

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ, МОЛОДІ ТА СПОРТУ УКРАЇНИ  
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ  
по організації самостійної роботи студентів  
при вивченні дисципліни

«ГІДРОХІМІЧНІ ДОСЛІДЖЕННЯ  
ВОДНИХ ЕКОСИСТЕМ»

для студентів IV – го курсу природоохоронного факультету  
Напрямок підготовки – «Екологія, охорона навколишнього середовища та  
збалансоване природокористування»  
Спеціалізація - гідроекологія  
Рівень підготовки - бакалаври

Одеса – 2011

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ, МОЛОДІ ТА СПОРТУ УКРАЇНИ  
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ  
по організації самостійної роботи студентів  
при вивченні дисципліни

«ГІДРОХІМІЧНІ ДОСЛІДЖЕННЯ  
ВОДНИХ ЕКОСИСТЕМ»

для студентів IV – го курсу природоохоронного факультету  
Напрямок підготовки – «Екологія, охорона навколишнього середовища та  
збалансоване природокористування»  
Спеціалізація - гідроекологія  
Рівень підготовки - бакалаври

«Затверджено»  
методичною комісією  
природоохоронного факультету  
протокол № 9 від «16» 05. 2011р.

Одеса – 2011

Методичні вказівки по організації самостійної роботи студентів при вивченні дисципліни «Гідрохімічні дослідження водних екосистем» для студентів IV – го курсу природоохоронного факультету, напрям підготовки – 6.040106 «Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування», спеціалізація – гідроекологія. Рівень підготовки - бакалаври. / Васильєва М.Г. – Одеса, ОДЕКУ, 2011. – 41 с.

## ЗМІСТ

1. Загальна частина.....	4
1.1. Мета і завдання дисципліни.....	4
1.2. Перелік тем лекційного курсу та практичних занять.....	5
1.2.1. Перелік тем лекційного курсу.....	5
1.2.2. Перелік тем практичних занять .....	8
1.3. Перелік навчальної літератури та навчально-методичного матеріалу, що забезпечує вивчення дисципліни «Гідрохімічні дослідження водних екосистем».....	9
1.4. Перелік знань та умінь, якими повинен володіти студент, для успішного вивчення дисципліни «Гідрохімічні дослідження водних екосистем» .....	10
1.5. Перелік і графік контрольних заходів поточного контролю знань та вмінь студентів.....	11
2. Організація самостійної роботи по виконанню завдань по СРС.....	12
2.1. Перелік завдань на самостійну роботу.....	12
2.2. Вказівки щодо послідовності вивчення теоретичного матеріалу.....	13
2.3. Вказівки щодо послідовності вивчення практичного курсу дисципліни.....	21
3. Організація поточного, семестрового та підсумкового контролю рівня знань та вмінь студентів.....	31
4. Наукова робота студентів.....	35
5. Додатки.....	37

# 1 Загальна частина

## Мета і завдання дисципліни

Дисципліна «Гідрохімічні дослідження водних екосистем» є вибірковою навчальною дисципліною, напрям підготовки – 6.040106 «Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування», спеціалізація – гідроекологія, освітньо-кваліфікаційний рівень – бакалавр.

Мета дисципліни – формування у майбутніх фахівців-гідроекологів повного уявлення про теоретичні основи гідрохімії; про хімічний склад природних вод, на постійних спостереженнях якого базуються гідрохімічні дослідження; про закономірності змін хімічного складу вод під впливом природних та антропогенних факторів; а головне – формування бази знань сучасного стану гідрохімічних проблем в регіональній та прикладній гідрохімії та творчого відношення до їхнього вирішення.

### Основні завдання дисципліни:

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

Викладання даної дисципліни базується на попередньому вивченні студентами «Хімії з основами біогеохімії», «Біології», «Вищої математики», «Фізики», «Загальної екології (та неоекології)», «Гідрології (суші) (океану)», «Ґрунтознавстві», «Основ гідробіології», «Гідрометрії та гідрохімії», «Нормуванні антропогенного навантаження на природне середовище», «Ландшафтної екології», «Гідроекології», «Автоматизації обчислення стоку хімічних речовин». Отримані знання та вміння надалі будуть використовуватися при вивченні таких навчальних дисциплін: «Оцінка, прогнозування та управління якістю водних ресурсів», «Біопродуктивність водних екосистем та методи її оцінки», «Розрахунки річкового стоку», «Гідродинамічні процеси на річках та водоймах».

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. Він розглядав воду як природний мінерал, визначив її мінералогію та показав, що природні води нерозривно пов'язані з твердою речовиною земної кори, її газовим режимом і живими організмами. В.І. Вернадський приділяв особливу увагу гідрохімічним дослідженням.

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

Надзвичайна роль води пов'язана з її здатністю розчиняти, внаслідок чого утворюються складні розчини солей, газів, органічних речовин й колоїдів. Ця властивість води лежить в основі природного процесу хімічного вивітрювання корінних вивержених порід і формування осадкових, які складають верхні шари літосфери, забезпечуючи родючість й різноманітність ґрунтів на поверхні та процеси життєдіяльності гідробіонтів у природних водах. Визначення походження іонного складу води є важливим теоретичним питанням, а її хімічний склад при водопостачанні, гідротехнічному будівництві, зрошенні, веденні рибного господарства – практичним.

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

## **1.2 Перелік тем лекційного курсу та лабораторних робіт**

### **1.2.1 Перелік тем лекційного курсу**

#### **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 та ізотопний склад. Водневий зв'язок. Аномальні властивості води. Фізичні та хімічні властивості води. Міжмолекулярні взаємодії. Структура молекул води у різних агрегатних станах. Склад природної води.

**1.2** Енергетика процесів розчинності. Поняття про внутрішню енергію, ентальпію, ентропію та вільну енергію Гіббса. Кінетика та рівновага у водних розчинах.

**1.3** Загальна характеристика розчинів. Процес розчинності. Способи вираження концентрації розчинів. Розчинність твердих речовин, рідини та

газів у воді. Закон Генрі. Закон Генрі-Дальтона. Теорія розбавлених розчинів. Осмос. Закон Вант-Гоффа. Фізико-хімічні властивості розбавлених розчинів неелектролітів. Закони Рауля.

**1.4** Особливості розчинів електролітів (солей, кислот, основ). Ізотонічний коефіцієнт. Електролітична дисоціація як хімічна рівновага розчинів. Сильні та слабкі електроліти. Ступінь дисоціації, константа дисоціації. Закон розбавлення Оствальда. Активність іонів у концентрованих розчинах сильних електролітів. Іонна сила розчину та фактор активності іонів. Добуток розчинності.

**1.5** Іонізація води. Водневий показник (рН). Індикатори. Гідроліз солей. Вплив солей, що гідролізуються, на рН розчинів. Буферні розчини.

**1.6** Дисперсні системи, істинні та колоїдні розчини.

**1.7** Окисно-відновні процеси у водних розчинах. Стандартні електродні потенціали. Формула Нернста. Окисно-відновний потенціал. Гальванічні елементи. Електрометричне визначення рН водних розчинів. Напрямок та можливість перебігу ОВР у водних розчинах.

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

**2.1** Першоджерела складу природних вод. Генезис іонів. Умови формування хімічного складу природних вод та їх класифікація (за О.О. Алекінім та за А.М. Ніканоровим). Головні та другорядні, прямі та опосередковані фактори. Фізико-географічні фактори. Геологічні фактори. Фізико-хімічні фактори. Біологічні фактори. Антропологічні фактори. Гідрохімічна зональність.

**2.2** Природна вода – багатокомпонентний розчин. Розчинені гази. Вплив природних умов на якісний та кількісний вміст розчинених газів. Іони водню та окисно-відновний потенціал. Концентрація водневих іонів та рН, як результат та показник стану хімічних рівноважних систем у природних водах. Окисно-відновні умови та редокс-потенціал у природних водах. Головні іони. Карбонатна та сульфатна системи. Роль карбонатної системи у водних об'єктах. Загальна, карбонатна та некарбонатна твердість води; методи визначення та способи усунення. Лужність води (вільна та загальна), методи її визначення. Біогенні речовини. Мікроелементи. Радіоактивність природних вод. Органічні речовини. Забруднювальні речовини. Мінералізація природних вод.

**Розділ 3** Систематизація та інтерпретація даних гідрохімічного аналізу про склад природних вод.

**3.1** Класифікація природних вод за хімічним складом та мінералізацією (О.О. Алекіна, В.О. Олександрова, М.Г. Валяшко, В.О. Суліна та ін.).

**3.2** Обробка результатів та зображення хімічного складу природних вод. Таблиця. Формула Курлова. Графічні форми зображення результатів

хімічного аналізу природних вод (трикутники Фере, графік – круг Толстихіна, діаграма – прямокутник, графік – квадрат Толстихіна).

