. Графічні зображення даних про хімічний склад природних вод.



## **Розділ 5. Регіональна гідрохімія.**

**5.1.** Хімічний склад атмосферних опадів. Аерозолі. Мінералізація, головні йони, концентрація йонів водню, біогенні елементи, органічна речовина, мікрокомпоненти, радіоактивні елементи, забруднювальні речовини.

**5.2.** Хімічний склад річкових вод та умови формування. Вміст газів, концентрація йонів водню, вміст головних йонів, мікрокомпонентів, органічної речовини, біогенних елементів, забруднювальних речовин. Неоднорідність складу річкових вод. Мінералізація. Гідрохімічна характеристика основних річок України.

**5.3.** Загальна гідрохімічна характеристика озер (прісні, солонуваті та солоні). Вміст газів, йонний склад, концентрація йонів водню, мінералізація.

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

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

## **Розділ 6. Основи прикладної гідрохімії.**

**6.1.** Вимоги до складу води при її використанні. Побутове й технічне значення твердості води. Агресивна дія природної води на бетон і метал.

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

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

### **1.2.2 Перелік тем лабораторних робіт з розділу «Гідрохімія»**

**Лабораторна робота №1** «Вступне заняття. Техніка безпеки при проведенні гідрохімічних досліджень. Йони водню у природних водах. Водневий показник. Методи визначення рН у природній воді»

**Лабораторна робота №2** «Головні аніони, які містяться у природних водах. Визначення загальної та вільної лужності природної води. Визначення хлорид-іонів ( $\text{Cl}^-$ ) у природній воді аргентометричним методом. Визначення сульфат-іонів ( $\text{SO}_4^{2-}$ )»

**Лабораторна робота №3** «Визначення вмісту йонів 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 йонів магнію ( $\text{Mg}^{2+}$ ) та некарбонатної твердості природної води. Розрахунок вмісту суми йонів натрію та калію ( $\text{K}^+ + \text{Na}^+$ ) у природній воді. Розрахунок загального вмісту йонів (мінералізації)».

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

### **1.3 Перелік тем лекційного курсу та лабораторних занять з розділу «Біохімія гідробіонтів»**

#### **1.3.1 Перелік тем лекційного курсу з розділу «Біохімія гідробіонтів»**

**Розділ 1.** Основні структурні компоненти гідробіонтів (статична біохімія).

**1.1.** Білки, амінокислоти та ліпіди у складі гідробіонтів. Хімічні властивості амінокислот. Фізико-хімічні властивості білків. Осадження білків. Загальна характеристика ліпідів. Прості ліпіди. Складні ліпіди.

**1.2.** Вуглеводи та ферменти в організмах гідробіонтів. Загальна характеристика та класифікація вуглеводів. Моносахариди. Дисахариди та полісахариди. Ферменти – біологічні каталізатори білкової природи. Властивості ферментів. Будова ферментів. Біологічна роль. Класифікація ферментів. Внутрішньоклітинна локалізація ферментів. Практичне використання ферментів.

**1.3.** Вітаміни та мінеральні речовини гідробіонтів. Загальна характеристика вітамінів. Поняття про вітаміни. Жиророзчинні. Водорозчинні вітаміни. Мінеральні речовини в складі гідробіонтів. Вміст та елементарний склад. Біологічна роль мінеральних речовин та їх вміст в тканинах гідробіонтів. Макроелементи та мікроелементи

**Розділ 2.** Обмін речовин і енергії (динамічна біохімія).

**2.1.** Енергетика біологічного окиснення у гідробіонтів. Історія розвитку уявлення про біологічне окиснення. Сучасне уявлення про механізм біологічного окиснення. Мітохондрії, їх будова і функції.

**2.2.** Обмін вуглеводів і ліпідів та їх роль для організмів. Переварювання вуглеводів. Анаеробний шлях обміну вуглеводів. Аеробне окиснення вуглеводів. Цикл трикарбонових кислот. Енергетичний баланс окиснення вуглеводів. Біосинтез вуглеводів. Переварювання ліпідів. Переварювання фосфогліцеринів. Всмоктування ліпідів. Внутрішньоклітинне окиснення продуктів гідролітичного розщеплення жирів. Біосинтез нейтральних жирів. Біосинтез тригліцеридів.

**2.3.** Обмін білків, нуклеїнових кислот, води і мінеральних речовин у гідробіонтів. Процеси переварювання білків. Перетворення амінокислот після всмоктування. Кінцеві продукти розпаду амінокислот. Якість білкового живлення. Біосинтез білка. Обмін нуклеїнових кислот. Біосинтез нуклеотидів. Біосинтез нуклеїнових кислот

**2.4.** Особливості та взаємозв'язок обміну речовин у гідробіонтів на різних етапах їх існування.

### **1.3.2 Перелік тем лабораторних робіт з розділу «Біохімія гідробіонтів»**

**Лабораторна робота №1** «Методика відбору зразків тканин і крові у риб для біохімічних досліджень. Якісні реакції на амінокислоти та білки. Визначення вмісту білка у крові гідробіонтів. Висолювання білків. Реакції осадження білків».

**Лабораторна робота №2** «Обмін ліпідів. Визначення складу ліпідів. Розчинність та утворення емульсій. Відкриття ненасичених жирних кислот в риб'ячому жирі. Гідроліз жиру. Визначення загальної кількості ліпідів. Кількісне визначення ліпідів в тканинах гідробіонтів».

**Лабораторна робота №3** «Обмін вуглеводів. Визначення глюкози в крові. Дослідження властивостей вуглеводів у гідробіонтів. Властивості вуглеводів. Визначення глюкози в крові гідробіонтів хімічним та ферментативним методами».

**Лабораторна робота №4** «Визначення загальних властивостей ферментів. Вплив температури та рН середовища на активність амілази. Специфічність дії ферментів. Вплив активаторів та інгібіторів на активність амілази. Кількісне визначення амілази за Вольтгеймутом».

### **1.4 Перелік навчальної літератури та навчально-методичного матеріалу, який забезпечує вивчення дисципліни «Гідрохімія та біохімія гідробіонтів»**

#### **1.4.1 Перелік навчальної літератури та навчально-методичного матеріалу, який забезпечує вивчення розділу «Гідрохімія»**

##### **Основна література**

1. Пелешенко В. І., Хільчевський В. К. Загальна гідрохімія : підручник. К. : Либідь, 1997. 384 с.
2. Горєв Л. М. та ін. Гідрохімія України. Київ. : Вища школа, 1995. 252 с.
3. Алёкин О. А. Основы гидрохимии. Л., 1970. 368 с.
4. Никаноров А. М. Гидрохимия : учебник. Л. : Гидрометеоздат, 1989. 351 с.
5. Глинка Н. Л. Общая химия (Раздел «Вода. Растворы»). Л. : Химия, 1985. 719 с.
6. Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии (Раздел «Растворы»). Л. : Химия, 1988. 271 с.
7. Васильєва М. Г. Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт з дисципліни «Гідрохімія» для студентів II-го курсу природоохоронного факультету, напрям підготовки – 6.090201 «Водні біоресурси і аквакультура», рівень підготовки – бакалаври. Одеса : ОДЕКУ, 2007. 51 с.
8. Васильєва М. Г., Шевченко С. В. Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт з дисципліни «Гідрохімія та біохімія гідробіонтів»

для студентів II-го курсу денної та дистанційної форм навчання, спеціальності – «Водні біоресурси та аквакультура». Одеса : ОДЕКУ, 2017. 90 с. (електронний варіант).

#### **Додаткова література**

9. Никаноров А. М., Посохов Е. В. Гидрохимия. Л. : Гидрометеиздат, 1985. 244 с.
10. Федорова Г. В. Гідрохімія і методи гідрохімічних досліджень : конспект лекцій. Дніпропетровськ : «Економіка», 2006. 79 с.
11. Справочник по гидрохимии / Под ред. А. М. Никанорова. Л.: 1989.
12. Основы химии и технологи воды / Кульский Л. А., Отв. ред. Строкач П. П. Киев : Наук. думка, 1991.
13. Алекин О. А., А. Д. Семенов, Б. А. Скопинцев. Руководство по химическому анализу вод суши. Л. : Гидрометеиздат, 1973. 269 с.
14. Унифицированные методы анализа вод. Под общей редакцией д.х.н., проф. Ю. Ю. Лурье. М., 1973.
15. Пилипенко А. Т., Посохов Е. В. Гидрохимия. Л. : Гидрометеиздат, 1985.
16. Кульский Л. А., Накорчевская В. Ф. Химия воды. Физико-химические процессы обработки природных и сточных вод. Киев : Вища школа, 1983.
17. Справочник по свойствам, методам анализа и очистке воды / Кульский Л. А. и др. Киев : Наук. думка, 1980.

#### **1.4.2 Перелік навчальної літератури та навчально-методичного матеріалу, який забезпечує вивчення розділу «Біохімія гідробіонтів»**

##### **Основна література**

1. Євтушенко М. Ю., Горліченко М. Г., Шевченко С. В. Статична біохімія гідробіонтів : навчальний посібник. Одеса : Екологія, 2012 р. 220 с.
2. Горліченко М. Г., Шевченко С. В. Біохімія гідробіонтів. Частина II «Динамічна біохімія» : конспект лекцій. Одеса, 2014. 180 с. (електронна версія).
3. Горліченко М. Г. Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт з дисципліни «Біохімія гідробіонтів» для студентів. ОДЕКУ : Одеса, 2007. 57 с.

##### **Додаткова література**

4. Губський Ю. І. Біологічна хімія : підручник. Київ-Тернопіль : Укрмедкнига, 2000. 508 с. (електронний варіант)
5. Вороніна Л. М. та ін. Біологічна хімія : Підручник / Л. М. Вороніна, В. Ф. Десенко, Н. М. Мадієвська та ін. За ред. проф. Л. М. Вороніної. Х.: Основа; Видавництво НФАУ, 2000. 608 с. (електронний варіант)
6. Мельничук Д. О., Мельникова Н. М. Біохімія гідробіонтів : посібник для лабораторних робіт. К., 2011. 216 с. (електронний варіант)

7. Євтушенко М. Ю. Екологічна фізіологія та біохімія гідробіонтів. Методичний посібник для підготовки магістрів за спеціальністю 8.130301 – «Водні біоресурси». К., 2015. 118 с. (електронний варіант)

Посібники, підручники та конспект лекцій є в наявності у бібліотеці ОДЕКУ, методичні вказівки до виконання лабораторних робіт є у достатній кількості на кафедрі хімії навколишнього середовища, а також доступні у Репозитарії ОДЕКУ (URL: <http://eprints.library.odku.edu.ua/>).

### **1.5 Перелік знань і умінь, якими повинен володіти студент, для успішного вивчення дисципліни «Гідрохімія та біохімія гідробіонтів»**

Засвоєння дисципліни «Гідрохімія та біохімія гідробіонтів» повинно сприяти розвитку у студентів широкого природно-наукового розуміння складних гідрохімічних процесів, які впливають на хімічний склад природних вод та біохімічних процесів, які виникають в організмах гідробіонтів під впливом природних та людських факторів.

Після вивчення дисципліни студент повинен знати:

- теоретичні основи гідрохімії – фізичні, хімічні та аномальні властивості води, енергетику процесів розчинності, властивості розчинів неелектролітів, електролітів, колоїдних розчинів, електрохімічні процеси у водних розчинах.
- умови формування хімічного складу природних вод;
- класифікації природних вод за хімічним складом та мінералізацією;
- хімічний склад 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;
- теоретичні основи статичної і динамічної біохімії;
- будову та властивості білків, ліпідів, вуглеводів;
- фізико-хімічні властивості жирів;
- будову, класифікацію, фізико-хімічні властивості білків;
- функції та біологічне значення вуглеводів;
- властивості та хімічну природу ферментів;
- механізм дії ферментів на кінетику ферментативних реакцій;
- механізм фізіологічної дії макро- і мікроелементів в активації ферментативних процесів; вміст O, N, C, P, H, S в організмах гідробіонтів;
- поняття про особливості та взаємозв'язок обміну речовин;
- основи метаболічних процесів, які відбуваються в організмах гідробіонтів (динамічну біохімію).

Основні вміння, які отримує студент:

- отримувати результати гідро- та біохімічних досліджень у лабораторії;
- виражати результати хімічного аналізу води (складу йонів, розчинених газів, біогенних елементів, органічних 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;
- розв'язання розрахункових завдань біологічної хімії;
- класифікація білків, ліпідів, вуглеводів, вітамінів, ферментів;
- якісне і кількісне визначення білків, ліпідів, вуглеводів, ферментів;
- визначення фізико-хімічних констант у гідробіонтів;
- кількісне визначення вмісту мінеральних речовин в організмі;
- застосовувати правила техніки безпеки при виконанні гідро- та біохімічних дослідів;
- вміння користуватися лабораторними приладами та фізико-хімічною апаратурою.

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

- 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 лабораторії;
- оволодіння базовими знанням та умінням пізнавати вплив природних та антропогенних факторів на хімічний склад та властивості природних вод;
- бути компетентними у визначенні біохімічної ролі білків, ліпідів, вуглеводів, вітамінів, ферментів, мінеральних речовин в організмах риб та інших гідробіонтів;
- бути компетентними у розумінні закономірностей біохімічних процесів в організмах гідробіонтів;
- 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 та біохімії; володіння методами ведення лабораторних досліджень;
- здатність спілкування професійною українською мовою;
- на основі базових знань та умінь утворити сучасний професійний світогляд майбутнього фахівця з водних біоресурсів.

## 1.6 Перелік і графік контрольних заходів поточного контролю знань і вмінь студентів

Загальний обсяг навчального часу визначається робочим навчальним планом бакалавра з дисципліни «Гідрохімія та біохімія гідробіонтів». Контроль поточних знань здійснюється на основі усного опитування на лабораторних та лекційних заняттях, виконанні 2-х теоретичних, 2-х практичних (лабораторних) модулів. У кінці IV семестру денної форми навчання – складання іспиту.

### Організація контролю знань студентів:

- *Організація поточного контролю* побудована за накопичувально-модульним принципом згідно з «Положенням про організацію контролю самостійної роботи студентів в ОДЕКУ».
- *Організація підсумкового контролю* побудована згідно Положення «Про проведення підсумкового контролю знань студентів» від 25.05.2004 р. зі змінами та доповненнями, затвердженими 25.05.2006 р. – врахування накопичених студентом за навчальний семестр результатів поточного контролю. Підсумкова оцінка у шкалі ECTS виставляється за кожну залікову одиницю.
- *Форми підсумкового контролю* : семестровий іспит (IV семестр).
- *Реєстрація та підсумковий контроль*: допуск до іспиту здійснюється лектором згідно з результатами поточного контролю за навчальний семестр. До підсумкового контролю допускаються студенти, які отримали не менше 50 % від максимально можливої суми балів з модуля практичної частини підготовки.

### Форми контролю рівня засвоєння змістовних модулів (ЗМ):

1. усного опитування на лекційних та лабораторних заняттях (УО);
2. виконанні тестових контрольних робіт (ТКР): 2-х змістовних лекційних (теоретичних – «ЗМ-Л1», «ЗМ-Л2») та 2-х змістовних лабораторних (практичних – «ЗМ-П1» та «ЗМ-П2») модулів;
3. оформлення протоколу та захист лабораторних робіт – ЗЛР;
4. розв'язання задач у присутності викладача в лабораторії (РЗ) та виконання завдань біля дошки (КЗ);
5. у кінці IV семестру – іспит.

Окремою заліковою одиницею введений науковий модуль у відповідності до чинного положення.

Структура дисципліни «Гідрохімія та біохімія гідробіонтів» складена згідно із затвердженим навчальним планом:

- загальна кількість кредитів ECTS – 4 + 1 науковий;
- кількість залікових одиниць – 4;
- модулі – 2 лекційні, 2 практичні (лабораторні заняття), 1 наукової роботи (окрема залікова одиниця);
- загальна кількість змістовних модулів – 5.

**Графік контрольних заходів з дисципліни  
«Гідрохімія та біохімія гідробіонтів»**

№ тижня	Контрольний показник та вигляд занять, на яких буде проведений контроль	
	Теоретична частина	Практична частина (лабораторні заняття)
1	УО	УО; РЗ; КЗ; ЗЛР
2	УО	
3	УО	УО; РЗ; КЗ; ЗЛР
4	УО	
5	УО	УО; РЗ; КЗ; ЗЛР
6	УО	
7	ТКР (ЗМ-Л1)	ЗЛР; ТКР (ЗМ-П1)
8	УО	
9	УО	УО; РЗ; КЗ; ЗЛР
10	УО	
11	УО	УО; РЗ; КЗ; ЗЛР
12	УО	
13	УО	УО; РЗ; КЗ; ЗЛР
14	ТКР (ЗМ-Л2)	
15	УО	ЗЛР; ТКР (ЗМ-П2)

Умовні позначки:

- УО** – усне опитування під час лабораторних або лекційних занять;
- РЗ** – розв’язання задач під наглядом викладача в обчислювальному класі;
- ТКР** – тестова контрольна робота;
- КЗ** – виконання завдання біля дошки;
- ЗЛР** – виконання лабораторної роботи, складання та захист протоколу;
- ЗМ** – змістовний модуль.

## 2 Організація самостійної роботи з виконання завдань для СРС

### 2.1 Перелік завдань на самостійну роботу

Згідно з «Положенням про організацію контролю самостійної роботи студентів в ОДЕКУ» завдання до СРС з дисципліни «Гідрохімія та біохімія гідробіонтів» для студентів 2-го курсу природоохоронного факультету (спеціальність 207 «Водні біоресурси та аквакультура», рівень освіти – бакалавр), надані у вигляді вивчення певних розділів теоретичного матеріалу з розділів «Гідрохімія» та «Біохімія гідробіонтів» а також підготовки до 2-х теоретичних та 2-х практичних змістовних модулів з цих розділів. Успішне вивчення курсу дисципліни може бути тільки при систематичній самостійній роботі студента та обов’язково повинне проводитись з виконанням вправ і розв’язанням тематичних задач.



Вказівки щодо послідовності вивчення 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 успішного засвоєння теоретичного матеріалу необхідно вести конспект лекцій, в якому в лаконічній формі та суворій послідовності викладені питання теоретичних змістовних модулів: «ЗМ-Л1» – розділ «Гідрохімія»; «ЗМ-Л2» – розділ «Біохімія гідробіонтів». Крім конспекту лекцій для вивчення програмного матеріалу можливо самостійно користуватись основною та додатковою літературою, за допомогою якої слід проробляти дані розділи. Після ретельного вивчення теоретичного матеріалу з певного розділу лекційного курсу треба попрацювати над виконанням тематичних вправ та вирішуванням задач, які ілюструють практичне використання теоретичних знань – це має розвинути у студента певні навички та вміння а також допоможе підготуватися до виконання практичних змістовних модулів («ЗМ-П1» – розділ «Гідрохімія»; «ЗМ-П2» – розділ «Біохімія гідробіонтів»).

## **2.2 Вказівки щодо послідовності вивчення теоретичного матеріалу з розділу «Гідрохімія»**

Підготовка до змістовних модулів з розділу «Гідрохімія» включає вивчення теоретичного матеріалу (ЗМ-Л1) і вміння розраховувати задачі та тематичні завдання (ЗМ-П1).

Вказівки щодо послідовності вивчення 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 успішного засвоєння теоретичного матеріалу необхідно вести конспект лекцій, в якому в лаконічній формі та суворій послідовності викладені усі питання теоретичного змістовного модулю «ЗМ-Л1». Крім конспекту лекцій 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 [11, с. 3-5; 9, с. 5-9; 10, 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. Властивості «важкої 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 [11, с. 6-7; 10, с. 10-15].

- Енергетику процесів розчинності. Хімічну рівновагу у водних розчинах. Основна література [1, с. 14-19; 4, с. 18-26; 5, с. 158-196].
- Загальну характеристику розчинів. Процеси розчинності. Розчинність твердих речовин, рідини та газів у воді. Основна література [1, с. 23-28; 3, с. 11-15, 41-44; 4, с. 42-44; 5, с. 205-222]. Додаткова література [10, с. 16-20, 22-25].
- Особливості розчинів неелектролітів та електролітів (солей, кислот, основ). Електролітичну дисоціацію як хімічну рівновагу розчинів. Ступінь дисоціації, константу дисоціації. Закон розбавлення Оствальда. Активність йонів у розчинах, йонну силу розчину. Зв'язок між розчинністю та добутком розчинності слабких електролітів. Основна література [1, с. 25, 28-30; 4, с. 37, 44-50; 5, с. 223-242]. Додаткова література [10, с. 20-22].
- Дисперсні системи, істинні та колоїдні розчини. Класифікацію домішок природних вод за їх фазово-дисперсним складом. Основна література [1, с. 26-27, 30-31; 4, с. 50-55; 5, с. 295-330]. Додаткова література [10, с. 23; 16, с. 44-65].

Після вивчення розділу 2 «Умови формування хімічного складу природних вод» студенти повинні знати:

- Класифікацію факторів, які зумовлюють формування хімічного складу природних вод за О. О. Альокінім. Прямі та опосередковані, головні та другорядні фактори. Основна література [1, с. 32; 3, с. 15-40;].
- Класифікацію факторів, які зумовлюють формування хімічного складу природних вод за А. М. Ніканоровим. Фізико-географічні фактори. Геологічні фактори. Основна література [1, с. 32-35; 4, с. 100-110.]. Додаткова література [11, с. 9-11].
- Фізико-хімічні фактори. Йонізацію води. Водневий показник (рН). Індикатори. Гідроліз солей та його вплив на водневий показник (рН) водних розчинів. Окисно-відновні процеси у водних розчинах та окисно-відновний потенціал природних вод, його зв'язок з рН. Електрометричне визначення рН водних розчинів. Основна література [1, с. 36-40, 73-76; 5, с. 243-284]. Додаткова література [10, с. 49-66; 11, с. 11-14; 16, с. 35-42; 17, с. 65-74].
- Біологічні фактори. Антропогенні фактори. Гідрохімічна зональність. Основна література [1, с. 41-47; 4, с. 110-127.]. Додаткова література [10, с. 49-66; 11, с. 14-15].

Після вивчення розділу 3 «Загальна характеристика хімічного складу природних вод» студенти повинні знати:

- Розчинені гази. Розчинність газів у воді. Закон Генрі. Вплив природних умов на якісний та кількісний вміст розчинених газів. Аналітичні методи визначення вмісту у природній воді розчинених газів. Йони водню та

окисно-відновний потенціал. Йонізація води. Водневий показник (рН). Концентрація водневих йонів та рН, як результат та показник стану хімічних рівноважних систем у природних водах. Окисно-відновні умови та редокс-потенціал у природних водах. Методи визначення рН та Eh природних вод.

- Головні йони (катіони, аніони). Карбонатна та сульфатна системи. Роль карбонатної системи у водних об'єктах. Загальна, карбонатна та некарбонатна твердість води. Аналітичні методи визначення головних йонів у природних водах.
- Біогенні речовини. Методи визначення біогенних речовин у природних водах.
- Мікроелементи. Радіоактивність природних вод. Методи визначення.
- Органічна речовини. Методи визначення. ХСК та БСК.
- Забруднювальні речовини.

Основна література [1, с. 66-129; 3, с. 41-118; 4, с. 53-99]. Додаткова література [10, с. 25-49; 11, с. 15-31].

Після вивчення розділу 4 «Систематизація та інтерпретація даних про хімічний склад природних вод» студенти повинні знати:

- Способи вираження концентрації розчинів. Основна література [1, с. 48-50; 5, с. 214-215]. Додаткова література [11, с. 15-16].
- Мінералізацію природних вод. Класифікації природних вод за мінералізацією (О. О. Альокіна, В. І. Вернадського, комісії ЮНЕСКО та ін.). Основна література [1, с. 55-57]. Додаткова література [11, с. 33].
- Класифікації природних вод за хімічним складом (О. О. Альокіна, В. О. Олександрова, М. Г. Валяшко, В. О. Суліна). Основна література [1, с. 50-55]. Додаткова література [11, с. 33-37].
- Обробку результатів гідрохімічного аналізу природних вод. Формулу Курлова. Графічні зображення даних про хімічний склад природних вод. Основна література [1, с. 57-62; 3, с. 119-131; 4, с. 128-143]. Додаткова література [10, с. 66-72; 11, с. 37-42].

Після вивчення розділу 5. «Регіональна гідрохімія» студенти повинні знати:

- Хімічний склад атмосферних опадів. Аерозолі. Мінералізація, головні йони, концентрація йонів водню, біогенні елементи, органічна речовина, мікрокомпоненти, радіоактивні елементи, забруднювальні речовини. Основна література [1, с. 120-136; 3, с. 132-167; 4, с. 144-162]. Додаткова література [10, с. 73-80; 11, с. 42-43].
- Хімічний склад річкових вод та умови формування. Вміст газів, концентрація йонів водню, вміст головних йонів, мікрокомпонентів, органічної речовини, біогенних елементів, забруднювальних речовин. Неоднорідність складу річкових вод. Мінералізація. Гідрохімічна характеристика основних річок України. Основна література

[1, с. 148-190; 3, с. 221-277; 4, с. 162-206]. Додаткова література [10, с. 81-101; 11, с. 43-45].

- Загальна гідрохімічна характеристика озер (прісні, солонуваті та солоні). Вміст газів, йонний склад, концентрація йонів водню, мінералізація. Основна література [1, с. 191-225; 3, с. 280-327; 4, с. 206-243]. Додаткова література [10, с. 102-126; 11, с. 45-46].
- Загальні відомості про сольовий склад вод морів та океанів. Вміст основних йонів та солоність. Зміст газів, концентрація йонів водню. Вміст мікроелементів у океанічній воді та її радіоактивність. Біогенні елементи та органічні речовини. Основна література [1, с. 263-286; 3, с. 328-370]. Додаткова література [11, с. 46-48].
- 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 [11, с. 48-50].

Після вивчення розділу 6 «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 [10, с. 164-177].
- Джерела забруднення природних вод. Самоочищення природних вод; деякі методи очищення, опріснення та підготовки до використання води. Комплексні критерії якості води. Хімічні показники оцінки забрудненості вод. Значення хімічного складу природних вод для охорони природи, географічних та біологічних досліджень. Основна література [1, с. 303-340; 3, с. 399-433; 4, с. 325-345]. Додаткова література [10, с. 212-228; 11, с. 64-78].

### **Питання до самоконтролю студентів після вивчення тем теоретичного змістовного модулю «ЗМ-Л1»**

1. Які цілі та завдання гідрохімії як науки?
2. Які є сучасні наукові напрямки розвитку гідрохімії України?
3. Поясніть будову молекули води. Поясніть високе значення дипольного моменту води ( $6 \cdot 10^{-28}$  Кл·м), виходячи з будови її молекули.
4. Поясніть ізотопний склад води. Які властивості має «важка вода» та як вона впливає на живі організми?
5. Як пояснити аномальні властивості води? Яке значення мають ці аномалії для життя на Землі?
6. Поясніть структуру молекул води у різних агрегатних станах.
7. Які взаємодії є міжмолекулярними? Що таке Ван-дер-Ваальсові сили? На які типи вони поділяються?
8. Як пояснити високу розчинну та дисоціюючу здатність води?

9. Як класифікують домішки води за їх фазово-дисперсним станом?
10. З якими енергетичними ефектами можуть перебігати процеси розчинення твердих, рідких та газоподібних речовин у воді?
11. Як визначити тепловий ефект реакції розчинення?
12. Як визначити можливість чи неможливість перебігу хімічної реакції?
13. Які закономірності розчинення твердих речовин, рідини та газів у воді? Закони Генрі і Генрі-Дальтона.
14. Які існують способи вираження концентрацій розчинів?
15. Як речовини поділяють на електроліти та неелектроліти? В чому особливості розчинів електролітів? Що таке ізотонічний коефіцієнт?
16. В чому полягають основні положення теорії електролітичної дисоціації?
17. Що називають добутком розчинності?
18. Йонізація води. Константа води. Водневий показник (рН). Реакція середовища у водних розчинах. Індикатори.
19. Яку реакцію називають гідролізом солей? Як впливає гідроліз солей на рН водних розчинів?
20. Окисно-відновний процес у водних розчинах. Які важливіші окисники та відновники у природних водах?
21. В чому полягає сутність електрометричного визначення рН водних розчинів?
22. Природна вода – багатокомпонентний розчин. Які іони, що містяться у природній воді, називають головними або макрокомпонентами?
23. Розчинені у природній воді гази. Які атмосферні гази та в яких кількостях вміщуються у природних водах? Які гази вулканічного походження і за яких умов присутні у природних водах? Які гази біохімічного походження розчинені у природних водах?
24. Які речовини, присутні у природних водах, називають біогенними? У якій формі вони існують?
25. Як поділяються органічні речовини у природній воді за походженням? Як впливають ґрунти на формування хімічного складу природних вод? Яким чином живі істоти впливають на формування хімічного складу природних вод?
26. Мікроелементи та їх роль у життєвих процесах гідросфери.
27. Що називають радіоактивністю природних вод?
28. Дайте визначення мінералізації природних вод. Як співвідношення головних іонів у природній воді залежить від її мінералізації?
29. Які фактори зумовлюють формування хімічного складу природних вод за класифікацією А. М. Ніканорова?
30. Як поділяє О. О. Альокін умови формування хімічного складу природних вод?
31. Концентрація водневих іонів та рН, як результат і показник стану хімічних рівноважних систем у природних водах.
32. Окисно-відновні умови та редокс-потенціал у природних водах.

33. Які складові частини карбонатної системи? Як співвідношення їх залежить від зовнішніх умов? Яка роль карбонатної системи у водних об'єктах?
34. Коловорот вуглецю. Умови утворення та розчинності карбонатів.
35. Які класифікації природних вод за хімічним складом поширені в гідрохімічній практиці?
36. В чому сутність класифікації природних вод за хімічним складом О. О. Альокіна?
37. Які існують класифікації природних вод за ступенем мінералізації?
38. Які існують форми і способи вираження результатів аналізу природних вод?
39. Охарактеризуйте хімічний склад атмосферних опадів: мінералізація та головні йони, концентрація йонів водню, вміст біогенних елементів, вміст радіоактивних елементів.
40. Охарактеризуйте хімічний склад річкових вод й умови їх формування: вміст розчинених газів, концентрація йонів водню, головні йони і неоднорідність складу річкових вод, мікроелементи та радіоактивні ізотопи, біогенні елементи, органічні речовини.
41. Загальна гідрохімічна характеристика озер. Озера прісні, солонуваті та солоні.
42. Які особливості формування і прогноз хімічного складу вод водосховищ?
43. Загальні відомості про сольовий склад вод океану. Вміст основних йонів і солоність океанічної води. Вміст газів, концентрація йонів водню.
44. Вміст мікроелементів у океанічній воді та її радіоактивність. Біогенні елементи й органічні речовини у водах морів і океанів.
45. Які фактори визначають формування хімічного складу підземних вод?
46. Охарактеризуйте найбільш поширені типи мінеральних вод і вод специфічного складу.
47. Як оцінити воду для різних видів використання (господарсько-побутове, технічне, для зрошення)?
48. Побутове та технічне значення твердості води. Агресивна дія природної води на бетон і метал.
49. Значення вивчення міграції хімічних елементів для географічних та біологічних досліджень. Які основні джерела забруднення природних вод?
50. Які хімічні показники оцінки забрудненості вод?
51. Які основні методи хімічного аналізу природної води?

Зрозуміло, що часу, відведеного на лекційне викладання теоретичного матеріалу з розділу «Гідрохімія» достатньо на те, щоб в дуже стислій та лаконічній формі надати студентам уявлення про закони та принципи сучасної гідрохімії. Тому великої ролі у вивченні дисципліни набуває

самостійна робота студента, яка вимагає наполегливості. До складу теоретичного модуля можуть входити розрахункові завдання, що ілюструють можливості застосування теоретичних знань у практичній діяльності фахівця з водних біоресурсів.

Самостійне вивчення деяких розділів потребує додаткових порад щодо теоретичних основ гідрохімії. Тому нижче наведені загальні відомості з основних теоретичних розділів та приклади рішень розрахункових завдань, які ілюструють можливості застосування теоретичних знань у практичній діяльності фахівця з водних біоресурсів.

### 2.2.1 Природна вода – багатокомпонентний розчин

Всі явища в літосфері, біосфері та атмосфері трапляються з 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, який приділяв особливу увагу гідрохімічним дослідженням. Визначення гідрохімії як науки дав відомий гідрохімік О. О. Альокін та доповнив А. М. Ніканоров: гідрохімія – це наука, яка вивчає хімічний склад природних вод (гідросфери) та його зміну в часі та просторі в 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. В природі немає абсолютно нерозчинних речовин. Всі вони таким, чи іншим чином піддаються впливу води та відрізняються один від іншого тільки кількістю речовини, яка переходить в розчин. Навіть такі тверді горні породи як діабаз, граніт, базальт теж поступово руйнуються водою та збагачують її розчинними речовинами. Тому в природньому стані вода – це складний розчин різних речовин (багатокомпонентний розчин), який називають природною водою, на відміну від хімічно чистої  $H_2O$ .

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 й органічних сполук, які знаходяться у розчині в різних формах іонно-молекулярного та колоїдного стану.

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

1. *Макрокомпоненти*, або головні йони, які вміщуються в будь-якому 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 поділити 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, які утворилися в процесі дегазації мантиї 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 ніж  $10 \text{ мг/дм}^3$ . 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:  $\text{F}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{BO}_3^{3-}$ ;
  - 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 площі) 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 особливе положення. Вони містяться у природних водах в дуже невеликій кількості. Часто їх концентрація менша від концентрації мікрокомпонентів, але вони відіграють велику роль в хімічних і біологічних процесах, які протікають в природних водах. Концентрація  $\text{H}^+$  впливає на значення реакції середовища у водних розчинах (рН).



7. *Забруднюючі речовини* – пестициди, синтетичні поверхнево-активні 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, окиснюваність*, які зумовлюються сукупністю декількох компонентів складу води.

В гідрохімічних дослідженнях широко застосовується термін мініралізація води – тобто сума всіх визначених при аналізі мінеральних речовин, яка виражена в мг/дм<sup>3</sup> (мг/л), або г/кг (при сумі більшій ніж 1 г/кг). В океанологічній практиці замість мініралізації застосовують термін солоність (виражають в проміле ‰). Існує й таке близьке до мініралізації поняття, як сума йонів ( $\Sigma i$ ) – це сума всіх аналітично визначених йонів в мг/дм<sup>3</sup> або г/кг, концентрація яких більша за 0,1 мг/дм<sup>3</sup>. Сухий залишок – це загальна маса речовини, отримана після випаровування фільтрованої води і подальшого висушування осаду при температурі 105 °С до постійної маси (мг/дм<sup>3</sup>, ‰).

### 2.2.2 Розчинність твердих, рідких і газоподібних речовин

Розчинність твердих речовин у воді змінюється у широких межах. Процес розчинення протікає самовільно до утворення насиченого розчину. Розчин називають насиченим, 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 100 г розчинника. Насичений розчин слід відрізнити від концентрованого. Концентрованим називають розчин з високим вмістом розчиненої речовини. Якщо концентрація розчину не досягає концентрації насичення за даних умов, то розчин є ненасиченим. Якщо ж концентрація розчину перевищує концентрацію насичення, то розчин називають пересиченим.

Розчинність речовин залежить від полярності їх молекул. Молекули води є електричними диполями із дипольним моментом  $\mu = 1,62 \cdot 10^{-8}$  Ом·м і діелектричною сталою, яка дорівнює 87,74 при 0 °С. Тому у воді добре розчиняються речовини, молекули яких полярні: неорганічні солі, кислоти, луги, спирти та ін. Відносно розчинності речовин встановлені деякі емпіричні закономірності.

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

Розчинність більшості солей помітно збільшується з підвищенням 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  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  при нагріванні зменшується у зв'язку зі значною втратою кристалізаційної води (реакція екзотермічна). Розчинність його при температурі  $\sim 200$  °C практично дорівнює 0. Цим й 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'єму системи. Розчинність рідин сильно збільшується тільки при дуже великих значеннях тиску (тисячі атмосфер).

Розчинність газів у природних водах визначається властивостями їх молекул, температурою, тиском і 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 притяганням 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 Ле-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 настає рівновага між концентраціями газу в газовій

фазі та у розчині:

газ + рідина (вода) ↔ насичений розчин.

При цьому об'єм розчину значно зменшується, що приводить до збільшення тиску, тобто до збільшення розчинності газу у воді (за принципом Ле-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 газу для даної температури та парціальному тиску = 1атм.

**Таблиця 2.1** – Розчинність деяких газів (мг/дм<sup>3</sup>) при різних температурах та парціальному тиску 1 атм (коефіцієнт 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	–

Наприклад, для визначення розчинності кисню у воді при 20 °C та тиску 0,21 атм за даними таблиці та законом Генрі отримаємо:

$$C = 0,21 \cdot 43,39 = 9,1 \text{ мг O}_2/\text{дм}^3$$

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 кожної 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  $O_2$  ( $K = 69,5$ ) більше, ніж  $N_2$  ( $K = 29,8$ ). Дійсно, якщо у повітрі міститься нітрогену майже у 4 рази більше (78 об. %), ніж кисню (21 об. %), то розчинність цих газів у воді при  $0\text{ }^\circ\text{C}$  дорівнює:

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

$$C_{O_2} = 0,21 \cdot 69,5 = 14,5 \text{ мг/дм}^3.$$

Гази  $H_2S$  і  $H_2$ , 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 40 г на 1 кг води знижує його нормальну розчинність приблизно на 25 %.

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

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

Розв'язання:

За умовою завдання в  $1\text{ дм}^3$  води розчинюється  $49\text{ см}^3 O_2$  та  $23\text{ см}^3 N_2$ . 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, дорівнюватимуть:

$$49 \cdot 0,2 = 9,8 \text{ см}^3 O_2 \text{ та } 23 \cdot 0,8 = 18,4 \text{ см}^3 N_2.$$

Загальний об'єм розчинних газів становитиме:  $9,8 + 18,4 = 28,2\text{ см}^3$ .

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.)  $N_2$ .

### 2.2.3 Властивості розбавлених розчинів неелектролітів

Розбавлені розчини за деякими своїми властивостями подібні до розчинів газів. Так, молекули розчиненої речовини подібно молекулам газу 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 газу поширюватися у просторі.

Подібність до газів особливо проявляється при вивченні осмотичного тиску розчинів. Якщо розчинник і розчин розділити перегородкою, яка напівпроникна, 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.

Осмос – явище односторонньої дифузії розчинника у розчин крізь перегородку між ними, яка напівпроникна.

Осмос можна пояснити тим, що концентрація молекул розчинника в одиниці його об'єму більша, ніж концентрація молекул розчинника в одиниці об'єму 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 напівпроникною перегородкою.

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

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

$$P_{осм} = C_M \cdot RT$$

де  $P_{осм}$  – 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 
$$P_{осм} \cdot V = \frac{m}{M} RT .$$

Таким чином отримуємо 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 однаковим осмотичним тиском називають *ізотонічними*.

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

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

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

Розв'язання:

За законом Вант-Гоффа:

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

Тоді розрахунок молярної маси розчиненої речовини проводимо за формулою:

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

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

Дослідження властивостей розбавлених розчинів привело до створення фізичної теорії розчинів, згідно якої зміна таких важливих характеристик розчинів, як тиск пари, температура кипіння, замерзання (кристалізації) зумовлені 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 по властивостям наближатися до ідеальних розчинів.

Властивості розведених розчинів неелектролітів вивчав французький вчений Рауль (1882 р.) і сформулював такі закони.

Перший закон Рауля:

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

$$p_0 - p = \Delta p,$$

$$\frac{\Delta p}{p_0} = N_2; \quad \frac{\Delta p}{p_0} = \frac{n_2}{n_1 + n_2}; \quad \Delta p = p_0 \cdot \frac{n_2}{n_1 + n_2},$$

де  $p_0, p$  – тиск насиченої пари над розчинником і 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.

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

Розв'язання:

За першим законом Рауля:  $\Delta p = N_2 \cdot p_0$ ,

$$p_0 - p = N_2 \cdot p_0$$

$$p = p_0 - N_2 \cdot p_0$$

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:

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

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

Тоді мольна частка 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.

Другий закон Рауля:

*Зменшення температури замерзання (кристалізації) розчину порівняно з чистим розчинником пропорційно молярній концентрації розчину.*

$$\Delta T_{\text{зам}} = K \cdot C_m$$

$$\Delta T_{\text{зам}} = T_0 - T,$$

де  $T_0, T$  – температура замерзання (кристалізації) розчинника і розчину відповідно;

$C_m$  – моляльна концентрація розчину,

$K$  – криоскопічна константа (сіос – лат. «холод»).

Третій закон Рауля:

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

$$\Delta T_{\text{кип}} = E \cdot C_m$$

$$\Delta T_{\text{кип}} = T - T_0,$$

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

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

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

$E$  та  $K$  – константи залежать від природи розчинника, але не залежать від природи розчиненої речовини ( $E_{\text{H}_2\text{O}} = 0,52$ ;  $K_{\text{H}_2\text{O}} = 1,86$ ).

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

Розв'язання:

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

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

де  $E$  – ебуліоскопічна стала,  $E(\text{H}_2\text{O}) = 0,52$ ;

$m_1$  – маса розчиненої речовини, г;

$M$  – молярна маса розчиненої речовини, г/моль;

$m_2$  – маса розчинника, г.

У розчині  $\text{CH}_3\text{COOH}$  з масовою часткою 25 % маса розчиненої речовини  $m_1 = 25$  г, а маса розчинника  $m_2 = 100 - m_1 = 100 - 25 = 75$  г.



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

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

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

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

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

де  $K$  – кріоскопічна стала,  $E(\text{H}_2\text{O}) = 1,86$ ;

$m_1$  – маса розчиненої речовини, г;

$M$  – молярна маса розчиненої речовини, г/моль;

$m_2$  – маса розчинника, г.

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

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

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

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

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

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

Наприклад: при розчиненні 5 г речовини у 200 г води отримали розчин, який кристалізується при  $-1,45 \text{ } ^\circ\text{C}$  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:

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

Відповідь: молярна маса невідомої розчиненої речовини становить  $32,07 \text{ г/моль}$ .

## 2.2.4 Властивості розчинів електролітів

Речовини, водні розчини яких проводять електричний струм за рахунок дисоціації їх молекул на йони, називаються електролітами. Розчини електролітів називають йонними провідниками, тому що перенос струму відбувається йонами. 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 частинок, через те що молекули електролітів дисоціюють на йони.

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

$$P_{осм} = i \cdot C_M \cdot RT$$

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

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

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

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

$$i = \frac{\Delta p_{досл}}{\Delta p} = \frac{\Delta T_{кип. досл}}{\Delta T_{кип}} = \frac{\Delta T_{зам. досл}}{\Delta T_{зам}} = \frac{P_{осм. досл}}{P_{осм}}$$

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

При розчиненні у воді, яка є полярним розчинником, електроліти піддаються електролітичній дисоціації, тобто у більшому чи меншому степені розкладаються на позитивно та негативно зарядженні йони – катіони й аніони.

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

- всі електроліти дисоціюють (розкладаються) у розчинах на позитивно та негативно заряджені йони;
- під впливом електричного струму позитивно заряджені йони рухаються

до катода і називаються катіонами, а негативно заряджені йони – до анода й називаються аніонами;

- дисоціація молекул речовин з йонним 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 сольватації) достатня, щоб зруйнувати хімічні зв'язки в молекулах чи йонних кристалах електроліта (розчиненої речовини);
- електропровідність розчинів чи розплавів електролітів зумовлена наявністю в них заряджених частинок – йонів;
- процес дисоціації зворотний: встановлюється динамічна рівновага між кількістю молекул, які розпалися на йони, і числом йонних асоціатів, які утворилися.

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

$$\alpha = \frac{n_{\text{дис}}}{N}.$$

Ступінь дисоціації ( $\alpha$ ) електроліту величина безрозмірна, її виражають 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.

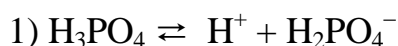
Сильні електроліти в розчинах практично повністю дисоціюють на йони, навіть в концентрованих розчинах  $\alpha$  понад 30 %. До сильних електролітів належить більшість солей, сильні кислоти –  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ; луки (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 йонами. 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  $\text{NH}_4\text{OH}$ .

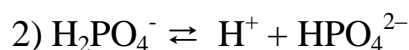
Електроліти середньої сили, ступень дисоціації яких дещо більше 3 % –  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{Mg(OH)}_2$  – частіше відносять до слабких електролітів.

З точки зору теорії електролітичної дисоціації кислоти – це електроліти, які в розчинах утворюють катіони гідрогену ( $\text{H}^+$ ) й аніони кислотних залишків. Катіони гідрогену у розчинах гідратовані. Вони існують у вигляді йонів гідроксонію –  $\text{H}_3\text{O}^+$ , але для спрощення їх записують як  $\text{H}^+$ .

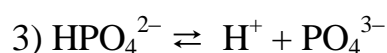
Слабкі багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчасто, наприклад:



$$K_{д1} = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]} = 7,5 \times 10^{-5};$$

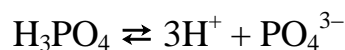


$$K_{д2} = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = 6,3 \times 10^{-8};$$



$$K_{д3} = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{PO}_4^{3-}]}{[\text{HPO}_4^{2-}]} = 1,3 \times 10^{-12}.$$

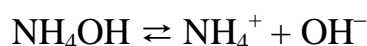
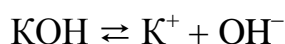
Сумарне рівняння дисоціації:



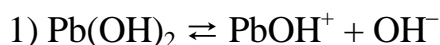
$$K_{д} = \frac{[\text{H}^+]^3 \times [\text{PO}_4^{3-}]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]}.$$

Константа дисоціації ( $K_{д}$ ) – це константа рівноваги, яка відповідає дисоціації слабкого електроліта.

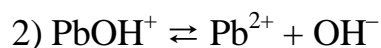
Основи – це електроліти, які під час дисоціації утворюють гідроксид-аніони ( $\text{OH}^-$ ), наприклад:



Багатоосновні слабкі основи дисоціюють ступінчасто:

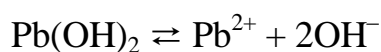


$$K_{д1} = \frac{[\text{PbOH}^+] \times [\text{OH}^-]}{[\text{Pb}(\text{OH})_2]} = 9,55 \cdot 10^{-4};$$



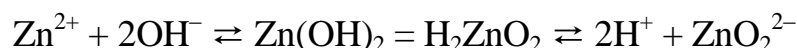
$$K_{д2} = \frac{[\text{Pb}^{2+}] \times [\text{OH}^-]}{[\text{Pb}(\text{OH})^+]} = 3,0 \cdot 10^{-8}.$$

Сумарне рівняння дисоціації:



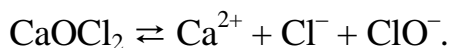
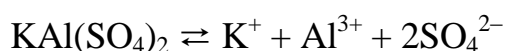
$$K_{д} = \frac{[\text{Pb}^{2+}] \times [\text{OH}^-]^2}{[\text{Pb}(\text{OH})_2]}$$

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

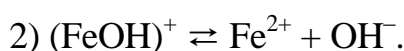
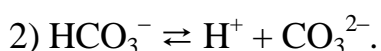
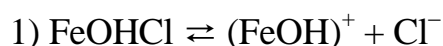
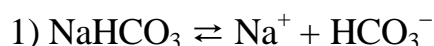


До них належать:  $\text{Be}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ga}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Ge}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Pb}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sn}(\text{OH})_4$ . Вода також відноситься до амфолітів:  $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ .

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



Кислі та основні солі дисоціюють ступінчасто:



Тому розчини кислих солей містять незначну кількість йонів 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, наближаючись до 1, і навпаки – при збільшенні концентрації розчину слабого 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  $C_m$  – молярна концентрація електроліта (моль/дм<sup>3</sup>).

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

$$K_d = \alpha^2 \times C_m, \quad \text{або} \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C_m}}$$

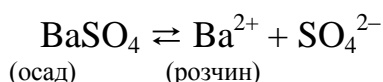
**Таблиця 2.2** – Константи дисоціації деяких слабких електролітів (Т = 298 К)

Назва		Формула	$K_d$	$pK = -\lg K_d$
Нітритна кислота		$HNO_2$	$6,9 \cdot 10^{-4}$	3,16
Борна кислота		$H_3BO_3$	$7,1 \cdot 10^{-10}$	9,15
Германієва кислота	$K_1$	$H_4GeO_4$	$7,9 \cdot 10^{-10}$	9,10
	$K_2$		$2,0 \cdot 10^{-13}$	12,7
Селенідна кислота	$K_1$	$H_2Se$	$1,3 \cdot 10^{-4}$	3,89
	$K_2$		$1,0 \cdot 10^{-11}$	11,0
Сульфитна кислота	$K_1$	$H_2SO_3$	$1,4 \cdot 10^{-2}$	1,85
	$K_2$		$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,20
Сульфідна кислота	$K_1$	$H_2S$	$1,0 \cdot 10^{-7}$	6,99
	$K_2$		$2,5 \cdot 10^{-13}$	12,60
Карбонатна кислота	$K_1$	$H_2CO_3 \rightleftharpoons$ $CO_2(p) + H_2O$	$4,5 \cdot 10^{-7}$	6,35
	$K_2$		$4,8 \cdot 10^{-11}$	10,32
Оцтова кислота		$CH_3COOH$	$1,74 \cdot 10^{-5}$	4,76
Метафосфатна кислота	$K_1$	$H_3PO_3$	$3,1 \cdot 10^{-2}$	1,51
	$K_2$		$1,6 \cdot 10^{-7}$	6,79
Ортофосфатна кислота	$K_1$	$H_3PO_4$	$7,5 \cdot 10^{-3}$	2,12
	$K_2$		$6,3 \cdot 10^{-8}$	7,20
	$K_3$		$1,3 \cdot 10^{-12}$	11,89
Силікатна кислота	$K_1$	$H_2SiO_3$	$2,2 \cdot 10^{-10}$	9,66
	$K_2$		$1,6 \cdot 10^{-12}$	11,80
Гіпохлоритна кислота		$HClO$	$2,95 \cdot 10^{-8}$	7,53
Ціанідна кислота		$HCN$	$5,0 \cdot 10^{-10}$	9,30
Фторидна кислота		$HF$	$6,6 \cdot 10^{-4}$	3,18
Алюмінію гідроксид	$K_3$	$Al(OH)_3$	$1,38 \cdot 10^{-9}$	8,86
Амоніаку розчин (амонію гідроксид)		$H_3N + H_2O$ $NH_4OH$	$1,76 \cdot 10^{-5}$	4,755
Феруму (II) гідроксид	$K_2$	$Fe(OH)_2$	$1,3 \cdot 10^{-4}$	3,89
Феруму (III) гідроксид	$K_2$	$Fe(OH)_3$	$1,82 \cdot 10^{-11}$	10,74
	$K_3$		$1,35 \cdot 10^{-12}$	11,87
Магнію гідроксид	$K_2$	$Mg(OH)_2$	$2,5 \cdot 10^{-3}$	2,6
Мангану (II) гідроксид	$K_2$	$Mn(OH)_2$	$5,0 \cdot 10^{-4}$	3,30
Плюмбуму (II) гідроксид	$K_1$	$Pb(OH)_2$	$9,55 \cdot 10^{-4}$	3,02
	$K_2$		$3,0 \cdot 10^{-8}$	7,52
Аргентуму гідроксид		$AgOH$	$5,0 \cdot 10^{-3}$	2,30
Цинку гідроксид	$K_2$	$Zn(OH)_2$	$4,0 \cdot 10^{-5}$	4,4

**Таблиця 2.3** – Константи дисоціації деяких сильних електролітів (T = 298 K)

Назва	Формула	Константа дисоціації
Нітратна кислота	HNO <sub>3</sub>	43,6
Бромидна кислота	HBr	10 <sup>9</sup>
Йодидна кислота	HI	10 <sup>11</sup>
Хлоридна кислота	HCl	10 <sup>7</sup>
Сульфатна кислота	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	K <sub>д1</sub> = 10 <sup>3</sup> ; K <sub>д2</sub> = 10 <sup>-2</sup>
Перманганатна кислота	HMnO <sub>4</sub>	10 <sup>7</sup>

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



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

$$K_p = \frac{[\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{BaSO}_4]}$$

Оскільки [BaSO<sub>4</sub>] = const, то при певній температурі

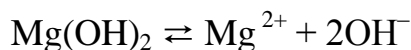
$$[\text{Ba}^{+2}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = \text{const} = \text{ДР.}$$

*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 **ДР**.*

Наприклад: Розрахувати добуток розчинності (ДР) гідроксиду магнію Mg(OH)<sub>2</sub>, якщо відома розчинність, яка становить 1,7·10<sup>-4</sup> моль/дм<sup>3</sup> при t = 18 °C.

Розв'язання:

Запишемо рівняння дисоціації Mg(OH)<sub>2</sub>:



Як видно з рівняння, при розчиненні 1 моль Mg(OH)<sub>2</sub> у розчин переходить 1 моль йонів Mg<sup>2+</sup> та вдвічі більше моль OH<sup>-</sup>.

Визначаємо концентрацію іонів  $Mg^{2+}$ :  $1,7 \cdot 10^{-4}$  моль/дм<sup>3</sup>.

Визначаємо концентрацію  $OH^-$  іонів:

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

Розраховуємо добуток розчинності  $Mg(OH)_2$ :

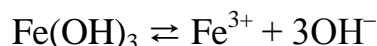
$$DP(Mg(OH)_2) = [Mg^{2+}] \cdot [OH^-]^2 = 1,7 \cdot 10^{-4} \cdot (5,1 \cdot 10^{-4})^2 = 1,96 \cdot 10^{-11}$$

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

Або, другий приклад: розрахувати добуток розчинності (ДР) гідроксиду феруму (ІІІ)  $Fe(OH)_3$ , якщо відома розчинність, яка становить  $1,9 \cdot 10^{-10}$  моль/дм<sup>3</sup>.

Розв'язання:

Запишемо рівняння дисоціації  $Fe(OH)_3$ :



Як видно з рівняння, при розчиненні 1 моль  $Fe(OH)_3$  у розчин переходить 1 моль іонів  $Fe^{3+}$  та втричі більше моль  $OH^-$ .

Визначаємо концентрацію іонів  $Fe^{3+}$ :  $1,9 \cdot 10^{-10}$  моль/дм<sup>3</sup>.

Визначаємо концентрацію  $OH^-$  іонів:

$$3C_{Fe^{3+}} = 3 \cdot 1,9 \cdot 10^{-10} = 5,7 \cdot 10^{-10} \text{ моль / дм}^3$$

Розраховуємо добуток розчинності  $Fe(OH)_3$ :

$$\begin{aligned} DP(Fe(OH)_3) &= [Fe^{3+}] \cdot [OH^-]^3 = 1,9 \cdot 10^{-10} \cdot (5,7 \cdot 10^{-10})^3 = \\ &= 1,9 \cdot 10^{-10} \cdot 185 \cdot 10^{-30} = 3,5 \cdot 10^{-38} \end{aligned}$$

Відповідь:  $DP(Fe(OH)_3) = 3,5 \cdot 10^{-38}$ .

Виходячи із значень добутку розчинності (ДР), можливо розраховувати розчинність (S) слабких електролітів.

Наприклад: добуток розчинності йодиду плюмбуму ( $DP(PbI_2)$ ) при 20 °С дорівнює  $8 \cdot 10^{-9}$ . Розрахуйте розчинність (S) солі в моль/дм<sup>3</sup> та г/дм<sup>3</sup> за даною температурою.

Рішення:

Запишемо рівняння дисоціації  $PbI_2$ :



Позначимо розчинність як S (моль/дм<sup>3</sup>). Тоді у насиченому розчині  $PbI_2$  вміщується S моль/дм<sup>3</sup> іонів  $Pb^{2+}$  та 2S моль/дм<sup>3</sup> іонів  $I^-$ . Тому добуток розчинності солі дорівнює:



$$DP(\text{PbI}_2) = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^-]^2 = S \cdot (2S)^2 = 4S^3$$

А розчинність солі розраховуємо, як:

$$S = \sqrt[3]{DP/4} = \sqrt[3]{8 \times 10^{-9}/4} = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3.$$

Молярна маса солі  $M(\text{PbI}_2) = 461 \text{ г/моль}$ , тому розчинність солі в  $\text{г/дм}^3$  розраховуємо таким чином:

$$S = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3 \cdot 461 \text{ г/моль} = 0,6 \text{ г/дм}^3$$

Відповідь:  $S(\text{PbI}_2) = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3$ ;  $S(\text{PbI}_2) = 0,6 \text{ г/дм}^3$ .

При збільшенні концентрації одного із йонів електроліту в насиченому розчині рівновага зсунеться в бік утворення осаду, оскільки добуток концентрації йонів електроліту стане більший ніж добуток розчинності ( $DP$ ).

Умовою утворення осаду є збільшення добутку концентрації йонів важкорозчинного електроліту над його добутком розчинності ( $DP$ )

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

Розчинність електроліту зменшується при введенні в розчин однойменних йонів.

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

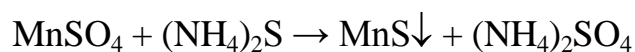
$$[\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] < DP_{\text{BaSO}_4} - \text{розчинення осаду.}$$

Розчинення осаду важкорозчинного електроліту відбувається за умови, що добуток концентрації його йонів менший ніж значення величини добутку розчинності ( $DP$ ).

Наприклад: Чи випаде осад при змішуванні рівних об'ємів  $10^{-2} \text{ N}$  розчину  $\text{MnSO}_4$  та  $2 \cdot 10^{-1} \text{ N}$  розчину  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ ?

Розв'язання.

Запишемо рівняння реакції:



Знайдемо (в таблиці додатку В) значення добутку розчинності  $\text{MnS}$ , яке становить:

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

Визначаємо  $C_m$  розчинів:

$$\begin{aligned} \text{якщо } C_n(\text{MnSO}_4) = 10^{-2} \text{ моль/дм}^3, \text{ то } C_m(\text{MnSO}_4) &= 1/2 C_n = 1/2 \cdot 10^{-2} = \\ &= 0,5 \cdot 10^{-2} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3. \end{aligned}$$

$C_n((\text{NH}_4)_2\text{S}) = 2 \cdot 10^{-1}$  моль/дм<sup>3</sup>, то  $C_m((\text{NH}_4)_2\text{S}) = 1 \cdot 10^{-1}$  моль/дм<sup>3</sup>.

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

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

$$C_{\text{S}^{2-}} = 1/2 \cdot 1 \cdot 10^{-1} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ моль / дм}^3.$$

Розрахуємо добуток концентрацій йонів:

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

Якщо  $[\text{Mn}^{2+}] \cdot [\text{S}^{2-}] > \text{ДР}(\text{MnS})$ , 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 йонів більший ніж добуток розчинності  $\text{MnS}$ .

В розчинах сильних електролітів концентрація йонів велика. Сили взаємодії між йонами та молекулами розчинника зростають. Навколо кожного йона виникає шар протилежно заряджених йонів, який одержав назву йонна атмосфера. Чим більша концентрація розчину, тим сильніша гальмуюча дія йонної атмосфери на електропровідність розчину й тим менше значення ступеня дисоціації сильного електроліту. Тому замість концентрації вводять величину ефективної концентрації – активності електроліту (йонів). Активність йона ( $a$ ) – 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 йонами.

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

Залежність активності від концентрації всіх йонів визначається йонною силою розчину, яка дорівнює напівсумі йонних 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 йона в розбавленому розчині можна визначити за формулою:  $\lg f_a = -0,5 z^2 \sqrt{I}$ .

Наприклад. Розрахувати йонну силу розчину й активність йонів у розчині, який вміщує  $0,01$  моль/дм<sup>3</sup>  $\text{MgCl}_2$  та  $0,01$  моль/дм<sup>3</sup>  $\text{MgSO}_4$ .

Розв'язання:

Реакції дисоціації солей у розчині:



Враховуючи ці реакції, видно, що концентрації йонів у розчині солей:  $[Mg^{2+}] = 0,02$  моль/дм<sup>3</sup>;  $[Cl^-] = 0,02$  моль/дм<sup>3</sup>;  $[SO_4^{2-}] = 0,01$  моль/дм<sup>3</sup>.

Розрахуємо йонну силу розчину:

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

Розрахуємо коефіцієнти активності йонів:

$$\lg f_a(SO_4^{2-}) = \lg f_a(Mg^{2+}) = -0,5 \cdot 2^2 \cdot \sqrt{0,07} = -0,53; \\ f_a(SO_4^{2-}) = f_a(Mg^{2+}) = 0,3; \\ \lg f_a(Cl^-) = -0,5 \cdot 1^2 \cdot \sqrt{0,07} = -0,13; \\ f_a(Cl^-) = 0,74;$$

Тепер розрахуємо активність кожного з йонів за формулою  $a = f_a \cdot C_M$ :

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

Відповідь:  $I = 0,07$ ;  $a(Mg^{2+}) = 0,006$  моль/дм<sup>3</sup>;  $a(SO_4^{2-}) = 0,003$  моль/дм<sup>3</sup>;  $a(Cl^-) = 0,0148$  моль/дм<sup>3</sup>.

## 2.2.5 Вплив гідролізу солей на водневий показник (рН) розчинів

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

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

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

Одним із фізико-хімічних факторів, які впливають на зміну рН водного об'єкта є гідроліз розчинених солей. Реакції гідролізу важливі при формуванні йонно-сольового складу природних вод – вони спричиняють розкладання складних породотвірних мінералів і перетворення їх на менш розчинні (переважно глинисті) сполуки шляхом заміщення катіонів породи на водневий йон води.

*Гідроліз* – це реакція обміну між речовиною та водою. Гідролізу підлягають солі, вуглеводи, білки, етери, жири тощо. В гідрохімії мають справу з гідролізом солей:

хімічна взаємодія йонів солі з йонами води призводить до утворення слабого електроліту або слаботорозчинного електроліту та супроводжується зміною рН середовища.

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

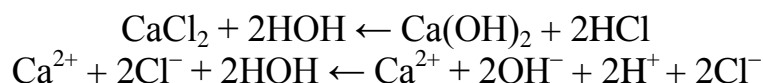
Розглянемо 4 типа солей.

**1) Солі, утворені сильною основою й сильною кислотою гідролізу не підлягають.**

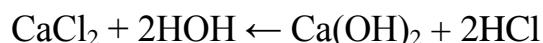
До сильних основ належать луги – розчинні гідроксиди лужних металів – LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH та гідроксиди лужно-земельних металів Ca(OH)<sub>2</sub>, Sr(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub>.

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 йони води (H<sup>+</sup> чи OH<sup>-</sup>)



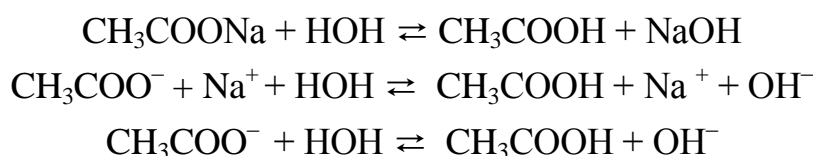
Внаслідок цього рівновага зміщується вліво, в бік малодисоційованої речовини – H<sub>2</sub>O:



Тобто солі, утворені лугами та сильними кислотами не гідролізуються. Розчини таких солей нейтральні: рН = 7.

**2) Солі, утворені сильними основами і слабкими кислотами гідролізуються,** внаслідок чого утворюється слабкий електроліт, а розчин має лужну реакцію: рН > 7. Відбувається гідроліз за аніоном (йоном слабого 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 ін.

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

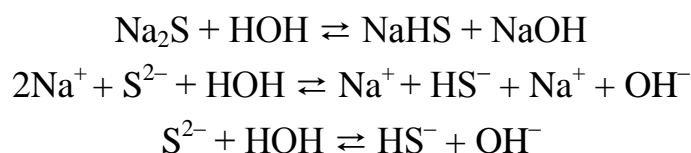


реакція розчину лужна, рН > 7.

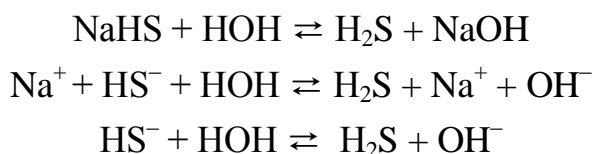
Внаслідок гідролізу солі йони гідрогену води (H<sup>+</sup>) зв'язуються в слабкий електроліт – оцтову кислоту та залишається надлишок OH<sup>-</sup>-іонів. Тому розчини солей, утворені сильною основою й слабкою кислотою, мають лужну реакцію: рН > 7.

Солі багатоосновних кислот гідролізуються ступінчасто.

I. Перший ступінь:



II. Другий ступінь:



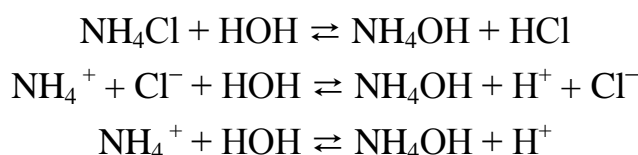
реакція розчину лужна,  $\text{pH} > 7$

Солі, утворені з багатоосновних кислот і лугів, гідролізуються з утворенням кислих солей ( $\text{NaHS}$ ). Розчин таких солей теж має лужну реакцію –  $\text{pH} > 7$ .

Гідроліз тим інтенсивніший, чим слабкіша кислота.

**3) Солі, утворені слабкими основами і сильними кислотами.** В цьому разі відбувається **гідроліз за катіоном** ( $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{NH}_4^+$  та ін.).

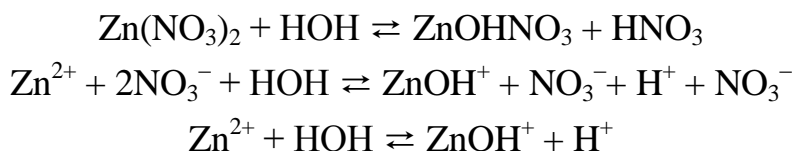
Рівновага електролітичної дисоціації води зміщується в бік утворення слабкої основи, а в розчині накопичується надлишок водневих йонів  $\text{H}^+$ , реакція розчину кисла –  $\text{pH} < 7$ . Наприклад:



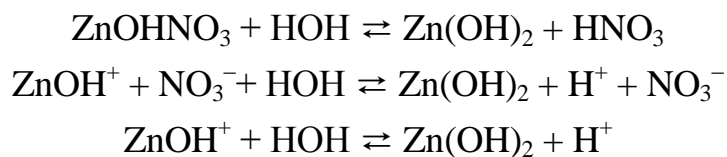
реакція розчину кисла,  $\text{pH} < 7$ .

Солі багатокислотних основ гідролізуються ступінчасто:

I. Перший ступінь:

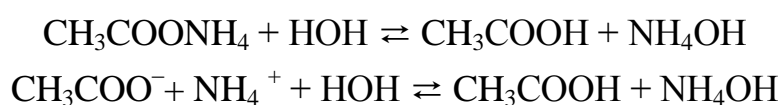


II. Другий ступінь:

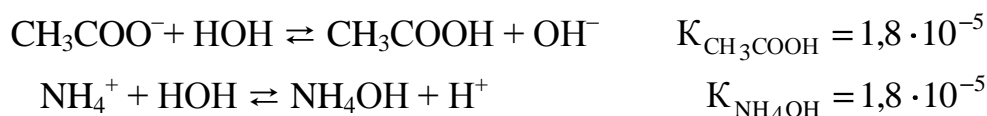


Накопичується надлишок йонів водню – реакція розчину кисла,  $\text{pH} < 7$ . Чим слабша основа, тим повніше йде гідроліз.

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

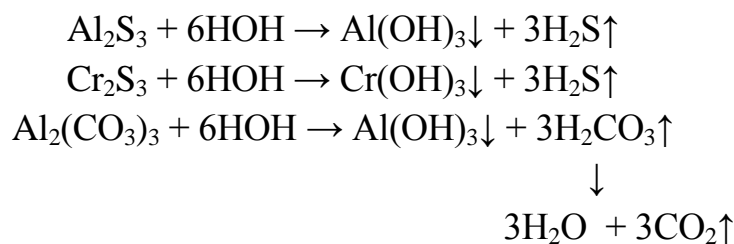


Одночасно йдуть обидва процеси:



Реакція розчину залежить від співвідношення констант йонізації речовин, що утворюються, – слабкої основи та слабкої кислоти. Вона може бути або слабкокислою, або слабкоосновною –  $\text{pH} \approx 7$ . 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 ( $h_r$ ) і константою гідролізу ( $K_r$ ).

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

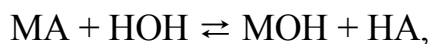
$$h_r = \frac{C_r}{C},$$

де  $C_r$  – 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 вираз для константи рівноваги цієї реакції

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

Але концентрація води  $[\text{H}_2\text{O}]$  в розведених розчинах стала й дорівнює  $55,5 \text{ моль/дм}^3$ . Тоді  $K_p \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \text{const}$  і називається **константою гідролізу**

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

Для гідролізу за аніоном

$$K_2 = \frac{[HA] \cdot [OH^-]}{[A^-]} = \frac{K_{H_2O}}{K_{Д(кислоти)}},$$

де  $K_{H_2O}$  – йонний добуток води;  $K_{H_2O} = 1 \cdot 10^{-14}$ .

Для гідролізу за катионом

$$K_2 = \frac{[MOH] \cdot [H^+]}{[M^+]} = \frac{K_{H_2O}}{K_{Д(основи)}}$$

Для гідролізу за катионом та аніоном

$$K_2 = \frac{K_{H_2O}}{K_{Д(кислоти)} \cdot K_{Д(основи)}}$$

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

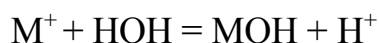
При розведенні розчину солі, яка піддалась гідролізу, ступінь її гідролізу зростає.

Тому розчини солей треба зберігати концентрованими та додавати лугу (для солей, утворених сильною основою й слабкою кислотою) або кислоту (для солей, утворених сильною кислотою і 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 зі 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 катионом солі, утвореної сильною кислотою та слабкою основою, можна записати у загальному вигляді:



Константа гідролізу дорівнює:

$$K_{\Gamma} = \frac{[MOH] \cdot [H^+]}{[M^+]} = \frac{[H^+]^2}{C_M^{(солі)}}$$

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

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

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

Можна зрівняти праві частини двох виразів константи гідролізу:

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

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

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

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

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

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

де  $pK_{(осн.)} = -\lg K_{Дис.(осн.)}$  – це показник константи дисоціації слабкої основи (константу дисоціації слабого електроліту та її показник можна знайти в табл. 2.2).

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

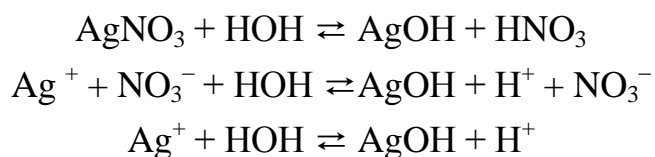
Наприклад: Складіть рівняння гідролізу солі  $AgNO_3$  в молекулярному та йонно-молекулярному вигляді, визначити константу та ступінь гідролізу, розрахувати значення рН і зробити висновок про характер кислотно-лужного середовища водного розчину солі. Молярна концентрація розчину солі  $AgNO_3$  дорівнює  $0,01$  моль/дм<sup>3</sup>.

Розв'язання:

$AgNO_3$  – сіль, утворена слабкою основою та сильною кислотою. Гідроліз завжди йде з утворенням слабого електроліту, тобто слід



очікувати утворення слабкої основи – гідроліз за катіоном. Йони срібла будуть зв'язувати гідроксид-іони води, а йони водню будуть накопичуватися. Надлишок йонів водню в розчині відповідає кислому середовищу –  $\text{pH} < 7$ .



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

Константу гідролізу за катіоном визначають за формулою:

$$K_2 = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{MOH}}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{AgOH}}} = \frac{10^{-14}}{5 \cdot 10^{-3}} = 2 \cdot 10^{-12}.$$

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

*Ступінь гідролізу ( $h_2$ )* – це частка електроліту, яка піддалась гідролізу. Вона зв'язана з константою гідролізу рівнянням, аналогічним закону розбавлення Оствальда для дисоціації слабких електролітів:

$$K_{\Gamma} = h_{\Gamma}^2 \cdot C_{\text{м}}, \quad \text{тобто} \quad h_{\Gamma} = \sqrt{K_{\Gamma} / C_{\text{м}}}$$

Визначаємо ступінь гідролізу:

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

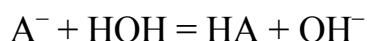
Водневий показник (pH) розчину солі, який утворено сильною кислотою і слабкою основою, визначають за формулою

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \cdot \lg K_{\text{осн}} - \frac{1}{2} \cdot \lg C_{\text{м}} = 7 - \frac{1}{2} \cdot \text{p}K_{\text{осн}} - \frac{1}{2} \cdot \lg C_{\text{м}};$$

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

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

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



Константа гідролізу дорівнює:

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

Отже, після зрівняння отримаємо:

$$\frac{[OH^-]^2}{C_M(\text{солі})} = \frac{K_{\text{води}}}{K_{\text{Дис.}(кислоти)}} \rightarrow [OH^-] = \sqrt{\frac{K_{\text{в}} \cdot C_M}{K_{\text{Д}(кисл.)}}}$$

Вираз концентрації йонів гідрогену можна отримати через константу води:

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

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

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

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

або

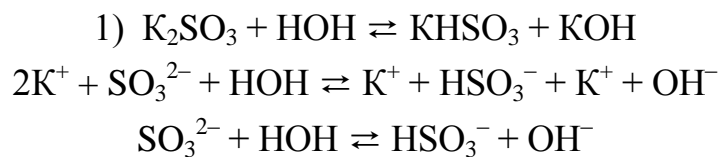
$$pH = 7 + \frac{1}{2} pK_{(кисл.)} + \frac{1}{2} \lg C_M(\text{солі}),$$

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

Наприклад: Скласти молекулярне, йонно-молекулярне та скорочене рівняння гідролізу солі  $K_2SO_3$ , визначити константу гідролізу, розрахувати значення pH і зробити висновок про характер кисло-лужного середовища водного розчину солі. Молярна концентрація розчину солі  $K_2SO_3$  дорівнює 0,001 моль/дм<sup>3</sup>.

Розв'язання:

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



лужна реакція розчину,  $pH > 7$

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

Константа гідролізу за аніоном за першим ступенем:

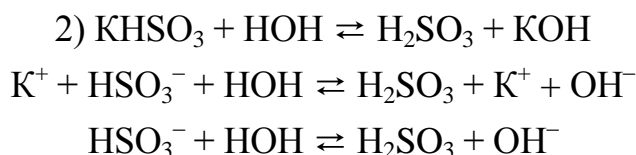
$$K_{z1} = \frac{[HSO_3^-] \cdot [OH^-]}{[SO_3^{2-}]} \text{ або } K_{z1} = \frac{K_{H_2O}}{K_{H_2SO_3}}$$

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

$$K_1(H_2SO_3) = 1,4 \cdot 10^{-2};$$

$$K_{z1} = \frac{10^{-14}}{1,4 \cdot 10^{-2}} = 0,71 \cdot 10^{-12}.$$

Гідроліз за аніоном за другим ступенем



лужна реакція розчину,  $pH > 7$

Додавання фенолфталеїну забарвлює розчин у малиновий колір.

Константа гідролізу за аніоном за другим ступенем:

$$K_{z2} = \frac{[H_2SO_3] \cdot [OH^-]}{[HSO_3^-]} \text{ або } K_{z2} = \frac{K_{H_2O}}{K_{H_2SO_3}}$$

Константа йонізації  $H_2SO_3$  за другим ступенем становить

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

$$K_{z2} = \frac{10^{-14}}{6,2 \cdot 10^{-8}} = 0,16 \cdot 10^{-6}.$$

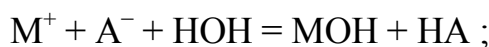
Водневий показник в 0,001 М розчині солі  $K_2SO_3$ , яка утворена сильною основою і слабкою кислотою (гідроліз за аніоном) можна визначити за рівнянням:

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

$$= 7 + \frac{1}{2} \cdot 7,2 + \frac{1}{2} \cdot (-3) = 7 + 3,6 - 1,5 = 9,1 > 7 - \text{реакція середовища лужна.}$$

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

- Реакція розчину солі, утвореної слабкою основою і слабкою кислотою залежить від відносної сили кислоти й основи та може бути близькою до нейтральної ( $pH \approx 7$ ). Відбувається гідроліз за катіоном та аніоном:

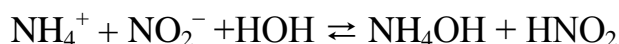
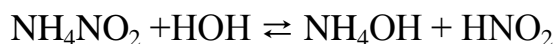


$$K_2 = \frac{K_{H_2O}}{K_{Д(кислоти)} \cdot K_{Д(основи)}} .$$

Наприклад: скласти молекулярні, йонно-молекулярні й 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 і слабкою кислотою. Гідроліз відбувається за катіоном та аніоном.



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

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

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

Константа гідролізу за катіоном та аніоном залежить від констант йонізації кислоти й основи

$$K_2 = \frac{K_{H_2O}}{K_{HA} \cdot K_{MOH}} = \frac{10^{-14}}{1,76 \cdot 10^{-5} \cdot 6,9 \cdot 10^{-4}} = 0,08 \cdot 10^{-5} = 8 \cdot 10^{-3}$$

Відповідь: Гідроліз солі  $NH_4NO_2$  дає реакцію слабкокислу,  $pH \approx 7$ ;  
 $K_2 = 8 \cdot 10^{-3}$ .

## 2.2.6 Окисно-відновний потенціал водних розчинів

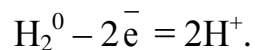
Окисно-відновні процеси відносяться до фізико-хімічних факторів формування хімічного складу природних вод. Вони мають суттєвий вплив на міграційну здатність елементів, їх розсіювання та концентрацію. У природних водах розрізняють окиснювальні й відновлювальні умови. Всі окиснювальні умови характеризуються наявністю у водах вільного кисню атмосфери. Крім кисню, окисниками можуть бути елементи, що мають високі ступені окиснення, такі як катіони металів  $Fe^{3+}$ ,  $Mn^{4+}$ ,  $Sn^{4+}$ ,  $Cu^{2+}$ ,  $Pb^{4+}$  та інші, а також аніони кисневмісних кислотних залишків з неметалами у

вищих ступенях окислення –  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ , 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 (нафта, вугілля, тощо), досягає сотень метрів, а в окремих випадках – глибини 1 км і більше від рівня підземних вод.

У природних водах з відновлювальними умовами кисню немає. З'являються такі гази, як  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ . Наявність  $\text{H}_2\text{S}$  призводить до осадження металів, які утворюють нерозчинні сульфідні –  $\text{PbS}$ ,  $\text{ZnS}$ ,  $\text{CuS}$ ,  $\text{Ag}_2\text{S}$ , тощо. Важливими агентами відновлювальних реакцій є мікроорганізми, які розкладають органічну речовину. В умовах відновлювального середовища тривалентний ферум і чотиривалентний манган переходять у двовалентну форму, сульфати переходять у сульфідні. Лужні та лужноземельні метали (Na, K, Ca, Mg) легко втрачають валентні електрони й переходять 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 окиснення й відновлення характеризується окисно-відновним потенціалом (Eh) атомів та йонів, який вимірюється у вольтах, відносно до стандартної окисно-відновної реакції, потенціал якої дорівнює 0. Такою реакцією вважають перехід газоподібного водню у стан катіона:



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

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

Окисно-відновний потенціал (Eh) природних вод кількісно пов'язаний з величиною їх кислотності (рН). Якщо в розчині відбувається окисно-відновна зворотна 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  $E_h$  залежить від відношення концентрацій окисненої (ок.) та відновленої (відн.) форм даного елемента або його сполуки в молях і величини рН, якщо в реакції беруть участь йони гідрогену ( $H^+$ ). Слід пам'ятати, що  $pH = -\lg[H^+]$ . Величина редокс-потенціалу виражається рівнянням:

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

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

$n$  – кількість відданих чи приєднаних електронів;

$m$  – кількість йонів гідрогену в даній реакції.

Значення рН і  $E_h$  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.

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

Визначення можливості самовільного 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. Самовільний перебіг окисно-відновної реакції (як й перебіг кожного самовільного процесу) 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,  $F = 96500$  Кл/моль (кількість електрики, необхідної для електрохімічного перетворення одного еквівалента речовини);

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

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

$$E^0 = \varphi^0(ок.) - \varphi^0(відн.),$$

де  $\varphi^0(\text{ок.})$  – стандартний електродний потенціал окисника (В);  
 $\varphi^0(\text{відн.})$  – стандартний електродний потенціал відновника (В).

Значення стандартних електродних потенціалів окиснених і відновлених форм деяких систем у водних розчинах (при 25 °С) наведені у таблиці додатку Г.

Самовільний 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 самовільного утворення продуктів реакції (пряма реакція). Якщо  $\Delta G > 0$ , то перебіг реакції відбувається у зворотному напрямку, тобто самовільне утворення продуктів реакції (пряма реакція) неможливе. Якщо  $\Delta G = 0$ , то система знаходиться у стані рівноваги.

Наприклад: Чи можливе самовільне утворення свинцю із водного розчину його солі  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  за стандартних умов, якщо схема окисно-відновної системи:



Доведіть це, користаючись значенням стандартних окисно-відновних потенціалів:

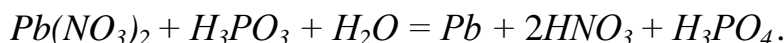
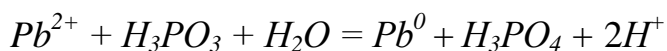
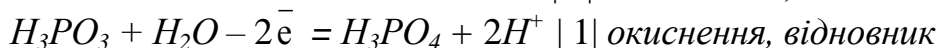
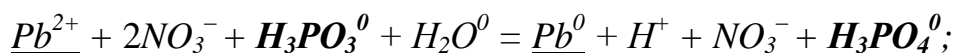
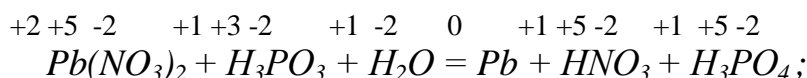
$$\varphi^0 (\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Pb}^0) = -0,13 \text{ В};$$

$$\varphi^0 (\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}) = -0,28 \text{ В}.$$

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

Розв'язання:

Використовуючи правила, наведені вище, запишемо рівняння ОВР зі стехіометричними коефіцієнтами й напівреакціями окиснення і 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:

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

$\Delta G < 0 \rightarrow$  самодовільний перебіг окисно-відновного процесу можливий.

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

### 2.2.7 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 і якість розчинених в ній солей. Так, наприклад, солоний смак воді додає надмірна кількість солі NaCl, гіркий смак – MgSO<sub>4</sub>, кислий – велика кількість вуглекислого газу CO<sub>2</sub> та карбонатної кислоти H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.

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 2.4.

Важливим критерієм для визначення придатності води для пиття є мінералізація. Згідно з вимогами вона не може перевищувати 1 г/дм<sup>3</sup>. Але в деяких районах п'ють більш мінералізовану воду без шкоди для здоров'я населення. Згідно з Альокінім О. О. [3], граничними нормами мінералізації для посушливих районів вважають такі: добра вода – до 1,0 г/дм<sup>3</sup>, задовільна – 1,0÷2,0 г/дм<sup>3</sup>, допустима – 2,0÷2,5 г/дм<sup>3</sup>, гранична – 2,5÷3,0 г/дм<sup>3</sup>. Слід відзначити, що дуже маломінералізована вода (до 0,1 г/дм<sup>3</sup>) 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 9 г/дм<sup>3</sup>).

Велике значення має твердість води, зумовлена вмістом солей кальцію та магнію. Для централізованого водопостачання допускається вода з твердістю не вищою за 7 ммоль/дм<sup>3</sup>. Величина рН питних вод повинна бути у межах 6,5÷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 над іншими мінеральними сполуками – у плазмі крові міститься 0,85 % NaCl. Осмотичний тиск плазми крові виникає в основному



за рахунок розчиненої в ній солі NaCl. Завдяки осмотичному тиску сіль утримує воду. При підвищеному вмісті NaCl в організмі зростає об'єм тканинної рідини і плазми крові. Обидва ці фактори сприяють підвищенню артеріального тиску. Навпаки, посилене виведення солі призводить до збіднення організму на воду і до зниження артеріального тиску.

**Таблиця 2.4** – 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/дм <sup>3</sup>	4,4	–	–	–
Стронцій-90, Бк/дм <sup>3</sup>	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 коли-індекс (кількість кишкових паличок на 1 дм<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.

### **2.3 Вказівки щодо послідовності вивчення практичного курсу (лабораторних занять) дисципліни з розділу «Гідрохімія»**

Після засвоєння теоретичних питань з розділу «Гідрохімія», виконання лабораторних робіт № 1-4 та самостійної роботи з індивідуальними завданнями до лабораторних робіт, студенти зможуть добре підготуватись до тестової контрольної роботи – змістовного практичного модулю «ЗМ-П1».

Студенти повинні вміти:

- виражати результати аналізу проб природної води;
- розраховувати концентрації розчинів різними способами;
- визначати водневий показник проби води (рН) потенціометричним методом;
- користуватись буферними розчинами, індикаторами, робити висновки про характер кислотно-лужного середовища водного розчину;
- розраховувати концентрації йонів водню та гідроксид-іонів за значеннями рН і навпаки – розраховувати водневий показник (рН) за значеннями концентрації йонів водню й гідроксид-іонів;
- складати рівняння гідролізу солей в молекулярному та йонно-молекулярному вигляді, визначати константу і ступінь гідролізу, розраховувати значення рН та робити висновок про характер кислотно-лужного середовища водного розчину солі;
- розраховувати розчинність малорозчинних електролітів за добутком розчинності (ДР);
- робити висновок про можливість випадіння осаду малорозчинного електроліту з насиченого розчину за певних умов;
- обробляти результати хімічного аналізу природних вод;
- виражати концентрацію головних йонів 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. Альокіна;
- визначати загальну мінералізацію природної води (мг/дм<sup>3</sup>) та класифікувати її за ступенем мінералізації;
- розраховувати загальну, тимчасову та постійну твердість води (ммоль/дм<sup>3</sup>), використовуючи дані хімічного аналізу;

- визначати методи пом'якшення води і порівнювати ці методи за глибиною пом'якшення та економічними показниками;
- відобразити результати обробки аналітичних даних про склад даної проби природної води у вигляді таблиці й 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-П1» крім конспекту лекцій та лабораторного журналу, студенти можуть користуватись основною літературою [1, с. 50 – 60, 290 – 292; 3, с. 119 – 130, 372 – 380; 6, с. 106 – 156; 7, с. 7 – 41; 8, с. 10-50] і додатковою літературою [17, с. 171 – 181; 18, с. 35 – 42].

Особливої ролі самостійна робота студента з розділу «Гідрохімія» набуває при розв'язанні гідрохімічних завдань для захисту лабораторних робіт, вирішення яких дозволить студентам підготуватися до практичного модулю з цього розділу. Самостійне вивчення деяких розділів потребує додаткових порад щодо розв'язання розрахункових гідрохімічних завдань.

### **2.3.1 Основні способи вираження концентрації водних розчинів, які використовують у гідрохімічних дослідженнях**

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

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

Системи, в яких одна речовина рівномірно розподілена у середовищі іншої (або інших), називають розчинами. Цей термін можна відносити до будь-якого агрегатного стану системи. Якщо характеризують рідкі розчини (як, наприклад, водні розчини), то користуються поняттями розчинника та розчинної речовини. Якщо мають на увазі розчин газів або твердих речовин у рідині (воді), розчинником вважають рідину (воду), а розчинною речовиною – газ або тверду речовину, незалежно від їх кількісного вмісту. Від сумішей розчини відрізняються, насамперед, своєю однорідністю, яка

робить їх схожими на хімічні сполуки. Істинні розчини – це однорідні (гомогенні), термодинамічно стійкі системи, що складаються з двох або більше компонентів (розчиненої речовини та розчинника) і продуктів їх взаємодії.

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

### Масові концентрації.

- **Масова частка** розчиненої речовини  $\omega$  – відношення маси розчиненої речовини до загальної маси розчину:

$$\omega = \frac{m_{\text{реч}}}{m_{\text{р-ну}}} = \frac{m_{\text{реч}}}{m_{\text{реч}} + m_{\text{р-ка}}}; \quad \omega = \frac{m_{\text{реч}}}{\rho \cdot V_{\text{р-ну}}}$$

де  $\omega$  – масова частка розчиненої речовини;

$m_{\text{реч}}$  – маса розчиненої речовини, г;

$m_{\text{р-ну}}$  – загальна маса розчину, г;

$m_{\text{р-ка}}$  – маса розчинника, г;

$\rho$  – густина розчину, г/см<sup>3</sup>;

$V$  – об'єм розчину, см<sup>3</sup>.

Масова частка розчиненої речовини  $\omega$  – це безрозмірна фізична величина, зазвичай виражається в частках одиниці або у відсотках.

Наприклад, масова частка розчиненої речовини – солі NaCl у воді дорівнює 0,05 або 5 %. Це означає:

$$m_{\text{р-ну}} = 100 \text{ г}; \quad m_{\text{реч.}}(\text{NaCl}) = 5 \text{ г}; \quad m_{\text{р-ка}}(\text{H}_2\text{O}) = 95 \text{ г}.$$

- **Процентна концентрація C%** – маса (г) розчиненої речовини в 100 г розчину

$$C\% = \omega \cdot 100\% \quad \text{або} \quad C\% = \frac{m_{\text{реч}}}{m_{\text{р-ну}}} \cdot 100\%.$$

- **Молярна частка ( $N_i$ )** – відношення кількості речовини ( $n_{\text{реч}}$ ) до сумарної кількості всіх речовин, які входять до складу розчину, включаючи розчинник.

$$N_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}; \quad N_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

де  $n_1$  і  $n_2$  – число моль розчинника і розчиненої речовини,  $N_i$  – молярна частка – безрозмірна фізична величина.

- **Моляльна концентрація** – (моляльність,  $C_m$ ) – відношення кількості (числа моль) розчиненої речовини до маси розчинника. Вказує скільки моль розчиненої речовини міститься в 1 кг розчинника.

$$C_m = \frac{n_{\text{реч}}}{m_{\text{р-ка}}}; \quad C_m = \frac{m_{\text{реч}} \cdot 1000}{M \cdot m_{\text{р-ка}}}, \text{ (моль/кг),}$$

де  $m_{\text{реч}}$  – маса розчиненої речовини, г;

$m_{\text{р-ка}}$  – маса розчинника, г;

$n_{\text{реч}}$  – кількість речовини, моль;

$M$  – молярна маса розчиненої речовини, г/моль.

Скорочене позначення одиниці моляльності – моль/кг, 1 кг = 1000г.

### Об'ємні концентрації.

- **Об'ємна частка** розчиненої речовини  $\varphi_{\text{реч}}$  – відношення об'єму розчиненої речовини до об'єму розчину

$$\varphi_{\text{реч}} = \frac{V_{\text{реч}}}{V_{\text{р-ну}}}; \quad \varphi_{\text{реч}} = \frac{V_{\text{реч}}}{V_{\text{реч}} + V_{\text{р-ка}}},$$

де  $\varphi_{\text{реч}}$  – об'ємна частка розчиненої речовини;

$V_{\text{реч}}$  – об'єм розчиненої речовини, см<sup>3</sup>;

$V_{\text{р-ну}}$  – загальний об'єм розчину, см<sup>3</sup>;

$V_{\text{р-ка}}$  – об'єм розчинника, см<sup>3</sup>.