#### **Розділ 4** Регіональна гідрохімія.

**4.1** Хімічний склад атмосферних опадів. Аерозолі. Джерела утворення аерозолів в атмосферних опадах. Мінералізація та головні іони, концентрація іонів водню.

**4.2** Хімічний склад річкових вод та умови формування. Вміст газів, концентрація іонів водню, вміст головних іонів, мікрокомпонентів, органічної речовини, біогенних елементів, забруднювальних речовин та неоднорідність складу річкових вод. Гідрохімічна характеристика основних річок України. Стік розчинених речовин.

**4.3** Загальна гідрохімічна характеристика озер (прісні, солонуваті та солоні). Вміст газів, іонний склад, концентрація іонів водню.

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

**4.5** Особливості формування хімічного складу підземних вод. Мінеральні води.

#### **Розділ 5** Гідрохімічні дослідження водних екосистем.

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

**5.2** Джерела забруднення природних вод. Хімічні показники оцінки забрудненості вод. Самоочищення природних вод; деякі методи очищення, опріснення та підготовки до використання води. Комплексні критерії якості води.

**5.3** Значення хімічного складу природних вод для охорони природи, географічних та біологічних досліджень.

**5.4** Основні методи гідрохімічного аналізу. Гідрохімічні дослідження на водних об'єктах. Техніка безпеки при виконанні гідрохімічних робіт.

Загальний обсяг годин, відведений на лекційний курс – 32 години; СРС – 9 годин на підготовку до лекцій + 10 годин на підготовку до 2-х контрольних робіт змістовних лекційних модулів «ЗМ–Л1 та ЗМ–Л2» + 15 годин на підготовку реферату.

Усього лекцій – 32 години; СРС – 34 години.



### 1.2.2 Перелік тем практичних занять

**№1** «Природна вода – багатокомпонентний розчин. Розрахунки концентрацій водних розчинів. Способи вираження концентрацій: масова частка та відсоткова концентрація, мольна частка речовини, об'ємна частка, молярна концентрація, молярна концентрація еквіваленту речовини, титр. Закон еквівалентів. Розрахунки еквівалентів розчинених речовин».

**№2** «Властивості розбавлених розчинів неелектролітів. Розрахунки за законами Вант-Гоффа та Рауля».

**№3** «Властивості розчинів електролітів. Сильні та слабкі електроліти. Зв'язок між константою дисоціації та ступенем дисоціації у розбавлених розчинах слабких електролітів. Розрахунок розчинності малорозчинної речовини та добутку розчинності».

**№4** «Іонний добуток води. Розрахунки концентрацій іонів гідрогену та водневого показника (рН) у водних розчинах. Методи визначення рН у природній воді: за допомогою індикаторів, потенціометричний метод».

**№5** «Гідроліз солей. Розрахунок константи гідролізу, ступеню гідролізу та рН середовища у розчині солі».

**№6** «Властивості типових речовин окисників та відновників у природних водах. Визначення можливості та напрямку перебігу окисно-відновних реакцій у водних розчинах».

**№7** «Розрахунки при визначенні загальної, постійної та тимчасової твердості води; а також при визначенні методів усунення цих видів твердості води».

**№8** «Обробка результатів гідрохімічних досліджень; оформлення результатів гідрохімічного аналізу в формі таблиці та за формулою Курлова. Класифікація природної води за хімічним складом та мінералізацією (за О.О. Алекніним)».

Загальний обсяг годин, що відведений на виконання практичних занять – 16 годин; СРС – 16 годин на підготовку до практичних занять + 10 годин на підготовку до 2-х контрольних робіт – практичних змістовних модулів «ЗМ – П1» та «ЗМ – П2» + 4 години на підготовку домашнього завдання.

Разом: Практичні заняття – 16 годин; СРС – 30 годин.

### 1.3 Перелік навчальної літератури та навчально-методичного матеріалу, що забезпечує вивчення дисципліни «Гідрохімічні дослідження водних екосистем»

#### *ОСНОВНА ЛІТЕРАТУРА*

1. Пелешенко В.І., Хільчевський В.К. Загальна гідрохімія: Підручник. – К.: Либідь, 1997.
2. Горєв Л.М. та ін. Гідрохімія України. – Київ.: Вища школа, 1995.
3. Алєкин О.А. Основы гидрохимии. – Л., 1970.
4. Никаноров А.М. Гидрохимия: Учебник. – Л., Гидрометеиздат, 1989.
5. Глинка Н.Л. Общая химия (Раздел «Вода. Растворы»). – Л.: Химия, 1985.
6. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии (Раздел «Растворы»), Л.: Химия, 1988.

#### *Додаткова література*

7. Федорова Г.В. Конспект лекцій «Гідрохімія і методи гідрохімічних досліджень», Дніпропетровськ – «Економіка», 2006.
8. Гопченко Є.Д., Шакірманова Ж.Р. Конспект лекцій «Гідрохімія України». Дніпропетровськ – «Економіка», 2005.
9. Никаноров А.М., Посохов Е.В. Гидрохимия. Л., Гидрометеиздат, 1985.
10. Справочник по гидрохимии / Под ред. А.М. Никанорова. – Л.: 1989.
11. Основы химии и технологи воды / Кульский Л.А., Отв. ред. Строкач П.П. – Киев : Наук. думка, 1991.
12. Алекин О.А., А.Д. Семенов, Б.А. Скопинцев. Руководство по химическому анализу вод суши. Гидрометеиздат. Л., 1973.
13. Унифицированные методы анализа вод. Под общей редакцией д.х.н., проф. Ю.Ю. Лурье – М.: 1973.
14. Пилипенко А.Т., Посохов Е.В. Гидрохимия . – Л.: Гидрометеиздат, 1985.
15. Кульский Л.А., Накорчевская В.Ф. Химия воды. Физико-химические процессы обработки природных и сточных вод. – Киев.: Вища школа, 1983.
16. Справочник по свойствам, методам анализа и очистке воды/ Кульский Л.А. и др. – Киев: Наук. думка, 1980.
17. Пилипенко А.Т., Шевченко М.О. Розвиток науки і техніки водоочистки в УРСР. – К.: Знання, 1981.

Посібники, підручники та конспекти лекцій є в наявності у бібліотеці ОДЕКУ. На кафедрі хімії навколишнього середовища є у наявності «Методичні вказівки до лабораторних робіт з дисципліни «Гідрохімія»», Васильєва М.Г., Одеса, ОДЕКУ, 2007р.

#### 1.4 Перелік знань і умінь, якими повинен володіти студент, для успішного вивчення дисципліни «Гідрохімічні дослідження водних екосистем»

Засвоєння дисципліни «Гідрохімічні дослідження водних екосистем» повинне сприяти розвитку у студентів широкого природно-наукового розуміння складних хімічних та біологічних процесів, які виникають у гідросфері під впливом природних та людських факторів, вмінню грамотно застосовувати знання про хімічний склад природних вод за оцінкою їх якості та за гідрохімічними дослідженнями. Потреба в кількісній оцінці регіональних закономірностей поведінки речовин, розчинених у природних водах пов'язана з практичною реалізацією ключових завдань, проблемою використання, охорони та відтворення водних біоресурсів.

Після вивчення дисципліни студент повинен знати:

- теоретичні основи гідрохімії: будову молекули води; її фізичні, хімічні властивості та її ізотопний склад; аномальні властивості води, структуру води у різних агрегатних станах, енергетику процесів розчинності, хімічну кінетику та хімічну рівновагу у водних розчинах, властивості розчинів неелектролітів, електролітів, колоїдних розчинів, вплив гідролізу солей на реакцію середовища (рН) у водному розчині, електрохімічні процеси у водних розчинах;
- умови та фактори, які визначають формування хімічного складу природних вод;
- генезис іонного складу природних вод;
- хімічний склад природної води, як багатокомпонентного розчину (розчинені гази, головні іони, біогенні елементи, органічну речовину, катіони гідрогену, мікрокомпоненти, радіоактивні елементи);
- класифікацію природних вод за хімічним складом та мінералізацією;
- 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; вимоги до складу води при її використанні; джерела забруднення природних вод;
- основні методи гідрохімічного аналізу;
- застосування правил техніки безпеки при виконанні гідрохімічних дослідів;
- значення хімічного складу природних вод для охорони природи, географічних та біологічних досліджень.

Основні вміння, які отримує студент:

- розрахунки концентрацій водних розчинів різними способами;
- розрахунки еквівалентів розчинених речовин;
- розрахунки за газовими законами Генрі та Генрі-Дальтона;

- розрахунки за законами Вант-Гоффа та Рауля для розбавлених розчинів неелектролітів;
- розрахунки константи гідролізу, ступеня гідролізу та рН у водних розчинах солей;
- розрахунки добутку розчинності електролітів;
- визначення напрямку протікання окисно-відновних реакцій у водних розчинах (тобто можливість протікання реакції у даних умовах);
- визначення різних видів твердості води та методів їх усунення;
- вираження результатів хімічного аналізу води (складу іонів, розчинених газів й т. ін.) та вміння робити висновки з них;
- узагальнення матеріалів гідрохімічних досліджень;
- класифікації природних вод за хімічним складом та мінералізацією;
- оцінки якості води для різноманітних цілей.