Об'ємна частка – безрозмірна величина, її виражають в частках від одиниці або у відсотках

$$C(\% \text{ об.}) = \varphi \cdot 100 \%$$

- **Молярна концентрація** (молярність,  $C_M$  або  $M$ ) – відношення кількості розчиненої речовини  $n_{\text{реч}}$  до об'єму розчину  $V_{\text{р-ну}}$ . Показує скільки моль розчиненої речовини вміщується в 1 дм<sup>3</sup> розчину (1 дм<sup>3</sup> = 1 л).

$$C_M = \frac{n_{\text{реч}}}{V_{\text{р-ну}}}; \quad C_M = \frac{m_{\text{реч}}}{M_{\text{реч}} \cdot V_{\text{р-ну}}}, \text{ (моль/л; моль/дм}^3\text{).}$$

Основною одиницею молярної концентрації є моль/дм<sup>3</sup> або моль/л.

Приклади запису молярної концентрації:  $C_M(\text{HCl}) = 0,1$  моль/дм<sup>3</sup>;  
 $C_M(\text{NH}_4^+) = 3$  моль/дм<sup>3</sup>.

Скорочена форма запису одиниці молярної концентрації  $M \equiv \text{моль/дм}^3$ .

Якщо в 1 дм<sup>3</sup> розчину міститься 0,1 моль речовини, то він називається децимолярним, 0,01 моль – сантимольярним 0,001 моль – мілімолярним. Молярність розчину позначається буквою  $M$ . Наприклад, 0,01 М  $\text{NaOH}$  – сантимольярний розчин гідроксиду натрію, тобто 1 дм<sup>3</sup> розчину містить 0,01 моль  $\text{NaOH}$  або 0,01 моль  $\cdot$  40 г/моль = 0,4 г  $\text{NaOH}$ .

- **Молярна концентрація еквівалента речовини** (еквівалентна концентрація або **нормальність**,  $C_H$  або **н**) – відношення кількості еквівалента розчиненої речовини до об'єму розчину. Показує скільки моль еквівалента розчиненої речовини вміщується в 1 дм<sup>3</sup> розчину

$$C_H = \frac{n_{екв}}{V_{р-ну}}; \quad C_H = \frac{m_{реч}}{M_{екв(реч)} \cdot V_{р-ну}}$$

Основною одиницею молярної концентрації еквівалента є г-екв/дм<sup>3</sup> або г-екв/л. Приклади запису молярної концентрації еквівалента речовини:

$$C_H (H_2SO_4) = 1 \text{ г-екв/дм}^3; \quad C_H (Ca(OH)_2) = 0,5 \text{ г-екв/дм}^3.$$

Скорочене позначення одиниці молярної концентрації еквівалентів речовини “**н**”,  $n \equiv \text{г-екв/дм}^3$ .

Якщо в 1 дм<sup>3</sup> розчину міститься 1 моль еквівалента речовини, то він називається нормальним; 0,1 моль еквіваленту – децинормальним; 0,01 моль еквівалента – сантинормальним. Наприклад: 0,1 н  $H_2SO_4$  – децинормальний розчин сірчаної кислоти, тобто 1 дм<sup>3</sup> такого розчину містить 0,1 моль еквівалента речовини або

$$0,1 \text{ моль} \cdot M_{екв} (H_2SO_4) = 0,1 \text{ моль} \cdot 49 \text{ г/моль} = 4,9 \text{ г } H_2SO_4.$$

Добуток молярної концентрації еквівалента речовини на об'єм розчину  $V_{р-ну}$  дорівнює кількості еквівалента цієї речовини. Тому для реакції, в якій беруть участь рівні кількості еквівалентів речовин **A** і **B**

$$C_H (B) \cdot V_{р-ну}(B) = C_H (A) \cdot V_{р-ну}(A).$$

Оскільки речовини взаємодіють в еквівалентних кількостях, то закон еквівалентів для розчинів набуває вигляду:

$$C_H(A) \cdot V_{р-ну}(A) = C_H(B) \cdot V_{р-ну}(B),$$

де  $C_H(A)$  і  $C_H(B)$  – молярні концентрації еквівалентів (нормальності) розчинених речовин **A** і **B**;

$V(A)$  і  $V(B)$  – відповідні об'єми розчинів.

- **Титр (Т)** – концентрація стандартного розчину. Показує, яка маса речовини (г) міститься в 1 см<sup>3</sup> розчину (1 см<sup>3</sup> = 1 мл).

$$T = \frac{m_{реч}}{V_{р-ну}}; \quad T = \frac{C_H \cdot M_{екв}}{1000}; \quad T = \frac{C_M \cdot M}{1000}, \quad (\text{г/мл}; \text{г/см}^3).$$

Оскільки  $m/M = n(\nu)$  – число моль, то  $T \cdot V = m$ ;  $T \cdot V / M_{екв} = m / M_{екв} = n$  – число моль еквівалентів в даному об'ємі, або кількість речовини еквівалента (**КРЕ**).

Звідси:

$$C_H = \frac{T \cdot 1000}{M_{\text{екв}}}; \quad C_H = \frac{m \cdot 1000}{M_{\text{екв}} \cdot V}.$$

$$C_M = \frac{T \cdot 1000}{M}; \quad C_M = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot V}.$$

Зв'язок між масовою часткою, молярною концентрацією та молярною концентрацією еквівалента речовини.

Оскільки масова частка (відсоток) і молярна концентрації відносяться до масових кількостей розчину, а молярна концентрація еквівалента і титр – до об'ємних, то для переходу від одного способу виразу концентрації до іншого потрібно знати відносну густину розчину ( $\rho$ , г/см<sup>3</sup>).

Формули перерахунку концентрацій досить прості і мають вигляд:

$$C_M = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot C\%}{M \cdot 100\%} \quad \text{або} \quad C_M = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot \omega}{M} \quad \text{моль/дм}^3$$

де  $\rho$  – густина розчину в г/см<sup>3</sup>.

$$C_H = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot C\%}{M_{\text{екв}} \cdot 100\%} \quad \text{або} \quad C_H = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot \omega}{M_{\text{екв}}} \quad \text{моль/дм}^3.$$

При розрахунках нормальної концентрації розчинів використовують поняття – фактор еквівалента речовини, молярна маса еквівалента речовини, кількість речовини еквівалента (КРЕ).

Хімічним еквівалентом речовини називають деяку умовну або реальну частинку цієї речовини, яка в даній реакції сполучається або заміщує 1 моль атомів гідрогену або 8 моль атомів кисню. Більша частина елементарних речовин взаємодіє або з гідрогеном, або з киснем, або з ними разом. Тому еквіваленти гідрогену та кисню взяті у якості вихідних при розрахунках хімічних еквівалентів інших речовин, що з ними взаємодіють.

Закон еквівалентів: маси речовин, що взаємодіють між собою без залишку (н. у.), прямо пропорційні молярним масам їх еквівалентів

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\text{екв}1}}{M_{\text{екв}2}}.$$

Об'єми газів, що реагують між собою при постійних температурі й тиску без залишку (н. у.), прямо пропорційні об'ємам їх еквівалентів

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{V_{\text{екв}1}}{V_{\text{екв}2}}.$$

У хімічній практиці буває так, що одна з реагуючих речовин знаходиться у твердому чи рідкому агрегатному стані, а інша речовина – у

газоподібному; тоді закон еквівалентів для цього випадку (н. у.) можна виразити таким чином:

$$\frac{m_1}{V_2} = \frac{M_{ек1}}{V_{ек2}}.$$

Молярна маса еквівалента речовини [г-екв/моль] дорівнює добутку фактора еквівалентності на молярну масу цієї речовини:

$$M_{екв.}(речовини) = f_{екв.}(речовини) \cdot M(речовини).$$

Молярний об'єм еквівалента газу [дм<sup>3</sup>/моль] дорівнює добутку фактора еквівалентності на молярний об'єм газу:

$$V_{екв.}(газу) = f_{екв.}(газу) \cdot V_M(газу) = f_{екв.}(газу) \cdot 22,4.$$

Кількість речовини еквівалента [моль] – це відношення маси речовини до молярної маси її еквівалента:

$$\eta_{екв} = \frac{m}{M_{ек}}.$$

Якщо речовина газоподібна, то кількість речовини її еквівалента [моль] – це відношення об'єму речовини до молярного об'єму еквівалента газу:

$$\eta_{екв} = \frac{V}{V_{ек}}.$$

Фактор еквівалентності речовини є число, що вказує, яка частина цієї речовини є її хімічним еквівалентом.

Фактор еквівалентності простої речовини дорівнює оберненій величині добутку числа атомів, що складають формулу речовини, на їх валентність:

$$f_{екв.}(прост. реч.) = \frac{1}{n(am.) \times B}.$$

Наприклад:  $f_{екв.}(O_2) = \frac{1}{2 \times 2} = \frac{1}{4}$ ;  $f_{екв.}(Zn) = \frac{1}{1 \times 2} = \frac{1}{2}$ .

Фактор еквівалентності оксидів дорівнює оберненій величині добутку числа атомів кисню на їх валентність:

$$f_{екв.}(оксид.) = \frac{1}{n(O) \times B(O)}.$$

Наприклад:  $f_{екв.}(MnO_2) = \frac{1}{2 \times 2} = \frac{1}{4}$ ;  $f_{екв.}(Na_2O) = \frac{1}{1 \times 2} = \frac{1}{2}$ ;

$$f_{екв.}(Al_2O_3) = \frac{1}{3 \times 2} = \frac{1}{6}.$$



Фактор еквівалентності гідроксидів дорівнює оберненій величині їх кислотності (кількості йонів  $\text{OH}^-$ ):

$$f_{\text{екв.}}(\text{гідроксид.}) = \frac{1}{n(\text{OH}^-)}.$$

Наприклад:  $f_{\text{екв.}}(\text{Mn}(\text{OH})_2) = \frac{1}{2}$ ;  $f_{\text{екв.}}(\text{NaOH}) = 1$ .

Фактор еквівалентності кислот дорівнює оберненій величині їх основності (кількості йонів  $\text{H}^+$  у молекулі кислоти, які заміщуються в реакції на метал):

$$f_{\text{екв.}}(\text{кислот}) = \frac{1}{n(\text{H}^+)}.$$

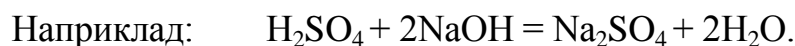
Наприклад:  $f_{\text{екв.}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2}$ ;  $f_{\text{екв.}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{3}$ ;  $f_{\text{екв.}}(\text{HNO}_3) = 1$ .

Фактор еквівалентності солі дорівнює оберненій величині добутку числа атомів металу на ступінь окислення металу:

$$f_{\text{екв.}}(\text{солі}) = \frac{1}{n(\text{Met}) \times B(\text{Met})}.$$

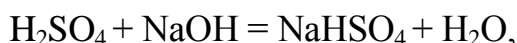
Наприклад:  $f_{\text{екв.}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{1 \times 2} = \frac{1}{2}$ ;  $f_{\text{екв.}}(\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2) = \frac{1}{3 \times 2} = \frac{1}{6}$ .

Фактор еквівалентності для більшості простих і складних речовин, а отже, й еквівалент, є змінними величинами і визначаються за рівняннями відповідних хімічних реакцій.



У цій реакції 2 йона  $\text{H}^+$  заміщуються на 2 йона  $\text{Na}^+$ , тому  $f_{\text{екв.}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2}$ ;  $f_{\text{екв.}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{1 \times 2} = \frac{1}{2}$ .

А якщо реакція відбувається за рівнянням

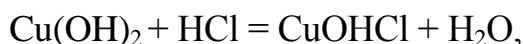


то  $f_{\text{екв.}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$ , та  $f_{\text{екв.}}(\text{NaHSO}_4) = 1$ , тому що тільки 1 йон  $\text{H}^+$  заміщуються на 1 йон  $\text{Na}^+$ .

У рівнянні хімічної реакції  $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ ,

$$f_{\text{екв.}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = \frac{1}{2} \quad \text{та} \quad f_{\text{екв.}}(\text{CuCl}_2) = \frac{1}{1 \times 2} = \frac{1}{2}.$$

А якщо реакція відбувається за рівнянням



то  $f_{\text{екв.}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 1$  та  $f_{\text{екв.}}(\text{CuOHCl}) = 1$ .

### 2.3.2 Приклади розрахунків концентрації розчинів

#### Приклад №1

Визначити молярну концентрацію ( $C_M$ ), молярну концентрацію еквівалента ( $C_{екв}$ ), моляльну концентрацію ( $C_m$ ) та титр (Т) 25-відсоткового розчину солі сульфат натрію  $Na_2SO_4$ , густина якого  $1,2 \text{ г/см}^3$ .

#### Розв'язання.

Знаючи густину розчину, можна скористатися формулами перерахунку концентрацій:

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

$$M(Na_2SO_4) = 142 \text{ г/моль}$$

$$M_{екв}(Na_2SO_4) = f_{екв} \cdot M = 1/2 \cdot 142 = 71 \text{ г/моль}$$

Визначаємо молярну концентрацію розчину:

$$C_M = \frac{1,2 \cdot 1000 \cdot 0,25}{142} = 2,1 \text{ моль/дм}^3$$

Визначаємо молярну концентрацію еквівалента розчину (нормальність):

$$C_H = \frac{1,2 \cdot 1000 \cdot 0,25}{71} = 4,2 \text{ моль/дм}^3$$

Визначаємо моляльну концентрацію розчину за формулою:

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

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

$$m_{р-ка} = m_{розч-ну} - m_{реч.} = 100 - 25 = 75 \text{ г.}$$

$$C_m = \frac{25 \cdot 1000}{142 \cdot 75} = 2,35 \text{ моль/кг}$$

Титр визначаємо за формулою:

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

$$T(Na_2SO_4) = \frac{4,2 \cdot 71}{1000} = 0,2982 \text{ г/см}^3 \quad \text{або} \quad T = \frac{2,1 \cdot 142}{1000} = 0,2982 \text{ г/см}^3.$$

Відповідь:  $C_M(Na_2SO_4) = 2,1 \text{ моль/дм}^3$ ,  $C_H(Na_2SO_4) = 4,2 \text{ моль/дм}^3$ ;

$$C_m = 2,35 \text{ моль/кг}; \quad T(Na_2SO_4) = 0,2982 \text{ г/см}^3.$$

### Приклад №2

Яка маса речовини  $KCl$  та який об'єм води міститься в 120 г водного розчину  $KCl$  з масовою часткою 0,04 (4 %)?

#### Розв'язання.

Розрахуємо масу хлориду калію і води за формулою:

$$\begin{aligned}\omega_{\text{реч}} &= m_{\text{реч}} / m_{\text{р-ну}} \\ m_{\text{реч}} (KCl) &= m_{\text{р-ну}} \cdot \omega(KCl) = 120 \cdot 0,04 = 4,8 \text{ г} \\ m_{\text{р-ка}} (H_2O) &= m_{\text{р-ну}} - m(KCl) = 120 - 4,8 = 115,2 \text{ г}.\end{aligned}$$

Густина води  $\rho(H_2O) = 1 \text{ г/см}^3$ . Тому об'єм води дорівнює:

$$V(H_2O) = \frac{m}{\rho} = \frac{115,2 \text{ г}}{1 \text{ г/см}^3} = 115,2 \text{ см}^3$$

Відповідь:  $m_{\text{реч}} (KCl) = 4,8 \text{ г}$ ;  $V(H_2O) = 115,2 \text{ см}^3$ .

### Приклад №3

Яку масу речовини  $CuSO_4$  та який об'єм води треба взяти для приготування 50 г водного розчину  $CuSO_4$  з масовою часткою 0,03 із кристалогідрату  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ .

#### Розв'язання.

Для приготування розчину необхідно розрахувати масу безводної солі  $CuSO_4$  (сухої речовини).

$$m(CuSO_4) = m_{\text{р-ну}} \cdot \omega(CuSO_4) = 50 \cdot 0,03 = 1,5 \text{ г}$$

Знайдемо масу кристалогідрату  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ , відповідну масі безводної солі  $CuSO_4$ .

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ моль } CuSO_4 \cdot 5H_2O & \text{містить} & 1 \text{ моль } CuSO_4 \\ 249,5 \text{ г } CuSO_4 \cdot 5H_2O & - & 159,5 \text{ г } CuSO_4 \\ m \text{ г } CuSO_4 \cdot 5H_2O & - & 1,5 \text{ г } CuSO_4 \\ m(CuSO_4 \cdot 5H_2O) & = & (249,5 \cdot 1,5) / 159,5 = 2,34 \text{ г} \end{array}$$

Маса кристалогідрату  $m_K = m(CuSO_4) + m_{\text{ақ}}$   
де  $m_{\text{ақ}}$  – маса води, що входить до складу кристалогідрату

$$m_{\text{ақ}} = m_K - m(CuSO_4) = 2,34 - 1,50 = 0,84 \text{ г}.$$

Маса розчину  $m_{\text{р-ну}} = m_K + m(H_2O) = m_B + m_{\text{ақ}} + m(H_2O)$ ,

де  $m(H_2O)$  – маса води, використаної на приготування розчину із заданим значенням  $\omega$ :

$$m(H_2O) = m_{\text{р-ну}} - m_K = 50,00 - 2,34 = 47,66 \text{ г}.$$

або

$$m(H_2O) = m_{\text{р-ну}} - m(CuSO_4) - m_{\text{ақ}} = 50,00 - 1,50 - 0,84 = 47,66 \text{ г}.$$

$$V(H_2O) = \frac{m}{\rho} = \frac{47,66 \text{ г}}{1 \text{ г/см}^3} = 47,66 \text{ см}^3$$

Відповідь: для приготування розчину  $CuSO_4$  треба взяти навішення кристалогідрату мідного купоросу  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$  масою 2,34 г та розчинити у воді об'ємом 47,66  $\text{см}^3$ .

#### Приклад №4

Розрахуйте, скільки грамів речовини  $K_2Cr_2O_7$  міститься в 300  $\text{см}^3$  0,2 М розчину дихромату калію  $K_2Cr_2O_7$ .

#### Розв'язання.

Маса  $K_2Cr_2O_7$ , яка міститься в 300  $\text{см}^3$  0,2 М розчину, розраховується за формулою:

$$C_M = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot V}, \text{ моль/дм}^3$$

Об'єм розчину:  $V_{\text{р-ну}} = 300 \text{ см}^3 = 0,3 \text{ дм}^3$ .

$$m(K_2Cr_2O_7) = M(K_2Cr_2O_7) \cdot C_M \cdot V = 294 \cdot 0,2 \cdot 0,3 = 17,6 \text{ г.}$$

Відповідь:  $m(K_2Cr_2O_7) = 17,6 \text{ г.}$

#### Приклад №5

Розрахуйте, яка маса речовини  $CaCl_2$  міститься в 250  $\text{см}^3$  0,2 н розчину  $CaCl_2$ .

#### Розв'язання.

Маса  $CaCl_2$ , яка міститься в 250  $\text{см}^3$  0,2 н розчину, розраховується за формулою:

$$C_H = \frac{m}{M_{\text{екв}} \cdot V}$$

$$m(CaCl_2) = M_{\text{екв}}(CaCl_2) \cdot C_H \cdot V = (M(CaCl_2)/2) \cdot C_H \cdot V;$$

$$m(CaCl_2) = 111/2 \cdot 0,2 \cdot 0,25 = 2,78 \text{ г.}$$

Відповідь:  $m(CaCl_2) = 2,78 \text{ г.}$

#### Приклад №6

3  $\text{дм}^3$  48 %-го розчину  $H_2SO_4$  відносної густини 1,38  $\text{г/см}^3$  змішали з 2,5  $\text{дм}^3$  20-відсоткового розчину  $H_2SO_4$  відносної густини 1,14  $\text{г/см}^3$ . Визначити відсоткову концентрацію одержаного розчину і його молярність.

#### Розв'язання.

Якщо при змішуванні розчинів враховуються їх об'єми, то користуючись відносною густиною, визначаємо їх маси, а потім проводимо розрахунок за формулою:

$$m_1A + m_2B = (m_1 + m_2)x,$$

де  $m = \rho \cdot V$

Отже:

$$\begin{aligned}m_1 &= 3 \cdot 1,38 = 4,14 \text{ кг}, & m_2 &= 2,5 \cdot 1,14 = 1,85 \text{ кг} \\(3 \cdot 1,38 \cdot 48 + 2,5 \cdot 1,14 \cdot 20) &= (4,14 + 2,85) \cdot x \\255,72 &= 6,99x \\x &= 36,58\end{aligned}$$

Концентрація  $H_2SO_4$  у суміші – 36,58 %.

Молярність розчину – число моль розчиненої речовини в 1 дм<sup>3</sup> розчину:

$$\begin{array}{l}5,5 \text{ дм}^3 H_2SO_4 \text{ містять } 255,72/98 \text{ моль } H_2SO_4 \\1 \text{ дм}^3 H_2SO_4 \quad \quad \quad - \quad \quad \quad x \text{ моль } H_2SO_4 \\x = 0,474 \text{ моль}\end{array}$$

Відповідь: молярна концентрація отриманого розчину сульфатної кислоти  $C_M(H_2SO_4) = 0,474 \text{ моль/дм}^3$ ;  $C\%(H_2SO_4) = 36,58 \%$ .

### 2.3.3 Обробка результатів гідрохімічного аналізу природних вод

В гідрохімічній практиці звичайно результати аналізу наводяться в трьох формах:

- мг/дм<sup>3</sup> (або г/дм<sup>3</sup>) – міліграмах (або грамах) на 1 літр;
- ммоль/дм<sup>3</sup> (мг-екв/дм<sup>3</sup>) – мілімолях кількості речовини еквівалента (міліграм-еквівалента) на 1 літр;
- %-екв – процентах 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 йонів  $[SO_4^{2-}] = 0,128 \text{ г/дм}^3$ , розрахуємо молярну концентрацію еквівалента цих йонів. Спочатку знайдемо молярну масу еквівалента сульфатних йонів:

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

Тоді молярна концентрація еквівалента:

$$[SO_4^{2-}] = 0,128/48 = 2,7 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3 \text{ або } 2,7 \text{ ммоль/л (ммоль/дм}^3).$$

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

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

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

де  $a$  – вміст аніона у ммоль/дм<sup>3</sup>;

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

$\Sigma a$  – сумарний вміст всіх аніонів у ммоль/дм<sup>3</sup>;

$\Sigma k$  – сумарний вміст всіх катіонів у ммоль/дм<sup>3</sup>.

Еквівалентна форма дає змогу розраховувати кількість деяких головних йонів без аналітичного визначення. Наприклад, якщо не потребується окреме точне визначення суми йонів  $\text{Na}^+ + \text{K}^+$ , то обчислити їх концентрацію можна за різницею сум еквівалентів уже визначених аніонів і катіонів. Сума еквівалентів  $\text{Na}^+ + \text{K}^+$  дорівнюватиме різниці:

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

Таке визначення не є досить точним, бо воно включає всі похибки, які накопичились під час визначень окремих йонів. Для переведення молярної концентрації еквівалентів  $\text{Na}^+ + \text{K}^+$  (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  $\text{Na}^+/\text{K}^+=7,05$ . Оскільки значення наведеного відношення коливається у прісних та маломінералізованих водах у невеликих межах, і концентрації  $\text{Na}^+$  та  $\text{K}^+$  стосовно інших головних йонів 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 обов'язково вноситься сума йонів, яка характеризує мінералізацію води. Йони розташовують таким чином:  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{Na}^+ + \text{K}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ , згідно з їхньою активністю (крім кальція, який активніший за магній).

**Таблиця 2.5** – Приклад опису даних хімічного складу природної води у вигляді таблиці.

Йони	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
Σ аніонів	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
Σ катіонів	97,0	5,99	100
Σ йонів (мініралізація), г/дм <sup>3</sup>		0,3	
Формула Курлова	M0,3 $\frac{\text{HCO}_3\ 62\ \text{SO}_4\ 19\ \text{Cl}\ 19}{\text{Ca}\ 51\ (\text{Na} + \text{K})\ 28\ \text{Mg}\ 21}$		

Для наочного зображення даних про хімічний склад мінеральних вод було запропоновано формулу Курлова, яку тепер використовують для запису даних й 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 вказують вміст газів та деяких мікроелементів. Справа від дробу записують температуру й 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>;

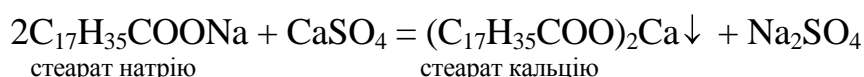
$T$  – температура води, °C;

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

### 2.3.4 Розрахунки твердості води та методи її пом'якшення

Присутність у воді солей кальцію і магнію надають їй особливу властивість – твердість. 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 і

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 призводить до перегріву і швидкого руйнування котлів. В твердій воді інтенсивніше проходять процеси корозії. При використанні твердої води погано розварюються овочі та м'ясо, псується вигляд, смак і 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 на нерозчинні солі кальцію тих же кислот:



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

Розрізняють карбонатну, некарбонатну та загальну твердість.

Сумарний вміст солей кальцію і магнію у воді називається її *загальною твердістю*. Вона визначається молярною концентрацією еквівалента йонів  $\text{Ca}^{2+}$  та  $\text{Mg}^{2+}$  (ммоль/дм<sup>3</sup>):

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

де  $n$  – кількість моль йонів  $\text{Ca}^{2+}$  та  $\text{Mg}^{2+}$ , які вміщуються у 1 дм<sup>3</sup> води (ммоль);

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

де  $m(\text{Ca}^{2+})$ ,  $m(\text{Mg}^{2+})$  – маса йонів, відповідно  $\text{Ca}^{2+}$  та  $\text{Mg}^{2+}$ , які містяться у 1 дм<sup>3</sup> води (мг);

Воду, твердість якої менша за 1 ммоль/дм<sup>3</sup> називають дуже м'якою, від 1 до 3 ммоль/дм<sup>3</sup> – м'якою, від 3 до 6 ммоль/дм<sup>3</sup> – середньою, від 6 до 10 ммоль/дм<sup>3</sup> – твердою, понад 10 ммоль/дм<sup>3</sup> – дуже твердою. У нашій країні припустима твердість води для господарсько-побутової діяльності  $\leq 7$  ммоль/дм<sup>3</sup>.

Природна вода містить розчинний  $\text{CO}_2$ , тому можливе протікання реакції:



Концентрація йонів  $\text{Ca}^{2+}$  та  $\text{Mg}^{2+}$  у воді, еквівалентній вмісту йонів  $\text{HCO}_3^-$ , визначає *карбонатну* (або тимчасову) твердість. А концентрація йонів  $\text{Ca}^{2+}$  та  $\text{Mg}^{2+}$  у воді, еквівалентна вмісту аніонів сильних кислот – сульфатів ( $\text{SO}_4^{2-}$ ) і хлоридів ( $\text{Cl}^-$ ), визначає *некарбонатну* (постійну) твердість. Сума *карбонатної* ( $T_K$ ) та *некарбонатної* ( $T_H$ ) твердості складає



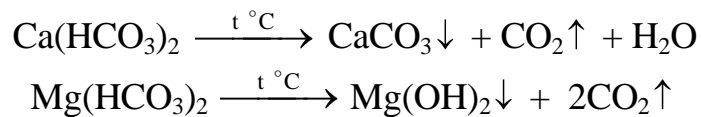
загальну твердість ( $T_3$ ):

$$T_3 = T_k + T_n.$$

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

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

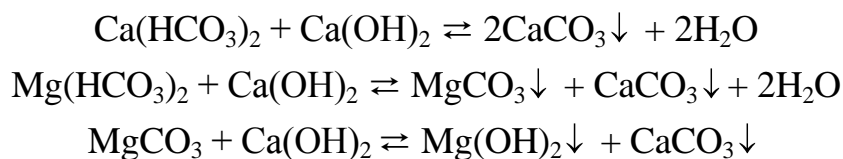
**I. Термічний спосіб.** Карбонатна (тимчасова) твердість знижується в результаті кип'ятіння (застосовується, якщо некарбонатна твердість значно менша від карбонатної):



Термічний спосіб зменшує твердість води до 1 ммоль/дм<sup>3</sup>.

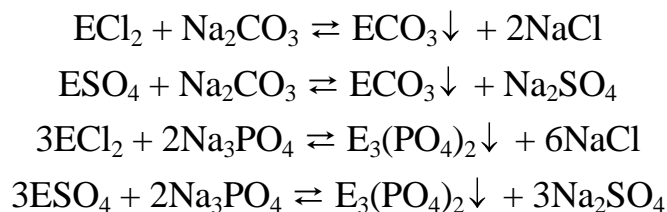
**II. Хімічний спосіб.**

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



Методом вапнування можна знизити твердість води до  $0,35 \div 1$  ммоль/дм<sup>3</sup>.

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



Додавання соди і фосфатів пом'якшує воду до  $0,035 \div 0,07$  ммоль/дм<sup>3</sup>.

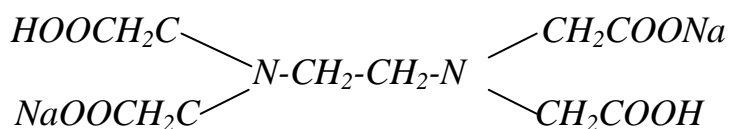
**III. Використання йонітів.** Ефективно очистити воду можна пропусканням її крізь колонку, заповнену йонообмінною полімерною смолою. Серед таких йонітів розрізняють катіоніти та аніоніти.

Катіоніти R–H або R–Na вміщують катіони H<sup>+</sup> або Na<sup>+</sup>, здатні заміщуватися на катіони Ca<sup>2+</sup> та Mg<sup>2+</sup>. Аніоніти R–OH вміщують гідроксогрупи (OH<sup>-</sup>), здатні до обміну на аніони SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> або Cl<sup>-</sup>

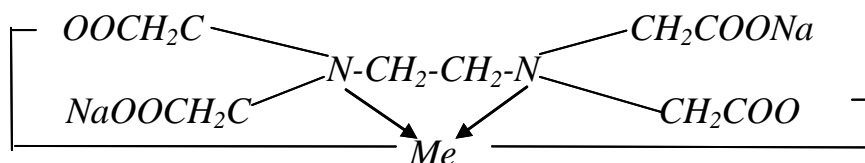
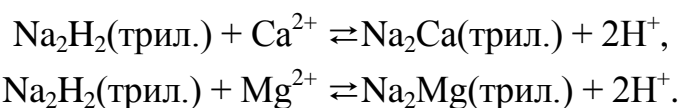
(R – радикал, або залишок молекули, з'єднаної з функціональною групою). При контакті твердої води з йонами відбувається обмін йонів  $\text{Ca}^{2+}$  та  $\text{Mg}^{2+}$  на йони  $\text{H}^+$  або  $\text{Na}^+$ , а аніони  $\text{SO}_4^{2-}$  та  $\text{Cl}^-$  обмінюються на групи  $\text{OH}^-$ . Використовуючи іонообмінні полімерні смоли, можна одержати повне знесолення води. Таким методом пом'якшують воду до  $0,01$  ммоль/дм<sup>3</sup>.

Для регенерації Н-катионіту його слід обробити хлоридною або сульфатною кислотою; внаслідок цього йони  $\text{Ca}^{2+}$  та  $\text{Mg}^{2+}$  переходять у розчин, а катионіт знову насичується йонами  $\text{H}^+$ . Для регенерації аніоніту слід його обробити розчином лугу; у цьому разі увібранні аніони будуть витіснятися у розчин, а аніоніт насичуватиметься йонами  $\text{OH}^-$ .

Для визначення загальної твердості застосовують *трилонометричний метод*. Він оснований на здатності трилону Б (двунатрієва сіль етилендіамінотетраоцтової кислоти)



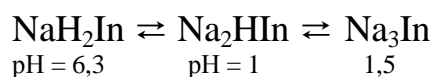
утворювати з йонами магнію та, особливо, кальцію малодисоційовані комплекси:



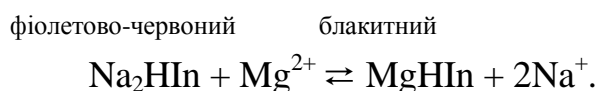
де *Me* – Ca, Mg.

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

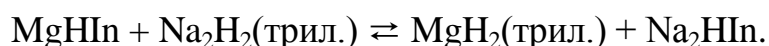
винно-червоний    блакитний    жовтувато-сірий



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



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



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

Оскільки індикатор змінює своє забарвлення не тільки у залежності від вмісту магнію, а й від рН розчину, то у розчин, що титрують, додають 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 йонів  $\text{Ca}^{2+}$  та  $\text{Mg}^{2+}$  у пробі води більшу, ніж 0,5 мг-екв.

Визначення проводять таким чином: у конічну колбу об'ємом 200  $\text{cm}^3$  відміряють піпеткою певний об'єм досліджуваної води та додають дистильовану воду до загального об'єму 100  $\text{cm}^3$ , 5  $\text{cm}^3$  буферного розчину і декілька крапель розчину індикатора. Рідину ретельно перемішують і потім титрують 0,02 н розчином трилону Б до переходу забарвлення від фіолетово-червоного до блакитного. Кінець титрування більш помітний, якщо поряд поставити заздалегідь перетитровану пробу, до кольору якої й слід титрувати; при подальшому добавленні трилону інтенсивність його кольору не змінюється.

Розрахунок сумарного вмісту йонів  $\text{Ca}^{2+}$  та  $\text{Mg}^{2+}$  (мг-екв/ $\text{dm}^3$ ) розраховують за формулою:

$$T_{\text{заг.}} = \frac{nN1000}{V},$$

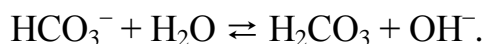
де  $n$  – кількість розчину трилону Б, витрачена на титрування,  $\text{cm}^3$ ;

$N$  – нормальність розчину трилону Б, г-екв/ $\text{dm}^3$ ;

$V$  – об'єм води, що брали для визначення,  $\text{cm}^3$ .

Визначення карбонатної твердості води полягає у визначенні концентрації гідрокарбонат – йонів  $\text{HCO}_3^-$  та еквівалентної їм концентрації йонів  $\text{Ca}^{2+}$  та  $\text{Mg}^{2+}$ . Пробу води титрують розчином соляної кислоти у присутності індикатора метилового оранжевого до переходу забарвлення від жовтого до оранжевого. Метилловий 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 ( $T_{\text{к}}$ )  $> 0$ , вода має лужну реакцію середовища, то при додаванні індикатора метилового оранжевого розчин зафарбовується у жовтий колір. При титруванні проби води розчином  $\text{HCl}$

протікає реакція нейтралізації:



Йони  $\text{H}^+$  нейтралізують кількість йонів  $\text{OH}^-$ , еквівалентну концентрації йонів  $\text{HCO}_3^-$ , та розчин змінює колір на оранжевий.

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

Розрахунок карбонатної твердості ( $T_k$ ) проводять за формулою:

$$T_k = \frac{nN1000}{V}, \text{ мг-екв/дм}^3,$$

де  $n$  – кількість розчину  $\text{HCl}$ , який пішов на титрування,  $\text{см}^3$ ;

$N$  – нормальність розчину  $\text{HCl}$ , який пішов на титрування, г-екв/дм<sup>3</sup>;

$V$  – об'єм проби досліджуваної води,  $\text{см}^3$ .

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 йонів кальцію та магнію, що після кип'ятіння врівноважуються йонами  $\text{SO}_4^{2-}$  та  $\text{Cl}^-$ . Цю частину твердості води легко визначити за різницею між загальною та карбонатною твердістю її.

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

$$T_n = T_{\text{заг.}} - T_k. \text{ (мг-екв/дм}^3\text{)}.$$

### Приклади розв'язання завдань щодо визначення різних видів твердості води.

#### Приклад №1

Розрахуйте загальну твердість природної води, якщо на реакцію з солями твердості, які вміщувались у  $100 \text{ см}^3$  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:

$$T = \frac{[T] \cdot V_T \cdot 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}};$$

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

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

Розраховуємо молярну масу еквівалента фосфату натрію:

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

Тому для усунення твердості в  $500 \text{ дм}^3$  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:  $T = 4 \text{ ммоль/дм}^3$ ;  $m(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 109,4 \text{ г}$ .

### Приклад №2

За результатами гідрохімічного аналізу мінеральна вода вміщує  $0,38 \text{ г/дм}^3$  йонів  $\text{Ca}^{2+}$  та  $0,08 \text{ г/дм}^3$  йонів  $\text{Mg}^{2+}$ . Розрахуйте загальну твердість води та масу карбонату натрію  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , яку необхідно додати для пом'якшення  $5,6 \text{ м}^3$  цієї води.

### Розв'язання:

Загальну твердість води розраховують за формулою:

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

де  $m(\text{Ca}^{2+})$ ,  $m(\text{Mg}^{2+})$  – маса йонів, відповідно  $\text{Ca}^{2+}$  та  $\text{Mg}^{2+}$ , які містяться у  $1 \text{ дм}^3$  води (мг).

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

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

Таким чином, у  $1 \text{ дм}^3$  води вміщується 25,7 ммоль солей твердості, а в  $5,6 \text{ м}^3$  ( $5600 \text{ дм}^3$ ) води вміщується  $5600 \cdot 25,7 / 1 = 143920$  ммоль еквівалентів солей, які зумовлюють її твердість.

Далі розрахуємо, яку масу соди  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  потрібно додати у  $5,6 \text{ м}^3$  води для її пом'якшення.

Розрахуємо молярну масу еквівалента 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  $5,6 \text{ м}^3$  води потрібно додати таку масу соди:

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

Відповідь:  $T = 25,7 \text{ ммоль/дм}^3$ ;  $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 7,63 \text{ кг.}$

### Приклад №3

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

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

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

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

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

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:

$$T_{\text{к}} = \frac{m(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2)}{M_{\text{екв}}(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) \times V(\text{H}_2\text{O})};$$

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

Таким чином, у 1 дм<sup>3</sup> води вміщується 0,28 ммоль солей твердості, а в 1 м<sup>3</sup> (1000 дм<sup>3</sup>) води вміщується  $1000 \cdot 0,28 / 1 = 280$  ммоль еквівалентів солей, які зумовлюють її карбонатну твердість.

Далі розрахуємо, яку масу вапна Ca(OH)<sub>2</sub> потрібно додати у 1 м<sup>3</sup> води для її пом'якшення.

Розрахуємо молярну масу еквівалента вапна:

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

Тому для усунення твердості в 1 м<sup>3</sup> води потрібно додати таку масу вапна:

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

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

## 2.4 Вказівки щодо послідовності вивчення теоретичного матеріалу з розділу «Біохімія гідробіонтів»

Підготовка до змістовних модулів з розділу «Біохімія гідробіонтів» включає вивчення теоретичного матеріалу (ЗМ-Л2) і вміння розраховувати задачі та тематичні завдання (ЗМ-П2).

Вказівки щодо послідовності вивчення 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 успішного засвоєння теоретичного матеріалу необхідно вести конспект лекцій, в якому в лаконічній формі та суворій послідовності викладені усі питання теоретичного змістовного модулю «ЗМ-Л2». Крім конспекту лекцій для вивчення програмного матеріалу можливо самостійно користуватись основною та додатковою літературою, за допомогою якої слід проробляти дані розділи.

Після вивчення розділу 7 «Основні структурні компоненти гідробіонтів (статична біохімія)» студенти повинні знати:

- теоретичні основи біохімії. Основна література [1, с. 7-32]. Додаткова література [4, с.18-19; 5, с.8-9]
- будова та властивості білків, ліпідів, вуглеводів. Основна література [1, с. 33–88]. Додаткова література [5, с. 7-10, 21-37];
- якісне і кількісне визначення білків, жирів, вуглеводів. Основна література [1, с. 51-61, 68-72, 88-93; 3, с. 13-23, 23-27, 27-32]. Додаткова література [4, с. 36-41];
- класифікація і фізико-хімічні властивості амінокислот. Основна література [1, с. 34, 35-39]. Додаткова література [5, с. 10-19];
- фізико-хімічні властивості ліпідів. Основна література [1, с. 62-68]. Додаткова література [4, с.72-78; 6, с. 62-65];

- фізико-хімічні властивості вуглеводів. Основна література [1, с. 73-78]. Додаткова література [4, с. 57-72; 5, с. 229-237];
- замінні і незамінні амінокислоти. Основна література [1, с. 34]. Додаткова література [4, с. 19-26];
- функції білків в організмі гідробіонтів. Основна література [1, с. 33-35]. Додаткова література [4 с.18-19, 5 с.8-9];
- функції і біологічне значення вуглеводів. Основна література [1, с. 72-73]. Додаткова література [6, с.63-64];
- біологічна роль ліпідів в організмі. Основна література [1, с. 61-65]. Додаткова література [6, с.73-74];
- зміни вмісту вуглеводів, ліпідів, білків у гідробіонтів під впливом екологічних і фізіологічних чинників. Основна література [1, с. 50-51, с. 67-68, 85-88]. Додаткова література [7, с.4-17];
- якісне і кількісне визначення ферментів в організмі. Основна література [1, с. 106-110];
- властивості і хімічна природа ферментів. Основна література [1, с. 93-98]. Додаткова література [4 с. 86-89];
- механізм дії ферментів на кінетику ферментативних процесів. Основна література [1, с. 98-100]. Додаткова література [4 с. 98-108];
- механізм фізіологічної дії макро- і мікроелементів в активації ферментативних процесів. Основна література [1, с. 100-105]. Додаткова література [4, с.108];
- вміст O, N, C, P, S, H в організмах гідробіонтів. Основна література [1, с. 167-170];
- функції і біологічне значення вітамінів. Основна література [1, с. 112-132]. Додаткова література [6, с. 106-109];
- кількісне і якісне визначення вмісту вітамінів. Основна література [1, с. 133-145; 3, с. 38-42]. Додаткова література [6, с. 109-119].

Після вивчення розділу 8 «Обмін речовин і енергії (динамічна біохімія)» студенти повинні знати:

- поняття про особливості та взаємозв'язок обміну речовин. Основи метаболічних процесів, що відбуваються в організмах гідробіонтів. Основна література [1, с. 189-195; 2 с. 102-108]. Додаткова література [7, с. 4-17];
- особливості процесів метаболізму на різних етапах існування гідробіонтів. Основна література [2, с. 9-15]. Додаткова література [7, с. 4-17];
- біохімія загального і активного обміну у гідробіонтів. Основна література [2, с. 9-15]. Додаткова література [7, с. 34-38];
- поняття про біологічне окиснення, дихальний ланцюг. Основна література [16-25, с. 93-100];
- обмін вуглеводів та ліпідів та їх роль для організмів. Основна література [2, с. 26-47, 48-60]. Додаткова література [7 с. 57-59];



- обмін білків, нуклеїнових кислот, води та мінеральних речовин у гідро біонтів. Основна література [2, с. 64-92, 93-101];
- вплив різних факторів на перебіг процесів обміну речовин. Основна література [2, с. 102-107]. Додаткова література [7, с. 49-90];

### **Питання до самоконтролю студентів після вивчення тем теоретичного змістовного модулю «ЗМ-Л2»**

1. Дайте визначення поняттю «Біохімія»? Які задачі біохімії?
2. Методи біохімічних досліджень.
3. Методи відбору біологічних зразків у гідробіонтів.
4. Дайте визначення поняттю білки.
5. Перерахуйте біологічні функції білків і пептидів в організмах гідробіонтів.
6. Поясніть ферментативну, структурну, регуляторну, рецепторну, транспортну, скорочувальну, захисну, знешкоджувальну, оживну, когенетичну функції білків.
7. Замінні й незамінні амінокислоти.
8. Поясніть поняття «повноцінний» білок.
9. Хімічні властивості білків.
10. Поясніть поняття «нативний стан» білкової молекули.
11. Структурні рівні організації білкових молекул.
12. Поясніть що собою являє і як утворюється первинна, вторинна, третинна, четвертинна структура білкової молекули.
13. Як утворюється пептидний зв'язок?
14. Поясніть поняття «цвіттер-іон»?
15. Що забезпечує стійкість білкових молекул у водному розчині?
16. Поясніть поняття «ізоелектрична точка» білкової молекули?
17. Поясніть поняття «денатурація» білкової молекули? Фактори, які її викликають.
18. Висолювання білків.
19. Фізіологічна роль ліпідів в тілах гідробіонтів? (структурна, енергетична, вітамінна, захисна, регуляторна, електро- та термо- ізолююча, джерело ендогенної води).
20. Дайте визначення поняттю ліпіди.
21. Чим конституційні (структурні) ліпіди відрізняються від резервних (депозитних)?
22. Дайте визначення поняттям йодне й кислотне число.
23. Класифікація ліпідів за хімічним складом.
24. Запишіть загальну формулу жирів.
25. Дайте визначення поняттю вуглеводи.
26. Класифікація вуглеводів.
27. Біологічна роль вуглеводів в тілах гідробіонтів? (структурна, енергетична, захисна, регуляторна, опорна, кофактона, гідроосмотична, пластична).

28. Фізико-хімічні властивості моно-, оліго-, полісахаридів.
29. Способи утворення дисахаридів мальтозного і тригалоного типу. Записати відповідні реакції.
30. Що собою являють ферменти?
31. Будова ферментів?
32. Фізико-хімічні властивості ферментів?
33. Фактори, які впливають на каталітичну активність ферментів.
34. Ферменти-протеїни і ферменти-протеїди, в чому різниця між ними?
35. Спеціалізовані центри ферментів.
36. Класифікація ферментів в залежності від типу каталітичної хімічної реакції.
37. Етапи ферментативного каталізу.
38. Вітаміни: визначення, класифікація, хвороби які виникають за відсутності та при надлишку вітамінів.
39. Біологічна роль мінеральних солей
40. Макро- та мікроелементи.
41. Теорії біологічного окиснення.
42. Сучасне уявлення про механізм біологічного окиснення.
43. «Дихальний ланцюг».
44. Запишіть формулу молекули АТФ. Обмін вуглеводів і ліпідів та їх роль для організмів
45. Обмін білків, нуклеїнових кислот, води й мінеральних речовин у гідробіонтів.
46. Особливості та взаємозв'язок обміну речовин у гідро біонтів на різних етапах їх існування.
47. Анаеробне перетворення вуглеводів.
48. Напишіть хімічні реакції глікогенолізу, вкажіть, якими ферментами він каталізується, його енергетичну цінність і значення для організму гідробіонтів.
49. Що таке гліколіз? Напишіть його хімічні реакції. Якими ферментами він каталізується? Вкажіть енергетичну цінність гліколізу і його значення для організму гідробіонтів.
50. Напишіть хімічний процес спиртового бродіння глюкози і розгляньте схожість і відмінність процесів гліколізу і спиртового бродіння.
51. Напишіть хімічні реакції окиснювального декарбоксілювання пірвіноградної кислоти. Охарактеризуйте ферменти, що беруть участь у цьому перетворенні.
52. Наведіть хімічні реакції перетворення ацетил-КоА у циклі трикарбонових кислот (цикл Кребса). Енергетична цінність циклу Кребса, біологічна роль.
53. Що таке пентозофосфатний шлях окиснення глюкози? Його значення для організму. Наведіть хімічні реакції окиснювальної фази пентозофосфатного циклу.
54. Біосинтез вуглеводів у тканинах. Дайте характеристику процесів

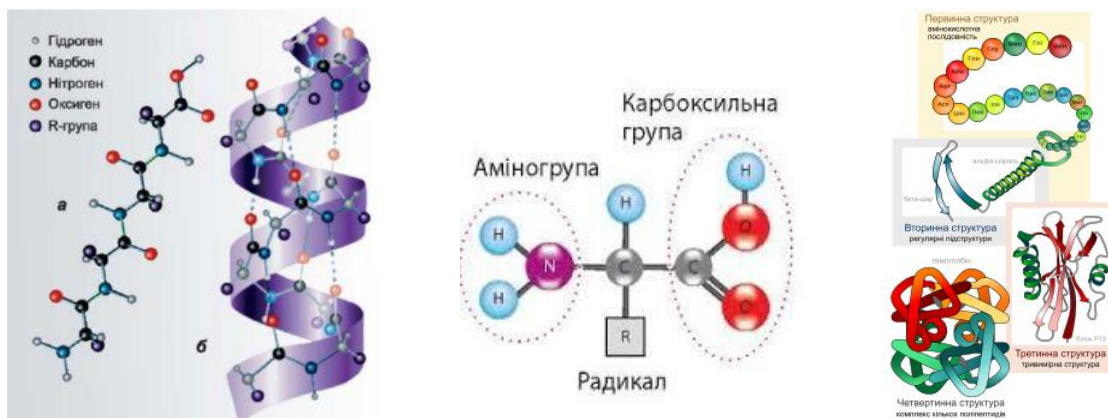
- глюконеогенезу і глікогеногенезу, їх роль в організмі.
55. Який взаємозв'язок між аеробним розщепленням глюкози, циклом Кребса, окисненням у дихальному ланцюзі і окиснювальним фосфорилуванням?
  56. Регуляція обміну вуглеводів в організмі гідробіонтів і основні види патології.
  57. Як відбувається травлення і всмоктування ліпідів у шлунково-кишковому тракті гідробіонтів? Роль жовчі у цьому процесі.
  58. Яке практичне значення біохімічних методів дослідження ліпідного обміну в організмі тварин?
  59. Що таке йодне та кислотне число жиру? Яка мета їх визначення?
  60. Біосинтез і окиснення вищих жирних кислот.
  61. Як здійснюється обмін жирів у клітинах риб?
  62. Що таке Р-окиснення? Що є кінцевим продуктом Р-окиснення жирних кислот, де воно відбувається у клітинах?
  63. Яке значення має Р-окиснення у процесах утворення енергії?
  64. Як відбувається біосинтез жирних кислот і тригліцеридів?
  65. Процеси синтезу ліпоїдів, зокрема, фосфатидів.
  66. Як зветься система ферментів, за допомогою якої здійснюється біосинтез високомолекулярних жирних кислот?
  67. Яка сполука є вихідною для синтезу холестерину?
  68. Охарактеризуйте біологічну цінність білків і азотистий баланс в організмі гідробіонтів. Які види азотистого балансу ви знаєте? Дайте характеристику повноцінних і неповноцінних білків. Напишіть формули незамінних амінокислот для риб.
  69. Назвіть основні етапи ентерального обміну білків. Які ферменти беруть участь у перетравленні білків у шлунково-кишковому тракті? Роль соляної кислоти в травленні. Який механізм активації пепсиногену і трипсиногену, його фізіологічне значення?
  70. Поясніть механізм всмоктування амінокислот у кишечнику. Дайте характеристику амінокислотного фонду організму.
  71. Яким хімічним перетворенням можуть підлягати амінокислоти під дією ферментів мікроорганізмів у товстому кишечнику? Напишіть реакцію утворення фенолу з амінокислоти тирозину і шляхи його знешкодження за участю УДФГК і ФАФС.
  72. Що таке трансамінування і яке його біологічне значення? Дайте характеристику амінотрансфераз. Наведіть хімічні реакції трансамінування між глютаміною і піровиноградною кислотами.
  73. Напишіть реакції декарбоксілювання амінокислот і покажіть значення біогенних амінів в організмі (ГАМК, гістамін, серотонін). Які ферменти беруть участь у процесах декарбоксілювання? Дайте їх характеристику. Назвіть інгібітори амінооксидаз. Шляхи знешкодження амінів.
  74. Вкажіть види дезамінування амінокислот і наведіть хімізм цих процесів. Який з них переважає в організмі?

75. Покажіть зв'язок процесів дезамінування і трансамінування. Напишіть хімізм дезамінування аланіну шляхом трансдезамінування.
76. Основні шляхи знешкодження аміаку. Напишіть хімічні реакції орнітинового циклу.
77. Яким способом відбувається виведення кінцевих продуктів розпаду амінокислот у низькоорганізованих тварин?
78. Які тварини називаються амоніотелічними?
79. Як здійснюється знешкодження аміаку в організмі людини і вищих хребетних тварин і деяких риб?
80. Що собою являє орнітиновий цикл?
81. Які процеси беруть участь у виділенні амонійного азоту у костистих риб?
82. Які організми називають урікотелічними?
83. Як здійснюється розпад нуклеїнових кислот у водних тварин?
84. Які продукти розпаду нуклеїнових кислот?
85. Що є обов'язковою умовою для синтезу РНК та ДНК?
86. Які ферменти беруть участь у синтезі нуклеїнових кислот?
87. У чому полягає механізм синтезу нуклеїнових кислот?

Зрозуміло, що часу, відведеного на лекційне викладання теоретичного матеріалу з розділу «Біохімія гідробіонтів» достатньо на те, щоб в дуже стислій та лаконічній формі надати студентам уявлення про статичну і динамічну біохімію. Тому великої ролі у вивченні дисципліни набуває самостійна робота студента, яка вимагає наполегливості. До складу теоретичного модуля можуть входити розрахункові завдання, що ілюструють можливості застосування теоретичних знань у практичній діяльності фахівця з водних біоресурсів.

Самостійне вивчення деяких розділів потребує додаткових порад щодо теоретичних основ біохімії. Тому нижче наведені загальні відомості з основних теоретичних розділів та приклади рішень розрахункових завдань, які ілюструють можливості застосування теоретичних знань у практичній діяльності фахівця з водних біоресурсів.

### 2.4.1 Білки, амінокислоти у складі гідробіонтів



**Білки** – це високомолекулярні органічні азотовмісні сполуки, побудовані із залишків амінокислот, сполучених між собою пептидними зв'язками (–CO–NH–) і виконують різноманітні функції живих організмів.

Серед органічних сполук, що входять до складу клітини, перше місце займають білки. Вони становлять у середньому 18-21 % загальної сирової маси організму людини і до 50 % його сухої маси. У гідробіонтів в залежності від виду організму та окремих тканин, наприклад у медуз 0,1-0,5 %, в м'ясі риб та молюсків 12-24 %, в крові риб 2,5-7 %, в кістках риб 10,5-21,5 %, а в морських бурих водоростях всього 1,3-2,9 %.

Крім азоту до складу всіх білків входять Карбон, Гідроген і Оксиген, а також Сульфур. Деякі білки містять фосфор, залізо (Ферум), мідь (Купрум) і цинк.

Білки виконують багато різних функцій. Найбільшу і найважливішу за своїм біологічним значенням групу білків представляють ферменти. На цей час відомо більше тисячі різних ферментів, кожний з яких каталізує певний тип хімічної реакції.

**Таблиця 2.6** – Біологічні функції білків та пептидів

<b>№ п/п</b>	<b>Назва функції</b>	<b>Пояснення</b>
<b>1</b>	<b>Ферментативна (каталітична)</b>	за хімічною природою всі біокаталізатори (ферменти) є або білками, або білки входять до їх складу.
<b>2</b>	<b>Структурна</b>	білки є основними структурними елементами клітин живих організмів.
<b>3</b>	<b>Регуляторна</b>	білкову і пептидну природу мають численні біорегулятори (гормони, медіатори та модулятори, що виробляються в ендокринній системі, нейронах головного мозку, імунній системі).
<b>4</b>	<b>Рецепторна</b>	білкову природу мають мембранні рецептори для фізіологічно активних сполук, що приймають хімічний сигнал від гормонів.
<b>5</b>	<b>Транспортна</b>	зв'язують і переносять з током крові певні молекули. Так, гемоглобін, що міститься в еритроцитах хребетних тварин, переносить від легенів до тканин кисень, а з тканин до легенів – вуглекислий газ.
<b>6</b>	<b>Скорочувальна</b>	білки беруть участь у забезпеченні різних форм механічного руху – у скороченні і розслабленні м'язів, у роботі внутрішніх органів (серця, легенів, шлунка та ін.).

7	<b>Захисна</b>	Білки виконують функцію імунного захисту (імуноглобуліни, лімфокіни, інтерлейкіни тощо), протидіють кровотечі й тромбоутворенню (білки згортальної, антикоагулянтної та фібринолітичної систем крові).
8	<b>Знешкоджувальна</b>	завдяки різноманітним функціональним групам білки можуть зв'язувати різні токсичні сполуки (важкі метали, алкалоїди, токсини та ін.) і знешкоджувати їх. На цьому ґрунтується їхнє застосування як антидотів
9	<b>Поживна функція</b>	Цю функцію виконують так звані резервні, запасні білки, які є джерелом живлення плоду, клітин, які розвиваються. Білки – найважливіша складова частина їжі людини і корму тварин.
10	<b>Когенетична функція</b> (префікс «ко» в перекладі з латинської означає сумісність дії)	Ця функція виконується складними білками – нуклеопротейнами. Самі білки – це негенетичний (неспадковий) матеріал, але вони допомагають нуклеїновим кислотам реалізувати здатність до перенесення генетичної інформації і відтворення.

**Амінокислоти** – структурні мономери білків. Під час повного кислотного, лужного або ферментативного гідролізу білків звільняються вільні амінокислоти. *Амінокислоти* є похідними органічних карбонових кислот, у яких один або декілька атомів водню у вуглеводневому радикалі заміщені на аміногрупу. Залежно від розташування  $\text{NH}_2$ -групи розрізняють  $\alpha$ -,  $\beta$ -,  $\gamma$ - та інші амінокислоти. У живих організмах вони зустрічаються у вільному або зв'язаному стані в складі деяких біологічно активних речовин, але до складу білків входять лише  $\alpha$ -L-амінокислоти, у яких  $\text{NH}_2$ -група приєднується до  $\alpha$ -вуглецевого атома. Якщо амінокислота містить дві аміногрупи, то друга знаходиться, головним чином, біля найвіддаленішого (крайнього) вуглецю стосовно  $\alpha$ -вуглецевого атома. Загальною ознакою, характерною для всіх амінокислот, які входять до складу білків, є наявність вільної карбоксильної групи і вільної не заміщеної аміногрупи біля  $\alpha$ -вуглецевого атома. Крім цих двох, так званих функціональних груп, кожна амінокислота містить характерний тільки для неї радикал (R-групу). Хімічна природа радикалів різноманітна: від атома водню до циклічних сполук. Саме радикали визначають структурну і функціональну особливість амінокислот.

На сьогоднішній день відомо понад 180 амінокислот, проте структурними мономерами тваринних білків можуть бути лише 20 різних  $\alpha$ -амінокислот.

Загальний вигляд будови  $\alpha$ -L-амінокислоти можна представити такою формулою:



Слід підкреслити, що всі білки, які виконують найрізноманітніші функції, у тому числі і білки, яким властива висока біологічна активність або токсична дія, містять один і той же набір з 20 амінокислот. Останні самі по собі не мають ні тієї біологічної активності, ні токсичності, яка властива білкам. Специфічну функцію білкам надає їх просторова конфігурація, яка, у свою чергу, зумовлена певною послідовністю амінокислот у білковій молекулі.

З двадцяти перерахованих амінокислот десять не синтезуються в організмі тварин і повинні надходити разом з їжею. Вони називаються *незамінними*. Наявність в їжі інших амінокислот не обов'язкова, оскільки організм здатний їх синтезувати. Такі амінокислоти називають *замінними*.

Замінні амінокислоти: гліцин, аланін, цистеїн, глутамінова й аспарагінова кислоти, тирозин, пролін, серин, глутамін, аспарагін.

Незамінні амінокислоти: валін, лейцин, ізолейцин, треонін, метіонін, фенілаланін, триптофан, флізин, гістидин, аргінін.

Харчовий білок, що містить всі незамінні амінокислоти, називається повноцінним. Амінокислоти мають велике біологічне значення. Вони не тільки виконують роль «будівельних блоків», з яких побудована молекула білка, але і є попередниками багатьох біологічно активних сполук – гормонів, медіаторів нервової системи і т. п. Окремі амінокислоти виконують регуляторну роль – між ними спостерігаються явища взаємної активації і пригнічення при включенні до складу білкової молекули. У деяких випадках вони служать енергетичним матеріалом або лікарською речовиною.

### Зміна сумарного заряду амінокислот в залежності від рН середовища

При нейтральних значеннях рН всі кислотні (здатні віддавати  $H^+$ ) і всі основні (здатні приєднувати  $H^+$ ) функціональні групи знаходяться в дисоційованому стані.

Тому в нейтральному середовищі амінокислоти, що містять недисоційований радикал, мають сумарний нульовий заряд. Амінокислоти, що містять кислотні функціональні групи, мають сумарний негативний заряд, а амінокислоти, що містять основні функціональні групи – позитивний заряд, табл. 2.7.

**Таблиця 2.7** – Зміна сумарного заряду амінокислот в залежності від рН середовища

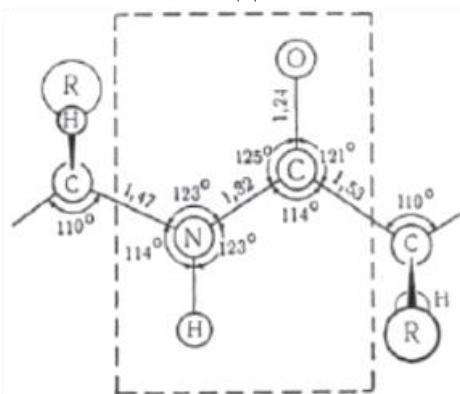
<i>Сильно кисле середовище</i>	<i>Нейтральне середовище</i>	<i>Сильно лужне середовище</i>
<b>1. Амінокислоти з недисоціюючими радикалами</b>		
$\text{NH}_3^+-\underset{\text{R}}{\text{CH}}-\text{COOH} \xleftarrow{+\text{H}^+}$	$\text{NH}_3^+-\underset{\text{R}}{\text{CH}}-\text{COO}^- \xrightarrow{+\text{OH}^-}$	$\text{NH}_2-\underset{\text{R}}{\text{CH}}-\text{COO}^-$
Сумарний заряд = +1	Сумарний заряд = 0	Сумарний заряд = -1
<b>2. Амінокислоти з аніонними групами у радикалі</b>		
$\text{NH}_3^+-\underset{\text{CH}_2}{\text{CH}}-\underset{\text{COOH}}{\text{COOH}} \xleftarrow{+\text{H}^+}$	$\text{NH}_3^+-\underset{\text{CH}_2}{\text{CH}}-\underset{\text{COO}^-}{\text{COO}^-} \xrightarrow{+\text{OH}^-}$	$\text{NH}_2-\underset{\text{CH}_2}{\text{CH}}-\underset{\text{COO}^-}{\text{COO}^-}$
Сумарний заряд = +1	Сумарний заряд = -1	Сумарний заряд = -2
<b>3. Амінокислоти з катіонними групами у радикалі</b>		
$\text{NH}_3^+-\underset{(\text{CH}_2)_4}{\text{CH}}-\text{COOH} \xleftarrow{+\text{H}^+}$	$\text{NH}_3^+-\underset{(\text{CH}_2)_4}{\text{CH}}-\text{COO}^- \xrightarrow{+\text{OH}^-}$	$\text{NH}_2-\underset{(\text{CH}_2)_4}{\text{CH}}-\text{COO}^-$
Сумарний заряд = +2	Сумарний заряд = +1	Сумарний заряд = -1

Зміна рН в кислому сторону (тобто підвищення в середовищі концентрації  $\text{H}^+$ ) призводить до придушення дисоціації кислотних груп. У сильнокислому середовищі всі амінокислоти набувають позитивного заряду.

Навпаки, збільшення концентрації  $\text{OH}^-$  груп викликає відщеплення  $\text{H}^+$  від основних функціональних груп, що призводить до зменшення позитивного заряду. У сильнолужному середовищі всі амінокислоти мають сумарний негативний заряд.

### Рівні структурної організації білкових молекул

**1. Первинна структура** характеризує якісний амінокислотний склад поліпептидного ланцюга, кількість амінокислотних залишків у ньому, зв'язаних пептидними зв'язками, і порядок чергування цих залишків.



**Рис. 2.1** – Параметри структурних елементів поліпептидного ланцюга (розміри в ангстремах:  $1 \text{ \AA} = 0,1 \text{ нм}$ )

Назви пептидів, що визначають їх первинну структуру, будуються таким чином:

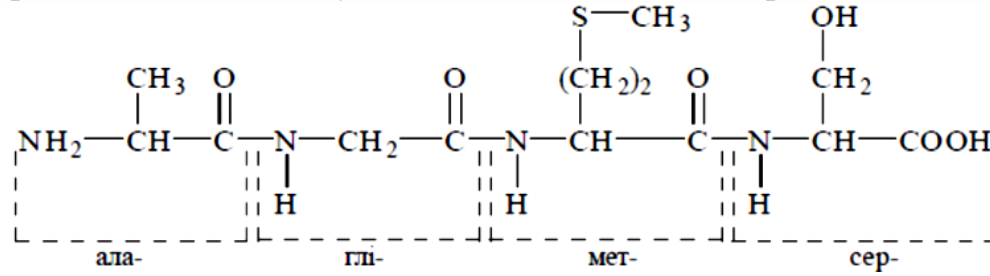
а) першим вказується залишок амінокислоти, що має вільну  $\alpha$ -аміногрупу (так званої N-кінцевої амінокислоти);

б) у назвах усіх амінокислот, що беруть участь в утворенні пептидного зв'язку  $\alpha$ -карбоксильною групою, закінчення **-ин (-in)** змінюється на **-іл (-il)**;

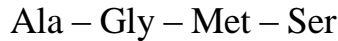
в) амінокислота, що має вільну  $\alpha$ -карбоксильну групу (C-кінцева амінокислота), свого закінчення **(-ин (-in))** не змінює.



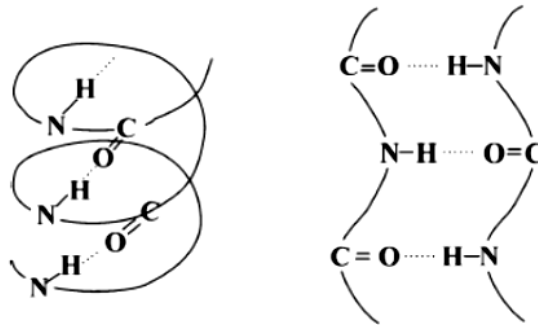
Приклад назви пептиду аланіл-гліцил-метіоніл-серин:



За допомогою міжнародних скорочених символів цей тетрапептид може бути позначений так:

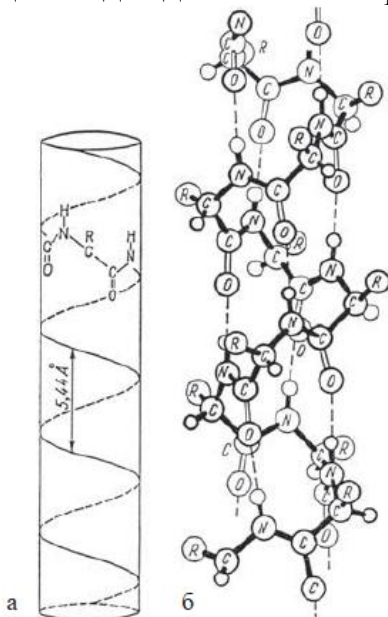


**2. Вторинна структура** – спосіб розміщення білкового ланцюга у просторі. Вона утворюється за рахунок водневих зв'язків між пептидними групами в одному поліпептидному ланцюзі або між сусідніми поліпептидними ланцюгами. При цьому конформація може набувати вигляду спіральних і шарувато-складчастих структур. Вторинна структура представлена такими регулярними структурами, як  $\alpha$ -спіраль,  $\beta$ -структура (складчастий шар або лист) та  $\beta$ -вигин.



*Рис. 2.2 – Вигляд  $\alpha$ -спіралі та  $\beta$ -структури*

- $\alpha$ -Спіраль – конформація, яка утворюється при просторовому скручуванні поліпептидного ланцюга за рахунок водневих зв'язків, що виникають між C=O– та NH-групами поліпептидного ланцюга, що віддалені одна від одної на чотири амінокислотних залишки. Водневі зв'язки в  $\alpha$ -спіралі спрямовані паралельно до осі молекули.  $\alpha$ -Спіраль можна уявити собі у вигляді лінії, що йде по боковій поверхні уявного циліндра. На один оберт  $\alpha$ -спіралі припадає 3,6 амінокислотних залишків. Напрямок обертання поліпептидного ланцюга в природних білках – правий («права»  $\alpha$ -спіраль) (рис. 2.3).



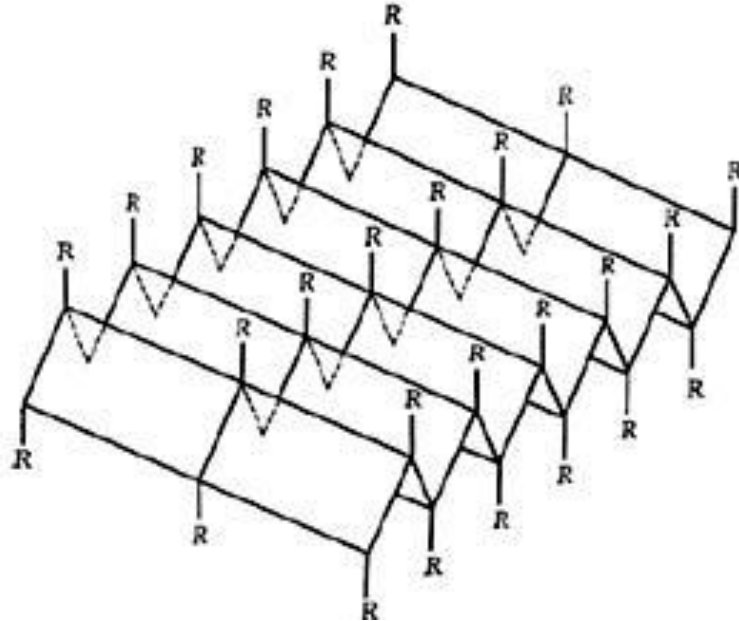
*Рис. 2.3 – Модель вторинної структури поліпептидного ланцюга у вигляді  $\alpha$ -спіралі (за Л. Полінгом та Р. Корі).*

Геометричні параметри  $\alpha$ -спіралі: радіус – 0,25 нм; крок (період ідентичності) – 0,54 нм; висота зсунення на один амінокислотний залишок – 0,15 нм; на один оберт  $\alpha$ -спіралі припадає 3,6 амінокислотних залишків.

$\alpha$ -Спіраль є молекулярною структурою, що утворюється за умов певних стеричних взаємовідносин між амінокислотними залишками, і її формування залежить від амінокислотного складу поліпептидного ланцюга. Окремі амінокислоти (Pro, Gly, Glu, Asp, Arg тощо) протидіють утворенню  $\alpha$ -спіралі або дестабілізують її. У зв'язку з цим, можливе виникнення спіральних структур, що за своїми геометричними параметрами відрізняються від  $\alpha$ -спіралі. Прикладом є спіраль білка *колагену* – сполучної тканини, у складі якого міститься 33 % гліцину і 21 % проліну та гідроксипроліну.

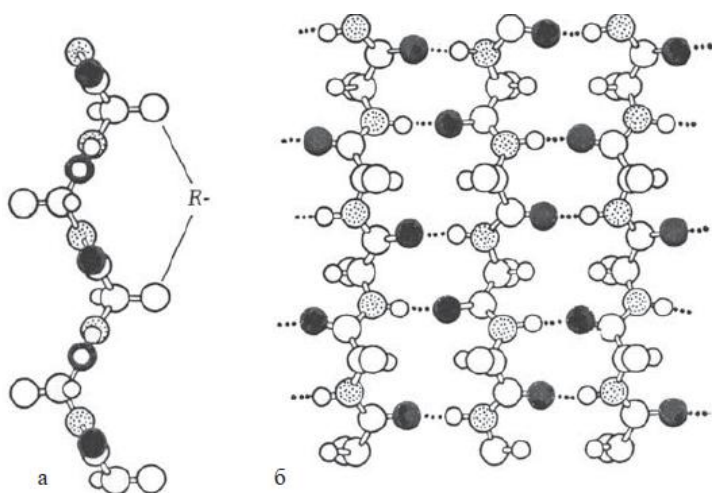
Декілька білкових молекул із вторинною структурою у вигляді спіралей можуть взаємодіяти одна з одною, утворюючи міжмолекулярні комплекси, що являють собою *суперспіралізовані* («супервторинні») структури.

•  $\beta$ -Структура – структура типу складчастого шару, складається із зигзагоподібно розгорнутих поліпептидних ланцюгів, які розташовані поряд (двох або більшої кількості) – (рис. 2.4).



**Рис. 2.4 – Конформація поліпептидного ланцюга.**  
Схематично зображені три паралельних ланцюги, що утворюють структуру типу складчастого шару.

$\beta$ -Структури утворюються за рахунок міжланцюгових водневих зв'язків, що з'єднують групи  $-C=O$  та  $NH-$  сусідніх поліпептидів (рис. 2.5):



**Рис. 2.5 – Утворення  $\beta$ -структур:**  
*а – вигляд збоку; б – вигляд зверху.*

**3. Третинна структура** – це форма закрученої в просторі спіралі, утворена головним чином за рахунок дисульфідних містків  $-S-S-$ , водневих зв'язків, гідрофобних та йонних взаємодій (глобулярна або фібрилярна структури).

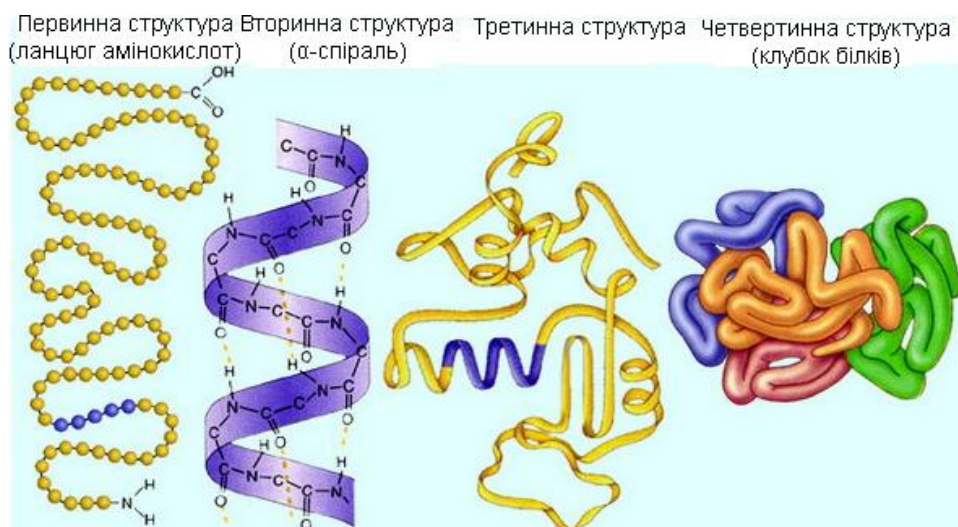
Вважають, що третинна структура виникає автоматично в результаті взаємодії амінокислотних залишків з молекулами розчинника.

При цьому гідрофобні радикали «втягуються» всередину білкової молекули, а гідрофільні групи орієнтуються в бік розчинника.

В такий спосіб формується компактна молекула білка, всередині якого практично відсутні молекули води. Це призводить до створення енергетично вигідної конформації білкової молекули.

**4. Четвертинна структура** характерна для тих білків, молекули яких складаються з двох, чотирьох, і більше поліпептидних ланцюгів. Ця структура відображає характер взаємного розташування поліпептидних ланцюгів в просторі. Четвертинну структуру мають білки, які виконують складні біологічні функції і активність яких залежить від дії регулюючих факторів.

Для кожного білка характерна, принаймні, одна тримірна структура, в якій він стабільний і проявляє біологічну активність за фізіологічних умов (температура, рН). Ця структура називається *нативною конформацією білка*.



**Рис. 2.6 – Структурна організація білкової молекули**

У таблиці 2.8 наведені узагальнені дані про зв'язки, які стабілізують різні рівні організації білкової молекули.

**Таблиця 2.8** – Характеристика зв'язків, які забезпечують структурну організацію білків.

<b>Вид структури білка</b>	<b>Зв'язки, що стабілізують структуру</b>
<b>Первинна (лінійний поліпептидний ланцюг)</b>	Пептидні зв'язки – між $\alpha$ -аміно та $\alpha$ -карбоксыльними групами амінокислот
<b>Вторинна структура (<math>\alpha</math>-спіраль, <math>\beta</math>-структура)</b>	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. <i>Водневі зв'язки</i> – між пептидними групами (кожна перша і четверта) одного поліпептидного ланцюга або між пептидними групами суміжних поліпептидних ланцюгів.</li> <li>2. <i>Дисульфідні зв'язки</i> – між –SH–групами в межах одного поліпептидного ланцюга</li> </ol>
<b>Третинна структура (глобулярна, фібрилярна)</b>	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. <i>Дисульфідні зв'язки</i> – між боковими радикалами амінокислот різних ділянок пептидного ланцюга.</li> <li>2. <i>Йонні (сольові) зв'язки</i> – між протилежно зарядженими групами бокових радикалів амінокислот пептидного ланцюга.</li> <li>3. <i>Водневі зв'язки</i> – між боковими радикалами амінокислот різних ділянок ланцюга.</li> <li>4. <i>Гідрофобна взаємодія</i> – між аполярними радикалами амінокислот у водному середовищі.</li> </ol>
<b>Четвертинна структура білка (глобулярна)</b>	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. <i>Йонні зв'язки</i> – між протилежно зарядженими групами амінокислот кожної субодиниці.</li> <li>2. <i>Водневі зв'язки</i> – між боковими радикалами амінокислотних залишків кожної субодиниці.</li> <li>3. <i>Гідрофобна взаємодія</i> – між аполярними радикалами амінокислот у водному середовищі.</li> </ol>

Хімічні властивості амінокислот і фізико-хімічні властивості білків, осадження та класифікацію білків описано в [1, с. 35-51]

У всіх тканинах рослинного і тваринного походження завжди присутня певна кількість білків. Їх вміст залежить від призначення тканин та біологічних особливостей виду. Вміст білкових речовин в м'язах наземних тварин змінюється в межах 18-23 %, а в різних видів гідробіонтів: 0,2-28,8 %. Лише у морських ссавців м'язи мають стійкий високий вміст білків, у інших гідро біонтів м'язи містять менше білків, ніж у наземних тварин і їх вміст непостійний. У риб, ракоподібних і морських ссавців, як і у наземних тварин, суха знесолена і знежирена речовина м'язів майже цілком

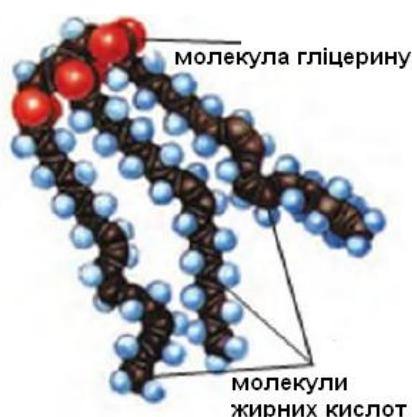
складається із білків, а у двостулкових молюсків, медуз і особливо у водоростей у складі сухої речовини присутні відповідно тваринні і рослинні полісахариди.

Вміст білків змінюється залежно від призначення тканин, причому у риб і морських ссавців порівняно з наземними тваринами вміст білків помітно відрізняється, змінюється у більш значних межах.

Відносний вміст білкових речовин у однакових тканинах тіла гідробіонтів знаходиться у зворотній залежності від вмісту у них ліпідів, мінеральних речовин і води.

Білки є основною складовою частиною тіл гідробіонтів  $\approx 83-100\%$ .

## 2.4.2 Ліпіди у складі гідробіонтів



**Ліпіди** – загальна назва для всіх відомих жирів і жироподібних речовин з різною структурою, але загальними властивостями (нерозчинність у воді, екстракція неорганічними розчинниками). В організмі людини 10-20 % жирів від маси тіла.

**Склад і будова молекул жиру**



$\begin{matrix} \text{H}_2\text{C}-\text{O}-\text{CO}-\text{R} \\ | \\ \text{HC}-\text{O}-\text{CO}-\text{R} \\ | \\ \text{H}_2\text{C}-\text{O}-\text{CO}-\text{R} \end{matrix}$

**тригліцерид**



$\text{H}_2\text{C}-\text{O}-\text{CO}-\text{C}_{15}\text{H}_{31}$	$\text{H}_2\text{C}-\text{O}-\text{CO}-\text{C}_{17}\text{H}_{35}$	$\text{H}_2\text{C}-\text{O}-\text{CO}-\text{C}_{17}\text{H}_{33}$
$\text{HC}-\text{O}-\text{CO}-\text{C}_{15}\text{H}_{31}$	$\text{HC}-\text{O}-\text{CO}-\text{C}_{17}\text{H}_{35}$	$\text{HC}-\text{O}-\text{CO}-\text{C}_{17}\text{H}_{33}$
$\text{H}_2\text{C}-\text{O}-\text{CO}-\text{C}_{15}\text{H}_{31}$	$\text{H}_2\text{C}-\text{O}-\text{CO}-\text{C}_{17}\text{H}_{35}$	$\text{H}_2\text{C}-\text{O}-\text{CO}-\text{C}_{17}\text{H}_{33}$
<b>трипальмітин</b>	<b>тристеарин</b>	<b>триолеїн</b>

Ліпіди бувають:

1) Протоплазматичними – входять до складу всіх структур клітин, органів і тканин і практично залишаються на одному рівні протягом усього життя. Вони становлять 25 % усього жиру в організмі.

2) Резервні ліпіди – запасуються в організмі, і їх кількість змінюється в залежності від віку, статі, умов харчування, видів діяльності.

Функції ліпідів в організмі описані в таблиці 2.9.

**Таблиця 2.9 – Функції ліпідів в організмі гідробіонтів**

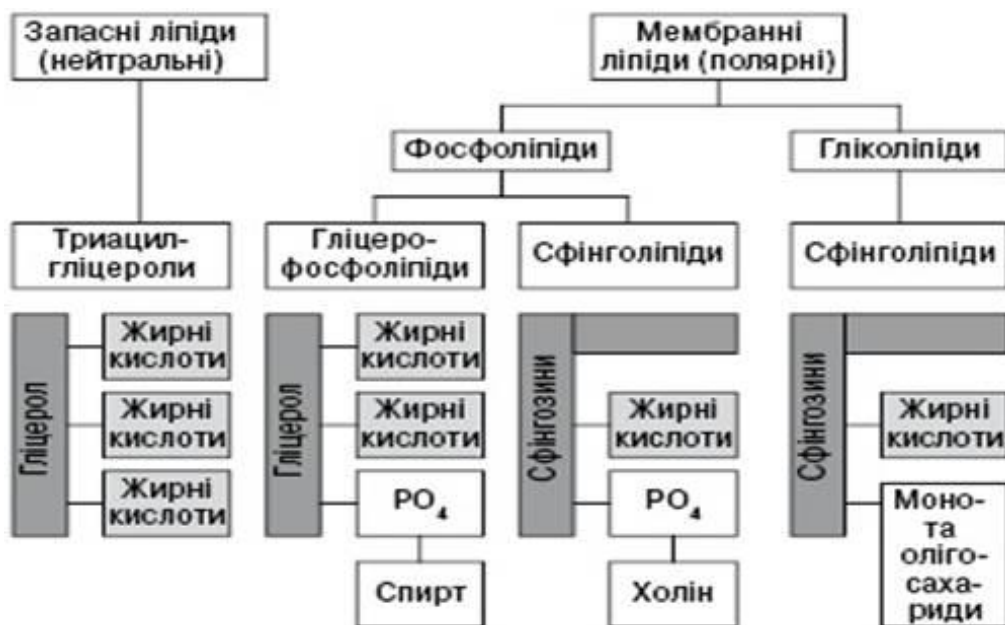
<b>1. Структурна функція</b>	беруть участь у побудові мембран клітин всіх органів і тканин та багатьох біологічно важливих сполук (гормони, жиророзчинні вітаміни)
<b>2. Енергетична функція</b>	ліпіди забезпечують 25-30 % енергетичних потреб організму. Окиснення 1 г жиру – 39,1 кДж енергії
<b>3. Вітамінна</b>	жири є розчинником і носієм вітамінів А, D, К, Е та коензиму Q10
<b>4. Захисна функція</b>	захищають шкіру від висихання, органи від струсів, оберігають від інфекцій
<b>5. Механічний захист</b>	ліпіди утворюють жирові капсули деяких внутрішніх органів
<b>6. Регуляторна</b>	ліпіди і їх похідні утворюють велику групу регуляторів-статеві гормони, кортикостероїди, простагландини
<b>7. Термоізолююча</b>	підшкірний жир відіграє роль термоізолятора
<b>8. Електроізолююча</b>	мієлінові оболонки нервових клітин
<b>9. Джерело ендогенної води</b>	окиснення 100 г жиру дає 106-108 г води

Класифікація ліпідів:

- a) прості або нейтральні жири (ефіри жирних кислот і спиртів). Нейтральні жири знаходяться в організмі або у формі протоплазматичними жиру, що є структурним компонентом клітин, або формі запасного, резервного жиру.
- b) складні жири, є ефірами трьохатомного спирту гліцерину, високомолекулярних жирних кислот та інших компонентів. Серед складних жирів виділяють: фосфоліпіди, гліколіпіди, сфінгомієліни. Сфінголіпіди знаходяться в мембранах тваринних і рослинних клітин.
- c) похідні ліпідів. До них відносяться всі сполуки, які не можна чітко віднести до простих або складних ліпідів, наприклад, стероїди, каротиноїди і вітаміни ліпідної природи.
- d) воски – наприклад, ланолін, суміш ефірів холестерину. Воски – це складні ефіри утворені насиченими і ненасиченими жирними кислотами і спиртами.

Важливе значення для організму мають *похідні ліпідів*. Вони близькі за будовою і фізико-хімічними властивостями, тісно зв'язані в структурі клітин і процесах обміну. До них відносяться *пігменти (каротини), жиророзчинні вітаміни* та ін.

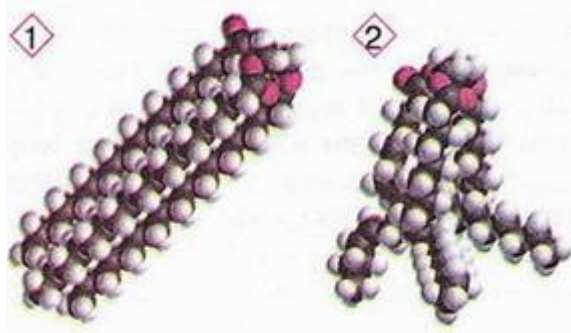




**Рис. 2.7 – Класифікація простих та складних ліпідів**

Хімічний склад ліпідів розрізняється залежно від тканин, де вони містяться. Так, у риб депозитні ліпіди, які зосереджені в підшкірній клітковині і в жирових відкладах на шлунку і кишечнику, складаються із триацилгліцеридів. У бурих м'язах накопичуються ліпіди, які інгібують захисні функції і містять багато фосфатидів. У жирових відкладеннях м'ясоїдних глибоких м'язів крім тригліцеридів, міститься значна кількість фосфатидів. Високим вмістом фосфатидів відрізняються ліпіди мозкової і кісткової тканини.

У морських риб, на відміну від прісноводних, чітко виражена здатність накопичувати ненасичені жирні кислоти. Серед морських ссавців таку ж властивість мають ластоногі. Склад насичених жирних кислот ліпідів риб представлений міристиною, пальмітиною, стеариною, в малих кількостях виявлені лауринова, арахісова, бегенова кислоти. Склад ненасичених жирних кислот дуже різноманітний та складний, що визначається різною довжиною аліфатичного ланцюга (від  $C_{10}$  до  $C_{26}$ ) і відмінностями за кількістю ненасичених зв'язків у молекулі.



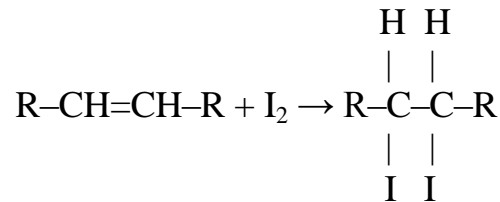
**Рис. 2.8 – Молекули жирів: насиченого (1) і ненасиченого (2)**

Серед вусатих китів ліпіди сірого кита мають найбільш високе значення йодних чисел. У дельфінів у ліпідах присутні багато низькомолекулярних жирних кислот. У кашалотів найбільш високий (43-48 %) вміст неомилених речовин характерні жировоску. На відміну від ліпідів наземної фауни в ліпідах риб та морських ссавців більше ненасичених жирних кислот, а саме пента- і гексаноєвих кислот.

Склад жирних кислот гідробіонтів залежить від багатьох біологічних причин: вид, стать, вік, склад і кількість їжі, розвиток статевих залоз та ін.

Основними константами, які характеризують жир, є:

**Йодне число** – це хімічна константа жиру, яка характеризує ступінь його ненасиченості. Визначення йодного числа жиру ґрунтовано на властивості ненасичених жирних кислот приєднувати галогени за місцем подвійного зв'язку:

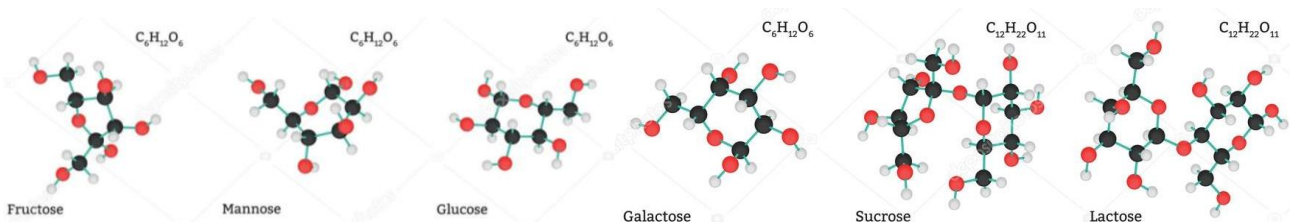


Йодне число показує, скільки грамів йоду може бути зв'язано зі 100 грамами жиру. Чим вище йодне число, тим вищий ступінь ненасиченості жиру.

**Кислотне число** – це хімічна константа жиру, яка характеризує його якість. Чим нижче кислотне число, тим якість жиру вища.

Кислотне число свіжих тваринних жирів становить: вершкового масла – 0,3-1,2, свіжого сала – 0,3-0,9, баранячого сала – 0,1-0,2, яловичого жиру – 0,1-0,6, риб'ячого жиру – 180.

### 2.4.3 Вуглеводи у складі гідробіонтів



**Вуглеводи** – це органічні сполуки, які утворюються в рослинах в процесі фотосинтезу. Зелені рослини можуть безпосередньо використовувати сонячну енергію, синтезуючи при цьому з вуглекислого газу і води вуглеводи – хімічні сполуки з великим запасом хімічної енергії. Організм людини і тварин не здатний безпосередньо поглинати сонячну енергію і використовує її у вигляді продуктів рослинного походження. Можна сказати, що своїм існуванням на Землі людина багато в чому зобов'язана рослинам.

У складі тканин рослин та гідробіонтів присутні органічні речовини, які за своєю хімічною природою є альдегідоспиртами або кетоноспиртами і об'єднані в групу вуглеводів.

У клітинах і тканинах гідробіонтів та наземних тварин безперервно відбуваються процеси вуглеводного обміну і здійснюється біосинтез вуглеводів із глюкози, яка входить до складу вуглеводів їжі.

У тканинах рослин міститься набагато більше вуглеводів, ніж у



тварин, причому істотно відрізняється склад вуглеводів рослинного і тваринного світу.

**Таблиця 2.10** – Порівняльний вміст вуглеводів у тканинах тварин і рослин

Тканини	Межі вмісту вуглеводів у сухій знежиреній речовині, %
Зернові (жито, пшениця, рис, кукурудза)	89-98
Бобові (боби, соя, чечевиця, горох)	68-84
Морські водорості (бурі та червоні)	40-82
М'ясо наземних тварин (яловичина, баранина, конина)	0,8-3,8
М'ясо морських ссавців	0,8-4,2
М'ясо морських риб	0,9-4,4
М'ясо двостулкових моллюсків: м'яз замикач мантия	12-42 8-24
М'ясо морських ракоподібних	1,2-14,0

Вуглеводи входять до складу тіла людини і тварин в значно менших кількостях, ніж білки і жири (всього близько 2 % в перерахунку на суху масу), проте вони є важливою складовою частиною всіх живих організмів.

В організмі людини і гідробіонтів вуглеводи є одним з основних джерел енергії. Добова норма для дорослої людини складає близько 450-500 г вуглеводів, які окиснюючись до вуглекислого газу і води, виділяють приблизно 10 кДж енергії. Вуглеводи виконують також структурну функцію, а проміжні продукти їх окиснення використовуються як вихідні речовини для синтезу багатьох інших органічних сполук.