### **1.5 Перелік і графік контрольних заходів поточного контролю знань та вмінь студентів**

Загальний обсяг навчального часу визначається освітньо-професійною програмою бакалавра та складається з: 32 год. – лекції, 16 год. – практичні заняття, 64 год. – самостійна робота студентів (СРС), залік, усього – 112 год.

Контроль поточних знань здійснюється на основі:

1. усного опитування на лекційних та практичних заняттях (УО),
2. виконанні письмових контрольних робіт (КР): 2-х змістовних лекційних (теоретичних – «ЗМ-Л1» та «ЗМ-Л2») та 2-х змістовних практичних («ЗМ-П1» та «ЗМ-П2») модулів,
3. виконання та захист реферату (РФ);
4. виконання домашнього завдання (рішення практичних задач) – (ДЗ);
5. розв'язання задач у присутності викладача в аудиторії (РЗ) та виконання завдань біля дошки (КЗ),
6. двох атестацій,
7. у кінці VIII семестру – семестровий залік.

Окремою заліковою одиницею введений науковий модуль у відповідності до *Положення про врахування науково-дослідної роботи студента у кредитно-модульній системі організації навчального процесу в ОДЕКУ, затвердженого 25.01.07.*

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

- загальна кількість кредитів ECTS – 3,5 + 1 науковий;
- кількість залікових одиниць - 2;
- модулі – лекційний, практичний (практичні заняття), наукової роботи (окрема залікова одиниця);
- загальна кількість змістовних модулів – 4.

**Графік контрольних заходів  
з дисципліни «Гідрохімічні дослідження водних екосистем»**

№ тижня	Контролюючий показник та вигляд занять, на яких буде проведений контроль	
	Теоретична частина	Практична частина (практичні заняття)
1	УО	УО; РЗ; КЗ
2	УО	
3	УО	УО; РЗ; КЗ
4	УО	
5	УО	УО; РЗ; КЗ
6	УО	
7	Атестація I	УО; РЗ; КЗ
8	УО	
9	КР (ЗМ-Л1)	УО; РЗ; КЗ
10	УО	КР (ЗМ-П1)
11	УО	УО; РЗ; КЗ; ДЗ
12	УО	
13	РФ; УО	УО; РЗ; КЗ
14	Атестація II	КР (ЗМ-П2)
15	КР (ЗМ-Л2)	УО; РЗ; КЗ
16	УО	ЗАЛК

**Умовні позначки:**

УО – усне опитування під час практичних або лекційних занять;  
 РЗ – розв’язання задач під наглядом викладача в обчислювальному класі;  
 КР – письмова контрольна робота;  
 КЗ – виконання завдання біля дошки;  
 РФ – захист реферату;  
 ДЗ – контроль виконання домашнього завдання;  
 ЗМ – змістовний модуль.

## 2 Організація самостійної роботи по виконанню завдань для СРС

### 2.1 Перелік завдань на самостійну роботу

Згідно з «Положенням про організацію контролю самостійної роботи студентів в ОДЕКУ» від 29.03.2004р. (зі змінами та доповненнями, затвердженими 27.04.2006р.) завдання до СРС з дисципліни «Гідрохімічні дослідження водних екосистем» надані у вигляді вивчення певних розділів теоретичного матеріалу; виконанні та захисту реферату; виконанні

домашнього завдання з практичного курсу дисципліни (рішення задач) та підготовки до теоретичних та практичних змістовних модулів. Успішне вивчення курсу дисципліни може бути тільки при систематичній самостійній роботі студента та обов'язково повинне проводитись з виконанням вправ та розв'язанням тематичних задач.

## 2.2 Вказівки щодо послідовності вивчення теоретичного матеріалу

Підготовка до змістовних модулів з дисципліни «Гідрохімічні дослідження водних екосистем» включає вивчення теоретичного матеріалу (ЗМ-Л1; ЗМ-Л2; РФ) і вміння розраховувати задачі та тематичні завдання (ЗМ-П1; ЗМ-П2; ДЗ).

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; ЗМ-Л2». Крім конспекту лекцій для вивчення програмного матеріалу можливо самостійно користуватись основною та додатковою літературою, за допомогою якої слід проробляти дані розділи, а також підготуватись до захисту реферату (РФ). Підготовка реферату передбачає самостійне вивчення певної теми з розділу «Регіональна гідрохімія». Можливий перелік тем рефератів наведено нижче.

**2.2.1** Для самостійної підготовки до виконання першого змістовного модулю «ЗМ-Л1» з теоретичної частини курсу дисципліни «Гідрохімічні дослідження водних екосистем» студенту необхідно вивчити розділи 1, 2.

Після вивчення розділу1 «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 [8, 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. 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 [8, с. 6-7; 10, с. 10-15].
- Енергетику процесів розчинності. Поняття про внутрішню енергію, ентальпію, ентропію та вільну енергію Гіббса. Хімічну кінетику та

рівновагу у водних розчинах. Основна література [1, с. 14-19; 4, с. 18-26; 5, с. 158-196].

- Загальну характеристику розчинів. Процеси розчинності. Способи вираження концентрації розчинів. Розчинність твердих речовин, рідини та газів у воді. Закон Генрі. Закон Генрі-Дальтона. Теорію розбавлених розчинів. Осмос. Закони Рауля та Вант-Гоффа. Основна література [1, с. 23-28; 3, с. 11-15, 41-44; 4, с. 42-44; 5, с. 205-222]. Додаткова література [10, с. 16-20, 22-25].
- Особливості розчинів електролітів (солей, кислот, основ). Ізотонічний коефіцієнт. Електролітичну дисоціацію як хімічну рівновагу розчинів. Ступінь дисоціації, константу дисоціації. Закон розбавлення Оствальда. Активність іонів у концентрованих розчинах сильних електролітів, іонну силу розчину. Добуток розчинності. Основна література [1, с. 25, 28-30; 4, с. 37, 44-50; 5, с. 223-242]. Додаткова література [10, с. 20-22].
- Іонізація води. Водневий показник (рН). Індикатори. Гідроліз солей. Вплив гідролізуючих солей на рН розчинів. Основна література [1, с. 37-38, 73; 5, с. 243-255, ]. Додаткова література [8, с. 11; 16, с. 35-42].
- Дисперсні системи, істинні та колоїдні розчини. 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].
- Окисно-відновний процес у водних розчинах. Стандартні електродні потенціали. Формула Нернста. Окисно-відновний потенціал. Гальванічні елементи. Електрометричне визначення рН водних розчинів. Електрохімічна корозія металів у водних розчинах. Основна література [1, с. 36-37, 75-76; 5, с. 255-284, 536-543]. Додаткова література [16, с. 65-74].

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

- Склад природних вод та фактори, що його визначають. Першоджерела складу води. Походження катіонів та аніонів. Умови формування хімічного складу природних вод та їх класифікація (за О.О. Альокініним та за А.М. Ніканоровим). Фактори, які зумовлюють формування хімічного складу природних вод. Головні та другорядні, прямі та опосередковані фактори. Фізико-географічні фактори. Геологічні фактори. Фізико-хімічні фактори. Біологічні фактори. Антропологічні фактори. Гідрохімічна зональність. Основна література [1, с. 32-47; 3, с. 15-40; 4, с. 100-127]. Додаткова література [8, с. 8-14; 9, с. 10-16; 10, с. 49-66].
- Природна вода – багатокомпонентний розчин. Розчинені гази. Вплив природних умов на якісний та кількісний зміст розчинених газів. Іони водню та окисно-відновний потенціал. Концентрація водневих іонів та

pH, як результат та показник стану хімічних рівноважних систем у природних водах. Окисно-відновні умови та редокс-потенціал (Eh) у природних водах. Головні іони. Карбонатна та сульфатна системи. Роль карбонатної системи у водних екосистемах. Загальна, карбонатна та некарбонатна твердість води. Біогенні речовини. Органічні речовини. Мікроелементи. Радіоактивність. Забруднювальні речовини. Мінералізація природних вод. Основна література [1, с. 66-129; 3, с. 41-118; 4, с. 53-99]. Додаткова література [8, с. 15-31; 10, с. 25-49].