Вуглеводи входять до складу нуклеїнових кислот, деяких ферментів, складних білків, гормонів, беруть участь в процесах зсідання крові.

Важливу роль в живому організмі відіграють вуглеводи глікозамінглікани (мукополісахариди), які є складовими частинами білків мукопротеїдів, слизів, шлункового соку, слини, міжклітинних рідин та ін. Мукопротеїди захищають органи і тканини від механічних і хімічних ушкоджень. Вуглеводи широко використовуються в харчовій, кондитерській промисловості і медицині.

В складі морських водоростей присутні комплексні полісахариди, яких немає серед вуглеводів наземних рослин. Так, наприклад, в морських травах міститься зостерин, в бурих водоростях – ламінарин, альгін та фукоїдин, в червоних водоростях – караген, агароїд, агароза.

В організмі людини і тварин вуглеводи виконують дуже важливі функції, які наведені в таблиці 2.11.

**Таблиця 2.11 – Функції вуглеводів в організмі гідробіонтів**

<b>1. Енергетична функція</b>	переважно за рахунок крохмалю і глікогену, які в організмі гідролізуються з вивільненням глюкози – легко засвоюваного джерела енергії для клітини. У процесі розщеплення 1 г вуглеводів вивільняється 17,6 кДж енергії.
<b>2. Структурна функція</b>	входять до складу різних внутрішньоклітинних структур і, передусім, мембран – глікопротеїни, гліколіпіди та ін.
<b>3. Захисна функція</b>	участь вуглеводних компонентів імуноглобулінів у підтримці імунітету
<b>4. Пластична функція</b>	вуглеводи використовуються для синтезу нуклеїнових кислот, змішаних вуглеводовмісних біополімерів та ін.
<b>5. Гідроосмотична функція</b>	гіалуронова кислота як надзвичайно гідрофільний полісахарид зв'язує міжклітинну воду і катіони, регулюючи міжклітинний осмотичний тиск
<b>6. Кофакторна функція</b>	вуглеводи виступають у ролі кофакторів ферментів
<b>7. Опорна функція</b>	хондроїтинсульфати в кістковій тканині
<b>8. Регуляторна функція</b>	ця функція проявляється у впливі на живий організм глюкози (підтримує гомеостаз, контролює осмотичний тиск) і клітковини (впливає на шлунково-кишкову перистальтику).

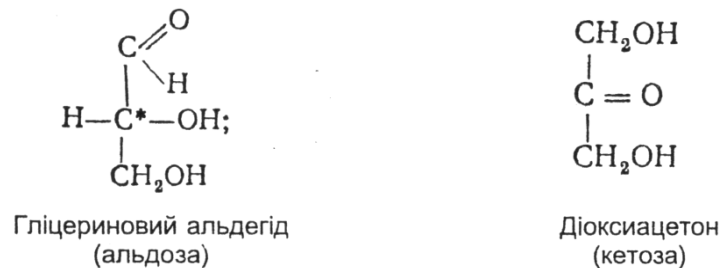
### Класифікація вуглеводів

Відповідно до структурної класифікації, що ґрунтується на хімічній будові, вуглеводи (сахариди) поділяються на три основні групи: *моносахариди, олігосахариди і полісахариди.*



**Моносахариди, або монози** – це найпростіші вуглеводи. Групова назва моносахаридів складається з числа вуглеводних атомів і наявності відповідної карбонільної групи – альдегідної або кетонної. Наприклад, моносахариди, які мають п'ять вуглецевих атомів, називаються пентозами, а з урахуванням альдегідної групи – альдопентозами.

Найпростішими моносахаридами є тріози – гліцеринний альдегід і діоксиацетон:



У водному розчині моносахариди існують у вигляді або розгорнутого ланцюга, або циклічної структури. У клітині моносахариди використовуються як джерело енергії. Крім того, моносахариди і їх похідні беруть участь у побудові різних біологічних молекул, тобто виконують пластичну функцію.

*Біологічне значення і знаходження в природі окремих моносахаридів.* Біологічне значення простих вуглеводів полягає в тому, що вони є головним джерелом енергії, служать хімічною основою для побудови молекул біополімерів і є складовими частинами макроергічних сполук.

*Глюкоза* – найпоширеніша альдогексоза як у рослинному, так і у тваринному світі. У вільному стані вона в великих кількостях міститься в солодких плодах і меді. Виноград містить 17-20 % глюкози (звідси ще одна назва глюкози – «виноградний цукор»). Особливо велику роль відіграє глюкоза в утворенні нерозчинних полісахаридів – крохмалю, глікогену і клітковини, побудованих із залишків молекул β-глюкози. Вона входить також до складу дисахаридів – мальтози, сахарози і лактози.

В клітинах і тканинах глюкоза знаходиться у фосфорильованому стані – у вигляді глюкозо-1-фосфату і глюкозо-6-фосфату, проміжних продуктів розпаду вуглеводів. В організмі людини і тварин знаходяться також похідні глюкози – глюконова і глюкуронова кислоти і глюкозамін.

Фосфорні похідні глюконової кислоти є проміжними продуктами пентозного циклу, а глюкуронова кислота бере участь у нейтралізації отрутих продуктів обміну речовин (фенолу, скатолу, індолу й ін.). Крім того, глюкуронова кислота входить до складу мукополісахаридів. Глікозамін є складовою частиною глікопротеїдів, мукополісахаридів і хітину.

В організмі окислювальний розпад глюкози відбувається або а анаеробних, або аеробних умовах. При цьому процесі виділяється енергія, яка накопичується у вигляді макроергічних зв'язків в молекулах АДФ та

АТФ. При анаеробному та аеробному розпаді молекули глюкози утворюється 32 молекули АТФ, в яких акумулюється  $1339,8 \cdot 10^3$  Дж; при повному ж окисненні молекули глюкози виділяється  $2872 \cdot 10^3$  Дж. Енергія, яка звільняється при процесах біологічного окиснення частково розсіюється у вигляді теплоти, а в основному акумулюється в молекулах АТФ і в подальшому використовується для механічної роботи м'язів, біосинтезу, секреторної діяльності.

*Галактоза* у вільному стані не зустрічається. Біологічне значення її полягає в тому, що вона є складовою частиною багатьох полісахаридів і глікозидів. Разом з глюкозою галактоза входить до складу молочного цукру – лактози, а також трицукриду рафінози. В організмі людини і тварин галактоза входить до складу ліпоїдів нервової системи і головного мозку, а під дією ферментів перетворюється на глюкозу, що накопичується у вигляді глікогену – резервного матеріалу. В рослинних тканинах галактоза виявлена в структурі полісахариду агар-агару, гуміарабіку і різноманітних слизів.

*Маноза* у вільному стані зустрічається рідко і міститься в основному в шкірках апельсинів. Входить до складу складних вуглеводів, які називаються мананами. Вона виявлена в сироватці крові людини і тварин у складі глікопротеїдів, в білках слини, слизу кишок і рідини суглобів.

*Фруктоза* – дуже поширений моносахарид. Зустрічається в основному в плодах, тому її називають ще плодовим цукром. Серед простих цукрів вона є найбільш солодкою, в 2,5 рази солодша за глюкозу, і в 1,7 разів за сахарозу. Міститься також в бджолиному меді (близько 42 %), входить до складу дисахариду сахарози і полісахариду інуліну.

У невеликих кількостях фруктоза міститься в крові людини і тварин. Її фосфорні ефіри є проміжними сполуками обміну вуглеводів в організмі. В процесі обміну фруктоза може перетворюватися на глюкозу. Добре засвоюється організмом.

*Рибоза та дезоксирибоза* – пентози, значно поширені в тваринному і рослинному світі. На відміну від гексоз майже не зустрічаються у вільному стані. Рибоза – обов'язкова складова частина РНК, нуклеотидів і нуклеозидів. Входить до складу багатьох ферментних систем. Похідна рибози – спирт рибітол – є складовою частиною вітаміну В<sub>2</sub> (рибофлавіну). Фосфорний ефір рибози є проміжним продуктом обміну вуглеводів. В організмі рибоза утворюється в пентозофосфатному циклі, за рахунок чого значною мірою забезпечує організм людини пентозами.

Дезоксирибоза є обов'язковою частиною молекули ДНК, яка знаходиться в ядрі клітини і відіграє важливу роль в біосинтезі білків і передачі спадкової інформації.

**Олігосахаридами** називають вуглеводи, що мають від двох до десяти ланцюгів моносахаридів, які з'єднані глікозидними зв'язками. Серед найбільш поширених дисахаридів можна відзначити лактозу, яка міститься у молоці, сахарозу, дуже поширену в рослинному світі, мальтозу, яка є продуктом часткового гідролізу крохмалю у рослинах, трегалозу, що

міститься у грибах. У клітинах і біологічних рідинах олігосахариди знаходяться як у вільному стані, так і у складі змішаних вуглеводно-білкових комплексів.

Утворення дисахаридів зумовлене здатністю циклічних форм цукрів утворювати глікозиди за рахунок напівацетального (глікозидного) гідроксилу.

При цьому утворення дисахаридів може здійснюватися двома способами:

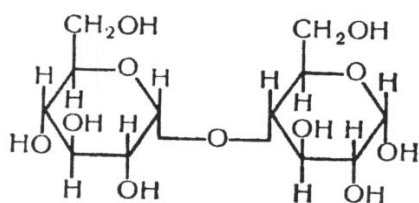
1) за рахунок напівацетального гідроксилу одного моносахариду і якогось гідроксилу (здебільшого це гідроксил, що знаходиться біля четвертого атома Карбону) іншого;

2) за рахунок напівацетальних гідроксилів обох моносахаридів. В тому випадку, коли в утворенні зв'язку між двома моносахаридами бере участь напівацетальний гідроксил, в назві дисахариду закінчення *-оза* замінюються на *-озид*.

Розрізняють дисахариди двох типів: мальтозного і трегалозного.

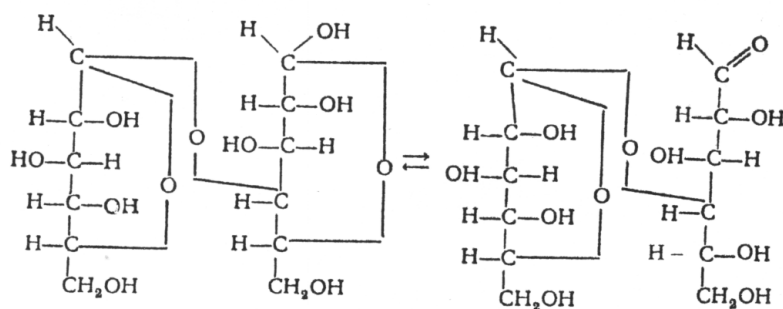
*Дисахариди мальтозного типу.* Утворення дисахаридів цього типу відбувається за першим способом, тобто зв'язок між двома моносахаридами виникає за рахунок напівацетального гідроксилу тільки одного моносахариду.

*Мальтоза* складається з двох молекул D-глюкози, сполучених між собою 1,4-зв'язком:



$\alpha$ -Глюкозидоглюкоза (мальтоза)

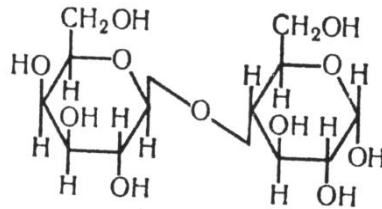
В результаті утворення молекули мальтози один напівацетальний гідроксил залишається вільним, тому мальтоза легко окиснюється, проявляючи відновні властивості. Ці властивості обумовлені тим, що у водному розчині існує рівновага між циклічною й альдегідною формами мальтози:



Оскільки в молекулі мальтози в утворенні зв'язку бере участь напівацетальний гідроксил тільки однієї молекули моносахариду, то за раціональною номенклатурою мальтоза називається глюкозидоглюкозою.

Мальтоза поширена в природі як складова частина крохмалю і глікогену.

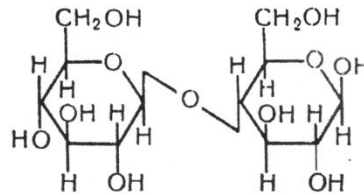
*Лактоза.* Молекула цього дисахариду утворена з молекул  $\beta$ -D-галактози і  $\alpha$ -D-глюкози і побудована за типом мальтози. Лактоза є обов'язковою складовою частиною молока всіх ссавців і виявляє відновлювальні властивості:



Галактозидоглюкоза (лактоза)

Раціональна назва лактози - галактозидоглюкоза.

*Целобіоза.* Молекула цього дисахариду складається з залишків молекул  $\alpha$ - і  $\beta$ -глюкоз також сполучених за типом мальтози:

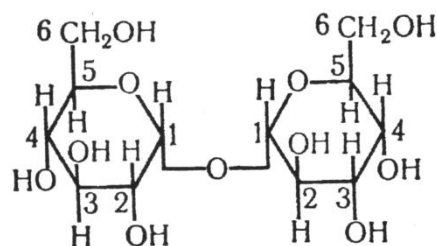


$\beta$ -Глюкозидоглюкоза

Целобіоза (раціональна назва – глюкозидоглюкоза) утворюється як проміжний продукт гідролізу клітковини. Має відновні властивості.

*Дисахариди трегалозного типу.* Молекули цих дисахаридів побудовані за другим способом, тобто утворення зв'язку між двома молекулами моносахаридів відбувається за рахунок двох напівацетальних гідроксилів обох молекул.

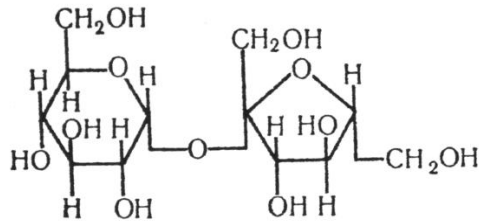
*Трегалоза* складається з двох залишків молекул  $\alpha$ -D-глюкоз, сполучених зв'язком 1,1:



Глюкозидоглюкозид (трегалоза)

Оскільки в молекулі трегалози відсутній напівацетальний гідроксил, то відновних властивостей вона не має. Раціональна назва трегалози – глюкозид-оглюкозид. Трегалоза виявлена в грибах, водоростях і гемолімфі багатьох комах.

*Сахароза* складається з молекул  $\alpha$ -D-глюкози і  $\beta$ -D-фруктози, сполучених між собою зв'язком 1,2:



Глюкозидофруктозид (сахароза)

Сахароза не має відновних властивостей. Раціональна назва – глюкозидофруктозид.

*Сахароза* – один із найпоширеніших у природі і практично найбільш важливих дисахаридів. Вона міститься у стеблах, коренях, бульбах і плодах рослин. В стеблах цукрової тростини її накопичується до 20 %, а в коренеплодах цукрового буряку – до 24 %. Сахароза – цінний продукт харчування і має велике енергетичне значення; при окисненні 1 г її утворюється близько 16,7 кДж енергії. Розщеплюючись, сахароза утворює глюкозу і фруктозу, суміш рівних кількостей якої називається *інвертним цукром*. Розчин інвертного цукру обертає площину поляризації поляризованого світла ліворуч на  $66,5^\circ$ . Оскільки глюкоза обертає площину поляризації праворуч на  $52,5^\circ$ , а фруктоза – ліворуч на  $92^\circ$ , то суміш цих моносахаридів відхиляє площину поляризації світла у бік більш оптично активної фруктози. Така зміна напрямку оптичної активності називається *інверсією*.

**Полісахаридами**, або гліканами, називають високомолекулярні вуглеводи, які містять більше десяти моносахаридних ланок, з'єднаних глікозидними зв'язками. Розрізняють гомополісахариди, утворені моносахаридом одного типу (наприклад: крохмаль, до складу якого входить D-глюкоза) та гетерополісахариди, утворені з різних моносахаридів (наприклад: гіалуронова кислота, до складу якої входять ланки D-глюкуронової кислоти і N-ацетил- D-глюкозаміну).

За будовою ланцюгів полісахариди поділяються на лінійні і розгалужені. Полісахариди у тканинах і біологічних рідинах знаходяться тільки у зв'язаному стані з білками. Полісахариди в тканинах виконують енергетичну, опорну, захисно-механічну, структурну, гідроосмотичну та кофакторну функції.

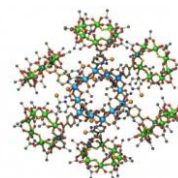
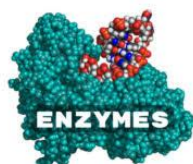
У тваринних організмах найпоширенішим із полісахаридів є глікоген, основна маса якого міститься у печінці та м'язах. У печінці риб його вміст складає 1,5 – 6,0 %, у китів – 3,0-6,2 %. Вміст глікогену у тканинах гідробіонтів залежить від виду, функціонального стану організму, сезону року, умов існування і харчування.

В таблиці 2.12 наведено особливості будови та властивості моносахаридів і дисахаридів.

Таблиця 2.12 – Особливості будови та властивості моносахаридів і дисахаридів

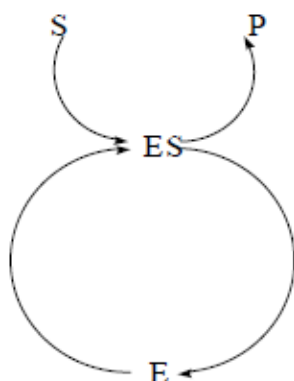
Сполука	Особливості будови молекули	Властивості	До складу яких біополімерів входить	У яких організмів трапляється
Глюкоза	Лінійна або кільцева молекула, містить 6 атомів Карбону	Добре розчинна сполука, солодка на смак	Целюлоза, крохмаль, глікоген	Клітини всіх живих організмів
Фруктоза			Інулін	
Рибоза	Лінійна або кільцева молекула, містить 5 атомів Карбону		РНК	
Дезоксирибоза			ДНК	
Сахароза	Складається з двох молекул моносахаридів — глюкози і фруктози	Добре розчинна сполука, солодка на смак	Є дисахаридом	Усі зелені рослини

#### 2.4.4 Ферменти – біологічні каталізатори білкової природи



**Ферменти (ензими)** — біологічні каталізатори білкової природи, які синтезуються в клітинах живих організмів та забезпечують необхідні швидкість і координацію біохімічних реакцій, що становлять обмін речовин (метаболізм).

Розділ біохімії, що вивчає структуру, властивості та механізми дії ферментів, називається *ензимологією*. Прийняті в ензимології позначення:



**E** – фермент, ензим («enzyme»; англ.) – біологічний каталізатор;

**S** – субстрат («substrate»; англ.) – хімічна речовина, сполука, перетворення якої каталізує фермент;

**P** – продукт («product»; англ.) – сполука, що утворилася в результаті ферментативної реакції.

#### Властивості ферментів як біологічних каталізаторів

Ферменти – специфічні білки, в основі каталітичної дії яких лежать загальні фізико-хімічні й термодинамічні закономірності хімічної кінетики. Білкову природу ферментів беззаперечно довів Дж. Самнер (1926 р.), який отримав перші кристалічні препарати ферменту уреазу.



Серед ферментів є також і такі, що проявляють свою дію залежно від просторової конфігурації, тобто мають просторову специфічність. Так, ферменти, які окиснюють D-амінокислоти, не окиснюють їх L-форми. Слід підкреслити, що специфічність будь-якого ферменту завжди проявляється в чітко визначених умовах, зокрема, при певній концентрації іонів водню.

**Таблиця 2.13** – Властивості ферментів

№ п/п	Властивості ферментів
1	ферменти значно підвищують швидкість перебігу біохімічних реакцій, але не входять до складу кінцевих продуктів реакції;
2	ферменти забезпечують перебіг лише тих біохімічних реакцій, які можливі, виходячи із законів термодинаміки;
3	ферменти прискорюють швидкість як прямої, так і зворотної реакції перетворення субстрату, не змінюючи константи рівноваги ( $K_p$ ) реакції та зменшуючи термін часу до досягнення стану рівноваги (або стаціонарного стану у відкритій метаболічній системі);
4	протягом реакції фермент певним чином взаємодіє із субстратом, що перетворюється, але до складу кінцевих продуктів реакції не входить. Під час перебігу біохімічної реакції, що каталізується, відбувається циклічний процес, в ході якого фермент та субстрат підлягають ступеневому перетворенню з утворенням продукту реакції та регенерацією ферменту;
5	ферменти є високоспецифічними каталізаторами, тобто діють, як правило, на структурно близькі субстрати, що мають певний хімічний зв'язок, структурно подібні радикали або функціональні групи. Проявом високої специфічності ферментів є їх <i>стереоспецифічність</i> , тобто здатність перетворювати тільки певні стереоізомери, наприклад L- або D-амінокислоти, D- або L-моносахариди;
6	відповідно до білкової природи, каталітична активність ферментів дуже чутлива до змін фізико-хімічних властивостей середовища (рН, температури), які можуть впливати на структурну організацію молекул ферментів, спричиняючи в певних умовах їх денатурацію;
7	активність ферментів може суттєво змінюватися під впливом певних хімічних сполук, що збільшують ( <i>активатори</i> ) або зменшують ( <i>інгібітори</i> ) швидкість реакції, яка каталізується.

Серед ферментів є також і такі, що проявляють свою дію залежно від просторової конфігурації, тобто мають просторову специфічність. Так, ферменти, які окиснюють D-амінокислоти, не окиснюють їх L-форми. Слід підкреслити, що специфічність будь-якого ферменту завжди проявляється в чітко визначених умовах, зокрема, при певній концентрації йонів водню.

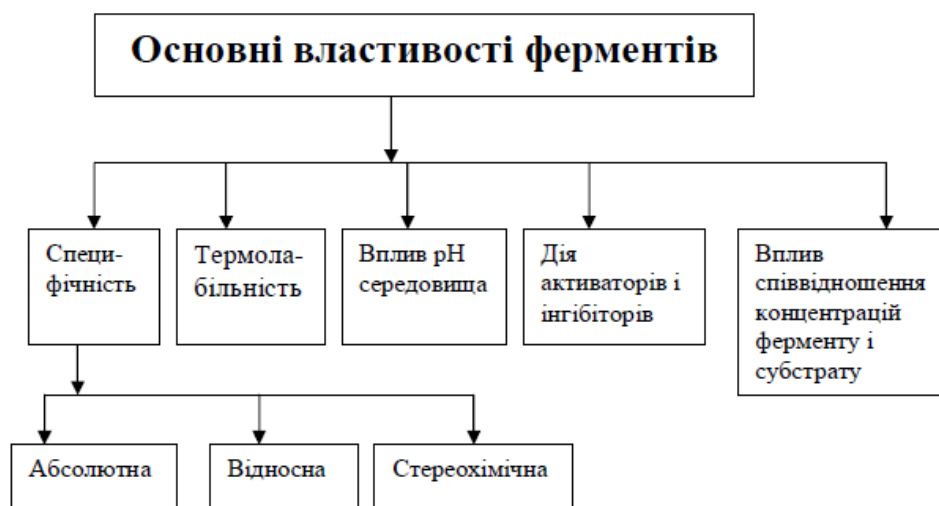
Ферменти прискорюють перебіг хімічних реакцій як у бік

розщеплення якоїсь речовини, так і в бік її синтезу, тобто діють в обох напрямках.

Крім температури і значення рН, на активність ферментів впливає ще цілий ряд чинників, серед яких велике значення має концентрація субстрату. За малих концентрацій субстрату реакція відбувається з малою швидкістю, з підвищенням концентрації швидкість реакції поступово зростає і за певних значень стає постійною. Відбувається процес так званого насичення ферменту субстратом. Подальше збільшення концентрації субстрату призводить до уповільнення реакції. Велике значення для швидкості реакції має і концентрація самого ферменту. За оптимальної концентрації речовини швидкість реакції прямо пропорційна концентрації ферменту в розчині.

На активність ферментів впливають хімічні сполуки, що знаходяться в реакційній системі. Одні з них підвищують активність ферментів і називаються активаторами. Ними можуть бути катіони металів і аніони кислот:  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Cl}^-$  і ін. Активаторами ферментів можуть бути також органічні речовини. Наприклад, ліпаза підшлункової залози, яка розщеплює жири, активується жовчними кислотами. Відомі випадки, коли активність ферментів підвищується при додаванні до розчину невеликих кількостей білків, які самі по собі не мають властивостей ферментів. Речовини, що знижують активність ферментів, називаються інгібіторами. Ними являються, наприклад, катіони важких металів.

Основні властивості ферментів можна також зобразити наступною схемою:



### Одиниці виміру активності ферментів

Оскільки кількість ферменту в біологічному об'єкті в більшості випадків визначити неможливо, для характеристики швидкості біохімічної реакції, що каталізується певним ферментом, за умов сталості інших показників середовища (фізико-хімічних параметрів, концентрації активаторів та інгібіторів) користуються значеннями *активності ферменту*.

Одиниці активності ферментів – умовні величини, що базуються на лінійній залежності *швидкості* ферментативної реакції від *кількості* ферменту (або кількості його молекул, що перебувають у каталітично активному стані).

1. У біохімічній практиці загальноприйнятими є *одиниці ферменту*.

*Одиницею ферменту (U – unit; англ.) є така його кількість, яка каталізує перетворення 1 мкмоль субстрату за 1 хв:*

$$1 U = 1 \text{ мкмоль/хв.}$$

2. При використанні одиниць системи СІ (SI) активність ферменту виражають в *каталах (кат)*.

*1 катал – така кількість ферменту, яка каталізує перетворення 1 моль субстрату за 1 с:*

$$1 \text{ кат} = 1 \text{ моль/с.}$$

3. Розповсюдженою одиницею є *питома активність ферменту, яка визначається кількістю одиниць ферментної активності, що припадають на 1 мг білка в біологічному об'єкті (U/мг білка)*.

## Номенклатура та класифікація ферментів

Номенклатура та класифікація ферментів, що є прийнятими в біохімії, були затверджені Комісією з ферментів Міжнародного біохімічного союзу (1961 р.).

### А. Номенклатура ферментів.

#### 1. Систематична номенклатура.

Згідно із систематичною номенклатурою, назва (найменування) ферменту включає в себе: хімічну назву субстрату або субстратів; тип реакції, що каталізується; суфікс *-аза*.

#### 2. Тривіальна номенклатура.

Тривіальні назви ферментів утворюються на основі хімічної назви субстрату з додаванням суфікса *-аза*. У біохімії існують також загальноприйняті, історично усталені назви ферментів, що не відображають хімічної природи реакції, зокрема, *пепсин, трипсин, тромбін, плазмін* тощо. Тривіальна назва (або назви) ферменту звичайно вказується в дужках.

Наприклад: Систематична назва ферменту (E): *карбамід-амідогідролаза*. Тривіальна назва ферменту: *уреаза (urea – сечовина; лат.)*.

### Б. Класифікація ферментів.

Ферменти поділяють на *класи* згідно з типом реакції, яку вони каталізують; класи ферментів поділяють на *підкласи*, а останні – на *підпідкласи*, в складі яких кожному ферменту відповідає певний номер.

**1-й клас. Оксидоредуктази** – ферменти, що каталізують окислювально-відновлювальні реакції різних типів.

До оксидоредуктаз належать *дегідрогенази* – ферменти, що каталізують реакції дегідрування, *оксидази*, що окислюють субстрати

шляхом приєднання кисню, *цитохроми* – переносники електронів тощо.

**2-й клас. Трансферази** – ферменти, що каталізують реакції міжмолекулярного переносу хімічних груп.

Трансферази поділяють на *амінотрансферази*, *метилтрансферази*, *ацилтрансферази*, *фосфотрансферази*, *глікозилтрансферази* – ферменти, що переносять амінні, метильні, ацильні, фосфатні, глікозильні групи, відповідно.

До трансфераз належать також *кінази*, зокрема *протеїнкінази* – ферменти, що каталізують фосфорилування субстратів та інших білків за рахунок фосфатного залишку АТФ.

**3-й клас. Гідролази** – ферменти, що каталізують реакції гідролізу, тобто розщеплення субстратів за участю молекули води.

Гідролази здатні розщеплювати складноєфірні, пептидні, глікозидні та інші зв'язки – *естерази*, *пептидази* та *протеази*, *глікозидази*.

**4-й клас. Ліази** – ферменти, що каталізують реакції розщеплення ковалентних зв'язків між атомами С, О, N, S негідролітичним шляхом.

До ліаз належать *декарбоксілази* – ферменти, що відщеплюють від органічних кислот карбоксильну групу у вигляді CO<sub>2</sub>; *альдолази*, що розщеплюють вуглець-вуглецеві зв'язки з утворенням альдегідів; *дегідратази*, які відщеплюють від субстратів молекулу води з утворенням подвійного зв'язку.

**5-й клас. Ізомерази** – ферменти, що каталізують реакції ізомеризації субстратів (рацемізації, епімеризації, внутрішньомолекулярної оксидоредукції тощо) – *рацемази*, *епімерази* тощо.

**6-й клас. Лігази (синтетази)** – ферменти, що каталізують реакції синтезу біомолекул, тобто утворення нових хімічних зв'язків за рахунок енергії АТФ.

## Будова ферментів

Усі відомі ферменти (за винятком рибозима) – це білки, тому вони мають велику молекулярну масу і можуть мати три або чотири рівні структурної організації. Молекулярна маса ферментів знаходиться в межах від 10 000 до 2 000 000. Ферменти, для яких властива четвертинна структура, називають олігомерними.

Залежно від будови ферменти поділяють на дві групи:

- 1) прості;
- 2) складні.

Прості ферменти мають лише білкову частину, складні – білкову та небілкову складові. Значна кількість відомих ферментів – складні, робота яких потребує обов'язкової наявності небілкового компонента. Схематично структура складного ферменту зображена на (рис. 2.9).



**Рис. 2.9 – Будова складного ферменту**

Таким чином, холофермент – це активний комплекс ферменту, обов’язковою складовою якого є кофактор. Залежно від хімічної природи та міцності зв’язків між білковою та небілковою частинами ферменту можна виділити три групи кофакторів:

1. Кофермент – небілкова органічна молекула, яка нековалентно зв’язана з апоферментом та може легко відділятися від нього;
2. простетична група – небілкова органічна молекула, яка міцно, тобто ковалентно, зв’язана з білковою частиною ферменту, та не може бути відділена від неї;
3. йони металів ( $K^+$ ,  $Fe^{2+}$ ,  $Fe^{3+}$ ,  $Cu^{2+}$ ,  $Co^{2+}$ ,  $Zn^{2+}$ ,  $Mn^{2+}$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $Mo^{3+}$ ), які називають кофакторами.

Для пояснення деталей будови та функціонування ферментів необхідно ввести такі поняття, як «субстрат» і «продукт» реакції.

Субстратом (S) називають молекулу, яка під дією ферменту перетворюється на кінцевий продукт реакції(P):  $S \rightarrow P$ . Для утворення продукту фермент може зв’язувати один або декілька субстратів.

Відповідно формування третинної структури ферменту відбувається так, щоб утворювати щілину або заглиблення для зв’язування субстрату і перетворення його на продукт. Тобто кожен фермент має функціонально активну ділянку – активний центр (для зв’язування та перетворення субстрату). Як правило субстрат приєднується до функціональних груп в активному центрі нековалентно, іноді можуть утворюватися короткотривалі ковалентно зв’язані комплекси.

У функціонуванні активного центру задіяні нуклеофільні групи бокових радикалів амінокислот (імідозольна гістидину, гідроксильна група серину або тирозину, іонізовані карбоксильні групи аспартату та глутамату, тильна група цистеїну та ін.). В активному центрі складного ферменту розташований кофактор, без якого каталітичні перетворення неможливі.

Активний центр має дві ділянки:

1. якірну (контактна), де відбувається зв’язування субстрату з функціональними групами активного центру;
2. каталітичну – в цій ділянці безпосередньо відбуваються каталітичні перетворення.

У роботі активного центру прямо або опосередковано беруть участь 1/2 - 2/3 амінокислотних залишків білка-ферменту.

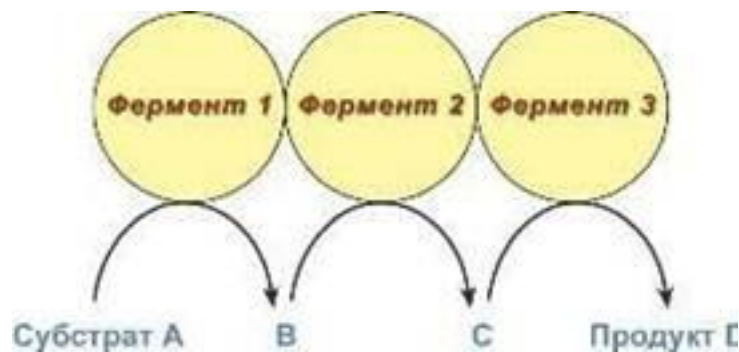
Крім активного центру деякі ферменти можуть мати алостеричний (регуляторний) центр – це функціонально активна ділянка ферменту, з якою зв'язуються модифікатори – молекули, що впливають на роботу активного центру. До таких молекул належать активатори (підвищують активність ферменту) та інгібітори (гальмують роботу ферменту).

Ферменти, які мають алостеричний центр, називають алостеричними, або регуляторними. Особливості їх будови та функціонування будуть розглянуті нижче.

2. Мультиферментні комплекси (мультиензимні, або поліферментні системи)

У клітинах метаболічні перетворення субстратів здійснюються послідовно декількома ферментами. Кожний з цих ферментів каталізує певну ділянку загального метаболічного шляху. Сукупність ферментів, які каталізують перетворення субстрату на продукт через ланцюг послідовних реакцій, має назву мультиферментний комплекс (мультиферментна система).

На (рис. 2.10) схематично показана мультиферментна система, яка каталізує перетворення субстрату А на продукт D і містить три ферменти E<sub>1</sub>, E<sub>2</sub>, E<sub>3</sub>.



**Рис. 2.10 – Мультиферментна система ферментів E<sub>1</sub>, E<sub>2</sub>, E<sub>3</sub>**

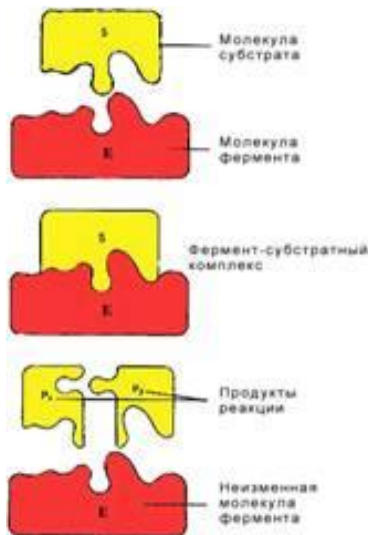
Виділяють декілька видів організації мультиферментних систем:

1. Функціональна організація – у цьому випадку ферменти структурно не зв'язані один з одним, але сумісно каталізують один процес. Зв'язувальним елементом у такій системі є метаболіти, які послідовно перетворюються під дією ферментів такої системи. Приклади: ферменти гліколізу, глікогенолізу, глікогенезу тощо;
2. Структурно-функціональна організація – у разі такої будови системи ферменти структурно і функціонально зв'язані один з одним та функціонують як єдиний комплекс. Приклади: піруватдегідрогеназний комплекс,  $\alpha$ -кетоглутаратдегідрогеназний комплекс, синтаза жирних кислот тощо.
3. Мішаний тип організації – у цьому випадку частина ферментів зв'язана структурно, частина лише функціонально, але всі вони функціонують як єдина система. Приклади: цикл лимонної кислоти (цикл Кребса), аеробний катаболізм глюкози тощо;

4. Мембрано-зв'язані – іноді ферменти мультиензимного комплексу поєднуються за допомогою мембран, в структуру яких вони вбудовані. Приклади: дихальний ланцюг мітохондрій, мікросомальний електронотранспортний ланцюг.

Активність ферментів визначається їхньою тривимірною структурою. Як і всі білки, ферменти синтезуються у вигляді лінійного ланцюжка амінокислот, який згортається певним чином. Кожна послідовність амінокислот згортається особливим чином, і молекула (білкова глобула), що виходить, володіє унікальними властивостями. Кілька білкових ланцюжків можуть об'єднуватися у білковий комплекс. Найбільші рівні структури білків – третинна та четвертинна структури – руйнуються при нагріванні або під дією деяких хімічних речовин.

Щоб каталізувати реакцію, фермент повинен зв'язатися з одним або кількома субстратами. Білковий ланцюжок ферменту згортається таким чином, що на поверхні глобули утворюється щілина або западина, до якої



приєднуються молекули субстрату. Ця область називається ділянкою (*сайтом*) **зв'язування субстрата**. Зазвичай вона збігається з активним центром ферменту або знаходиться поблизу від нього. Деякі ферменти містять також ділянки зв'язування **кофакторів або йонів металів**.

**Ферментативний каталіз відбувається в декілька стадій.**

На першій стадії фермент (E) взаємодіє з субстратом (S), утворюючи фермент-субстратний комплекс (ES).

На другій стадії відбувається активація субстрату у складі комплексу (ES\*).

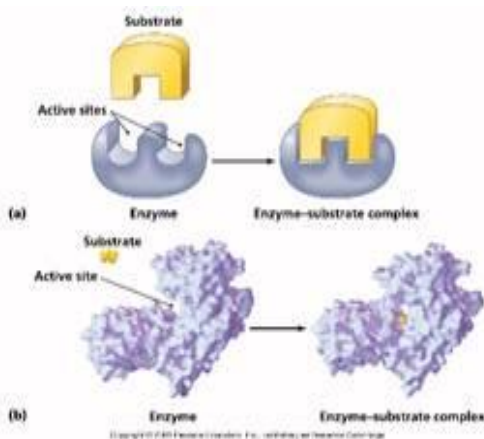
На третій стадії активований субстрат в складі комплексу перетворюється в продукт (EP)

На четвертій стадії продукти реакції вивільнюються, а фермент може здійснювати новий цикл перетворень.

Фермент-субстратний комплекс нестабільний. В більшості випадків його неможливо виділити, а можна лише зареєструвати за допомогою фізичних методів дослідження швидких реакцій.

#### Модель «ключ-замок»

У 1890 році Еміль Фішер припустив, що специфічність ферментів визначається точною відповідністю форми ферменту і субстрата. Таке припущення називається моделлю «ключ-замок». Фермент з'єднується з субстратом з утворенням короткоживучого фермент-субстратного комплексу.





## 2.4.5 Вітаміни. Загальна характеристика



**Вітаміни** – це необхідні для нормальної життєдіяльності низькомолекулярні органічні речовини різноманітної хімічної природи, синтез яких у організмів даного виду відсутній або обмежений. Наука, що вивчає вітаміни, називається вітамінологією.

Усі вітаміни характеризуються такими загальнобіологічними властивостями:

1) біосинтез вітамінів відбувається переважно поза організмом людини і тварин, тому вони одержують вітаміни, головним чином, із їжею;

2) вітаміни не можуть бути для організму ні пластичним матеріалом, ні джерелом енергії;

3) вітаміни біологічно активні вже в малих кількостях і вкрай необхідні для всіх життєвих процесів;

4) недостатнє надходження в організм окремих вітамінів або порушення їх засвоєння спричиняє розвиток патологічних процесів у вигляді специфічних гіпо- і авітамінозів;

5) у підвищених дозах вітаміни можуть використовуватись з лікувальною метою як потужні неспецифічні фармакологічні засоби.

Існує умовний поділ вітамінних речовин на власне вітаміни і *вітаміноподібні речовини*. Останні схожі за біологічними властивостями на вітаміни, проте необхідні, як правило, в більших кількостях. На сьогоднішній день відомо близько 30 вітамінів і вітаміноподібних речовин, вивчена їх хімічна структура, властивості, здійснено синтез.

### Номенклатура і класифікація вітамінів

До встановлення хімічної структури вітамінів їх позначали літерами латинського алфавіту з нижніми індексами, наприклад, вітамін А, В<sub>1</sub>, В<sub>2</sub>, С, Д і т. д. Сучасні назви вітамінів прийнято в 1956 р. Комісією з номенклатури біохімічної секції Міжнародного союзу з чистої і прикладної хімії (IUPAC). Вони відображають хімічну природу або фізіологічну дію, іноді з префіксом «анти», який вказує на здатність даного вітаміну запобігати або усувати розвиток відповідного захворювання.

Окремі вітаміни являють собою групу близьких за хімічною структурою сполук. Ці варіанти одного і того ж вітаміну називають **вітамерами**. Вони виявляють майже однаковий специфічний біологічний ефект, але відрізняються виразністю впливу на організм. Вітамери позначаються однією і тією ж літерою латинського алфавіту з різними цифровими індексами. Наприклад, відомі вітамери А<sub>1</sub> й А<sub>2</sub>, вітамери Д, Д<sub>1</sub>, Д<sub>2</sub>, Д<sub>3</sub>–Д<sub>7</sub> та ін.



За фізико-хімічними властивостями усі вітаміни розподіляють на дві великі групи: **1)** жиророзчинні і **2)** водорозчинні.

Жиророзчинні вітаміни не розчиняються у воді і вилучаються із продуктів жировими розчинниками. До них відносять вітаміни А, Д, Е, К, F та ін. До групи водорозчинних вітамінів належать вітаміни В<sub>1</sub>, В<sub>2</sub>, В<sub>3</sub>, РР або В<sub>5</sub>, В<sub>6</sub>, В<sub>с</sub>, В<sub>12</sub>, С та ін.

Сучасна класифікація, що базується на особливостях хімічної будови вітамінів, дозволяє розділити їх на чотири основні класи: **1)** вітаміни аліфатичного ряду (С, В<sub>15</sub> та ін.); **2)** вітаміни гетероциклічної будови (В<sub>1</sub>, В<sub>2</sub>, РР, Е та ін.); **3)** вітаміни ароматичного ряду (К, Р, ПАБК та ін.); **4)** вітаміни аліциклічної будови (А, Д та ін.).

**Порушення балансу вітамінів в організмі.** Дисбаланс вітамінів виявляється у формі нестачі (негативний баланс) та надлишку (позитивний баланс). Часткова нестача вітаміну називається *гіповітамінозом*, а край виражений дефіцит – *авітамінозом*. Нестачу одного вітаміну визначають як моногіповітаміноз, а відразу декількох – як полігіповітаміноз.

Причини гіповітамінозів можуть бути *екзогенними* та *ендогенними*. Екзогенною є, насамперед, аліментарна форма вітамінної недостатності, зумовлена нераціональним харчуванням, неправильним зберіганням і неправильною кулінарною обробкою продуктів.

Іншою, не менше поширеною причиною екзогенних гіповітамінозів, є зміна складу нормальної кишкової флори (дисбактеріоз), яка спричиняється тривалим та безконтрольним застосуванням хіміотерапевтичних засобів (антибіотиків, сульфаніламідів та ін.).

Ендогенні (вторинні) гіпо- та авітамінози зумовлені такими причинами:

- ◆ частковим руйнуванням вітамінів у шлунково-кишковому тракті внаслідок зміни кислотоутворюючої функції шлунка (вітаміни В<sub>1</sub>, В<sub>5</sub>, С) або порушення утворення транспортних білків (В<sub>12</sub>);
- ◆ порушенням всмоктування і транспорту вітамінів, особливо на тлі хронічних інфекційних запальних процесів у кишечнику. При недостатньому надходженні у верхній відділ кишечника жовчі порушується всмоктування жиророзчинних вітамінів;
- ◆ порушенням внутрішніх перетворень окремих вітамінів на біологічно активні і(або) коферментні форми, яке настає внаслідок окремих захворювань печінки чи генетично зумовлених дефектів апоферменту або ферментів синтезу коферментів;
- ◆ посиленням розпаду вітамінів в організмі в зв'язку з впливом факторів зовнішнього середовища, під час інфекційно-токсичних процесів тощо;
- ◆ фізіологічно високою потребою у вітамінах (організму, що росте, вагітних жінок).

Гіпервітаміноз або вітамінна інтоксикація – прояв позитивного дисбалансу вітамінів, який зумовлюється, як правило, їхнім надлишковим надходженням в організм. Існує думка, що стан гіпервітамінозу більш

характерний для тривалого прийому великих доз жиророзчинних вітамінів, які характеризуються вираженою ліпофільністю і звідси – ймовірністю затримки в організмі. Для водорозчинних вітамінів більш характерною є гостра вітамінна інтоксикація, зумовлена одноразовим введенням великої дози вітаміну.

### Класифікація гіпо- та авітамінозів



### Взаємодія вітамінів

Наявність взаємодії вітамінів на даний час вважається доведеною. Встановлено, що кожний, окремо взятий вітамін, у процесі метаболізму не ізольований від впливу інших вітамінів, що, в результаті, позначається на кінцевому ефекті кожного з них.

Розрізняють такі основні прояви взаємодії вітамінів.

**I. Вплив одного вітаміну на катаболізм іншого.** Наприклад вітамін Е, як антиоксидант, перешкоджає пероксидному окисленню вітамінів А і F, підвищуючи їхню біологічну активність.

Підтверджено, що вітамін В<sub>2</sub> бере участь в обміні тіаміну, пантотенової кислоти, холіну, піридоксину, фолієвої кислоти. Установлено здатність вітаміну С зменшувати витрати вітамінів В<sub>1</sub>, В<sub>2</sub>, А, Е, фолієвої і пантотенової кислот, знижуючи потребу організму в них.

**II. Вплив одного вітаміну на утворення коферментних форм іншого,** а звідси – на прояв біохімічної функції останнього. При цьому взаємодія одних вітамінів має синергетичний характер, а інших – антагоністичний. Так, похідні вітаміну В<sub>2</sub> входять до складу ферментів, які каталізують утворення із піридоксину піридоксальфосфату. Кобаламін та аскорбінова кислота сприяють утворенню коферментної форми фолієвої кислоти.

Антагоністичні (негативні) взаємовідносини в утворенні

коферментних форм властиві тіаміну і піридоксину, які в процесі перетворення в активні фосфорильовані похідні – ТДФ (ТПФ) та ПАЛФ – конкурують за АТФ. Нікотинамід, рибофлавін та пантотенова кислота конкурують між собою в реакціях сполучення з аденіловою кислотою під час утворення коферментів-динуклеотидів.