**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 по їх фазово-дисперсному стану?
10. Енергетика хімічних процесів розчинення. Поняття про внутрішню енергію, ентальпію, ентропію, вільну енергію Гіббса.
11. Як визначити тепловий ефект реакції розчинення?
12. Як визначити можливість чи неможливість перебігу хімічної реакції?
13. Хімічна кінетика. Закон діючих мас. Фактори, що впливають на швидкість реакції у водних розчинах.
14. Хімічна рівновага. Принцип Ле-Шательє. Гетерогенна рівновага.
15. Які закономірності розчинення твердих речовин, рідини та газів у воді? Закони Генрі та Генрі-Дальтона.
16. Які існують способи вираження концентрацій розчинів?
17. Розбавлені розчини неелектролітів. Закони Рауля та Вант-Гоффа.
18. Як речовини поділяють на електроліти та неелектроліти? В чому особливості розчинів електролітів? Що таке ізотонічний коефіцієнт?
19. В чому полягають основні положення теорії електролітичної дисоціації?
20. Що називають добутком розчинності?



21. Іонізація води. Константа води. Водневий показник (рН). Реакція середовища у водних розчинах. Індикатори.
22. Яку реакцію називають гідролізом солей? Як впливає гідроліз солей на рН водних розчинів?
23. Окисно-відновний процес у водних розчинах. Які важливіші окисники та відновники у природних водах?
24. Що називають стандартним електродним потенціалом?
25. Що таке окисно-відновний електродний потенціал системи (водного розчину)? Чи можна визначити за табличними значеннями стандартних електродних потенціалів систем напрямок перебігу окисно-відновних реакцій? Наведіть приклади.
26. Гальванічні елементи. В чому полягає сутність електрометричного визначення рН водних розчинів?
27. Природна вода – багатокомпонентний розчин. Які іони, що вміщуються у природній воді, називають головними або макрокомпонентами?
28. Розчинені у природній воді гази. Які атмосферні гази та в яких кількостях вміщуються у природних водах? Які гази вулканічного походження та при яких умовах присутні у природних водах? Які гази біохімічного походження розчинені у природних водах?
29. Які речовини, присутні у природних водах, називають біогенними? У якій формі вони існують?
30. 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?
31. Мікроелементи та їх роль у життєвих процесах гідросфери.
32. Що називають радіоактивністю природних вод?
33. Як розрізняють природну та штучну радіоактивність гідросфери?

**2.2.2** Для самостійної підготовки до виконання другого змістовного модулю «ЗМ-Л2» з теоретичної частини курсу дисципліни «Гідрохімічні дослідження водних екосистем» студенту необхідно вивчити розділи 3, 4, 5.

Після вивчення розділу 3 «Систематизація та інтерпретація даних гідрохімічного аналізу про склад природних вод» студенти повинні знати:

- Класифікацію природних вод за мінералізацією та хімічним складом (О.О. Алекіна, В.О. Олександрова, М.Г. Валяшко, В.О. Суліна та ін.).
- Обробку результатів хімічного аналізу природних вод. Вираження результатів гідрохімічного аналізу у вигляді таблиці та за формулою Курлова. Графічні форми зображення результатів хімічного аналізу природних вод (трикутники Фере, графік – круг Толстихіна, діаграма – прямокутник, графік – квадрат Толстихіна). Основна література [1,

с. 50-61; 3, с. 119-131; 4, с. 128-143]. Додаткова література [8, с. 32-42; 10, с. 66-72].

Після вивчення розділу 4 «Регіональна гідрохімія» студенти повинні знати:

- Хімічний склад атмосферних опадів. Аерозолі. Джерела утворення аерозолів в атмосферних опадах. Мінералізація та головні іони, концентрація іонів водню. Основна література [1, с. 120-136; 3, с. 132-167; 4, с. 144-162]. Додаткова література [8, с. 42-43; 9, с. 27-33; 10, с. 73-80].
- Хімічний склад річкових вод та умови формування. Вміст газів, концентрація іонів водню, вміст головних іонів, мікрокомпонентів, органічної речовини, біогенних елементів, забруднювальних речовин та неоднорідність складу річкових вод. Гідрохімічна характеристика основних річок України. Стік розчинених речовин. Основна література [1, с. 148-190; 3, с. 221-277; 4, с. 162-206]. Додаткова література [8, с. 43-45; 9, с. 34-42; 10, с. 81-101].
- Загальна гідрохімічна характеристика озер (прісні, солонуваті та солоні) та штучних водоймищ. Вміст газів, іонний склад, концентрація іонів водню, мінералізація. Основна література [1, с. 191-225; 3, с. 280-327; 4, с. 206-243]. Додаткова література [8, с. 45-46; 9, с. 44-58; 10, с. 102-126].
- Загальні відомості про сольовий склад вод морів та океанів. Вміст основних іонів та солоність. Зміст газів, концентрація іонів водню. Зміст мікроелементів у океанічній воді та її радіоактивність. Біогенні елементи та органічні речовини. Основна література [1, с. 263-286; 3, с. 328-370]. Додаткова література [8, с. 46-48; 9, с. 69-80].
- Особливості формування хімічного складу підземних вод. Грунтові, напірні (артезіанські), мінеральні води. Основна література [1, с. 226-262; 3, с. 169-220; 4, с. 243-253]. Додаткова література [8, с. 48-50; 9, с. 59-68].

Після вивчення розділу 5 «Гідрохімічні дослідження водних екосистем» 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].
- Хімічні показники оцінки забрудненості вод. Значення хімічного складу природних вод для охорони природи, географічних та біологічних досліджень. Джерела забруднення природних вод. Самоочищення природних вод; деякі методи очищення, опріснення та підготовки до використання води. Комплексні критерії якості води. Основна

література [1, с. 303-340; 3, с. 399-433; 4, с. 325-345]. Додаткова література [8, с. 64-78; 9, с. 84-88; 10, с. 212-228].

- Основні методи гідрохімічного аналізу. Гідрохімічні дослідження на водних об'єктах. Техніку безпеки при виконанні гідрохімічних робіт. Основна література [1, с. 347-370; 4, с. 263-279]. Додаткова література [8, с. 50-64; 10, с. 147-160, 178-205].

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

1. Дайте визначення мінералізації природних вод. Як співвідношення головних іонів у природній воді залежить від її мінералізації?
2. Які існують класифікації природних вод за ступенем мінералізації?
3. Які фактори зумовлюють формування хімічного складу природних вод за класифікацією А.М. Ніканорова?
4. Як поділяє О.О. Алекін умови формування хімічного складу природних вод?
5. Концентрація водневих іонів та рН, як результат та показник стану хімічних рівноважних систем у природних водах.
6. Окисно-відновні умови та редокс-потенціал у природних водах.
7. Які складові частини карбонатної системи? Як співвідношення їх залежить від зовнішніх умов? Яка роль карбонатної системи у водних об'єктах?
8. Коловорот вуглецю. Умови утворення та розчинності карбонатів.
9. Які ще рівноважні системи існують у природних водах?
10. Які класифікації природних вод за хімічним складом поширені в гідрохімічній практиці?
11. В чому сутність класифікації О.О. Алекіна?
12. Які існують форми і способи вираження результатів аналізу природних вод?
13. Як зображують дані про хімічний склад природних вод за формулою Курлова?
14. Охарактеризуйте хімічний склад атмосферних опадів: мінералізація та головні іони, концентрація іонів водню, вміст біогенних елементів, вміст радіоактивних елементів.
15. Охарактеризуйте хімічний склад річкових вод та умови їх формування:  
вміст розчинених газів, концентрація іонів водню, головні іони та неоднорідність складу річкових вод, мікроелементи та радіоактивні ізотопи, біогенні елементи, органічні речовини.
16. Гідрохімічна характеристика основних річок України.

17. Стік розчинених речовин: іонний стік і показник іонного стоку річок, стік біогенних речовин, мікроелементів, органічної речовини, сток мінеральних колоїдів.
18. Загальна гідрохімічна характеристика озер. Озера прісні, солонуваті та солоні.
19. Які особливості формування і прогноз хімічного складу вод водосховищ?
20. Загальні відомості про сольовий склад вод океану. Вміст основних іонів та солоність океанічної води. Вміст газів, концентрація іонів водню.
21. Вміст мікроелементів у океанічній воді та її радіоактивність. Біогенні елементи та органічні речовини у водах морів та океанів.
22. Які фактори визначають формування хімічного складу підземних вод?
23. Охарактеризуйте найбільш поширені типи мінеральних вод та вод специфічного складу.
24. Як оцінити воду для різних видів використання (господарсько-побутове, технічне, для зрошення)?
25. Побутове та технічне значення твердості води. Агресивна дія природної води на бетон і метал.
26. Значення вивчення міграції хімічних елементів для географічних та біологічних досліджень. Які основні джерела забруднення природних вод?
27. Які хімічні показники оцінки забрудненості вод?
28. Які основні методи хімічного аналізу природної води?
29. Охарактеризуйте гідрохімічні дослідження на водних об'єктах:
  - гідрохімічні дослідження в системі Загальнодержавної службі нагляду та контролю за станом природного середовища;
  - вибір місця відбору проб, об'єм аналітичних визначень у водоймищах різних типів;
  - пристрій та призначення польових гідрохімічних лабораторій;
  - автоматизовані та дистанційні методи контролю якості води.
30. Які основні правила техніки безпеки при гідрохімічних дослідженнях?

**2.2.3** Вивчення теоретичної частини курсу дисципліни «Гідрохімічні дослідження водних екосистем» включає **підготовку та захист реферату (РФ) за приблизним переліком тем з розділу «Регіональна гідрохімія»:**

1. Характеристика сучасного хімічного складу річкових вод басейну Дунаю.
2. Характеристика сучасного хімічного складу річкових вод басейну Дністра.

3. Характеристика сучасного хімічного складу річкових вод басейну Дніпра.
4. Характеристика сучасного хімічного складу природних вод річок Криму.
5. Характеристика сучасного хімічного складу природних вод річок Приазов'я.
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 і ґрунтів.
14. Особливості хімічного складу вод гирлової області Дунаю та Дністра.
15. Особливості хімічного складу вод гирлової ділянки Південного Бугу та Дніпра.
16. Особливості хімічного складу вод Дністровського та Дніпровсько-Бузького лиману.
17. Соляні озера Криму.
18. Особливості хімічного складу вод лиманів Дніпровсько-Дністровського межиріччя. Використання лиманів.
19. Особливості хімічного складу вод лиманів Дунайсько-Дністровського межиріччя. Використання лиманів.
20. Особливості хімічного складу вод Шацьких озер.
21. Особливості хімічного складу вод Придунайських заплавних озер.
22. Умови формування та хімічний склад атмосферних опадів на території України.

До складу реферату повинні входити пункти:

- Зміст
- Вступ
- Основна частина
- Висновки
- Література

## 2.3 Вказівки щодо послідовності вивчення практичного курсу дисципліни

**2.3.1** Після засвоєння теоретичних питань з розділів 1-2 та попрацювавши на практичних заняттях №№1-5, студенти зможуть добре підготуватись до контрольної роботи – змістовного практичного модулю «ЗМ-П1».

Студенти повинні вміти:

- розраховувати концентрації розчинів різними способами;
- розраховувати еквіваленти розчинених речовин;
- вирішувати завдання, використовуючи закон еквівалентів;
- розраховувати завдання, використовуючи колігативні властивості розбавлених розчинів неелектролітів за законами Рауля та Вант-Гоффа (визначення молекулярної маси розчиненої речовини у розчині, зниження температури кристалізації та підвищення температури кипіння розчину неелектроліту й т. ін.);
- розраховувати добуток розчинності (ДР) малорозчинних електролітів;
- виходячи із табличного значення ДР малорозчинних електролітів розраховувати їх розчинність у воді та розчинах, що вміщують інші електроліти;
- робити висновок про можливість випадіння осаду малорозчинного електроліту з насиченого розчину за певних умов;
- розраховувати водневий показник розчинів (рН), робити висновки про характер кислотно-лужного середовища водного розчину та підбирати індикатор, який більше підходить для визначення рН середовища;
- розраховувати концентрації іонів водню та гідроксид-іонів за значеннями рН та навпаки – розраховувати водневий показник (рН) за значеннями концентрації іонів водню та гідроксид-іонів;
- складати рівняння гідролізу солей в молекулярному та іонно-молекулярному виді, визначати константу та ступінь гідролізу, розраховувати значення рН та робити висновок про характер кислотно-лужного середовища водного розчину солі.

Нижче наведені поради щодо виконання практичного змістовного модулю та приклади рішення задач. Для самостійної підготовки до «ЗМ-П1» студенти можуть користуватись основною літературою [6, с. 106 – 156; 7, с. 7 – 41] та додатковою літературою [16, с. 35 – 42].

### Приклад №1

Визначити молярну концентрацію ( $C_M$ ), молярну концентрацію еквівалента ( $C_H$ ), моляльну концентрацію ( $C_m$ ) та титр ( $T$ ) 17 % розчину сірчаної кислоти, густина якої  $1,12 \text{ г/см}^3$ .

#### Рішення:

Знаючи густину розчину, можна скористатися формулами перерахунку концентрацій

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

$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}$ ,

$M_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = f_{\text{екв}} \cdot M = 1/2 \cdot 98 = 49 \text{ г/моль}$ .

Визначаємо **молярну** концентрацію розчину

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

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

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

Рахуємо **моляльну** концентрацію розчину за формулою

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

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

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

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

Титр визначаємо за формулою

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

$$T(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1,94 \cdot 98}{1000} = 0,1901 \text{ г/см}^3 \quad \text{або} \quad T = \frac{3,88 \cdot 49}{1000} = 0,1901 \text{ г/см}^3$$

Відповідь:  $C_M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,94 \text{ моль/дм}^3$ ,  $C_H(\text{H}_2\text{SO}_4) = 3,88 \text{ моль/дм}^3$ ;

$C_m = 2,09 \text{ моль/кг}$ ;  $T(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1901 \text{ г/см}^3$ .

## Приклад №2

Розрахуйте рОН розчину а також концентрацію іонів  $H^+$  та  $OH^-$ , якщо водневий показник  $pH = 3,14$ .

### Рішення:

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

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

$$\text{Отже, } pH + pOH = pK_b = 14, \text{ де } pK_b = -\lg K_b = -\lg 10^{-14} = 14.$$

Тому рОН розчину розраховують за формулою:

$$pOH = 14 - pH = 14 - 3,14 = 10,96.$$

Для перерахунку рН в  $H^+$  та  $H^+$  в рН зручно користуватись таблицею 2.1. В нашому прикладі рН = 3,14. За мантисою 0,14 (яка міститься у стовпчику рН) знаходимо поряд у стовпчику ( $H^+$ ) коефіцієнт 0,725, який множимо на 10 у степені, рівною характеристиці ( $Q = 3$ ) з оберненим знаком. Тобто концентрація іонів водню дорівнює:

$$[H^+] = 0,725 \cdot 10^{-3} = 7,25 \cdot 10^{-4}.$$

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

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

Тому концентрацію гідроксид-іонів розраховують за формулою:

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{7,25 \times 10^{-4}} = 0,138 \cdot 10^{-10} = 1,38 \cdot 10^{-11} \text{ моль/дм}^3.$$

Відповідь: рОН=10,96;  $[H^+] = 7,25 \cdot 10^{-4}$  моль/дм<sup>3</sup>;  $[OH^-] = 1,38 \cdot 10^{-11}$  моль/дм<sup>3</sup>.



Таблиця 2.1 - Перерахунок рН в  $[H^+]$  та навпаки ( $pH = -\lg[H^+]$ )

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

Примітка. Якщо треба знайти значення рН за відомим значенням концентрації водневих іонів  $[H^+]=0,123 \times 10^{-7}$ , то розрахунок ведуть таким чином: за коефіцієнтом 0,123 знаходимо у правій графі мантису 0,91, а за

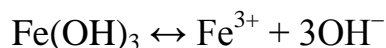
характеристику приймаємо показник ступеня, взятий з оберненим знаком. Тобто,  $pH=7,91$ .

### Приклад №3

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>.

Рішення:

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  $Fe(OH)_3$ :

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

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

### Приклад №4

Визначити температуру кристалізації та кипіння водного розчину етилового спирту з масовою часткою 10%.

Рішення.

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

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

де:  $E$  – ебуліоскопічна стала,  $E(H_2O) = 0,52$ ;

$m_1$  – маса розчиненої речовини, г;

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

$m_2$  – маса розчинника, г.

У розчині  $C_2H_5OH$  з масовою часткою 40% маса розчиненої речовини  $m_1 = 10$  г, а маса розчинника  $m_2 = 100 - m_1 = 100 - 10 = 90$  г.

$$\Delta t_{\text{кип.}} = 0,52 \times \frac{10 \times 1000}{46 \times 90} = 1,2^\circ C$$

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

$$t_{\text{кип.}} = 100 + 1,2 = 101,2^{\circ}\text{C}.$$

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

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

де:  $K$  – криоскопічна 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.

$$\Delta t_{\text{кр.}} = 1,86 \times \frac{10 \times 1000}{46 \times 90} = 4,5$$

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

$$t_{\text{кр.}} = 0 - 4,5 = -4,5^{\circ}\text{C}.$$

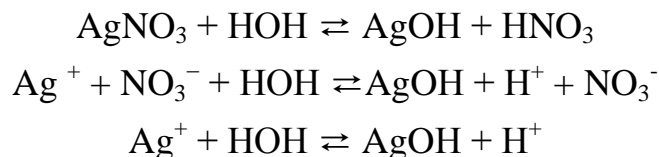
Відповідь:  $t_{\text{кип.}} = 101,2^{\circ}\text{C}$ ;  $t_{\text{кр.}} = -4,5^{\circ}\text{C}$ .