**III. Спільна участь вітамінів у єдиному біохімічному процесі.** Прояви цього типу взаємодій є найчисленнішими. Наприклад, відзначається спільна участь вітамінів А, В<sub>2</sub>, В<sub>6</sub> і В<sub>5</sub> в утворенні та регенерації родопсину, тобто в біохімічному акті зору. Фолієва та аскорбінова кислоти і, можливо, піридоксин беруть участь у біохімічному процесі, пов'язаному з проліферацією клітин крові. Цілий комплекс вітамінів (В<sub>1</sub>, В<sub>2</sub>, В<sub>3</sub>, РР, ліпоєва кислота) у сполученні з відповідними білками входять у структуру поліферментних комплексів піруватдегідрогенази та  $\alpha$ -кетоглутаратдегідрогенази, що забезпечують перетворення кетокислот в організмі. Ще одним класичним прикладом позитивної взаємодії є участь аскорбінової кислоти і природних біофлавоноїдів (вітамін Р) в утворенні сполучної тканини та в регуляції проникності капілярів. Наведені приклади свідчать про необхідність урахування взаємодії окремих вітамінів у разі сумісного їх застосування. З іншого боку, накопичений теоретичний матеріал став підґрунтям для створення ефективних полівітамінних препаратів, номенклатура яких на сьогоднішній день становить понад 100 найменувань.

### **Жиророзчинні вітаміни**

У живих організмах чотири жиророзчинні вітаміни (А, Д, Е, К) утворюються шляхом сполучення залишків п'ятивуглецевого вуглеводню ізопрену (2-метилбутадієну), а вітамін F являє собою суміш полієнових карбонових кислот, головним чином рослинного походження. Незалежно від джерела надходження всі вітаміни, розчинні в жирах, характеризуються рядом загальних рис механізму дії та метаболізму.

1. Завдяки високій ліпофільності вітаміни А, Д, Е, К вбудовуються до складу ліпідної фракції клітинних і субклітинних мембран, забезпечуючи її функціонування, тобто вони є мембрано-активними речовинами.

2. Важливою ланкою регуляторної дії жиророзчинних вітамінів вважають їх вплив на обмін специфічних білків. З'ясовано, що вони залучаються до контролю за біосинтезом білка на генетичному рівні, стимулюючи ДНК-залежний синтез відповідної РНК, впливаючи на молекулу гена-регулятора. В цілому ліповітаміни виявляють виразну анаболічну дію, стимулюючи біосинтез білків.

3. Однією із загальних закономірностей біологічної дії жиророзчинних вітамінів є їхня участь в окиснювально-відновних процесах, у тому числі в переносі електронів, що зумовлює їхню роль в енергетичному обміні.

Належність вітамінів до однієї групи, що визначається спільністю фізико-хімічних властивостей, зумовлює також деякі загальні риси їх обміну:

а) всмоктування жиророзчинних вітамінів безпосередньо пов'язане із перетравлюванням і всмоктуванням жирів, тому їх засвоєння залежить від наявності жовчі та ліпази;

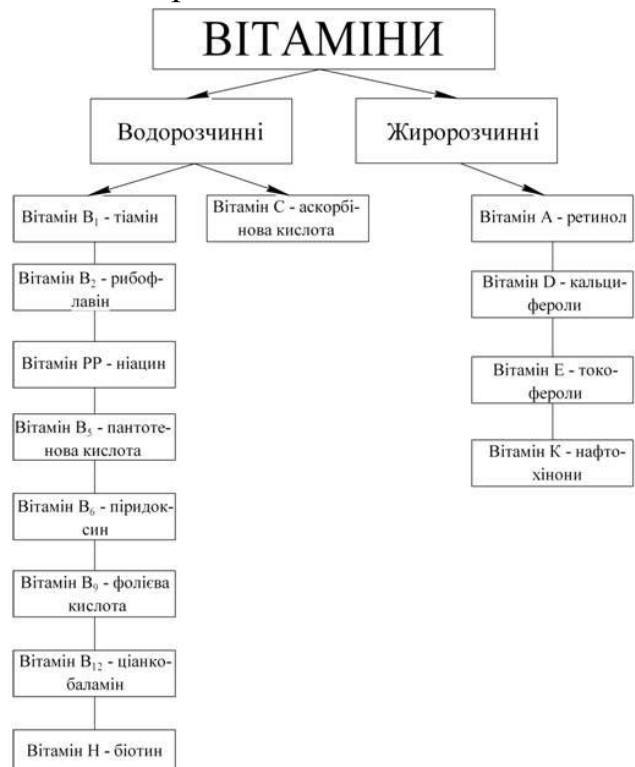
б) транспорт ліповітамінів після всмоктування із кишечника здійснюється у складі хіломікронів;

в) перенесення більшості вітамінів цієї групи кров'ю відбувається в комплексі з білками-переносниками;

г) ліповітаміни здатні депонуватися в різних внутрішніх органах у великих кількостях, тому їхня відсутність у їжі може не проявлятися протягом багатьох місяців.

Багато видів морських риб, ластоногих і китоподібних накопичують велику кількість вітаміну А. Серед тріскових тільки у мінтая виявлені високі концентрації вітаміну А у ліпідах печінки. Вміст вітаміну D у печінці риб залежить від біологічних особливостей виду і змінюється у значних межах. Вміст вітаміну Е в тканинах шлунку і кишечника у пластинчатозябрових і морських костистих риб тримається на рівні 0,8-1,0 мг/%, у підшкірному жирі вусатих китів від 3,5 до 32,0 мг/%. Серед морських пелагічних риб за високим вмістом вітаміну В<sub>1</sub> та В<sub>2</sub> виділяються тунці, скумбрія, а серед морських донних – окуні роду *Sebastes* та *Sebastes*. У печінці морських пелагічних риб вміст вітаміну РР більш стійкий, ніж у печінці морських донних. Значна кількість вітаміну В<sub>6</sub> (1,2-2,8 мг/%) виявлена у печінці риб. Великі концентрації вітаміну В<sub>12</sub> містяться у двостулкових молюсків і в печінці морських донних риб. Вітамін С у великій кількості виявлений в ікрі риб. Вміст вільного холіну в м'язах морських риб не перевищує 0,6-0,8 мг/%. У м'язах акул холіну більше, ніж у м'язах морських костистих риб.

Властивості водо- і жиророзчинних вітамінів		
	Водорозчинні вітаміни	Жиророзчинні вітаміни
Всмоктування	Безпосередньо в кров	Спершу в лімфу, потім у кров
Транспорт	У вільній формі	Багато потребують транспортних білків
Зберігання	Вільно циркулюють у заповнених водою частинах тіла	Запасуються у жировій тканині
Екскреція	Надлишок швидко виводиться нирками	Виведення надлишку важче, накопичуються у жировій тканині
Токсичність	Для деяких вітамінів можливо досягти токсичних концентрацій, вживаючи у формі харчових додатків	Більш ймовірно досягти токсичних концентрацій, вживаючи у формі харчових додатків
Потреби	Необхідне регулярне вживання (не рідше 1—3 дні)	Вживання може бути рідшим (раз у тиждень, або навіть місяць)



## 2.4.6 Мінеральні речовини гідробіонтів



Вміст мінеральних речовин у тканинах гідробіонтів не постійний і залежить як від біологічних особливостей окремих видів, так і від біологічної специфіки окремих тканин. Так, процентний вміст мінеральних речовин у м'язах риб коливається від 0,4 до 2,2, у м'язах молюсків – від 1,5 до 4,0, у кістках риб від 5 до 15,0, від 1,1 до 2,0 у медуз. На відміну від представників наземного світу гідробіонти мешкають у воді, де концентрація солей досягає  $310 \text{ мг/дм}^3$  у прісній та  $38000 \text{ мг/дм}^3$  у морській. Для водного середовища характерно і незначний вміст газоподібного кисню.

Якісний склад мінеральних речовин залежить і від виду гідробіонтів. У тканинах морських риб відбувається відбіркове накопичення азоту, фосфору, кальцію, сірки, йоду, вміст яких значно перевищує їх концентрацію у гідросфері. Проте вміст хлору, магнію та натрію в тканинах значно нижчий порівняно з водою. Для риб біологічною специфічністю є накопичення у крові заліза, тоді як у ракоподібних і молюсків у крові накопичується мідь. Гідробіонти (ракоподібні та ін.), які мають дуже мінералізовані тканини, мають властивість акумулювати велику кількість кальцію та кремнію.

Загальний вміст мінеральних речовин у тканинах гідробіонтів залежить від фізіологічного і анатомічного призначення тканин та біохімічних особливостей виду. Так, у м'язах морських ссавців вміст мінеральних речовин у сухій речовині майже втричі нижчий, ніж у риб. У кістках морських ссавців накопичується на 30 % більше мінеральних речовин у сухій речовині кісток, ніж у кістках риб. Відбіркова здатність різних органів тіла найбільш виразно проявляється за накопиченням у тканинах мікроелементів.

В однакових тканинах рівень накопичення мінеральних речовин залежить від біохімічних особливостей виду і дуже не постійний. Наприклад, у м'язах костистих риб акумулюється значно більше мінеральних речовин, ніж у м'язах хрящових, причому у морських видів вміст солей завжди вищий, оскільки вони мешкають у середовищі з більш високим осмотичним тиском. Серед костистих морських риб найбільш високий вміст мінеральних речовин виявлений у сухій речовині м'язів деяких видів камбал (близько 17 %), а найменший – у оселедцевих (до 7 %). Серед прісноводних видів риб найбільше мінеральних речовин у сухій речовині м'язів карпових і сігових.

Значних змін зазнає мінеральний склад тканин гідробіонтів залежно від віку та їх біологічного стану, а саме, при голодуванні, в період нересту, в період зимівлі, продукування статевих продуктів, тощо.

**Значення мінеральних йонів** у житті гідробіонтів полягає у забезпеченні процесів біосинтезу; впливові на сольовий склад гідробіонтів (дифузія крізь зовнішні покрови); визначенні тонічності зовнішнього середовища водних організмів, умов їх осморегуляторної роботи; забезпеченні умов існування гідробіонтів з вапняковим скелетом (моллюски, корали) для створення їх черепашок.

В живих організмах за допомогою сучасних аналітичних методів дослідження виявлено близько 70 хімічних елементів. Ці елементи залежно від їхнього біологічного значення умовно поділені на три групи:

а) незамінні елементи, що входять до складу ферментів, гормонів, вітамінів – O, K, H, Ca, P, C, S, Cl, Na, Mg Zn, Fe, Cu, I, Mn, V, Mo, Co, Se;

б) постійно присутні в організмах елементи, значення яких вивчено ще недостатньо – Sr, Cd, F, Br, B, Si, Cr, Be, Li, Ni, Cs, Cn, Al, Ba, Rb, Ti, Ag, Ga, Ge, As, Hg, Pb, Ti, Bi, Sb, U, Th, Ra;

в) елементи, дані про кількісний вміст у тканинах, органах і фізіологічній ролі, яких відсутні – Tl, Nb, La, Pr, Sm, Tb, W, Re, Au.

Мінеральні речовини (рис. 2.11) залежно від вмісту в організмі і харчових продуктах поділяються на:

– макроелементи (містяться у тваринних і рослинних тканинах від цілих відсотків до їх сотих часток (0,01);

– біомікроелементи (містяться у тваринних і рослинних тканинах менше тисячних часток відсотка (< 0,001).



Примітка. \*Незамінні мінеральні речовини.

**Рис. 2.11 – Умовний розподіл мінеральних речовин**

Мікроелементи є екзогенними хімічними факторами, що відіграють значну роль у таких життєво важливих процесах, як ріст, розмноження, кровотворення, клітинне дихання, обмін речовин та інших (рис. 2.12). Мікроелементи утворюють з білками організму специфічні металоорганічні комплекси, що є регуляторами біохімічних реакцій.

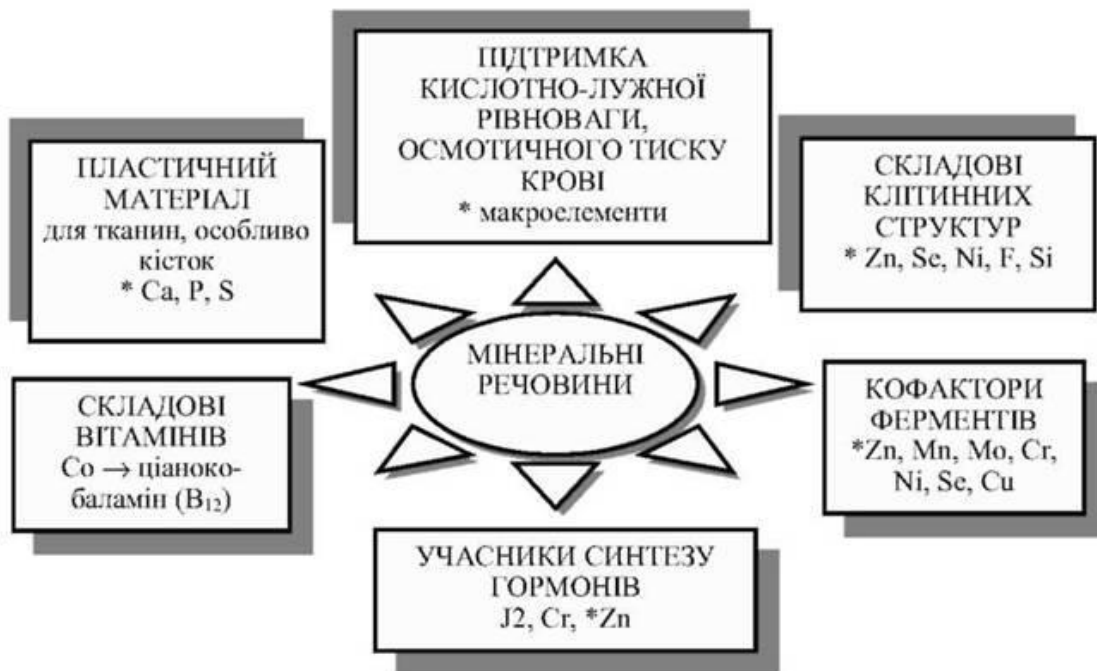
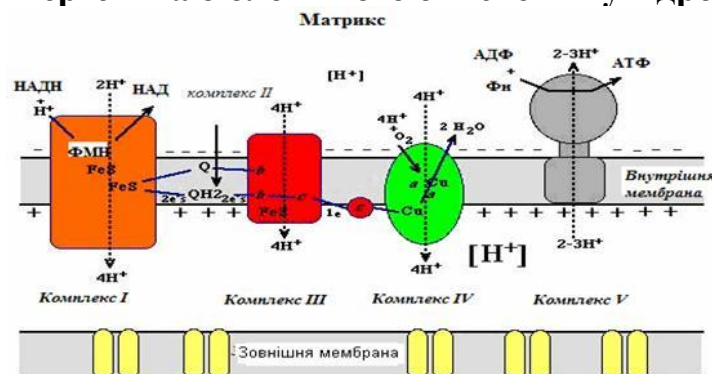


Рис. 2.12 – Функції мінеральних речовин

## 2.4.7 Енергетика біологічного окиснення у гідробіонтів

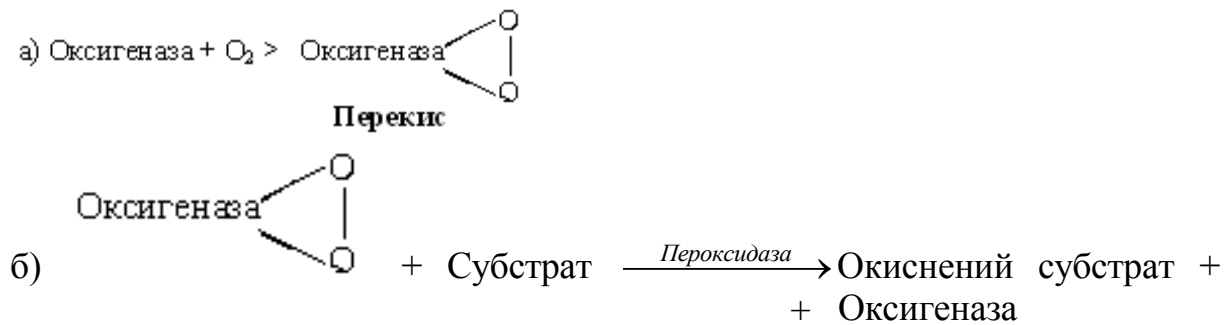


## Історія розвитку уявлення про біологічне окиснення

Питання про те, яким чином відбувається процес окиснення речовин в організмі, давно привертав увагу вчених. Ще А. Лавуазьє виявив, що між процесом горіння органічних речовин поза організмом і процесом дихання тварин є багато спільного. Виявилось, що при диханні, як і при горінні, з повітря поглинається кисень, і утворюються  $\text{CO}_2$  і  $\text{H}_2\text{O}$ , тобто в організмі відбувається процес, подібний до горіння або окиснення. Проте було незрозуміло, чому горіння речовин в організмі відбувається при низькій температурі ( $37^\circ\text{C}$ ), без полум'я і до того ж у водному середовищі, адже за звичайних умов вода припиняє горіння.

У зв'язку з цим були запропоновані ряд теорій окиснення речовин в організмі. Однією з перших була теорія К. Шенбайна. Ним був відкритий озон, здатний окиснювати деякі речовини при звичайній температурі. Оскільки озон є «активний кисень», К. Шенбайн зробив припущення про те, що кисень, який вдихається з повітрям в організмі активується. Надалі ця

теорія була розвинена російським вченим А. Н. Бахом. Згідно теорії А. Н. Баха, активація кисню в організмі відбувається під дією речовин, що легко окиснюються, внаслідок чого утворюються перекисні сполуки. Такими речовинами, що легко окиснюються є оксигенази. Далі атом кисню перекису переноситься на інші, більш важко окиснюванні речовини за допомогою ферменту пероксидази. Ця теорія схематично виглядає так:



Оскільки шлях кисню до окиснюваної речовини лежить через перекис, теорія А. Н. Баха носить назву «**Перекисної теорії окиснення**».

Вивчаючи окиснення речовин в рослинах, російський біохімік В.І. Палладін встановив, що воно може протікати і при відсутності кисню, якщо в реакційному середовищі є речовини, здатні приєднувати атоми водню. Такими речовинами в рослинах є пігменти або так звані хромогени, які і були виявлені В. І. Палладінім. Приєднуючи атоми водню окиснюваних субстратів, тобто відновлюючись, вони стають безбарвними, а віддаючи його або окиснюючись, вони набувають забарвлення і перетворюються на пігменти. На безбарвні хромогени ці пігменти перетворюються в присутності кисню. На думку В. І. Палладіна, кисень повітря не досягає субстрату і прямо з ним не взаємодіє, роль його полягає тільки в окисненні атомів водню хромогенів з утворенням молекул води. Різні речовини, що окиснюються в організмі, відщеплюють водень за допомогою ферментів дегідрогенази. Таким чином відбувається процес дегідрування, який і є процесом окиснення речовин.

У своїй теорії В. І. Палладін надавав велике значення кисню як акцептору водню, показавши тим самим важливу роль кисню в біологічному окисненні.

Доказом правильності теорії В. І. Палладіна з'явилися роботи Г. О. Віланда, який показав, що окиснення спиртів і альдегідів також можливе при відсутності кисню і відбувається шляхом дегідрування. На підставі цього Г. О. Віланд висловив припущення, що дегідрування субстратів і є головним процесом, що лежить в основі біологічного окиснення, і що кисень реагує безпосередньо з активованими атомами водню. Теорія окиснення речовин шляхом дегідрування або «активацією» водню окиснюваного субстрату носить назву «**теорії Палладіна-Віланда**».

Надалі підтвердженням вірності даної теорії з'явилося відкриття в 1900-1920 рр. цілого ряду дегідрогеназ – ферментів, що віднімають водень від окиснюваних субстратів.



У 1913 р. О. Г. Варбург виявив, що невеликі кількості ціаніду майже повністю припиняють поглинання кисню дихаючими клітинами і тканинами. Оскільки ціаніди утворюють стійкі комплекси із залізом, О. Г. Варбург припустив, що в процесі окиснення речовин велику роль відіграє якийсь універсальний залізовмісний фермент, здатний переносити електрони і активувати кисень. О. Г. Варбург назвав його дихальним ферментом.

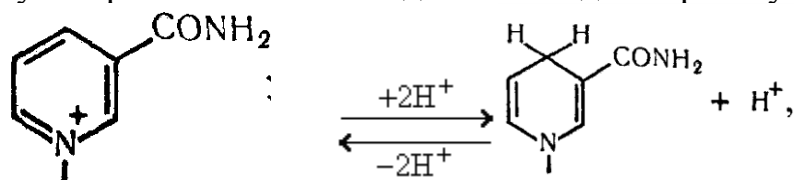
Дещо пізніше Д. Кейлін довів фундаментальну роль ще ряду залізовмісних ферментів які назвав *цитохромами*, і вони були дуже схожі на дихальний фермент Варбурга. У зв'язку з цим Д. Кейлін, сумістивши дві існуючі теорії окиснення речовин (приєднання кисню і дегідрування), показав, що процеси окиснення ряду субстратів включають як дегідрування, так і окиснення киснем. Ввесь процес окиснення субстратів є ланцюг послідовних реакцій, який починається реакціями відщеплення водню і закінчується перенесенням електронів на кисень. У зв'язку з тим, що при такому окисненні відбувається постійне поглинання кисню, цей процес окиснення субстратів називається *тканинним диханням*.

Вище викладені теорії (теорія Шенбайна-Баха про активацію кисню і теорія Палладіна-Віланда про активацію субстратів, тобто водню) лягли в основу сучасного уявлення про механізм біологічного окиснення.

### Сучасне уявлення про механізм біологічного окиснення

Окиснення субстрату починається шляхом його дегідрування під дією ферментів дегідрогеназ. *Дегідрогенази* – їх відомо більше 150 – складні ферменти, до складу молекул яких завжди входять коферменти. Існує дві групи дегідрогеназ, які відрізняються своїми коферментами. Ферменти першої групи містять як коферменти динуклеотиди НАД або НАДФ, тому їх називають НАД або НАДФ-залежною дегідрогеназою, Оскільки у складі цих коферментів міститься нікотинамід (водорозчинний вітамін РР), що є похідним піридину, їх називають ще піридинзалежною дегідрогеназою.

Активною частиною коферментів, що входять до складу НАД- і НАДФ-залежних дегідрогеназ, є піридинове кільце нікотинамідну. Окислені форми нікотинамідних коферментів, що позначаються НАД<sup>+</sup> (НАДФ<sup>+</sup>), відщеплюють від субстрату два атоми водню, один з яких приєднується до кільця піридину в пара-положенні по відношенню до Нітрогену:



Інший атом водню дисоціює на протон і електрон. Останній приєднується до атома Нітрогену в кільці піридину, а протон переходить в середовище у вигляді іона Н<sup>+</sup>.

Реакції, що каталізуються піридинзалежними дегідрогеназами,

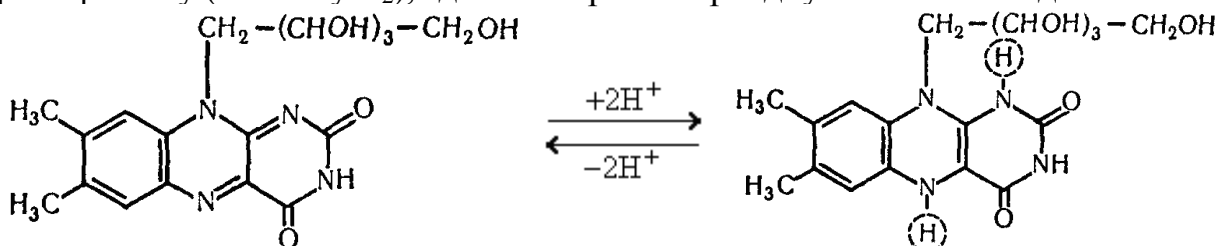
скорочено можна зобразити наступним рівнянням:



Надалі утворені відновлені форми дегідрогеназ, служать субстратами для окислення їх іншою групою дегідрогеназ, так як вони не здатні передавати свої атоми водню безпосередньо на кисень.

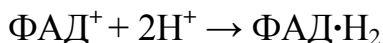
Дегідрогеназа другої групи такої, як коферменти, містить ФМН і ФАД і називається відповідно ФМН- і ФАД-залежними дегідрогеназами. Ці дегідрогенази об'єднуються під загальною назвою **флавопротеїди**.

Активною частиною вказаних коферментів є ізоаллоксазинове кільце рибофлавіну (вітаміну В<sub>2</sub>), здатне обернено приєднувати атоми водню:

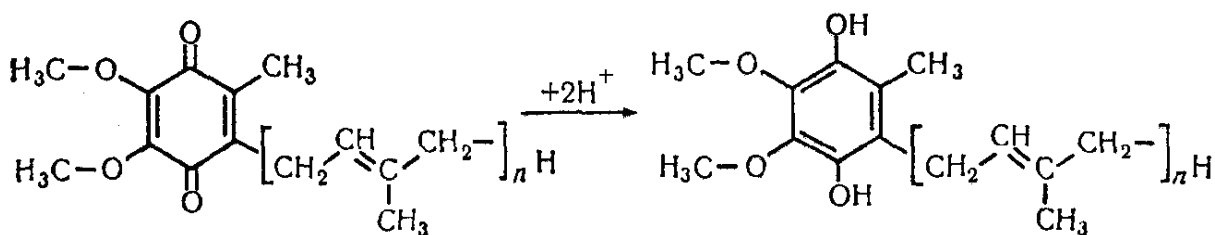


З рівняння реакції видно, що приєднанням атомів водню є пряме перенесення пари атомів водню від субстратів (ними можуть бути розглянуті вище відновлені форми піридинзалежних дегідрогеназ) на ФМН або ФАД з утворенням відновленої форми.

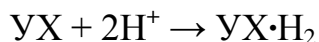
Скорочено, на прикладі ФАД, це можна записати так:



Відновлені форми більшості флавінових дегідрогеназ, так само як і піридинзалежні дегідрогенази, не окиснюються киснем. Вони передають атоми водню іншій проміжній сполуці – убіхінону (УХ), або коферменту Q (КоQ), який, приєднуючи два атоми водню, перетворюється на відновлену форму – гідрохінон:

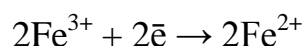


або скорочено



Дослідженнями ряду вчених встановлено, що убіхінон виконує роль човника між флавопротеїдами і системою залізовмісних ферментів, що переносять електрони і називаються цитохромами. Від убіхінону відбувається розділення шляхів руху електронів і протонів від атомів водню до кисню. По ланцюгу цитохромів, а їх відкрито і вивчено десятки, відбувається передача електронів атомів водню, які, перетворюючись на протони, підкиснюють середовище.

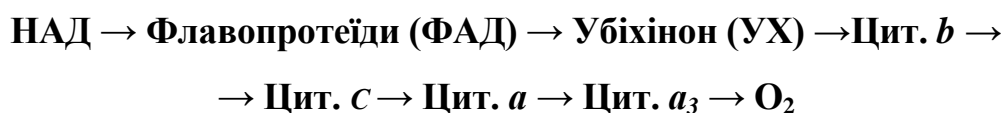
**Цитохроми** – це група залізовмісних білків, які переносять електрони в процесі тканинного дихання від убіхінону (або від флавопротеїдів) до молекулярного кисню і активують його. Свою каталітичну функцію цитохроми виконують завдяки наявності у складі їх йонів заліза. Приєднуючи електрони, цитохроми відновлюються, віддаючи їх – окиснюються, тобто в ході каталітичного процесу ступінь окиснення заліза обернено змінюється:



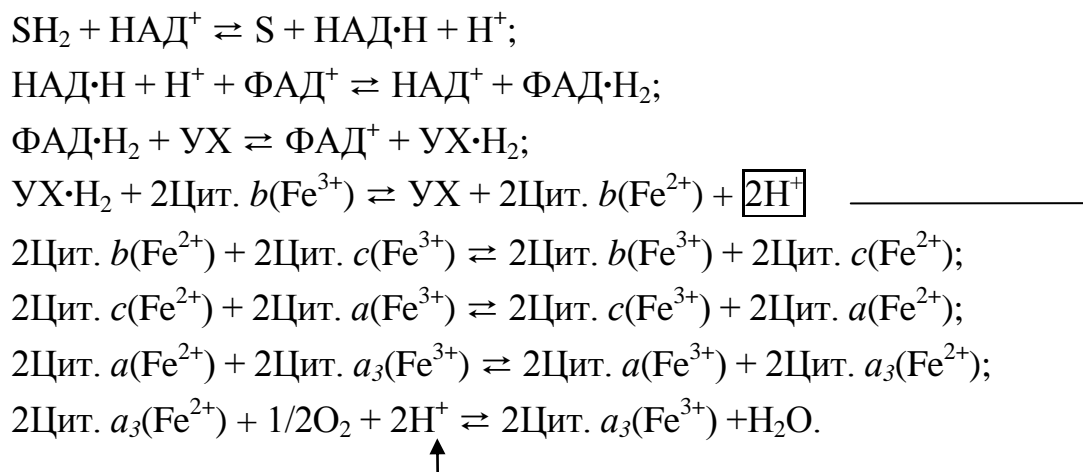
Скільки цитохромів бере участь в процесі окиснення, точно не відомо. Проте серед них добре вивчені цитохроми *b*, *c*, *a* і *a<sub>3</sub>*. Останні цитохроми (*a* і *a<sub>3</sub>*) – не що інше, як дихальний фермент Варбурга, дуже чутливий до дії ціанідів.

Таким чином, ланка цитохромів, здійснюючи перенесення електронів, розташовується в ланцюзі окислення між убіхіноном і киснем.

Піридинзалежні дегідрогенази, флавопротеїди, убіхінон і цитохроми знаходяться в мітохондріальній мембрані і міцно з нею зв'язані в перерахованому порядку, утворюючи так званий «*дихальний ланцюг*». Його можна зобразити наступною схемою:



Також окиснювальне фосфорилування можна представити такою системою рівнянь:



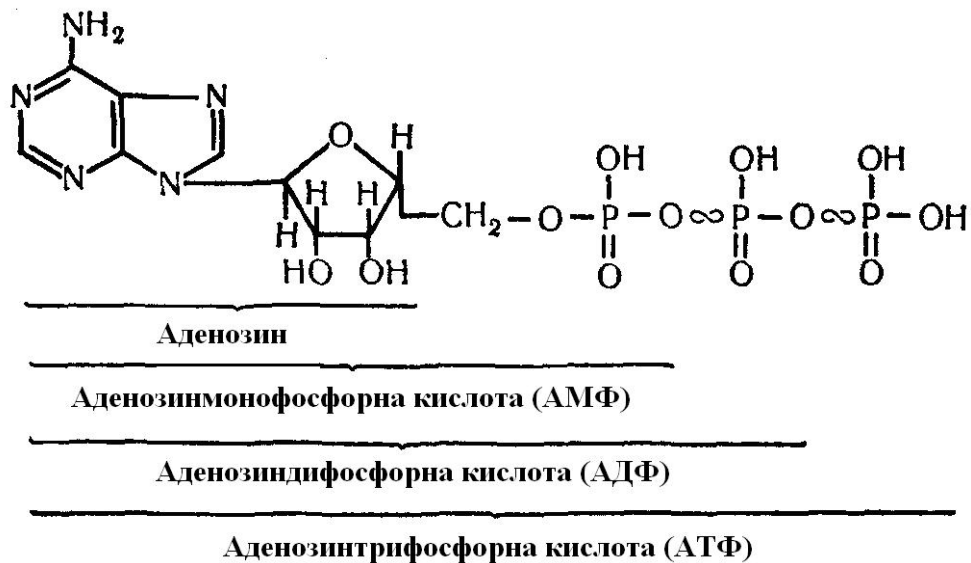
**Схема окиснювального фосфорилування**

Для різноманітних життєвих процесів організму необхідна енергія. В ході біологічного окиснення або тканинного дихання, який ми розглянули вище, відбувається виділення вільної енергії, яка використовується в організмі в двох напрямках: частина її споживається для різних реакцій біосинтезу, інша частина використовується для підтримки постійної температури тіла, тобто перетворюється на теплоту.

Для того, щоб вільна енергія окиснення субстратів могла використовуватись для реакцій синтезу, скорочення м'язів і виконання іншої роботи, необхідно, щоб вона перейшла в доступну для цього форму.

На початку 30-х років ХХ ст. академік В. А. Енгельгардт висловив ідею про те, що при кисневому диханні відбувається фосфорилування аденозиндифосфатної кислоти (АДФ) з утворенням аденозинтрифосфатної кислоти (АТФ). Пізніше, в 1939-1940 рр., радянський біохімік В. А. Беліцер встановив, що при окисненні різних субстратів, зокрема янтарної і лимонної кислот, відбувається споживання неорганічної фосфатної кислоти і утворення АТФ.

Аденозинтрифосфатна кислота є універсальним рухомих джерелом хімічної енергії в клітинах. Ця енергія зосереджується, або акумулюється, в пірофосфатних хімічних зв'язках молекул АТФ:



Кількість енергії, що акумулюється в одному макроергічному зв'язку АТФ, складає 33,5-41,9 кДж. При гідролізі АТФ хімічна енергія макроергічних зв'язків вивільняється і може використовуватись для різних життєвих процесів.

Таким чином, вільна енергія окиснення субстратів перетворюється на доступну для організму хімічну форму, акумульовану в пірофосфатних зв'язках АТФ, молекули якої є формою накопичення цієї енергії.

Для здійснення процесу фосфорилування, тобто сполучення АДФ з неорганічною фосфатною кислотою, неорганічний фосфат повинен бути активований. Джерелом енергії для його активації служить енергія окиснення субстратів. Таким чином, процес фосфорилування АДФ, що супроводжується утворенням АТФ, відбувається спряжено з процесом окиснення, тому називається окиснювальним фосфорилуванням. Саме таким шляхом в організмі синтезується значна кількість АТФ. У цьому процесі бере участь дихальний ланцюг ферментів, за допомогою яких атоми водню і електрони, що відняли фермента від субстратів, передаються на кисень. Сам же субстрат в цьому процесі участі не бере.

Як показав В. А. Беліцер, при перенесенні однієї пари електронів (або двох атомів водню) від субстрату до кисню утворюється три молекули АТФ. В даний час відомо, в яких місцях дихального ланцюга відбувається активування неорганічного фосфату і фосфорилування АДФ. Перше активування відбувається на ділянці між НАД і флавопротеїдом, друге – між цитохромами *b* і *c* і третє – між цитохромом *a<sub>3</sub>* і молекулярним киснем:

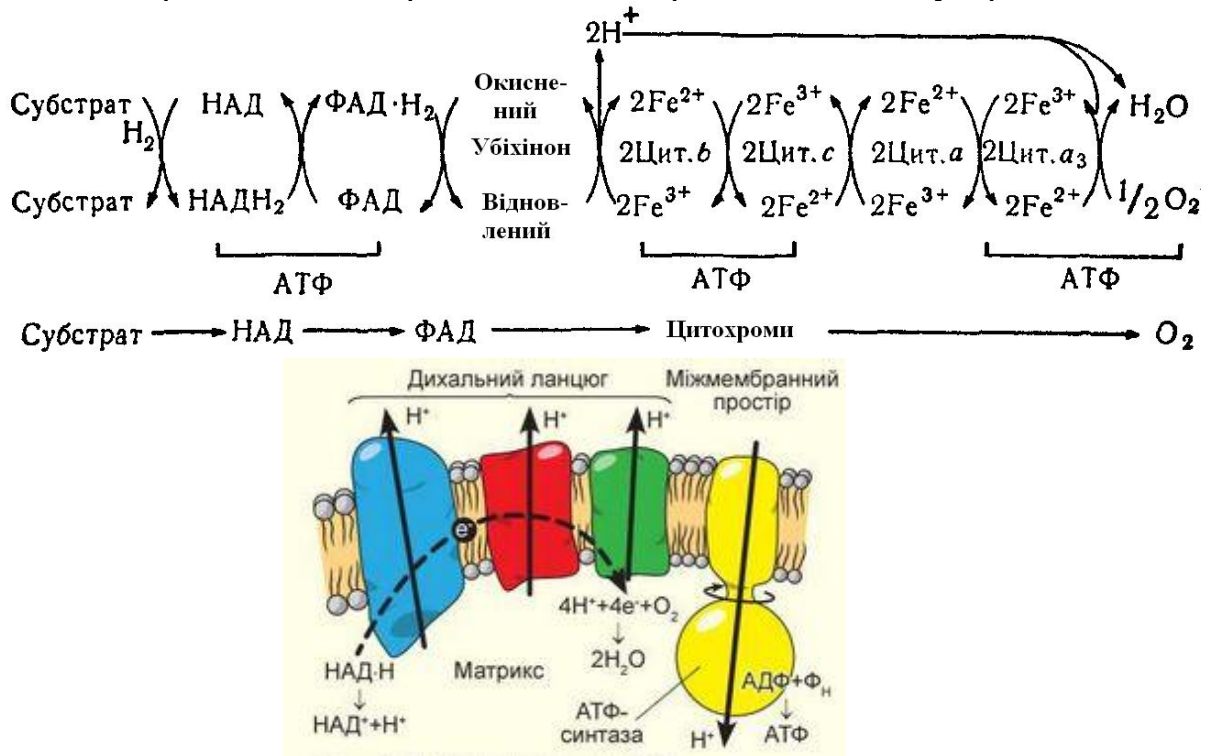


Рис. 2.13 – Ланцюг клітинного окиснення і місця фосфорилування АДФ

### 2.4.8 Обмін вуглеводів

Обмін вуглеводів є одним із найважливіших ланок усього обміну речовин. Це поняття охоплює складний процес перетворення вуглеводів з моменту надходження їх в організм, травлення та всмоктування до утворення кінцевих продуктів – карбону (IV) оксиду та води.

В організмі глюкоза і глікоген є основними джерелами енергії. Перетворення глюкози відбувається в тканинах шляхом гліколізу, який є одним із центральних метаболічних шляхів у більшості організмів. Під час гліколітичного розщеплення однієї молекули глюкози в десяти послідовних реакціях утворюються дві молекули пірувату. Останні в анаеробних умовах відновлюються з утворенням двох молекул молочної кислоти. Мікроорганізми перетворюють піруват на етанол і карбону (IV) оксид. Обидва ці шляхи проходять в анаеробних умовах.

В аеробних умовах продукт гліколізу – піруват – у ході реакції окисного декарбоксилювання втрачає карбону (IV) оксид, а двовуглецевий фрагмент у вигляді ацетильної групи включається в КоА з утворенням ацетил-КоА. Далі ця ацетильна група окиснюється до карбону (IV) оксиду і води в циклі трикарбонових кислот (циклі Кребса).

Процеси дегідрування перебігають на двох рівнях. Перший рівень – це система специфічних реакцій, які каталізуються відповідними ферментами. У ході цих реакцій відбувається відщеплення атомів водню від вуглеводів, жирних кислот і амінокислот з утворенням загальних проміжних продуктів. Другий рівень – неспецифічні універсальні реакції, що забезпечують процеси окиснення проміжних продуктів обміну білків, жирів та вуглеводів. Незалежно від того, з яких речовин утворилися піровиноградна,  $\alpha$ -кетоглутарова кислоти, оксалоацетат і ацетил-КоА та за рахунок яких субстратів утворилися відновлені форми коферментів, молекулярні механізми наступного їх перетворення до карбону (IV) оксиду і води є однотиповими. Сумарно один оберт циклу Кребса в енергетичному відношенні дає 12 молекул АТФ.

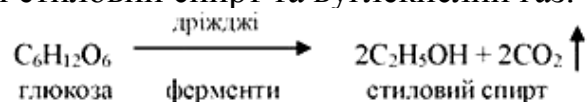
Швидкість функціонування циклу Кребса залежить від потреб клітини в АТФ. Важливою регуляторною реакцією циклу є синтез цитрату з оксалоацетату і ацетил-КоА. АТФ є алостеричним інгібітором цитратсинтети. Друга регуляторна реакція – це реакція, що каталізується ізоцитратдегідрогеназою, яка алостерично стимулюється АДФ. Третьою регуляторною реакцією циклу трикарбонових кислот є реакція, що каталізується  $\alpha$ -кетоглутаратдегідрогеназою. Остання інгібується сукциніл-КоА і НАДН<sub>2</sub>.

Таким чином, цикл трикарбонових кислот – це кінцевий загальний шлях для окиснення паливних молекул, що забезпечує регенерацію АТФ. Крім цього, він є джерелом будівельних блоків для процесів біосинтезу. Цикл трикарбонових кислот може функціонувати тільки в аеробних умовах.

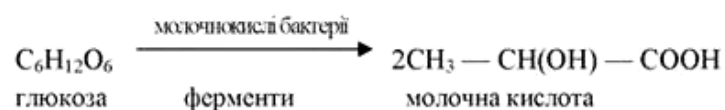
Крім катаболічних шляхів обміну, існують ще й анаболічні шляхи. До них можна віднести й глюконеогенез (утворення «нового» цукру). Важливими неуглеводними джерелами глюконеогенезу можуть бути лактат, піруват, гліцерол, більшість амінокислот і проміжні продукти циклу лимонної кислоти.

Усі реакції перетворення вуглеводів сприяють накопиченню енергії, яка акумулюється в багатих на енергію сполуках - АТФ, АДФ тощо. У цих речовинах енергія збирається у формі багатих на енергію зв'язках, що називаються макроергічними. Графічно ці зв'язки позначаються ~.

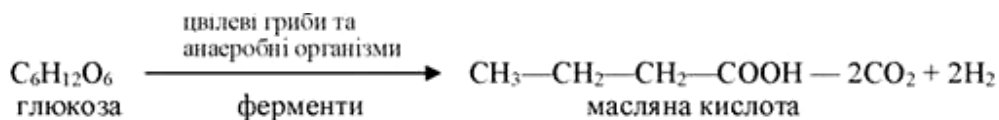
Під впливом дріжджів і різних мікроорганізмів вуглеводи вступають у реакцію бродіння, яка подібна до гліколізу. У разі спиртового бродіння з гексоз утворюються етиловий спирт та вуглекислий газ:



Молочнокисле бродіння супроводжується утворенням молочної кислоти:



Ферменти анаеробних організмів і цвілевих грибів спричинюють маслянокисле бродіння цукрів:



До найважливіших у діагностичному відношенні метаболітів вуглеводного обміну належать молочна і піровиноградна кислоти. Найбільш чутливим і специфічним є ферментативний метод визначення молочної кислоти, принцип якого полягає у дегідруванні молекул

молочної кислоти за допомогою ЛДГ за присутності НАД<sup>+</sup>. За кількістю утвореного НАДН<sub>2</sub> можна оцінити концентрацію молочної кислоти.

Для їх проведення необхідні спеціальні набори реагентів (або кристалічний фермент ЛДГ), які дозволяють визначати вміст молочної кислоти повністю ензиматичним UV-методом, який полягає у відновленні НАД<sup>+</sup> у процесі лактатдегідрогеназної реакції:



Утворений піруват виводять із системи шляхом використання ферменту АлАТ. Абсорбцію вимірюють за довжини хвилі 340 нм.

Для визначення концентрації піровиноградної кислоти у крові користуються модифікованим методом Умбрайт та ферментативним методом, принцип якого полягає у перетворенні піровиноградної кислоти на молочну під дією ЛДГ. При цьому відбувається окиснення відновленого НАДН<sub>2</sub>, ЩО впливає на зміну оптичної густини суміші в УФ-ділянці. За рН 6,9 перетворення НАДН<sub>2</sub> на НАД<sup>+</sup> відбувається до кінця реакції і є еквімолекулярним перетворенню пірувату на лактат. Вимірюючи зміну оптичної густини за довжини хвилі 340, 334 або 366 нм реакційної суміші, можна зробити висновок про зменшення НАДН<sub>2</sub> і, відповідно, про концентрацію піровиноградної кислоти.

#### 2.4.9 Проміжний обмін ліпідів у риб

Внутрішньоклітинний катаболізм ліпідів на першому етапі полягає в розщепленні триацилгліцеринів під дією тканинних ліпаз із наступним окисненням гліцерину і жирних кислот за схемою 2.1:



Схема 2.1 – Катаболізм ліпідів

Мобілізацію жиру прискорюють гормони адреналін, норадреналін, глюкагон, СТГ, АКТГ, ТТГ, тироксин каскадним механізмом через аденілатциклазну систему. Окиснення жирних кислот перебігає в матриці мітохондрій і потребує попередньої активації в цитоплазмі з утворенням ацил-КоА.



Перенесення ацил-КоА у мітохондрії здійснюється за допомогою переносника карнітину.

Ацил-КоА зазнає в матриці мітохондрій Р-окиснення з поступовим вкороченням ланцюга на два С-атоми і утворенням ацетил-КоА, енергія якого вивільняється в циклі Кребса і дихальному ланцюзі. Водночас у клітинах (цитоплазмі, ендоплазматичному ретикулумі) відбувається також біосинтез жирних кислот, триацилгліцеринів, фосфоліпідів, холестерину. Велику роль у ліпідному обміні має печінка. У ній відбувається синтез і розпад жирних кислот, триацилгліцеринів, фосфоліпідів, синтез ліпопротеїнів (ЛПДНГ, ЛПВГ), синтез холестерину і його ефірів, жовчних кислот, кетонових тіл (схема 2.2).

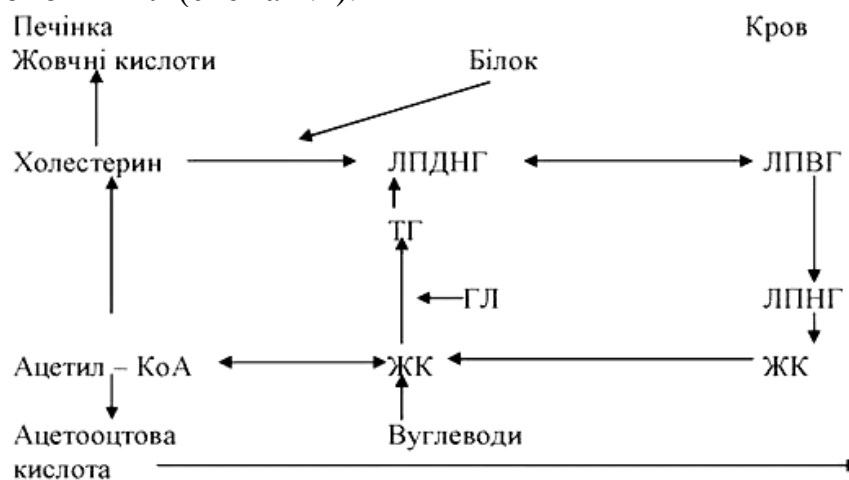


Схема 2.2 – Роль печінки в обміні ліпідів.