### **Приклад №5**

Складіть рівняння гідролізу солі  $\text{AgNO}_3$  в молекулярному та іонно-молекулярному виді, визначити константу та ступінь гідролізу, розрахувати значення рН та зробити висновок про характер кислотно-лужного середовища водного розчину солі. Молярна концентрація розчину солі  $\text{AgNO}_3$  дорівнює  $0,01$  моль/дм<sup>3</sup>.

#### Рішення:

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

$$K_z = \frac{K_{H_2O}}{K_{MOH}} = \frac{K_{H_2O}}{K_{AgOH}} = \frac{10^{-14}}{5 \cdot 10^{-3}} = 2 \cdot 10^{-12}$$

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

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

$$K_r = h_r^2 \times C_m, \quad \text{тобто} \quad h_r = \sqrt{K_r / C_m}$$

Визначаємо ступінь гідролізу:

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

Водневий показник (рН) розчину солі, утворений сильною кислотою та слабкою основою, визначають за формулою

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

де:  $pK_{осн.} = - \lg K_{осн.}$

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

Відповідь: гідроліз по катіону йде з утворенням слабкої основи AgOH; реакція розчину кисла, рН = 5,495;  $K_r = 2,0 \cdot 10^{-12}$ ;  $h_r = 1,414 \times 10^{-5}$ .

Таблиця 2.2 - Константи дисоціації деяких слабких електролітів  
(для T = 298 K)

Назва		Формула	$K_d$	$pK = -\lg K_d$
1		2	3	4
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
Сульфітна 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	$K_1$	$H_2CO_3 \leftrightarrow$ $CO_2 (p) + H_2O$	$4,5 \cdot 10^{-7}$	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
Аміаку 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

**2.3.2** До практичної частини курсу дисципліни «Гідрохімічні дослідження водних екосистем» включено домашнє завдання (ДЗ), яке передбачає самостійне вирішення декількох розрахункових завдань, що ілюструють можливості застосування теоретичних знань, у практичній діяльності фахівця-гідроеколога.

Після виконання ДЗ студенти повинні вміти:

- визначати можливість та напрямок самодовільного перебігу окисно-відновної реакції у водних розчинах, використовуючи стандартні значення електродних потенціалів;
- розраховувати різні види твердості природної води (загальну, тимчасову та постійну) за результатами гідрохімічного аналізу вод;
- вирішувати, який з методів усунення твердості підходить для даного виду проби води;
- розраховувати масу доданого реагенту для усунення певного виду твердості води;
- за розрахованою величиною та видом твердості надавати оцінку якості води та придатності її для господарсько-побутової діяльності.

Для допомоги студентам у самостійній роботі нижче наведений приклад рішення задачі, яка може бути включена у ДЗ.

**Наприклад.** Розрахуйте загальну твердість природної води, якщо на реакцію з солями твердості, які вміщувались у 100мл води, при титруванні потрібно було затратити 4см<sup>3</sup> розчину комплексна ІІІ (трилону Б) з концентрацією 0,1моль/дм<sup>3</sup>. Яку масу фосфату натрію Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> потрібно додати у 500 дм<sup>3</sup> води для її пом'якшення?

Рішення.

Загальну твердість води розраховують за формулою:

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

де: [T] – концентрація титранта (розчину трилону Б), яка має значення 0,1моль/дм<sup>3</sup>;

V<sub>T</sub> – об'єм титранта (розчину трилону Б), V<sub>T</sub> = 4см<sup>3</sup>;

V<sub>H<sub>2</sub>O</sub> – об'єм проби води, V<sub>H<sub>2</sub>O</sub> = 100 см<sup>3</sup>.

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 дм<sup>3</sup> води вміщується 4 ммоль солей твердості, а в 500 дм<sup>3</sup> води вміщується  $500 \cdot 4 / 1 = 2000$  ммоль еквівалентів солей, які обумовлюють її твердість.

Далі розрахуємо, яку масу фосфату натрію Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> потрібно додати у 500 дм<sup>3</sup> води для її пом'якшення.

Розрахуємо молярну масу еквіваленту фосфату натрію:

$$\text{Мекв.} = 1/3 \cdot M(\text{Na}_3\text{PO}_4) = \frac{164}{3} = 54,7 \text{ г/моль} = 54,7 \text{ мг/ммоль.}$$

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

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

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

**2.3.3** Після засвоєння теоретичних питань з розділів 3,4,5, добре попрацювавши на практичних заняттях №№ 6-8, самостійної роботи, підготовки до контрольної роботи – змістовного практичного модулю «ЗМ-П2» студенти повинні вміти:

- обробляти результати хімічного аналізу природних вод;
- виражати концентрацію головних іонів в:  
а) моль/дм<sup>3</sup>; б) мг-екв/дм<sup>3</sup>; в) % екв; г) г/дм<sup>3</sup>.
- класифікувати природну воду за її хімічним складом та позначати відповідним символом, використовуючи класифікацію О.О. Алекіна;
- визначати загальну мінералізацію природної води (г/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 та порівнювати ці методи за глибиною пом'якшення та економічними показниками;
- відображати результати обробки аналітичних даних про склад даної проби природної води у вигляді таблиці та за формулою Курлова;
- робити висновки про походження, доцільність застосування та можливість очищення даного типу природної води за гідрохімічним аналізом та проведеними розрахунками.

Для самостійної підготовки до «ЗМ-П2», крім конспектів лекцій та практичних занять, студенти можуть користуватись основною літературою [1, с. 50 – 60, 290 – 292; 3, с. 119 – 130, 372 – 380] та додатковою літературою [16, с. 171 – 181] .

### 3 Організація поточного, семестрового та підсумкового контролю рівня знань та 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 «Положенням про організацію контролю самостійної роботи студентів в ОДЕКУ» від 29.03.2004р. (зі змінами та доповненнями, затвердженими 27.04.2006р.).
- *Організація підсумкового контролю* побудована згідно Положення «Про проведення підсумкового контролю знань студентів» від 25.05.2004р. зі змінами та доповненнями, затвердженими 25.05.2006р. – врахування накопичених студентом за навчальний семестр результатів поточного контролю. Підсумкова оцінка у шкалі ECTS виставляється за кожну залікову одиницю.
- *Форми підсумкового контролю*: семестровий залік (VIII семестр).
- *Реєстрація та підсумковий контроль*: допуск до семестрового заліку 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 підготовки та 50% від теоретичної частини.

Підсумковий семестровий контроль (ПСК) проводиться на основі накопиченої (інтегральної) суми балів, яку отримав студент за підсумками контрольних заходів, що проводяться по дисципліні «Гідрохімічні дослідження водних екосистем» згідно з робочим навчальним планом та робочою програмою дисципліни.

Контрольні заходи поділяються на 2 типи:

- *поточні контрольні заходи*, які здійснюються протягом семестру згідно з «Положенням про організацію контролю самостійної роботи студентів ОДЕКУ» за теоретичною та практичною складовими робочої програми дисципліни «Гідрохімічні дослідження водних екосистем»;
- *семестрові контрольні заходи*, які проводяться впродовж екзаменаційної сесії. До семестрового контрольного заходу дисципліни «Гідрохімічні дослідження водних екосистем» відноситься **семестровий залік**.

Комплекс контрольних заходів розроблено на підставі «Положення про проведення підсумкового контролю знань студентів», затвердженого на засіданні Методичної ради ОДЕКУ від 29.04.2010р., а також «Положення про організацію навчального процесу у вищих навчальних закладах України» (наказ МОН № 161 від 2.06.1993р.), «Положення про організацію контролю самостійної роботи студентів ОДЕКУ» (наказ № 31



від 6.04.2004р.), «Положення про критерії оцінки знань студентів в ОДЕКУ» (від 28.11.2002 р.).

Комплекс контрольних заходів регламентує організацію поточного та підсумкового контролю рівня набутих студентами знань, вмінь та навичок у ході вивчення дисципліни «Гідрохімічні дослідження водних екосистем», а також конкретизує виконання графіку навчального процесу по цій дисципліні з напрямку – 6.040106 «Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування», спеціалізація – гідроекологія, на освітньо-кваліфікаційному рівні – бакалаври.

Метою кредитно-модульної системи контролю є:

- активізація самостійної роботи студентів;
- визначення рівня набутих знань, вмінь та навичок;
- підвищення якості навчання студентів шляхом активізації навчальної діяльності;
- стимулювання ритмічної роботи протягом семестру згідно з графіком контрольних заходів;
- визначення кількісних критеріїв засвоєння змісту окремих розділів (змістовних модулів).

Форми контролю рівня засвоєння змістовних модулів (ЗМ):

- усне опитування під час практичних та лекційних занять – УО;
- розв'язання задач під наглядом викладача в обчислювальному класі – РЗ;
- виконання завдання біля дошки – КЗ;
- письмова контрольна робота – КР;
- виконання домашнього завдання – ДЗ;
- підготовка та захист реферату – РФ.

### **Методика оцінки всіх видів підготовки студентів**

Кредитно-модульна система оцінки знань студентів передбачає розподіл програми навчальної дисципліни «Гідрохімічні дослідження водних екосистем» на структурно-логічні завершені розділи (змістовні модулі), які можуть бути оцінені певною кількістю балів. Загальна кількість змістовних модулів визначена згідно з «Положенням про організацію модульного контролю» 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 (ЗМ-Л1; ЗМ-Л2) та 2 змістовних модулів з практичної частини (практичні заняття) курсу (ЗМ-П1; ЗМ-П2). Підсумкова оцінка в балах складається з суми балів за кожен змістовний модуль. Види завдань та кількість балів, що нараховані за виконання певного виду завдання зведені у таблицю 1.

Табл.1

№	Види завдань, за які нараховують бали.	Кількість балів, що нараховані за виконання певного виду завдання
1	Змістовний модуль №1 – теоретичний, складається з 5 питань (ЗМ-Л1)	20
2	Змістовний модуль №2 – теоретичний, складається з 5 питань (ЗМ-Л2)	20
3	Захист реферату (РФ)	5
	Усього за теоретичний модуль	45
4	Змістовний модуль №3 – практичний, складається з 5 розрахункових задач (ЗМ-П1)	20
5	Змістовний модуль №4 – практичний, складається з 6 завдань (ЗМ-П2)	20
6	Усне опитування (УО) на лекційних та практичних заняттях, виконання завдання біля дошки (КЗ) та рішення розрахункових завдань (РЗ) на практичних заняттях	10 (1 бал за 1 УО, 1КЗ або 1 РЗ)
7	Виконання домашнього завдання	5
	Усього за практичний модуль	55
	Усього за семестр:	100

Сума отриманих балів складається з суми виконаних своєчасно контрольних заходів. Якщо студент не виконав з поважних причин окремий модуль, він може здати його у двотижневий термін згідно з графіком контрольних заходів.

Сума балів, яку отримав студент за всіма змістовними модулями (заліковою одиницею) навчальної дисципліни «Гідрохімічні дослідження водних екосистем», формують інтегральну оцінку поточного контролю студента. Вона є підставою для допуску студента до семестрового заліку. Питання про допуск до семестрового заліку за підсумками модульного накопичувального контролю регламентується п.2.4. «Положення про проведення підсумкового контролю знань студентів». Студент вважається допущеним до ПСК з дисципліни «Гідрохімічні дослідження водних екосистем», якщо він виконав всі види робіт, передбачені робочою програмою дисципліни і набрав за модульною системою суму балів не менше 50% від максимально можливої за практичну частину дисципліни (28 балів) та 50% за теоретичну частину (23 бала), в тому числі захистив реферат.

При проведенні міжсемінарного контролю студент вважається атестованим, якщо він набрав не менш як 50% від максимально можливої суми балів по модулям, завершеним на момент атестації.

ПСК передбачає дві форми оцінювання успішності засвоєння студентом навчального матеріалу дисципліни:

- кількісна оцінка (бал успішності);
- 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 «Гідрохімічні дослідження водних екосистем» (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.

Студент, який не має на початок заліково-екзаменаційної сесії заборгованості, має на останній день семестру інтегральну суму балів поточного контролю достатню (60% та більше) для отримання позитивної оцінки, викладач виставляє якісну оцінку у заліково-екзаменаційній відомості.

Студент, який має на останній день семестру інтегральну суму балів поточного контролю недостатню для отримання позитивної оцінки (менше 60%), - складає письмовий залік по тестових завданнях, що розроблені на кафедрі.

Сума балів, які отримав студент за всіма модулями навчальної дисципліни, формують інтегральну оцінку поточного контролю даного студента з навчальної дисципліни. Вона є підставою для виставлення семестрового заліку згідно з таблицею 2.

Табл.2

У % відношенні	Фактично	Оцінка за шкалою ECTS	Традиційна оцінка
<60%	<60 балів	1-34 балів – <b>F</b>	<b>незараховано</b> (обов'язково повторний курс навчання)
		35 – 59 балів – <b>FX</b>	<b>незараховано</b> (можливо перескладати)
60-74%	60 – 74 балів	60 – 67 балів – <b>E</b>	<b>зараховано</b>
		68 – 74 балів – <b>D</b>	
75-89%	75 – 89 балів	75 – 84 балів – <b>C</b>	
		85 – 89 балів – <b>B</b>	
90-100%	90-100 балів	90 – 100 балів – <b>A</b>	

## 4 Наукова робота студентів

### Програма модуля наукової роботи

В умовах кредитно-модульної системи організації навчального процесу в ОДЕКУ до структури робочої навчальної програми дисципліни «Гідрохімічні дослідження водних екосистем» 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-дослідної діяльності, цьому сприяє велика частка їх самостійної та індивідуальної роботи.

Перелік можливих видів наукової роботи під час вивчення навчальної дисципліни «Гідрохімічні дослідження водних екосистем» пропонується студентам згідно з «Положенням про врахування науково-дослідної роботи студента у кредитно-модульній системі організації навчального процесу в ОДЕКУ»:

- оцінювання видів *поза аудиторної роботи*, які інтегрують навчальні та наукові елементи діяльності студента, а саме: виконання рефератів, теми яких наведені нижче, - 5 балів;
- оцінюється НДР як окремий модуль за назвою «Наукова робота», який складається із декількох елементів:
  - участь у 1 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

### Приблизний перелік тем рефератів.

1. Вплив техногенезу на хімічний склад річкових вод.
2. Порівняльна характеристика сучасного хімічного складу річкових вод басейнів Дунаю та Дністра.
3. Порівняльна характеристика сучасного хімічного складу річок Криму та Приазов'я.
4. Чинники, які впливають на формування гідрохімічного режиму водосховищ України.

5. Генетичні категорії та особливості хімічного складу вод місцевого стоку.
6. Сучасний стан та екологічні проблеми вод Чорного моря.
7. Сучасний стан та екологічні проблеми вод Азовського моря.
8. Вплив атмосферних опадів на хімічний склад поверхневих вод і ґрунтів та екологічні проблеми.
9. Стік розчинених у природних водах речовин і хімічна денудація.
10. Екологічні проблеми соляних озер Криму.
11. Використання та екологія лиманів Дніпровсько-Дністровського межиріччя.
12. Використання та екологія лиманів Дунайсько-Дністровського межиріччя.
13. Оцінка стану рівноважних гідрохімічних систем, як важливих чинників формування хімічного складу природних вод у різних природних зонах України.
14. Взаємозв'язок хімічного складу різних типів природних вод.

До складу реферату повинні входити пункти:

- Зміст
- Вступ
- Основна частина
- Висновки
- Література

**Оформлення титульного листа реферату наукового модулю**

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ, МОЛОДІ ТА СПОРТУ УКРАЇНИ

Одеський державний екологічний університет

Кафедра хімії навколишнього середовища

РЕФЕРАТ

Тема: «.....»

Виконав: П.І.Б. студента

Група

Перевірив: П.І.Б. викладача

ОДЕСА 2011

Додаток 2

Добуток розчинності деяких малорозчинних електролітів при 25<sup>0</sup>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 3

Стандартні електродні потенціали деяких систем у водних розчинах при 25°C.

Окислена форма	Відновлена форма	Рівняння процесу	$\varphi^\circ, \text{В}$
$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+$	$\text{S}^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 8\bar{e} \rightarrow \text{S}^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,149
$\text{S} + 2\text{H}^+$	$\text{H}_2\text{S}_{(г)}$	$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$	0,17
$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$	$2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	0,15
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$	$2\text{SO}_4^{2-}$	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{SO}_4^{2-}$	2,05
$\text{Fe}^{3+}$	$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}^{3+} + 1\bar{e} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	0,77
$\text{HNO}_2 + \text{H}^+$	$\text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + 1\bar{e} \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	0,99
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+$	$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ - 1\bar{e} \rightarrow \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	0,84
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+$	$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ - 1\bar{e} \rightarrow \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	0,81
$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+$	$\text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} \rightarrow \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	0,87
$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+$	$\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{NO}_3^- + 5\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,95
$\text{NO}_2^- + 2\text{H}^+$	$\text{NO}_{(г)} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{NO}_2^- + \text{H}^+ + 1\bar{e} \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	0,98
$\text{I}_{2(\text{розчин})}$	$2\text{I}^-$	$\text{I}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{I}^-$	0,54
$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+$	$\text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightarrow \text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,08
$2\text{H}^+$	$\text{H}_2$	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2$	0,00
$\text{O}_{2(г)} + 4\text{H}^+$	$2\text{H}_2\text{O}$	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	1,23
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+$	$2\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	1,77
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+$	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,46
$\text{Br}_{2(\text{розчин})}$	$2\text{Br}^-$	$\text{Br}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Br}^-$	1,07
$\text{MnO}_{2(т)} + 4\text{H}^+$	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,28
$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{MnO}_{2(т)} + 4\text{OH}^-$	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightarrow \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,57
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+$	$\text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,51
$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+$	$\text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightarrow \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,69
$\text{F}_2$	$2\text{F}^-$	$\text{F}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{F}^-$	2,85
$\text{Cl}_{2(г)}$	$2\text{Cl}^-$	$\text{Cl}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Cl}^-$	1,36
$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+$	$\text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightarrow \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,44
$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	0,89
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+$	$2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1,36
$\text{CrO}_4^- + 4\text{H}^+$	$\text{CrO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	$\text{CrO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightarrow \text{CrO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$	0,95
$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+$	$\text{HAsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{HAsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	0,56