ЖК – жирні кислоти, ГЛ – гліцерин, ТГ – тригліцериди.

ЛПДНГ – ліпопротеїни дуже низької густини. ЛПНГ – ліпопротеїни низької густини.

ЛПВГ – ліпопротеїни високої густини.

Важливе діагностичне значення має визначення вмісту ліпідів у плазмі крові людини. Тут вони знаходяться у вигляді комплексів з білками. Жирні кислоти зв'язані з альбумінами, інші фракції ліпідів зв'язані за- і Р-глобулінами, утворюючи ліпопротеїнові комплекси.

Вміст загальних фосфоліпідів у сироватці крові становить 1,5-3,6 г/дм<sup>3</sup>, а лецитину – 0,75-1,2 г/дм<sup>3</sup>. Загальну концентрацію фосфоліпідів визначають за вмістом ліпідного фосфору, на частку якого припадає 4% відносно молекулярної маси фосфоліпідів (0,1-0,15 г/дм<sup>3</sup>).



#### 2.4.10 Обмін амінокислот та білків

Людина поповнює потреби організму в амінокислотах за рахунок білкового харчування. У травному тракті білки розщеплюються до вільних амінокислот, які всмоктуються у венозну кров і через печінку транспортуються в усі тканини та органи, де залучаються до метаболізму. Приблизно 10-15 % метаболічної енергії, що виробляється в тканинах організму, постачають процеси окиснення (розпаду) амінокислот.

Гідроліз білків відбувається в порожнині кишки (порожнинне перетравлювання) і на поверхні слизової оболонки кишки (пристінкове перетравлювання). Деякі білки не перетравлюються (не розщеплюються), не всі амінокислоти встигають всмоктатися в тонкій кишці, і кишкова мікрофлора використовує їх для забезпечення своєї життєдіяльності, що призводить до гниття білків. Так, амінокислоти зазнають ферментативного мікробного розкладу з утворенням амоніаку, метану, сірководню, карбону (IV) оксиду й інших розчинних інертних і токсичних речовин. Неперетравлені в травному тракті білки виділяються з калом.

В основі різних шляхів обміну амінокислот лежать реакції трьох типів, характерні для всіх амінокислот: 1) реакції дезамінування; 2) реакції трансамінування; 3) реакції декарбоксилування. Для людини основним є окиснювальне дезамінування, яке відбувається у дві стадії. Перша стадія є ферментативною і закінчується утворенням нестійкого проміжного продукту (імінокислоти), який на другій стадії окиснювального дезамінування спонтанно, без участі ферменту, за присутності води розщеплюється на аміак і  $\alpha$ -кетокислоту.

До складу білків, що містяться в організмі людини, входять L-форми амінокислот, які дезамінуються оксидазами L-амінокислот або дезамінуючими дегідрогеназами. Активність більшості дезамінуючих дегідрогеназ (оксидаз L-амінокислот) є низькою і недостатньою для того, щоб здійснити з необхідною швидкістю дезамінування тієї кількості амінокислот, яка утворюється в процесі обміну. Найактивнішою є глутаматдегідрогеназа, яка каталізує окиснювальне дезамінування глутамінові кислоти і присутня в матриксі мітохондрій.

Внаслідок дезамінування аміногрупа відщеплюється у формі амоніаку з утворенням безазотистого залишку амінокислоти (звичайно  $\alpha$ -кетокислоти). Дезамінування призводить до зменшення загальної кількості амінокислот, бо аміногрупа не використовується для утворення нової амінокислоти, а перетворюється на амоніак.

У результаті реакцій трансамінування загальна кількість амінокислот у організмі не змінюється, бо в кожній реакції одна амінокислота перетворюється на безазотистий залишок –  $\alpha$ -кетокислоту. Реакції трансамінування (переамінування) – це реакції міжмолекулярного перенесення аміногрупи від амінокислоти на  $\alpha$ -кетокислоту без проміжного утворення амоніаку. Акцепторами аміногруп у реакціях трансамінування

можуть бути  $\alpha$ -кетокислоти: піруват, оксалоацетат і  $\alpha$ -кетоглутарат. Найчастіше акцептором аміногруп є  $\alpha$ -кетоглутарат, з якого утворюється глутамінова кислота. У разі перенесення аміногруп на піруват або оксалоацетат утворюються відповідно аланін або аспарагінова кислота. Далі аміногрупа з аланіну або аспарагінової кислоти переноситься на  $\alpha$ -кетоглутарат. Ці реакції каталізують високоактивні ферменти - амінотрансферази: аланінамінотрансфераза (АлАТ) і аспартатаміно-трансфераза (АсАТ).

На відміну від глутамінової кислоти, аміногрупи інших амінокислот перетворюються на амоніак непрямим шляхом, у результаті послідовної дії амінотрансфераз і глутаматдегідрогенази. При цьому спочатку відбувається трансамінування амінокислоти з  $\alpha$ -кетоглутаратом і утворюється глутамінова кислота, яка потім дезамінується глутаматдегідрогеназою.

### **Біосинтез та катаболізм нуклеїнових кислот**

Елементарними одиницями будови нуклеїнових кислот є нуклеотиди, які складаються з гетероциклічних азотистих основ (пуринових та піримідинових), пентоз та фосфатної кислоти.

Пуринові й піримідинові основи здатні поглинати світло за довжини хвилі 250-270 нм (ультрафіолетова ділянка спектра). Це явище лежить у основі методів визначення концентрації нуклеїнових кислот. Величина поглинання негідролізованих нуклеїнових кислот в ультрафіолеті значною мірою змінюється залежно від стану їх структури, йонної сили, рН розчину, наявності домішок нуклеїнової природи та інших факторів. Для усунення впливу цих факторів проводять гідроліз нуклеїнових кислот.

В результаті катаболізму нуклеїнових кислот утворюються окремі нуклеотиди, які підлягають подальшому катаболізму. Залишки фосфатної кислоти та пентози можуть використовуватися у клітинному метаболізмі. Пуринові та піримідинові азотисті основи підлягають подальшому розпаду. Піримідинові основи розпадаються до  $\beta$ -аланіну, карбону (IV) оксиду та аміаку.  $\beta$ -Аланін використовується для синтезу дипептидів м'язової системи – карнозину та ансерину, або виділяється із сечею. Основна кількість аміаку знешкоджується в орнітиновому циклі. Кінцевим продуктом обміну пуринових основ, який входить до складу нуклеопротейнів, є сечова кислота – 2-, 6-, 8-триоксипурин.

Якісною реакцією на сечову кислоту є мурексидна проба, яка ґрунтується на утворенні мурексидамонієвої солі пурпурової кислоти червоного кольору.

## 2.5 Вказівки щодо послідовності вивчення практичного курсу (лабораторних занять) дисципліни з розділу «Біохімія гідробіонтів»

### Запитання для самоконтролю:

Після засвоєння теоретичних питань з розділу «Біохімія гідробіонтів», виконання лабораторних робіт №4-7 та самостійної праці з індивідуальними завданнями до лабораторних робіт, студенти зможуть добре підготуватись до тестовій контрольній роботі – змістовного практичного модулю «ЗМ-П2».

Студенти повинні вміти:

- проведення відбору біологічних зразків для біохімічних досліджень;
- проведення біохімічних аналізів;
- класифікація білків, жирів;
- вміння користуватись лабораторними приладами та фізико-хімічною апаратурою;
- якісне і кількісне визначення білків, жирів;
- отримання сироватки крові і плазми крові;
- визначення загального білка в організмі гідробіонтів;
- визначення ліпопротеїдів;
- користуватись сучасними тест-методами біохімії.
- якісне і кількісне визначення вуглеводів;
- якісне і кількісне визначення ферментів;
- визначення глюкози в крові гідробіонтів;
- визначення впливу температури і рН середовища на активність амілази;
- визначення біохімічних змін у гідробіонтів;
- вміти визначати продукти обміну речовин у риб та інших гідробіонтів;
- виконувати якісний і кількісний аналіз окремих тканин;
- визначати позитивний й негативний біохімічний обмін води, ліпідів, білків, вуглеводів і мінеральних речовин у гідробіонтів;

Для самостійної підготовки до «ЗМ-П2» крім конспекту лекцій та лабораторного журналу, студенти можуть користуватись основною літературою [1, с. 35-40, 46-47, 68-72, 82-88; 3, с. 6-27] та додатковою літературою [5, с. 7-10, 21-37; 4, с. 36-41 5, с. 10-19].

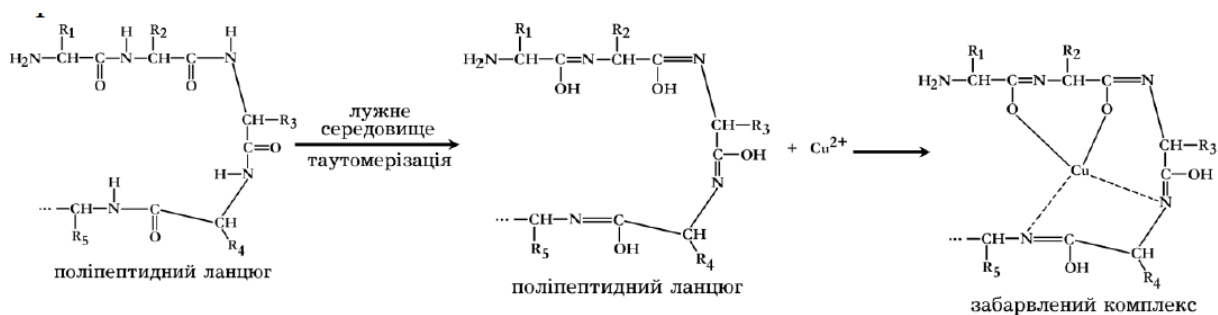
Особливої ролі самостійна робота студента з розділу «Біохімія гідробіонтів» набуває при вирішенні біохімічних завдань для захисту лабораторних робіт, вирішення яких дозволить студентам підготуватися до практичного модулю з цього розділу.

## 2.5.1 Приклади завдань з теми «Білки амінокислоти у складі гідробіонтів»

Оскільки при виконанні лабораторних робіт значні труднощі викликає у студентів написання хімічних реакцій, доцільно детально зупинитись на кольорових реакціях білків.

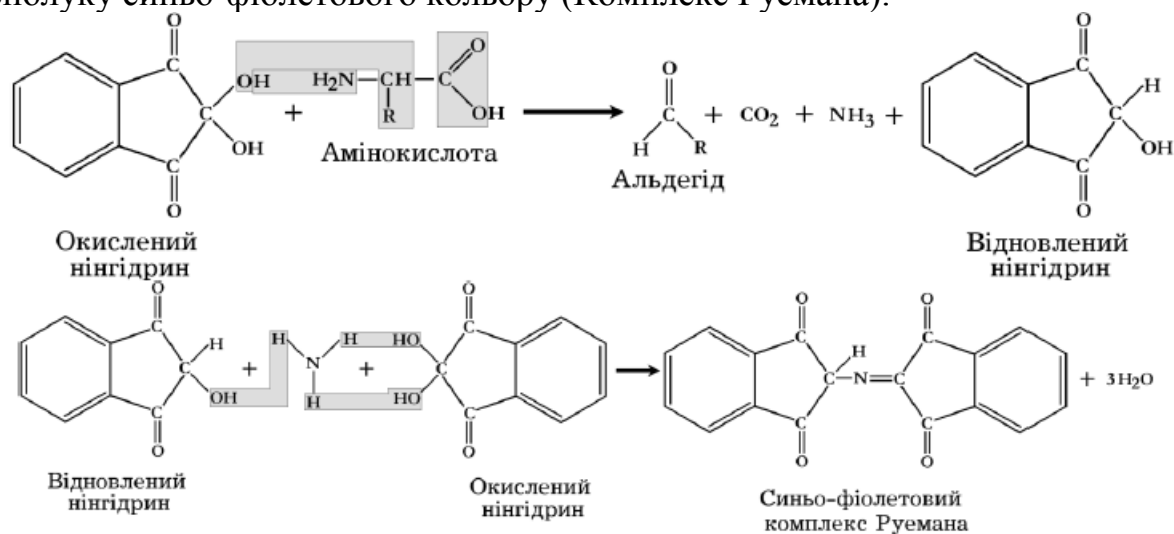
Білки – це особливий клас речовин, які є невід’ємною складовою всіх живих організмів. За хімічною структурою білки або протеїни – це високомолекулярні азотовмісні органічні речовини, побудовані з амінокислот, що з’єднані між собою пептидними зв’язками. Іншими словами, білки – це високомолекулярні полімери, мономерами яких є амінокислоти. Спільною ознакою для всіх амінокислот є наявність амінної (-NH<sub>2</sub>) та карбоксильної (-COOH) груп. До складу природних білків входять 20 α-амінокислот, які кодується ДНК і називаються протеїногенними або стандартними амінокислотами. Присутність білків у біологічних об’єктах можна виявити за допомогою кольорових реакцій, зумовлених наявністю в цих органічних біополімерах амінокислот, їх специфічних груп або пептидних зв’язків. Існують універсальні кольорові реакції, характерні для всіх білків незалежно від амінокислотного складу (біуретова, нінгідрінова), а також специфічні реакції, у яких беруть участь тільки певні амінокислотні залишки молекули білка (ксантопротеїнова, Фоля та реакція Паулі).

**Біуретова реакція.** Позитивну біуретову реакцію можуть давати білки та пептиди, які містять у молекулі не менше двох пептидних зв’язків. У лужному середовищі іони міді (II) утворюють комплекси з пептидними зв’язками, внаслідок чого розчини білків набувають фіолетового забарвлення з червоним або синім відтінком. Механізм реакції полягає в тому, що при надлишку лугу кетогрупа (-C=O) пептидного зв’язку відновлюється до -ОН групи, далі відбувається дисоціація ОН-групи, з’являється негативний заряд, за рахунок чого атом кисню взаємодіє з міддю, утворюючи солеподібні зв’язки. Мідь також утворює координаційні зв’язки з атомами азоту пептидного зв’язку. Утворений комплекс стабільний. Інтенсивність забарвлення залежить від концентрації білка і йонів міді в розчині.

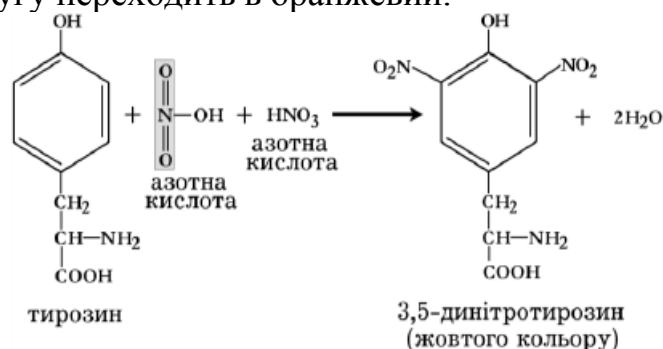


**Нінгідрінова реакція.** Реакція властива як для вільних α-амінокислот, так і тих, які входять до складу білків та поліпептидів. При кип’ятінні білка з розчином нінгідрину (трикетогідринденгідрат),

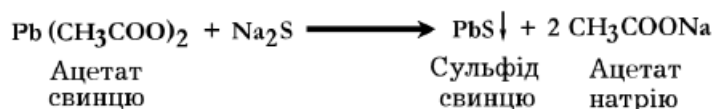
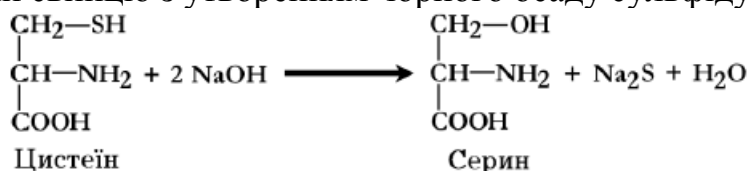
амінокислоти окиснюються з утворенням вуглекислого газу, аміаку і альдегиду. Нінгідрин при цьому відновлюється. Відновлений нінгідрин конденсується з аміаком і молекулою окисненого нінгідрину, утворюючи сполуку синьо-фіолетового кольору (Комплекс Руемана):



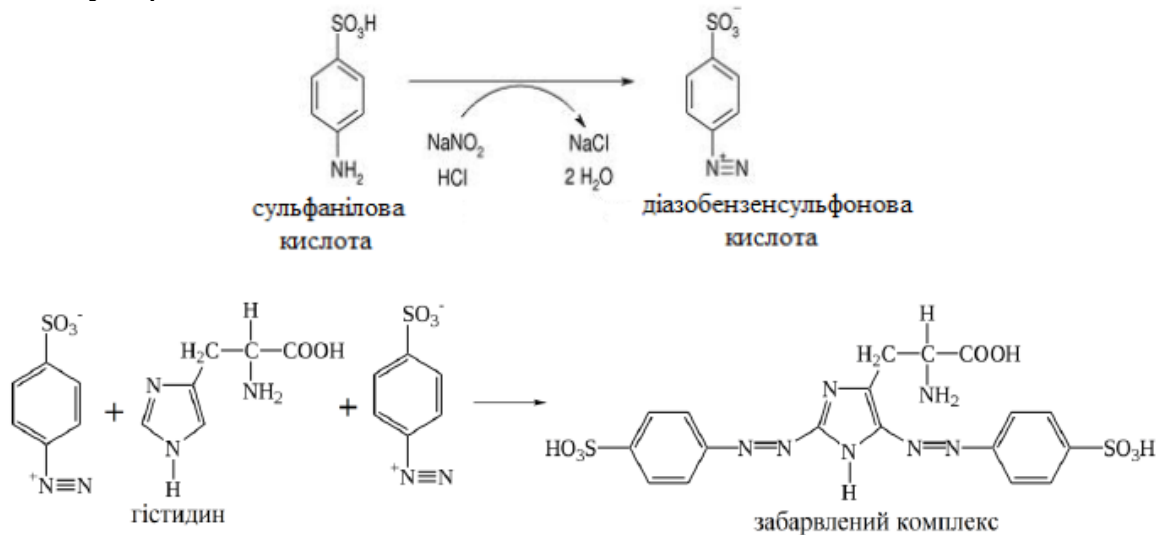
**Ксантопротеїнова реакція.** Реакція є специфічною на ароматичні амінокислоти: триптофан, фенілаланін, тирозин. При обробці білків концентрованою нітратною кислотою білок спочатку випадає в осад, а при нагріванні розчиняється. Після цього розчин набуває жовтого кольору, який після додавання лугу переходить в оранжевий.



**Реакція Фоля.** Реакція вказує на наявність у білку амінокислот цистину та цистеїну, які містять SH-групи. Принцип даної реакції полягає в тому, що сірковмісні амінокислоти (цистин і цистеїн) білків при нагріванні в присутності NaOH руйнуються з утворенням сульфиду натрію. Останній реагує з йонами свинцю з утворенням чорного осаду сульфиду свинцю:

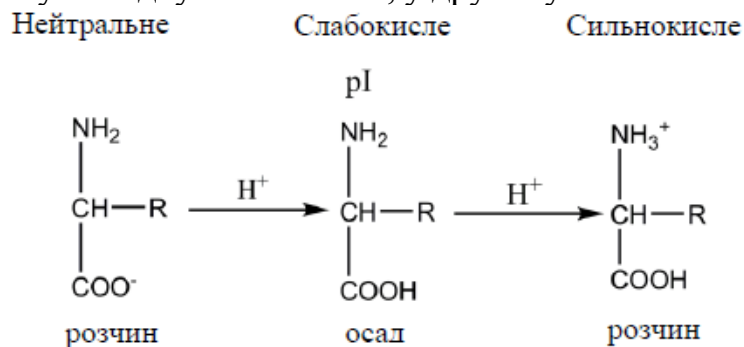


**Реакція Паулі (на виявлення гістидину та тирозину).** Реакція Паулі дозволяє виявити в білку амінокислоти гістидин і тирозин, які утворюють з діазобензолсульфоною кислотою комплексні сполуки жовто-червоного кольору. Діазобензолсульфонова кислота утворюється в реакції діазотування при взаємодії сульфанілової кислоти з нітритом натрію у кислому середовищі.



**Осадження білків нагріванням.**

Механізм денатурації білка при підвищеній температурі пов'язаний з перебудовою структури білкової молекули, в результаті чого зменшується її розчинність. Присутність солей і рН середовища відіграють важливу роль у випаданні в осад денатурованого при нагріванні білка. Найбільш повне і швидке осадження відбувається в ізоелектричній точці білка (pI), тобто при такому значенні рН середовища, при якому колоїдні частинки білка є найменш стійкими і сумарний заряд молекули дорівнює нулю. Білки, які проявляють кислотні властивості (тобто мають високий вміст глютамінової та аспарагінової кислот), осаджуються у слабкокислому середовищі, а білки, які проявляють лужні властивості (мають високий вміст аргініну, лізину та гістидину), – у слабколужному. У сильноокислих і сильнолужних розчинах денатурований при нагріванні білок не випадає в осад, оскільки білкові молекули перезаряджаються (або відбувається посилення наявного заряду) і несуть в першому випадку позитивний, у другому – негативний заряд.



### **Завдання № 1**

Краплю розчину, що містить суміш амінокислот глі, ала, глі, арг, гіс нанесли на середину електрофоретичного паперу, змочили буфером рН 6,0 і приклали електричну напругу. Вкажіть, в якому напрямку (до катода, анода або залишаться на старті) будуть рухатися окремі амінокислоти.

Для відповіді:

1. Згадайте класифікацію амінокислот за Ленінджером.
2. Згадайте, що таке ізоелектрична точка амінокислот.

#### **Рішення:**

Рухатися до аноду буде – глутамат; до катода – лізин, аргінін, гістидин; залишаються на старті – аланін, гліцин.

### **Завдання № 2**

Як пояснити, що білок молока казеїн при кип'ятінні згортається (випадає в осад), якщо молоко кисле?

Для відповіді:

1. Згадайте, що таке розчинність білків, чим вона зумовлена?
2. Що таке ізоелектрична точка білка?
3. Як змінюються властивості білків в ізоелектричній точці?

#### **Рішення:**

При кип'ятінні молока казеїн завжди денатурує, але випадає в осад тоді, коли позбавлений заряду, а це відбувається в кислому молоці. Відповідно, ІЕТ казеїна знаходиться в кислому середовищі.

### **Завдання № 3**

Олігопептид, виділений з мозку тварини, має послідовність глу-гіс-три-сер-тир-глі-лей-арг-про-глі. Визначте сумарний заряд молекули при рН 3,0; 5,5; 11,0. В якій області рН лежить ізоелектрична точка пептиду?

Для відповіді:

1. Згадайте класифікацію амінокислот за Ленінджером.
2. Що таке олігопептиди?
3. До яких груп за класифікацією Ленінджера, зокрема, належать амінокислоти?

#### **Рішення:**

При рН 3,0 сумарний заряд даного олігопептиду (+); при рН 5,0 – (0); при рН 11,0 – (-);

ІЕТ пептиду знаходиться в області рН = 5,0.

### **Завдання № 4**

Чим пояснити можливе зниження розчинності білків при відщепленні від них пептидів (як у випадку з фібриногеном)?

Для обґрунтування відповіді:

1. Згадайте, що таке ізоелектрична точка білка, і як змінюються властивості білків в ізоелектричній точці.
2. Що таке розчинність білків, чим вона зумовлена?

### Рішення:

Фібрин утворює згусток при рН крові 7,4, тобто якщо він позбавлений заряду, а значить, знаходиться в ізоелектричній точці. Цим можна пояснити і зниження розчинності білків при відщепленні від них пептидів.

### **Завдання № 5**

За даними кількісного амінокислотного аналізу в сироватковому альбуміні міститься 0,58 % триптофану, молекулярна маса якого дорівнює 204. Розрахуйте мінімальну молекулярну масу альбуміну.

Для виконання розрахунків:

1. Згадайте, що таке альбуміни.
2. До якої групи амінокислот за класифікацією Ленінджера відноситься триптофан?

**Відповідь:** 32100 г/моль.

### **Завдання №6**

Якщо величина рІ для якоїсь амінокислоти дорівнює 4,9, в якій формі буде знаходитися ця ж амінокислота при наступних значеннях рН: 2,0; 4,9; 8,5?

*Рішення:*

При рН 2,0 зазначена амінокислота буде знаходитися в катіонній формі (рН < рІ), при рН 4,9 – у вигляді цвіттеріонів (рН = рІ), при рН 8,5 – в аніонній формі (рН > рІ).

### **Завдання №7**

Дві амінокислоти мають значення рІ 4,8 і 5,5. Яка з них має більшу електрофоретичної рухливість при рН 6,5? У напрямку якого електрода будуть рухатися ці амінокислоти при рН 6,5?

Рішення:

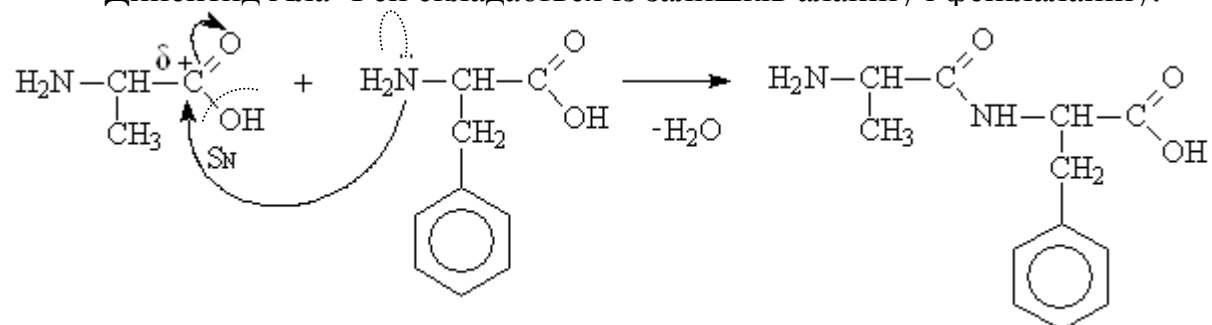
І перша, і друга амінокислоти при рН 6,5 знаходитимуться в аніонній формі (рН > рІ), але перша амінокислота буде більшою мірою іонізована, ніж друга (порівняймо  $\Delta\text{pH}$ , відповідно,  $6,5 - 4,8 = 1,7$  і  $6,5 - 5,5 = 1,0$ ) і тому перша амінокислота буде мати більшу електрофоретичної рухливість. Обидві амінокислоти будуть при електрофорезі рухатися до анода.

### **Завдання №8**

Оформити схему утворення дипептида Ала-Фен. Вказати реакційні центри, атаку і тип реакції.

*Рішення:*

Дипептид Ала-Фен складається із залишків аланіну і фенілаланіну.





### Завдання №9

Який з білків – пепсин ( $pI = 2,75$ ) або казеїн ( $pI = 4,6$ ) – більш ефективний у взаємодії з солями стронцію?

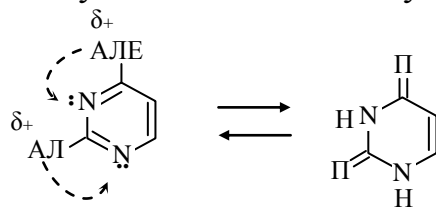
#### Рішення:

Число кислотних груп в білку визначає ізоелектричну точку. Чим більше кислотних груп, тим нижче значення  $pI$ . Отже, пепсин ( $pI = 2,75$ ) містить більшу кількість карбоксильних груп, ніж казеїн ( $pI = 4,6$ ). Тому пепсин буде більш ефективно утворювати комплекси з йонами стронцію, ніж казеїн.

### Завдання №10

Оформити схему лакто-лактамної таутомерії для урацила.

#### Рішення:



### Питання для перевірки знань та кращого засвоєння матеріалу:

1. Як класифікуються амінокислоти залежно від полярності радикалів? Наведіть приклади.
2. Поняття про замінні, напівзамінні і незамінні амінокислоти. Наведіть і запишіть формули незамінних амінокислот для риб.
3. Напишіть формули, дайте раціональні і емпіричні назви амінокислот – похідних пропіонової і валеріанової кислот.
4. Напишіть формули, дайте раціональні і емпіричні назви амінокислот – похідних масляної і капронової кислот.
5. Напишіть формули, дайте раціональні і емпіричні назви циклічних амінокислот.
6. Охарактеризуйте будову і властивості пептидного зв'язку. Які правила його утворення? Якими методами можна довести наявність цього зв'язку в білку? Напишіть тетрапептид, що складається з аланіну, гістидину, лізину, глутамінової кислоти, дайте повну і скорочену назви.
7. Охарактеризуйте первинну структуру білка. Напишіть тетрапептид складу: цистеїн, лізин, фенілаланін і аргінін. Вкажіть заряд пептиду. Які якісні реакції дає написаний вами пептид?
8. Дайте визначення вторинної структури білка. Які зв'язки беруть участь у його будові? Охарактеризуйте  $\alpha$ -спіраль і  $\beta$ -структури.
9. Дайте визначення третинної структури білка. Які внутрішньо молекулярні взаємодії зумовлюють формування третинної структури? Запишіть приклади їх утворення. Охарактеризуйте глобулярні і фібрилярні білки.
10. Охарактеризуйте четвертинну структуру білків. Які зв'язки її стабілізують? Що таке олігомерні білки? Наведіть приклади.

11. Наведіть і охарактеризуйте основні фізико-хімічні властивості білків.
12. Чим зумовлений заряд білка в розчині? Дайте визначення ІЕТ білка. У якій області рН знаходиться ІЕТ кислих, нейтральних і основних білків?
13. Що таке денатурація і ренатурація білків? Чинники, що викликають денатурацію. Що відбувається з макромолекулою білка при денатурації?
14. Опишіть методи виділення і очищення білків (висолювання, діаліз, електрофорез, ультрацентрифугування і ін.).
15. Поняття про складний білок. Білок-небілкові комплекси.
16. Класифікація складних білків, їх характеристика.
17. Які ви знаєте похідні гемоглобіну, як вони утворюються? Вкажіть їх властивості.
18. Незамінні амінокислоти, шляхи їх надходження до організму риб.
19. Вплив дефіциту амінокислот на життєдіяльність риб.
20. Біологічна роль білків в організмі водних тварин.

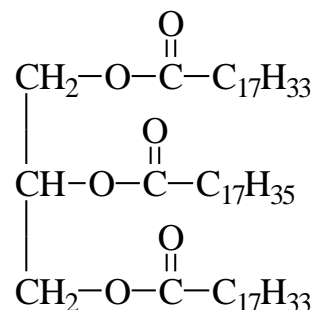
## 2.5.2 Приклади завдань з теми «Ліпіди у складі гідробіонтів»

### Завдання №1

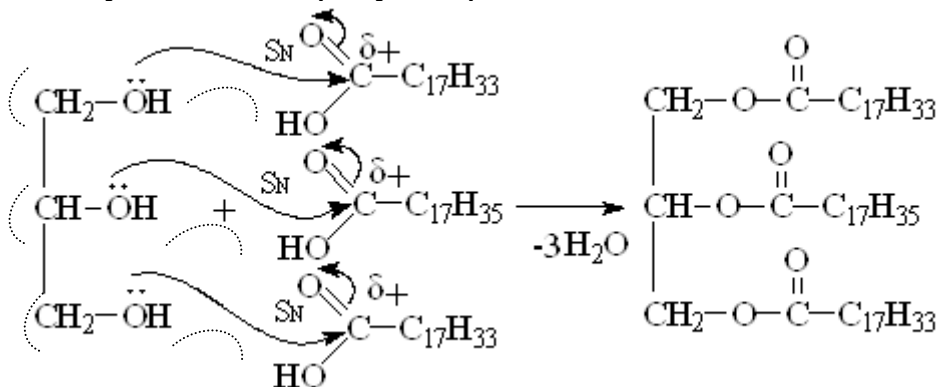
Написати формулу 1,3-діолеоїл-2-стеароїлгліцерина. Синтезувати цей жир, вказуючи реакційні центри, атаку і тип реакції. Визначити, до твердих або рідких жирів (масел) відноситься ця речовина, якщо його йодне число вище 70.

### Рішення:

Формула 1,3-діолеоїл-2-стеароїлгліцерина:



Синтезується з гліцерину і жирних кислот:



Він відноситься до рідких жирів, тому що в його складі переважають ненасичені жирні кислоти, і йодне число у масел вище від 70 (у твердих жирів нижче за 70).

### Завдання №2

При патогенному впливі іонізуючого випромінювання спостерігається пошкодження клітинних мембран. Пояснити хімічну основу пошкодження на прикладі фосфатидилетаноламіну (містить залишки пальмітинової і олеїнової кислот), який входить до складу клітинної мембрани.

#### Рішення:

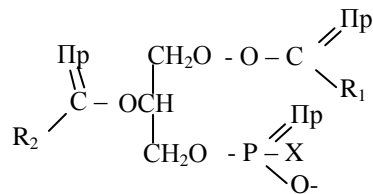
Іонізуюче випромінювання ініціює процес утворення вільних радикалів, які призводять до перекисного окиснення ліпідів. Зокрема, в молекулі фосфатидилетаноламіну відбувається руйнування довголанцюгової ненасиченої жирної кислоти по сусідству з подвійним зв'язком. Утворюються коротколанцюгові альдегіди і карбонові кислоти.

### Завдання №3

Написати будову лецитину, який містить пальмітинову та лінолеву кислоти. Оформити схему лужного гідролізу лецитину.

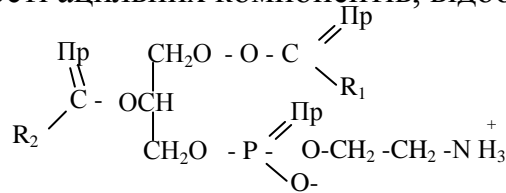
#### Рішення:

Фосфатидилхолін (лецитин) відноситься до фосфоліпідів. Їх загальна формула:



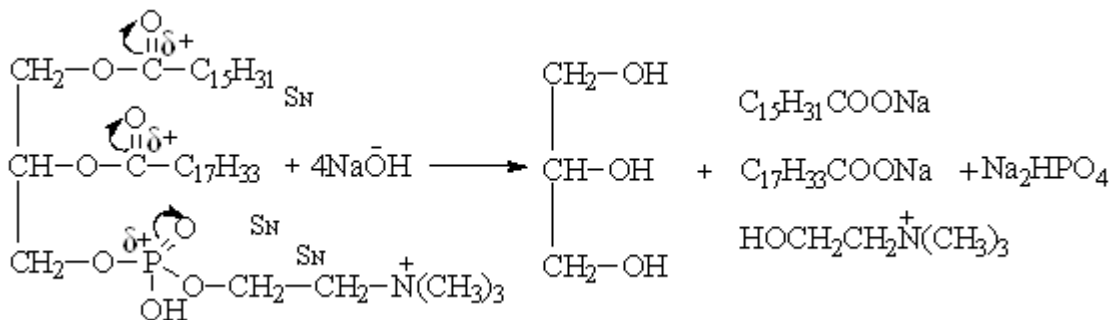
У молекулі лецитину як спиртового компонента X знаходиться холін  
 $\text{HO}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\overset{+}{\text{N}}(\text{CH}_3)_3$

Отже, будова лецитину, що включає пальмітинову та лінолевої кислоти в якості ацильних компонентів, відображується формулою:



Фосфатидилетаноламін

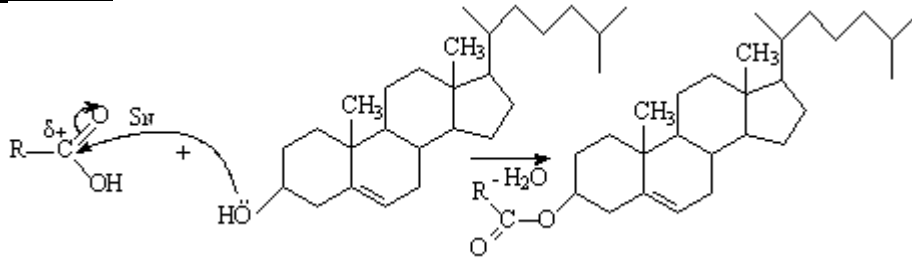
Схема лужного гідролізу:



#### Завдання №4

Холестерин + R-COOH →? (Стеридів). Оформити схему із зазначенням реакційних центрів, атаки і типу реакції.

#### Рішення:

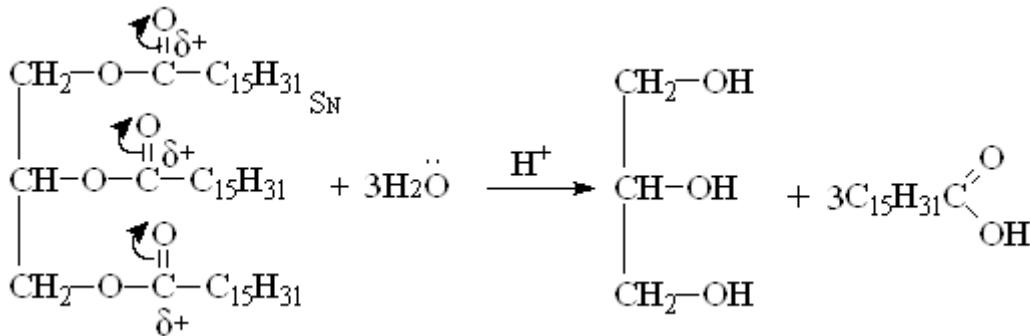


#### Завдання №5

Трипальмитин + 3H<sub>2</sub>O → ?

Написати схему реакції. Вказувати реакційні центри, атаку і тип реакції.

#### Рішення:



#### Питання для перевірки знань та кращого засвоєння матеріалу:

1. Характеристика і класифікація ліпідів гідробіонтів, їх значення для життєдіяльності організму.
2. Що таке прості ліпіди та на які групи вони поділяються?
3. Яка біологічна роль ненасичених жирних кислот?
4. Чим відрізняються жири рослинного походження від тваринного?
5. Які основні фізико-хімічні властивості жиру?
6. Назвіть основні константи, які характеризують жир.
7. Форми жиру в організмі риб, місце його локалізації та значення.
8. Наведіть приклади складних ліпідів та вкажіть їх значення для організму водних тварин.
9. Який фракційний склад ліпідів риб?
10. Значення основних фракцій ліпідів у життєдіяльності риб.
11. Принцип поділу риб на групи залежно від вмісту в органах і тканинах жиру.
12. Сезонні зміни вмісту ліпідів в органах та тканинах риб.
13. Залежність вмісту жиру у риб від їх статевого циклу.
14. Зв'язок між вмістом жиру і стадією зрілості риб.

15. Вплив дефіциту жиру на процеси дозрівання статевих продуктів риби.
16. Зв'язок між живленням і вмістом ліпідів в органах риби.
17. Біологічне значення ліпідів в організмі риби.
18. Жовчні кислоти риби та їх біологічна роль в організмі.
19. Яка залежність накопичення жиру в тканинах різновікових груп риби від наявності природної кормової бази?
21. Які статеві відмінності у вмісті жиру в тканинах риби?
22. Який існує зв'язок між живленням і вмістом ліпідів в органах риби?
23. Яка залежність ліпідного і жирнокислотного складу риби від ліпідного і жирнокислотного складу їжі?
24. Який існує зв'язок між жирністю риби і кількістю їжі у водоймах?
25. Яке біологічне значення різних фракцій ліпідів в організмі риби?
26. Напишіть формули основних ненасичених і насичених жирних кислот, що входять до складу ліпідів, а також будову трипальмітину і триолеїну.
27. Наведіть структурні формули холестерину, жовчних кислот, охарактеризуйте їх властивості, біологічну роль.

### 2.5.3 Приклади завдань з теми «Вуглеводи у складі гідробіонтів»

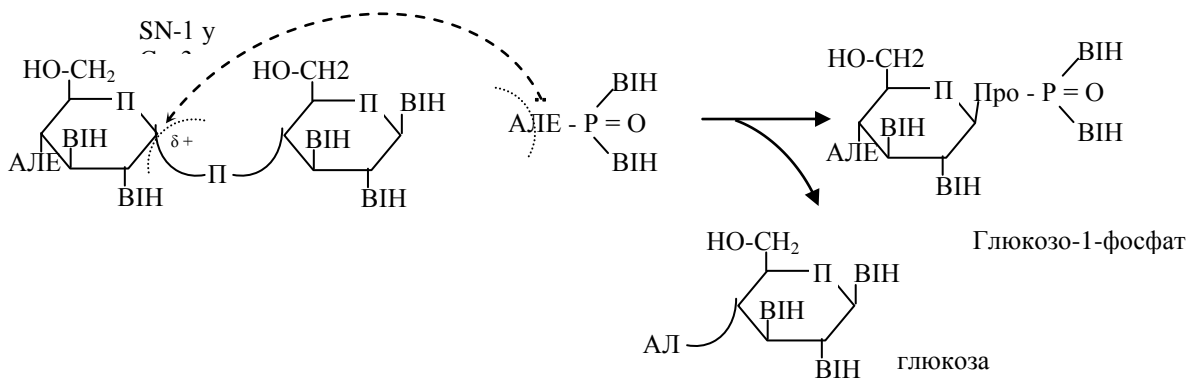
#### Завдання №1

Оформити схему фосфороліза мальтози із зазначенням реакційних центрів, атаки, типу реакції. Подібний процес має місце в організмі при фосфоролітичному розпаді глікогену.

#### Рішення:

Фосфороліз мальтози - це її руйнування за допомогою фосфорної кислоти. На відміну від гідролізу тут утворюється тільки одна молекула глюкози, а не дві; інша молекула глюкози утворюється у вигляді фосфорного ефіру. Фосфорна кислота за допомогою своїх нуклеофільних центрів (атомів кисню) атакує електрофільні центри мальтози в області глікозидного зв'язку. Реакція протікає по типу SN-1 у  $sp^3$ -гібридизованому атомі вуглецю. Групою, що відщеплюється, є молекула глюкози.

*схема фосфороліза:*



Фосфоролітичне розщеплення, на відміну від гідролітичного, дає фосфорний ефір глюкози.

## Питання для перевірки знань та кращого засвоєння матеріалу:

1. Вуглеводи, їх будова, властивості.
2. Які сполуки називаються вуглеводами?
3. Що лежить в основі принципу поділу вуглеводів на групи?
4. Що таке моносахариди?
5. Які найпростіші представники моносахаридів ви знаєте? Яка їх роль в організмі гідробіонтів?
6. Що являють собою олігосахариди?
7. Дисахариди: їх основні представники та біологічне значення в організмі гідробіонтів.
8. Полісахариди: їх основні представники та біологічне значення в організмі гідробіонтів.
9. Вміст глікогену в органах і тканинах різних видів риб.
10. Сезонні зміни вмісту полісахаридів в організмі водних тварин.
11. Яка роль в організмі риб належать таким представникам полісахаридів як хондроїтинсірчана і гіалуронова кислоти, гепарин?
12. Роль вуглеводів у життєдіяльності організму гідробіонтів.
13. Найважливіші представники вуглеводів організму гідробіонтів, їх хімічна будова, властивості, біологічне значення і розповсюдження.
14. Охарактеризуйте основні перетворення вуглеводів (крохмалю, сахарози, лактози) у шлунково-кишковому тракті і поясніть процес всмоктування.

### 2.5.4 Приклади завдань з теми «Ферменти – біологічні каталізатори білкової природи»

#### Завдання №1

Утворення стійких нерозчинних меркаптидів є хімічною основою токсичної дії на організм солей свинцю, пов'язаного з блокуванням ферментних систем, що містять тіольні групи в активному центрі. Написати реакцію взаємодії білків з солями свинцю.

#### Рішення:



Цю ж реакцію можна оформити як кислотно-основна взаємодія за Льюїсом відповідно до принципу ЖМКО: м'яка кислота взаємодіє з м'яким основою.



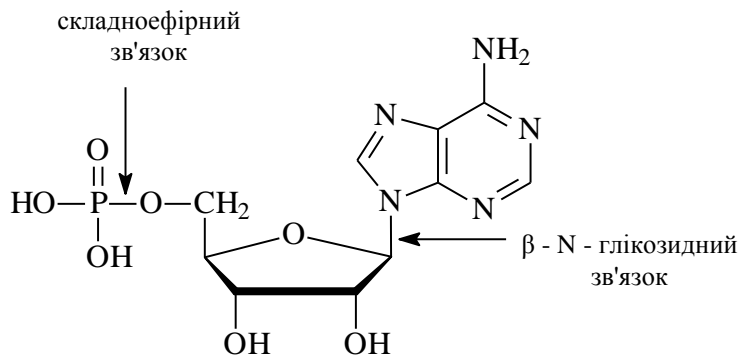
#### Завдання №2

Скільки молекул води буде потрібно для повного гідролізу АМФ? Оформити схему реакції. Вказувати реакційні центри, атаку і тип реакції.

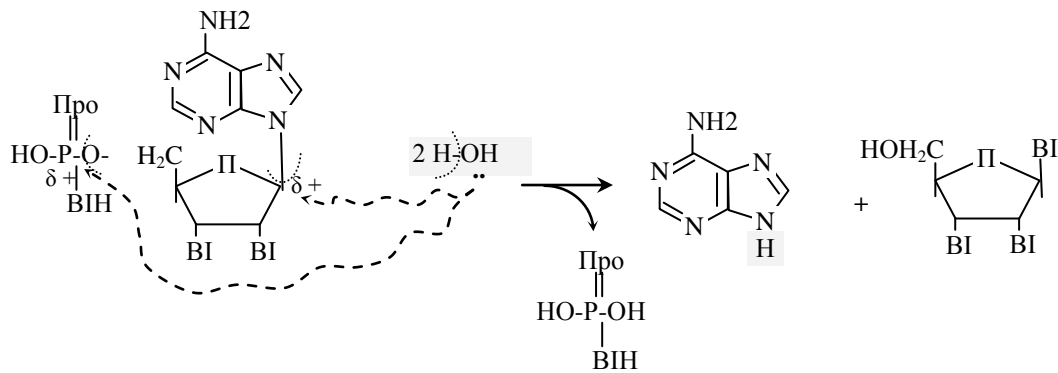
#### Рішення:

У молекулі АМФ гідролізу будуть піддаватися складноєфірний і

$\beta$ -N-глікозидний зв'язок. Для повного гідролізу однієї молекули АМФ потрібно 2 молекули води.