Таблиця розчинності солей та основ у воді

Аніони	Катіони																						
	K <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	NH <sup>4+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Sr <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Co <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Cd <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Bi <sup>3+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	
OH <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	BP	H	H	H	H	H	H	H	H	H	BP	H	H	H	H	H	H	H
F <sup>-</sup>	P	P	P	BP	BP	BP	BP	BP	H	BP	BP	BP	BP	P	P	P	-	BP	BP	H	H	P	P
Cl <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	BP	-	P	P
Br <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	BP	-	P	P
I <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	H	H	P	BP	H	P	P
S <sup>2-</sup>	P	P	P	P	P	P	BP	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	H	H	H	BP	-	-	-	H	-	H	H	-	H	-	-	H	H	-	-	-
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	H	BP	BP	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	-	P	P	BP	P	P	P
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	P	P	P	H	H	H	H	H	BP	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-
CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	H	BP	P	P	-	-	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	H	H	H	H	-	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	-	P	P	P	H	-	-
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P	P	P	-	-

**Примітка:** **P** – розчинні у воді; **BP** – важкорозчинні (малорозчинні); **H** – практично нерозчинні; “-” риска означає, що речовина не існує або розкладається водою.

## ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА

ПЕРІОД	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII												
1	<b>H</b> Гідроген Водень	1 1,0079													<b>He</b> Гелій	2 4,0026	<div style="border: 1px solid black; padding: 5px;">                     Протонне число (порядковий номер)  </div>										
	<b>Li</b> Літій	3 6,941	<b>Be</b> Берилій	4 9,0122	<b>B</b> Бор	5 10,811	<b>C</b> Карбон Вуглець	6 12,011	<b>N</b> Нітроген Азот	7 14,007	<b>O</b> Оксиген Кисень	8 15,999	<b>F</b> Флуор Фтор	9 18,998	<b>Ne</b> Неон	10 20,179											
3	<b>Na</b> Натрій	11 22,990	<b>Mg</b> Магній	12 24,305	<b>Al</b> Алюміній	13 26,982	<b>Si</b> Силіцій	14 28,086	<b>P</b> Фосфор	15 30,974	<b>S</b> Сульфур Сірка	16 32,066	<b>Cl</b> Хлор	17 35,453	<b>Ar</b> Аргон	18 39,948											
4	<b>K</b> Калій	19 39,098	<b>Ca</b> Кальцій	20 40,078	<b>21</b> 44,956	<b>Sc</b> Скандій	22 47,88	<b>Ti</b> Титан	23 50,942	<b>V</b> Ванадій	24 51,996	<b>Cr</b> Хром	25 54,938	<b>Mn</b> Манган	26 55,847	<b>Fe</b> Ферум Залізо	27 58,933	<b>Co</b> Кобальт	28 58,69	<b>Ni</b> Нікел Нікель							
	<b>29</b> 63,546	<b>Cu</b> Купрум Мідь	30 65,39	<b>Zn</b> Цинк	31 69,723	<b>Ga</b> Галій	32 72,59	<b>Ge</b> Германій	33 74,922	<b>As</b> Арсен	34 78,904	<b>Se</b> Селен	35 79,904	<b>Br</b> Бром	36 83,80	<b>Kr</b> Криптон											
5	<b>Rb</b> Рубідій	37 85,468	<b>Sr</b> Стронцій	38 87,62	<b>39</b> 88,906	<b>Y</b> Ітрій	40 91,224	<b>Zr</b> Цирконій	41 92,906	<b>Nb</b> Ніобій	42 95,94	<b>Mo</b> Молибден	43 [99]	<b>Tc</b> Технецій	44 101,07	<b>Ru</b> Рутеній	45 102,91	<b>Rh</b> Родій	46 106,42	<b>Pd</b> Паладій							
	<b>47</b> 107,87	<b>Ag</b> Аргентум Срібло	48 112,41	<b>Cd</b> Кадмій	49 114,82	<b>In</b> Індій	50 118,71	<b>Sn</b> Станум Олово, цина	51 121,75	<b>Sb</b> Стибій	52 127,60	<b>Te</b> Телур	53 126,90	<b>I</b> Йод Йод	54 131,29	<b>Xe</b> Ксенон											
6	<b>Cs</b> Цезій	55 132,91	<b>Ba</b> Барій	56 137,33	<b>57</b> 138,91	<b>*La</b> Лантан	72 178,49	<b>Hf</b> Гафній	73 180,95	<b>Ta</b> Тантал	74 183,85	<b>W</b> Вольфрам	75 186,21	<b>Re</b> Реній	76 190,2	<b>Os</b> Осмій	77 192,22	<b>Ir</b> Іридій	78 195,08	<b>Pt</b> Платина							
	<b>79</b> 196,97	<b>Au</b> Аурум Золото	80 200,59	<b>Hg</b> Меркурій Ртуть	81 204,38	<b>Tl</b> Талій	82 207,2	<b>Pb</b> Плюмбум Свинець, оливо	83 208,98	<b>Bi</b> Бісмут	84 [209]	<b>Po</b> Полоній	85 [210]	<b>At</b> Астат	86 [222]	<b>Rn</b> Радон											
7	<b>Fr</b> Францій	87 [223]	<b>Ra</b> Радій	88 226,03	<b>89</b> [227]	<b>**Ac</b> Активій	104 [261]	<b>Db</b> Дубній	105 [262]	<b>Jl</b> Джоліотій	106 [263]	<b>Rf</b> Резерфордій	107 [262]	<b>Bh</b> Борій	108 [265]	<b>Hn</b> Ганій	109 [266]	<b>Mt</b> Майтнерій	110 58,69	<b>Uun</b> Унунілій							
<b>* Лантаноїди</b>																											
58 140,12	<b>Ce</b> Церій	59 140,91	<b>Pr</b> Празеодим	60 144,24	<b>Nd</b> Неодим	61 [147]	<b>Pm</b> Прометій	62 150,36	<b>Sm</b> Самарій	63 151,96	<b>Eu</b> Європій	64 157,25	<b>Gd</b> Гадоліній	65 158,93	<b>Tb</b> Тербій	66 162,50	<b>Dy</b> Диспрозій	67 164,93	<b>Ho</b> Гольмій	68 167,26	<b>Er</b> Ербій	69 168,93	<b>Tm</b> Тулій	70 173,04	<b>Yb</b> Ітербій	71 174,97	<b>Lu</b> Лютецій
<b>** Актиноїди</b>																											
90 232,04	<b>Th</b> Торій	91 [231]	<b>Pa</b> Протактиній	92 238,03	<b>U</b> Уран	93 [237]	<b>Np</b> Нептуній	94 [244]	<b>Pu</b> Плутоній	95 [243]	<b>Am</b> Америцій	96 [247]	<b>Cm</b> Кюрій	97 [247]	<b>Bk</b> Берклій	98 [251]	<b>Cf</b> Каліфорній	99 [252]	<b>Es</b> Ейнштейній	100 [257]	<b>Fm</b> Фермій	101 [258]	<b>Md</b> Менделєвій	102 [259]	<b>No</b> Нобелій	103 [260]	<b>Lr</b> Лоуренсій

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ  
по організації самостійної роботи студентів  
при вивченні дисципліни  
«ГІДРОХІМІЧНІ ДОСЛІДЖЕННЯ  
ВОДНИХ ЕКОСИСТЕМ»

для студентів IV – го курсу природоохоронного факультету  
Напрямок підготовки – «Екологія, охорона навколишнього середовища та  
збалансоване природокористування»  
Спеціалізація - гідроекологія  
Рівень підготовки - бакалаври

Укладач: Васильєва М.Г., старший викладач кафедри хімії навколишнього  
середовища ОДЕКУ.

Підп. до друку  
Умовн.друк.арк.

Формат 60 x 84 / 16  
Тираж

Папір офс.  
Зам.№

Надруковано з нового оригінал-макета

---

Одеський державний екологічний університет  
65016, Одеса, вул. Львівська, 15

---