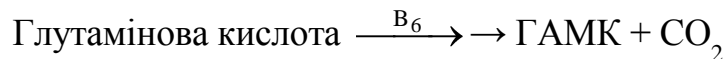


**Схема гідролізу:**



### Завдання № 3

Глутаматдекарбоксилаза каталізує реакцію:



1. По зміні концентрації яких речовин можливо охарактеризувати активність ферменту?

2. Як прискорити швидкість даної реакції?

Відповідь:

Активність ферменту визначається по убутку субстрату або накопичення продукту (глутамінової кислоти,  $\text{CO}_2$ , ГЛМК). Збільшити швидкість реакції можна за рахунок підвищення концентрації субстрату, ферменту або коферменту.

### Завдання № 4

Фермент трипсин здатен розщеплювати пептидні зв'язки білків. Чому обробка трипсином призводить до інактивації багатьох ферментів?

Для обґрунтування відповіді пригадайте:

1. Що являють собою ферменти?

2. До якого класу ферментів відноситься трипсин?

Відповідь:

Ферменти є білками, а трипсин діє на пептидні зв'язки, що призводить до інактивації ферментів.

### **Задача №5**

Інгібітор понижує активність ферменту до 30 % від початкового рівня. Підвищення концентрації субстрату реакції, яку каналізують, відновлює 80 % активності ферменту. До якого типу належить даний інгібітор?

Для відповіді:

1. Згадайте типи інгібування.
2. Дія якого інгібітору залежить від концентрації субстрату?

Відповідь:

Конкурентний інгібітор, тому що він зв'язується в активному центрі ферменту і його дія знижується при збільшенні концентрації субстрату.

### **Завдання № 6**

Високі концентрації субстрату можуть прискорювати власну утилізацію. За рахунок чого це відбувається?

Для відповіді згадайте:

1. Що являє собою субстрат?
2. Визначення ферментативних ланцюгів?
3. Які основні принципи регуляції ферментативних ланцюгів?

Відповідь:

За принципом позитивного зворотного зв'язку відбувається активація початкового ферменту продуктом реакції.

### **Задача № 7**

Протеолітичні ферменти та дезоксирибонуклеази використовують для лікування гнійних ран. На чому засновано їх використання?

Для відповіді згадайте:

1. Які реакції каталізують ці ферменти?
2. Як зміниться в'язкість гною, якщо вона залежить від концентрації макромолекул в його складі?
3. Чи можна в таких цілях використовувати пепсин, колагеназу та гіалуронидазу

Відповідь:

Протеолітичні ферменти і дезоксирибонуклеази діють на денатуровані білки, розщеплюють їх, тим самим очищають рани.

### **Задача № 8**

Фермент тригліцеринліпаза в жировій тканині може знаходитись в двох формах з різною активністю: у вигляді простого білка та фосфопротеїна.

1. Поясніть, яким шляхом одна форма ферменту переходить в іншу?
2. Чому даний перехід супроводжується зміною активності ферменту?

Відповідь:

Перехід неактивної форми ферменту в активну відбувається шляхом фосфорилування (механізм хімічної модифікації).



### Задача № 9

Оптимальними умовами дії амілази – ферменту, який розщеплює крохмаль, являються рН = 6,8; температура 37 °С.

1. Як зміниться активність ферменту при зміні умов реакції?

2. Вкажіть причину змін:

а) рН інкубаційного середовища = 5;

б) температура інкубації 70 °С;

в) при додаванні в інкубаційне середовище  $\text{CuSO}_4$ ;

г) при збільшенні концентрації крохмалю в присутності  $\text{CuSO}_4$  в інкубаційному середовищі.

Відповідь:

а) активність амілази знизиться, так як ацидоз викликає зміна конформації ферменту;

б) активність знизиться, так як відбувається теплова денатурація ферменту;

в) активність знизиться, так як  $\text{CuSO}_4$  є інгібітором ферменту ( $\text{Cu}^{2+}$  є важким металом); г) додавання крохмалю в присутності інгібітора не збільшить активність амілази.

### Задача № 10

В середовищі знаходиться аллостеричний фермент та його інгібітор. В результаті специфічної обробки (яка не впливає на третинну структуру) фермент дисоціює на субодиниці. Чи зміниться при цьому його активність? Якщо так, то як?

Для обґрунтування відповіді згадайте:

1. Що являє собою третинна і четвертинна структури білка?

2. Що являє собою алостеричний фермент?

3. Що являє собою алостеричний інгібітор?

Відповідь:

Після дисоціації каталітичні субодиниці вивільняються з-під впливу інгібітора, активність зростає.

### Задача № 11

Порівняйте специфічність дії двох груп пептидаз – травного тракту і системи згуртування крові. В якому випадку специфічність вища?

Для обґрунтування відповіді згадайте:

1. Що являють собою пептидази, до якого класу їх відносять?

2. Що означає специфічність ферменту?

Відповідь:

Пептидази згортання крові діють лише на 1–2 строго визначених білка. Травні пептидази діють на будь-які білки, що містять певні пептидні зв'язки. Таким чином, специфічність пептидаз згортання крові вища.

### **Задача № 12**

При деяких захворюваннях рекомендується застосовувати інгібітори пептидаз. Чому при пониженому згортанню крові це не рекомендується?

Для відповіді згадайте:

1. Що являють собою пептидази?
2. Що являють собою інгібітори?

Відповідь:

Інгібітори пептидаз не застосовують при зниженні згортання крові, оскільки при цьому відзначено зниження ферментів, що беруть участь в згортанні крові, і це призводить до збільшення кровоточивості.

### **Задача № 13**

Розчин, що містить високомолекулярні речовини різної природи (полісахариди, білки, нуклеїнові кислоти), проявляє каталітичну активність по відношенню до будь-якої певної реакції. Природа каталізатора невідома. Встановлено, що він має такі властивості: а) знижує енергію активації; б) прискорює пряму і зворотну реакції; в) має високу специфічність; г) прискорює момент досягнення рівноваги, не зрушуючи його; д) припиняється каталітична дія після додавання в розчин речовини, що руйнує пептидні зв'язки. Які з властивостей є доказом білкової природи каталізатора?

Для обґрунтування відповіді згадайте:

1. Що являє собою фермент?
2. В чому відмінність дії органічних та неорганічних каталізаторів?

Відповідь:

в, д.

### **Задача № 14**

Зерна в свіжозібраних качанах кукурудзи солодкі через великий вміст в них глюкози. Чим далі від моменту збору, тим менш солодкими стають зерна в зв'язку з перетворенням глюкози на крохмаль. Для збереження солодкого смаку качани відразу ж після збору поміщають на кілька хвилин в киплячу воду і потім охолоджують. Як пояснити сенс такої обробки?

Для обґрунтування відповіді згадайте:

1. Що таке фермент?
2. Як залежить активність ферментів від температури?

Відповідь:

При тепловій обробці інактивується фермент, що перетворює глюкозу на крохмаль.

### **3 Організація поточного, семестрового та підсумкового контролю рівня знань і вмінь студентів**

Накопичувальна система оцінки навчальних досягнень студента зараховується згідно з Положеннями про організацію КСРС в ОДЕКУ та проведення підсумкового контролю знань студентів в ОДЕКУ.

- *Організація поточного контролю* побудована за накопичувально-модульним принципом згідно з чинним положенням про організацію контролю самостійної роботи студентів в ОДЕКУ.
- *Організація підсумкового контролю* побудована згідно Положення «Про проведення підсумкового контролю знань студентів» – врахування накопичених студентом за навчальний семестр результатів поточного контролю. Підсумкова оцінка у шкалі ECTS виставляється за кожну залікову одиницю.
- *Форми підсумкового контролю*: іспит (IV семестр).
- *Реєстрація та підсумковий контроль*: допуск до іспиту здійснюється лектором згідно з результатами поточного контролю за навчальний семестр. До підсумкового контролю допускаються студенти, які отримали не менше 50 % від максимально можливої суми балів з модулів практичної підготовки.

Комплекс контрольних заходів розроблено на підставі чинних «Положення про проведення підсумкового контролю знань студентів», «Положення про організацію контролю самостійної роботи студентів ОДЕКУ», «Положення про критерії оцінки знань студентів в ОДЕКУ».

Комплекс контрольних заходів регламентує організацію поточного та підсумкового контролю рівня набутих студентами знань, вмінь та навичок у ході вивчення дисципліни «Гідрохімія та біохімія гідробіонтів», а також конкретизує виконання графіку навчального процесу по цій дисципліні зі спеціальності – 201 «Водні біоресурси та аквакультура».

Метою кредитно-модульної системи контролю є:

- активізація самостійної роботи студентів;
- стимулювання ритмічної роботи протягом семестру згідно з графіком контрольних заходів;
- визначення якості засвоєння певних розділів дисципліни (змістовних модулів).
- Форми контролю рівня засвоєння змістовних модулів (ЗМ):
- усне опитування під час лабораторних та лекційних занять – УО;
- розв'язання задач під наглядом викладача в обчислювальному класі (лабораторії) – РЗ;
- виконання завдання біля дошки – КЗ;
- складання протоколу та захист лабораторної роботи – ЗЛР;
- письмова тестова контрольна робота – ТКР.

Студент повинен мати лабораторний журнал, тобто зошит, у якому коротко, але точно відзначаються всі спостереження, зроблені при виконанні експерименту. У цьому ж лабораторному зошиті студент повинен дома записати всі теоретичні відомості (основні положення, правила, формули, визначення), що стосуються теми лабораторної роботи, до виконання якої він готується. Кожній лабораторній роботі передуює перевірка викладачем теоретичних знань студента з даної теми, яка проводиться у вигляді усного опитування та перевірки теоретичної частини, яку студент підготував дома у лабораторному журналі. Студенти, які не підготували теоретичну частину, та не знають, як виконувати лабораторну роботу, згідно з правилами техніки безпеки в гідро-біохімічній лабораторії не допускаються до виконання експерименту. Відпрацювати лабораторну роботу можна у перший тиждень сесії після підготовки до неї.

Формою звітності виконання лабораторної роботи є протокол, оформлення титульного листа до якого наведено у додатку Б. Протоколи ведуть у лабораторному журналі. Титульний лист та теоретичну частину готують дома. Експериментальну частину, розрахункову і графічну частини, висновки роблять в лабораторії та вносять до протоколу.

#### Порядок оформлення результатів лабораторних робіт та формулювання висновків

Результати проведених дослідів, отримані під час виконання лабораторної роботи, є базою як для безпосереднього аналізу, так і для подальших розрахунків, які підтверджують вірність теоретичних положень. Виконуючи лабораторну роботу, студент повинен спостерігати за ходом експерименту, відзначаючи всі його особливості: зміна кольору, випадіння осаду, виділення газоподібної речовини, теплові ефекти, показання приладу, т.д. Результати спостережень записують у лабораторний журнал у вигляді протоколу лабораторної роботи, дотримуючись певної послідовності:

- 1) тема лабораторної роботи;
- 2) мета роботи;
- 3) коротко дати теоретичні відомості, що стосуються даної роботи;
- 4) написати рівняння хімічних реакцій, які ілюструють гідрохімічні або біохімічні аналізи;
- 5) результати дослідів слід внести в експериментальну частину протоколу;
- 6) розрахункова частина;
- 7) зробити висновки.

Записи в лабораторному журналі роблять чорнилом. Всі розрахунки необхідно проводити в лабораторному журналі.

Значення символів і коефіцієнтів, що входять у розрахункову формулу, повинні бути наведені безпосередньо під формулою в тій послідовності, у якій вони наведені у формулі.

Для представлення лабораторної роботи необхідно вміти відповідати на контрольні запитання та вирішувати індивідуальні завдання, наведені у методичних вказівках у кінці кожної лабораторної роботи. Виконавши лабораторну роботу та самостійно попрацювавши над «контролюючою програмою», студент, з одного боку, ознайомиться з характером питань по даній темі, з іншого боку – добре підготується до модульної контрольної роботи із цього розділу.

#### Методика оцінки всіх видів підготовки студентів

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

Загальна кількість змістовних модулів для студентів, що навчаються за денною формою навчання залежить від загального обсягу навчального навантаження з дисципліни «Гідрохімія та біохімія гідробіонтів» і відповідає розподіленню робочої програми дисципліни на завершені структурно-логічні розділи у відповідності з проведенням навчальних занять: 2 змістовних модулів з теоретичної (лекційної) частини курсу, 2 змістовних модулів з практичної частини (лабораторні роботи). Суми балів, які отримав студент за всіма змістовними модулями навчальної дисципліни «Гідрохімія та біохімія гідробіонтів», формують інтегральну оцінку поточного контролю студента. Види завдань та кількість балів, що нараховані за виконання певного виду завдання зведені у таблицю 3.1.

Сума отриманих балів складається з суми виконаних своєчасно контрольних заходів. Якщо студент не виконав з поважних причин окремих модулів, він може здати його у двотижневий термін згідно з графіком контрольних заходів.

При проведенні міжсесійного контролю студент вважається атестованим, якщо він набрав не менш як 50 % від максимально можливої суми балів по модулям, завершеним на момент атестації.

Табл. 3.1.

№	Види завдань, за які нараховують бали	Кількість балів, що нараховані за виконання певного виду завдання
1	Змістовний модуль (ЗМ-Л1) – теоретичний	20
2	Змістовний модуль (ЗМ-Л2) – теоретичний	20
<b>Разом за теоретичну частину</b>		<b>40</b>
4	Змістовний модуль (ЗМ-Лаб1) – практичний	20
5	Змістовний модуль (ЗМ-Лаб2) – практичний	20
7	Захист лабораторних робіт	20
<b>Разом за практичну частину</b>		<b>60</b>
<b>Усього за семестр</b>		<b>100 балів</b>

**Студент вважається допущеним** до підсумкового контролю (іспиту), якщо він вчасно виконав всі види робіт, передбачені робочою навчальною програмою дисципліни «Гідрохімія та біохімія гідробіонтів» і набрав за модульною системою суму балів не менш ніж 50 % від максимально можливої за практичну частину.

ПСК передбачає дві форми оцінювання успішності засвоєння студентом навчального матеріалу дисципліни: кількісна оцінка (бал успішності) та якісна оцінка.

*Кількісна оцінка (бал успішності)* – це відсоток, який становить інтегральна сума балів, отриманих студентом на контролюючих заходах, по відношенню до максимально можливої суми балів, яка встановлена робочою програмою дисципліни «Гідрохімія та біохімія гідробіонтів» (100 балів).

*Якісна оцінка* – це оцінка, яка виставляється на підставі кількісної оцінки за двобальною якісною шкалою: зараховано, не зараховано. Також при кредитно-модульній системі організації навчального процесу використовується семибальна шкала оцінювання ECTS.

Обов'язково враховується своєчасність виконання студентом графіку навчального процесу. Таким чином, якщо студент без поважних причин пропустив контрольний захід або отримав незадовільну оцінку, то він може його здати з максимальною оцінкою «задовільно».

**Семестровий іспит** – це форма підсумкового контролю засвоєння студентом теоретичного та практичного матеріалу (знань, вмінь та навичок, що зазначені у програмі дисципліни) за семестр, що проводиться як контрольний захід, згідно з «Положенням про проведення підсумкового контролю знань студентів» та Інструкції «Про порядок проведення та критерії оцінювання відповідей студентів під час письмових іспитів».

Екзаменаційні білети складені у вигляді тестових завдань закритого типу, загальна екзаменаційна оцінка еквівалентна відсотку правильних відповідей із загального обсягу питань екзаменаційного білету (екзаменаційні білети складаються з двадцяти тестових запитань, кожний з яких оцінюється в 5 балів.).

Згідно з п.2.10.2. «Положення про проведення підсумкового контролю знань студентів в ОДЕКУ» загальна кількісна оцінка з дисципліни є усередненою між кількісною оцінкою поточних контрольних заходів (графа 3 відомості) та кількісною оцінкою семестрового контрольного заходу (графа 4 відомості) і виставляється у графі 5 заліково-екзаменаційної відомості (загальний бал успішності).

Якщо студент за підсумками іспиту отримав загальну кількісну оцінку менше 50 % (від максимально можливої на екзамені), то викладачем виставляється у графі 5 загальний бал успішності, який дорівнює балу успішності на іспиті (графа 4).

Проведення семестрового письмового іспиту відбувається у відповідності до Інструкції «Про порядок проведення та критерії

оцінювання відповідей студентів ОДЕКУ під час письмових іспитів», затвердженої на засіданні методичної ради ОДЕКУ. Тривалість письмового іспиту – 2 академічні години. Початком письмового іспиту є час закінчення видачі екзаменаційних білетів.

У відповідності з методичними цілями письмових іспитів – формування у студентів цілісної системи знань та вмінь, перевірки рівня знань студентів в першу чергу з базової компоненти теоретичної частини навчальної дисципліни «Гідрохімія та біохімія гідробіонтів» та вміння їх використовувати в типових ситуаціях – використовується, як варіант формування питань в екзаменаційних білетах, тестові завдання закритого типу, які потребують від студента вибору правильних відповідей з декількох, запропонованих у запитанні. Запитання формуються по всьому переліку сформованих у навчальній дисципліні знань (в першу чергу базової компоненти). Кількість запитань у кожному екзаменаційному білеті – 20 (10 із гідрохімії та 10 з біохімії гідробіонтів).

**Перелік тем щодо іспиту навчальної дисципліни  
«Гідрохімія та біохімія гідробіонтів»  
із посиланням на основну літературу**

- Тема 1. Теоретичні основи гідрохімії. Властивості води, як розчинника. Будова молекули води, її структура та ізотопний склад. Водневий зв'язок. Аномальні властивості води. Фізичні та хімічні властивості води. Структура води у різних агрегатних станах. [1, с. 10-14, 19-23]. Загальна характеристику розчинів. Способи вираження концентрації розчинів. Розчинність твердих речовин, рідини та газів у воді. Теорію розбавлених розчинів. Особливості водних розчинів електролітів. [1, с. 23-30; 3, с. 11-15, 41-44]. Йонізація води. Водневий показник (рН). Індикатори. Вплив гідролізуючих солей на рН водних розчинів. Електрометричне визначення рН водних розчинів. [1, с. 36-38, 73-76].
- Тема 2. Умови формування хімічного складу природних вод та їх класифікація (за О. О. Альокіним та за А. М. Ніканоровим). Першоджерела складу води. Походження катіонів та аніонів. Головні та другорядні, прямі та опосередковані фактори. Фізико-географічні фактори. Геологічні фактори. Фізико-хімічні фактори. Біологічні фактори. Антропологічні фактори. Гідрохімічна зональність. [1, с. 32-47; 3, с. 15-40].
- Тема 3. Загальна характеристика хімічного складу природних вод. Розчинені гази. Йони водню та окисно-відновний потенціал природних вод. Головні йони. Біогенні речовини. Органічні речовини. Мікроелементи. Радіоактивність. Забруднювальні речовини. Мінералізація природних вод. [1, с. 66-129; 3, с. 41-118].
- Тема 4. Класифікації природних вод за хімічним складом та мінералізацією (О. А. Альокіна, В. О. Олександрова, М. Г. Валяшко, В. О. Суліна та ін.). Обробку результатів хімічного аналізу природних вод. Формулу Курлова. Графічні форми зображення результатів хімічного аналізу природних вод.

- [1, с. 50-61; 3, с. 119-131].
- Тема 5. Регіональна гідрохімія. Хімічний склад атмосферних опадів. [1, с. 120-136; 3, с. 132-167]. Хімічний склад річкових вод та умови формування. [1, с. 148-190; 3, с. 221-277]. Загальна гідрохімічна характеристика озер. [1, с. 191-225; 3, с. 280-327]. Загальні відомості про сольовий склад вод морів та океанів. [1, с. 263-286; 3, с. 328-370]. Особливості формування хімічного складу підземних вод. [1, с. 226-262; 3, с. 169-220].
  - Тема 6. Прикладна гідрохімія. Вимоги до складу води при її використанні. Побутове та технічне значення твердості води. Агресивна дія природної води на бетон і метал. [1, с. 287-302; 3, с. 371-395]. Хімічні показники оцінки забрудненості вод. Комплексні критерії якості води. [1, с. 303-340; 3, с. 399-433]. Основні методи гідрохімічного аналізу. Гідрохімічні дослідження на водних об'єктах. [1, с. 347-366].
  - Тема 7. Теоретичні основи статичної і динамічної біохімії [1, с. 17-26]
  - Тема 8. Білки, амінокислоти та ліпіди у складі гідробіонтів. [1, с. 33-50; с.61-67]
  - Тема 9. Вуглеводи та ферменти у складі гідробіонтів [1, с.72-87; с. 93-104]
  - Тема 10. Вітаміни та мінеральні речовини гідро біонтів [1, с. 112-132; с. 167-178]
  - Тема 11. Енергетика біологічного окиснення у гідробіонтів [2, с. 9-13]
  - Тема 12. Обмін вуглеводів і ліпідів та їх роль для організмів [2, с. 26-63]
  - Тема 13. Обмін білків, нуклеїнових кислот, води і мінеральних речовин у гідробіонтів [2, с. 64-101]
  - Тема 14. Особливості та взаємозв'язок обміну речовин у гідробіонтів на різних етапах їх існування[1, с. 189-197], [2, с. 102-108]

На виконання наказу №308 від 28 вересня 2012 р. у відповідність до Форми №Н-5.03 (затверджено наказом МОН №384 від 29.03.12 р.) застосовується шкала відповідності оцінок в системі університету, національній системі і системі ECTS.

Таблиця 3.2 – Шкала відповідності оцінок за національною системою та системою ЄКТАС

<i>За шкалою ECTS</i>	<i>За національною системою (для іспиту)</i>	<i>За національною системою (для заліку)</i>	<i>Бал успішності</i>
A	5 (відмінно)	зараховано	90-100
B	4 (добре)	зараховано	82-89,9
C	4 (добре)	зараховано	74-81,9
D	3 (задовільно)	зараховано	64-73,9
E	3 (задовільно)	зараховано	60-63,9
FX	2 (незадовільно)	незараховано	35-59,9
F	2 (незадовільно)	незараховано	1-34,9



## 4 Наукова робота студентів

В умовах кредитно-модульної системи організації навчального процесу в ОДЕКУ до структури робочої навчальної програми дисципліни «Гідрохімія та біохімія гідробіонтів» передбачено обов'язкове включення наукового модуля, що є окремою заліковою одиницею.

Кредитно-модульна система організації навчального процесу орієнтована на послідовне й системне залучення студентів до науково-дослідницької діяльності, цьому сприяє велика частка їх самостійної та індивідуальної роботи.

Перелік можливих видів наукової роботи під час вивчення навчальної дисципліни «Гідрохімія та біохімія гідробіонтів» пропонується студентам згідно з «Положенням про врахування науково-дослідної роботи студента у кредитно-модульній системі організації навчального процесу в ОДЕКУ»:

- оцінювання навчальних елементів, які за своїм змістом вимагають знань і умінь дослідницько-пошукового характеру – це бездоганне виконання лабораторних робіт, які виконуються *на аудиторних заняттях* – 5 балів;
- оцінювання видів *поза аудиторної роботи*, які інтегрують навчальні та наукові елементи діяльності студента, а саме: виконання рефератів, теми яких наведені нижче, – 10 балів;
- оцінюється НДР як окремий модуль за назвою «Наукова робота», який складається із декількох елементів:
  - участь у 1-му етапі Всеукраїнської олімпіади студентів (Е1);
  - участь у науковій студентській конференції в ОДЕКУ (Е3).

Оцінювання 1 рівня науково-дослідної роботи студента:

Елементи НДР	Кількість кредитів			
	1	2	3	Заохочення
Е 1 (Всеукраїнська олімпіада, 1 етап)	1,0	0,5	0,25	
Е3 (Конференції)	0,25			

Примітка: 1,2,3 – місця переможців конкурсів

### Теми рефератів з розділу «Гідрохімія»

1. Вплив техногенезу на хімічний склад річкових вод.
2. Сучасний хімічний склад річкових вод басейну Дунаю.
3. Сучасний хімічний склад річкових вод басейну Дністра.
4. Сучасний хімічний склад річкових вод басейну Дніпра.
5. Сучасний хімічний склад річок Криму та Приазов'я. Їх порівняльна характеристика.
6. Сучасний хімічний склад річкових вод басейну Південного Бугу.
7. Гідрохімічний режим водосховищ; чинники, які впливають на його формування.

8. Генетичні категорії та особливості хімічного складу вод місцевого стоку.
9. Особливості хімічного складу підземних вод.
10. Особливості хімічного складу мінеральних вод.
11. Сучасний стан та основні закономірності формування хімічного складу вод Чорного моря.
12. Сучасний стан та основні закономірності формування хімічного складу вод Азовського моря.
13. Вплив атмосферних опадів на хімічний склад поверхневих вод.
14. Особливості хімічного складу вод гирлової області Дунаю.
15. Особливості хімічного складу вод гирлової області Дністра.
16. Особливості хімічного складу вод гирлової ділянки Південного Бугу.
17. Особливості хімічного складу вод гирлової ділянки Дніпра.
18. Особливості хімічного складу вод Дністровського та Дніпровсько-Бузького лиманів.
19. Стік розчинених у природних водах речовин і хімічна денудація.
20. Соляні озера Криму.
21. Особливості хімічного складу вод лиманів Дніпровсько-Дністровського межиріччя. Використання лиманів.
22. Особливості хімічного складу вод лиманів Дунайсько-Дністровського межиріччя. Використання лиманів.
23. Особливості хімічного складу вод Шацьких озер.
24. Особливості хімічного складу вод Придунайських заплавних озер.
25. Оцінка стану рівноважних гідрохімічних систем, як важливих чинників формування хімічного складу природних вод у різних природних зонах України.
26. Взаємозв'язок хімічного складу різних типів природних вод.

### **Теми рефератів з розділу «Біохімія гідробіонтів»**

1. Історичні і методологічні передумови виникнення біохімії як науки. Значення біохімії гідробіонтів для розвитку аквакультури.
2. Замінні і незамінні амінокислоти. Значення амінокислот для життєдіяльності гідробіонтів.
3. Фракційний склад ікри, органів і тканин риби. Біологічна роль фракцій ліпідів у риби.
4. Функції і біологічне значення вуглеводів в організмі.
5. Механізм дії ферментів та кінетика ферментативних реакцій.
6. Біологічна роль протеолітичних і непротеолітичних ферментів.
7. Основні джерела та потреби у вітамінах у гідробіонтів.
8. Місце біосинтезу гормонів, їх біологічна роль.
9. Значення макро- і мікроелементів для метаболічних процесів.
10. Єдність обміну речовин і енергії у гідробіонтів.
11. Шляхи утворення та використання енергії в організмі риби.
12. Енергетика ліпідного обміну в тканинах і клітинах організму.

13. Цикл трикарбонових кислот та його значення.
14. Біологічна роль білків для організму гідробіонтів.
15. Потреби риб у білках та принципи їх балансування.
16. Обмін речовин в організмі як єдине ціле.
17. Хімічний склад крові і тканин у різних видів риб.
18. Форми голодування у риб, тривалість можливого перебування риб без їжі.
19. Основні чинники, які впливають на гідробіонти і період зимівлі.
20. Метаболізм білків, жирів, вуглеводів і організмі.
21. Основні стадії біохімічної адаптації гідробіонтів до голодування

До складу реферату повинні входити такі пункти:

- Зміст
- Вступ
- Основна частина
- Висновки
- Література

## ДОДАТКИ

Додаток А

### Оформлення титульного листа реферату наукового модулю

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
Одеський державний екологічний університет

Кафедра хімії навколишнього середовища

### РЕФЕРАТ

З дисципліни «Гідрохімія та біохімія гідробіонтів»

Тема: «.....»

Виконав: П.І.Б. студента

Група

Перевірів: П.І.Б. викладача

ОДЕСА 20\_\_

**Додаток Б**

**Оформлення титульного листа протоколу лабораторної роботи**

Одеський державний екологічний університет

Кафедра хімії навколишнього середовища

**ПРОТОКОЛ**

Лабораторної роботи №....

Тема: «.....»

Виконав: П.І.Б. студента

Група.....

Перевірив: П.І.Б. викладача

Одеса – 20\_\_\_\_

## Додаток В

### Добуток розчинності деяких малорозчинних електролітів при 25 °С

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 Г

Стандартні електродні потенціали деяких систем у водних розчинах при 25 °С.

Окислена форма	Відновлена форма	Рівняння процесу	$\varphi^\circ, В$
$SO_4^{2-} + 8H^+$	$S^{2-} + 4H_2O$	$SO_4^{2-} + 8H^+ + 8e^- \rightarrow S^{2-} + 4H_2O$	0,149
$S + 2H^+$	$H_2S_{(r)}$	$S + 2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2S$	0,17
$S_4O_6^{2-}$	$2S_2O_3^{2-}$	$S_4O_6^{2-} + 2e^- \rightarrow 2S_2O_3^{2-}$	0,15
$S_2O_8^{2-}$	$2SO_4^{2-}$	$S_2O_8^{2-} + 2e^- \rightarrow 2SO_4^{2-}$	2,05
$Fe^{3+}$	$Fe^{2+}$	$Fe^{3+} + 1e^- \rightarrow Fe^{2+}$	0,77
$HNO_2 + H^+$	$NO + H_2O$	$HNO_2 + H^+ + 1e^- \rightarrow NO + H_2O$	0,99
$NO_3^- + 2H^+$	$NO_2^- + H_2O$	$NO_3^- + 2H^+ - 1e^- \rightarrow NO_2^- + H_2O$	0,84
$NO_3^- + 2H^+$	$NO_2^- + H_2O$	$NO_3^- + 2H^+ - 1e^- \rightarrow NO_2^- + H_2O$	0,81
$NO_3^- + 10H^+$	$NH_4^+ + 3H_2O$	$NO_3^- + 10H^+ + 8e^- \rightarrow NH_4^+ + 3H_2O$	0,87
$NO_3^- + 4H^+$	$NO + 2H_2O$	$NO_3^- + 5H^+ + 3e^- \rightarrow NO + 2H_2O$	0,95
$NO_2^- + 2H^+$	$NO_{(r)} + H_2O$	$NO_2^- + H^+ + 1e^- \rightarrow NO + H_2O$	0,98
$I_{2(розчин)}$	$2I^-$	$I_2 + 2e^- \rightarrow 2I^-$	0,54
$IO_3^- + 6H^+$	$I^- + 3H_2O$	$IO_3^- + 6H^+ + 6e^- \rightarrow I^- + 3H_2O$	1,08
$2H^+$	$H_2$	$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$	0,00
$O_{2(r)} + 4H^+$	$2H_2O$	$O_2 + 4H^+ + 4e^- \rightarrow 2H_2O$	1,23
$H_2O_2 + 2H^+$	$2H_2O$	$H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow 2H_2O$	1,77
$PbO_2 + 4H^+$	$Pb^{2+} + 2H_2O$	$PbO_2 + 4H^+ + 2e^- \rightarrow Pb^{2+} + 2H_2O$	1,46
$Br_{2(розчин)}$	$2Br^-$	$Br_2 + 2e^- \rightarrow 2Br^-$	1,07
$MnO_{2(r)} + 4H^+$	$Mn^{2+} + 2H_2O$	$MnO_2 + 4H^+ + 2e^- \rightarrow Mn^{2+} + 2H_2O$	1,28
$MnO_4^- + 2H_2O$	$MnO_{2(r)} + 4OH^-$	$MnO_4^- + 2H_2O + 3e^- \rightarrow MnO_2 + 4OH^-$	0,57
$MnO_4^- + 8H^+$	$Mn^{2+} + 4H_2O$	$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$	1,51
$MnO_4^- + 4H^+$	$MnO_2 + 2H_2O$	$MnO_4^- + 4H^+ + 3e^- \rightarrow MnO_2 + 2H_2O$	1,69
$F_2$	$2F^-$	$F_2 + 2e^- \rightarrow 2F^-$	2,85
$Cl_{2(r)}$	$2Cl^-$	$Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$	1,36
$ClO_3^- + 6H^+$	$Cl^- + 3H_2O$	$ClO_3^- + 6H^+ + 6e^- \rightarrow Cl^- + 3H_2O$	1,44
$ClO^- + H_2O$	$Cl^- + 2OH^-$	$ClO^- + H_2O + 2e^- \rightarrow Cl^- + 2OH^-$	0,89
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+$	$2Cr^{3+} + 7H_2O$	$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$	1,36
$CrO_4^{2-} + 4H^+$	$CrO_2^- + H_2O$	$CrO_4^{2-} + 4H^+ + 3e^- \rightarrow CrO_2^- + 2H_2O$	0,95
$H_3AsO_4 + 2H^+$	$HAsO_2 + 2H_2O$	$H_3AsO_4 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow HAsO_2 + 2H_2O$	0,56

## Замінні та незамінні амінокислоти

$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}_3\text{N}^+ - \overset{\ominus}{\text{C}} - \overset{\ominus}{\text{C}} \\   \\ (\text{CH}_2)_3 \\   \\ \text{NH} \\   \\ \text{C}=\text{NH}_2 \\   \\ \text{NH}_2 \end{array}$ <p><b>Аргінін</b> (Arg / R)</p>	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}_3\text{N}^+ - \overset{\ominus}{\text{C}} - \overset{\ominus}{\text{C}} \\   \\ \text{CH}_2 \\   \\ \text{CH}_2 \\   \\ \text{C}=\text{O} \\   \\ \text{NH}_2 \end{array}$ <p><b>Глутамін</b> (Gln / Q)</p>	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}_3\text{N}^+ - \overset{\ominus}{\text{C}} - \overset{\ominus}{\text{C}} \\   \\ \text{CH}_2 \\   \\ \text{C}_6\text{H}_5 \end{array}$ <p><b>Фенілаланін</b> (Phe / F)</p>	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}_3\text{N}^+ - \overset{\ominus}{\text{C}} - \overset{\ominus}{\text{C}} \\   \\ \text{CH}_2 \\   \\ \text{C}_6\text{H}_4 \\   \\ \text{OH} \end{array}$ <p><b>Тирозін</b> (Tyr / Y)</p>	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}_3\text{N}^+ - \overset{\ominus}{\text{C}} - \overset{\ominus}{\text{C}} \\   \\ \text{CH}_2 \\   \\ \text{C}_8\text{H}_6\text{N}_2 \end{array}$ <p><b>Триптофан</b> (Trp, W)</p>
$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}_3\text{N}^+ - \overset{\ominus}{\text{C}} - \overset{\ominus}{\text{C}} \\   \\ (\text{CH}_2)_4 \\   \\ \text{NH}_2 \end{array}$ <p><b>Лізін</b> (Lys / K)</p>	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}_3\text{N}^+ - \overset{\ominus}{\text{C}} - \overset{\ominus}{\text{C}} \\   \\ \text{H} \end{array}$ <p><b>Гліцин</b> (Gly / G)</p>	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}_3\text{N}^+ - \overset{\ominus}{\text{C}} - \overset{\ominus}{\text{C}} \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$ <p><b>Аланін</b> (Ala / A)</p>	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}_3\text{N}^+ - \overset{\ominus}{\text{C}} - \overset{\ominus}{\text{C}} \\   \\ \text{CH}_2 \\   \\ \text{C}_4\text{H}_4\text{N}_2 \end{array}$ <p><b>Гістидін</b> (His / H)</p>	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}_3\text{N}^+ - \overset{\ominus}{\text{C}} - \overset{\ominus}{\text{C}} \\   \\ \text{CH}_2 \\   \\ \text{OH} \end{array}$ <p><b>Серін</b> (Ser / S)</p>
$\begin{array}{c} \text{H}_2 \\   \\ \text{C} \\ / \quad \backslash \\ \text{H}_2\text{C} \quad \text{CH}_2 \\   \quad \quad   \\ \text{H}_2\text{N}^+ - \overset{\ominus}{\text{C}} - \overset{\ominus}{\text{C}} \end{array}$ <p><b>Пролін</b> (Pro / P)</p>	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}_3\text{N}^+ - \overset{\ominus}{\text{C}} - \overset{\ominus}{\text{C}} \\   \\ \text{CH}_2 \\   \\ \text{CH}_2 \\   \\ \text{COOH} \end{array}$ <p><b>Глутамінова кислота</b> (Glu / E)</p>	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}_3\text{N}^+ - \overset{\ominus}{\text{C}} - \overset{\ominus}{\text{C}} \\   \\ \text{CH}_2 \\   \\ \text{COOH} \end{array}$ <p><b>Аспарагінова кислота</b> (Asp / D)</p>	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}_3\text{N}^+ - \overset{\ominus}{\text{C}} - \overset{\ominus}{\text{C}} \\   \\ \text{H} - \text{C} - \text{OH} \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$ <p><b>Треонін</b> (Thr / T)</p>	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}_3\text{N}^+ - \overset{\ominus}{\text{C}} - \overset{\ominus}{\text{C}} \\   \\ \text{CH}_2 \\   \\ \text{SH} \end{array}$ <p><b>Цистеїн</b> (Cys / C)</p>
$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}_3\text{N}^+ - \overset{\ominus}{\text{C}} - \overset{\ominus}{\text{C}} \\   \\ \text{CH}_2 \\   \\ \text{CH}_2 \\   \\ \text{S} \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$ <p><b>Метіонін</b> (Met / M)</p>	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}_3\text{N}^+ - \overset{\ominus}{\text{C}} - \overset{\ominus}{\text{C}} \\   \\ \text{CH}_2 \\   \\ \text{CH} \\ / \quad \backslash \\ \text{CH}_3 \quad \text{CH}_3 \end{array}$ <p><b>Лейцин</b> (Leu / L)</p>	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}_3\text{N}^+ - \overset{\ominus}{\text{C}} - \overset{\ominus}{\text{C}} \\   \\ \text{CH}_2 \\   \\ \text{C}=\text{O} \\   \\ \text{NH}_2 \end{array}$ <p><b>Аспарагін</b> (Asn / N)</p>	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}_3\text{N}^+ - \overset{\ominus}{\text{C}} - \overset{\ominus}{\text{C}} \\   \\ \text{HC} - \text{CH}_3 \\   \\ \text{CH}_2 \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$ <p><b>Ізолейцин</b> (Ile / I)</p>	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}_3\text{N}^+ - \overset{\ominus}{\text{C}} - \overset{\ominus}{\text{C}} \\   \\ \text{CH} \\ / \quad \backslash \\ \text{CH}_3 \quad \text{CH}_3 \end{array}$ <p><b>Валін</b> (Val / V)</p>



Основні жирні кислоти

# ЖИРНІ КИСЛОТИ

1. Насичені -  $C_3H_7COOH$  або  $C_40$  – масляна (бутанова),  
 $C_{15}H_{31}COOH$ , або  $C_{160}$  - пальмітинова,  
 $C_{17}H_{35}COOH$ , або  $C_{180}$  - стеаринова
2. Моноєнові -  $C_{17}H_{33}COOH$  або  $C_{181}$  - олеїнова
3. Полієнові (містять від 2 до 6 подвійних зв'язків):  
 $C_{17}H_{31}COOH$ , або  $C_{182}$  – лінолева;  
 $C_{17}H_{29}COOH$ , або  $C_{183}$  – ліноленова;  
 $C_{19}H_{31}COOH$ , або  $C_{204}$  – арахідонова;  
 $C_{19}H_{29}COOH$ , або  $C_{205}$  – ейкозапентаєнова;  
 $C_{21}H_{31}COOH$ , або  $C_{226}$  – докозагексаєнова

PERIОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛІЄВА

PERIOD	VIII												
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII					
1	<b>H</b> 1,0079 Гідроген Водень						<b>He</b> 4,0026 Гелій	Протонне число (порядковий номер)  <b>Fe</b> 55,847 Хімічний символ Традиційна назва простого речовини Назва елемента атомна маса					
2	<b>Li</b> 6,941 Літій	<b>Be</b> 9,0122 Берилій	<b>B</b> 10,811 Бор	<b>C</b> 12,011 Карбон Вуглець	<b>N</b> 14,007 Нітроген Азот	<b>O</b> 15,999 Оксиген Кисень	<b>F</b> 18,998 Флуор	<b>Ne</b> 20,179 Неон					
3	<b>Na</b> 22,990 Натрій	<b>Mg</b> 24,305 Магній	<b>Al</b> 26,982 Алюміній	<b>Si</b> 28,086 Силіцій	<b>P</b> 30,974 Фосфор	<b>S</b> 32,066 Сульфур Сірка	<b>Cl</b> 35,453 Хлор	<b>Ar</b> 39,948 Аргон					
4	<b>K</b> 39,098 Калій	<b>Ca</b> 40,078 Кальцій	<b>Sc</b> 44,956 Скандій	<b>Ti</b> 47,88 Титан	<b>V</b> 50,942 Ванадій	<b>Cr</b> 51,996 Хром	<b>Mn</b> 54,938 Манган	<b>Fe</b> 55,847 Ферум Залізо	<b>Co</b> 58,933 Кобальт	<b>Ni</b> 58,69 Нікол Нікель			
5	<b>Cu</b> 63,546 Купрум Мідь	<b>Zn</b> 65,39 Цинк	<b>Ga</b> 69,723 Галій	<b>Ge</b> 72,59 Германій	<b>As</b> 74,922 Арсен	<b>Se</b> 78,904 Селен	<b>Br</b> 79,904 Бром	<b>Kr</b> Криптон	<b>Ru</b> 45 102,91 Рутеній	<b>Rh</b> 46 106,42 Родій	<b>Pd</b> Паладій		
6	<b>Rb</b> 85,468 Рубідій	<b>Sr</b> 87,62 Стронцій	<b>Y</b> 88,906 Ітрій	<b>Zr</b> 91,224 Цирконій	<b>Nb</b> 92,906 Ніобій	<b>Mo</b> 95,94 Молибден	<b>Tc</b> 43 [99] Технецій	<b>Xe</b> 54 131,29 Ксенон	<b>Os</b> 77 192,22 Осмій	<b>Ir</b> 78 195,08 Іридій	<b>Pt</b> Платина		
7	<b>Cs</b> 132,91 Цезій	<b>Ba</b> 137,33 Барій	<b>*La</b> 138,91 Лантан	<b>Hf</b> 178,49 Гафній	<b>Ta</b> 180,95 Тантал	<b>W</b> 183,85 Вольфрам	<b>Re</b> 75 186,21 Реній	<b>Rn</b> 86 [222] Радон	<b>Mt</b> 109 [266] Майтнерій	<b>Uu</b> 110 58,69 Унуншлій			
	<b>Fr</b> 223 Францій	<b>Ra</b> 226,03 Радій	<b>**Ac</b> [227] Актиній	<b>Pb</b> 207,2 Свинцев, оливо	<b>Bi</b> 208,98 Бісмут	<b>Po</b> [209] Полоній	<b>At</b> [210] Астат	<b>Rn</b> [265] Радон	<b>Hn</b> [265] Ганій	<b>Mt</b> [266] Майтнерій	<b>Uu</b> [266] Унуншлій		
* Лантаноїди													
58	<b>Ce</b> 140,12 Церій	<b>Pr</b> 140,91 Празеодим	<b>Nd</b> 144,24 Неодим	<b>Sm</b> 151,96 Самарій	<b>Eu</b> 157,25 Європій	<b>Gd</b> 158,93 Гадоліній	<b>Dy</b> 162,50 Диспрозій	<b>Ho</b> 164,93 Гольмій	<b>Er</b> 167,26 Ербій	<b>Tm</b> 168,93 Тулій	<b>Lu</b> 174,97 Лютецій		
** Актиноїди													
90	<b>Th</b> 232,04 Торій	<b>Pa</b> 231 Протактіній	<b>U</b> 238,03 Уран	<b>Pu</b> [243] Плутоній	<b>Am</b> [243] Америцій	<b>Cm</b> [247] Кюрій	<b>Bk</b> [247] Берклій	<b>Cf</b> [251] Каліфорній	<b>Es</b> [252] Ейнштейній	<b>Fm</b> [257] Фермій	<b>Md</b> [258] Менделєєв	<b>No</b> [259] Нобелій	<b>Lr</b> [260] Лоуренсій

Таблиця 1 – Розчинність солей та основ у воді

	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>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	ВР	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
F <sup>-</sup>	Р	Р	Р	ВР	ВР	ВР	ВР	ВР	Н	ВР	ВР	ВР	ВР	Р	Р	Р	-	ВР	ВР	ВР	Н	Н	Р
Cl <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	ВР	ВР	-	Р
Br <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	ВР	ВР	-	Р
I <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	ВР	ВР	Н	Р
S <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Н	Н	Н	ВР	-	-	-	Н	-	Н	Н	Н	Н	-	-	Н	Н	Н	-	-
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Н	ВР	ВР	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	-	Р	ВР	ВР	ВР	Р	Р
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	ВР	Н	ВР	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-
CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Н	ВР	Р	Р	-	-	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	-	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	-	Р	Р	Р	Р	Н	-
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	-	Н	Н	Н	Н	Н	-	Н	Н	Н	Н	-	-	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	-

**Примітка:** Р – розчинні у воді; ВР – важкорозчинні (малорозчинні); Н – практично нерозчинні; “-” – риска означає, що речовина не існує або розкладається водою.

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ  
ДО САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ  
з дисципліни «Гідрохімія та біохімія гідробіонтів»  
для студентів II-го курсу природоохоронного факультету  
Спеціальність 207 «Водні біоресурси та аквакультура»**

Рудковська О. В.  
доцент кафедри хімії навколишнього середовища ОДЕКУ

Васильєва М. Г.  
старший викладач кафедри хімії навколишнього середовища ОДЕКУ.

Підп. до друку  
Умовн. друк. арк.

Формат  
Тираж

Папір  
Зам.№

Надруковано з нового оригінал-макета

---

Одеський державний екологічний університет  
65016, Одеса, вул. Львівська, 15

---