

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

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ**

по організації самостійної роботи студента

при вивченні дисципліни «Загальна та колоїдна хімія»  
за навчальною програмою першого семестру  
студентами 1-го курсу денної форми навчання  
за напрямом «Гідрометеорологія»  
Рівень підготовки - бакалаври

**ОДЕСА 2011**

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

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ**

по організації самостійної роботи студента

при вивченні дисципліни «Загальна та колоїдна хімія»  
за навчальною програмою першого семестру  
студентами 1-го курсу денної форми навчання  
за напрямом «Гідрометеорологія»  
Рівень підготовки - бакалаври

Затверджено на засіданні .  
методичної комісії  
природоохоронного факультету  
протокол № 1 від 15 вересня 2011 р.

**ОДЕСА 2011**

Методичні вказівки по організації самостійної роботи студента при вивченні дисципліни «Загальна та колоїдна хімія» за навчальною програмою першого семестру студентами 1-го курсу денної форми навчання за напрямом «Гідрометеорологія» / Шевченко В.Ф., доц., к.т.н., Костік В.В., доц., к.х.н. – Одеса: ОДЕКУ, 2011. – 29 с.

## ЗМІСТ

	с.
1 ЗАГАЛЬНА ЧАСТИНА.....	4
1.1 Мета і завдання курсу «Загальна та колоїдна хімія».....	4
1.2 Перелік тем лекційного курсу «Загальна та колоїдна хімія».....	6
1.3 Перелік тем лабораторних робіт.....	8
1.4 Перелік тем практичних занять.....	9
1.5 Перелік знань і умінь, якими повинен володіти студент для успішного вивчення дисципліни «Загальна та колоїдна хімія»...	10
1.6 Перелік навчальної літератури, що забезпечує вивчення дисципліни «Загальна та колоїдна хімія».....	11
2 Перелік завдань на самостійну проробку, які заплановані програмою.	12
2.1 Перелік питань, на які необхідно звернути особливу увагу, та поради щодо їх самостійного вивчення з зазначенням літератури, в якій можна знайти потрібний матеріал.....	14
2.1.1 Поради щодо виконання СРС з розділів: «Фундаментальні закони хімії» і «Хімічна будова речовини».....	14
2.1.2 Поради щодо виконання СРС з розділів: «Загальні закономірності перебігу хімічних реакцій» та «Хімічні рівноваги у розчинах».....	15
2.1.3 Поради щодо виконання СРС при підготовці до змістовного модулю №3 (контрольної роботи з практики).....	16
3 Організація контролю знань та вмінь студентів.....	18
4 Методика оцінки всіх видів підготовки студентів.....	19
5 Графік контрольних заходів з дисципліни «Загальна і колоїдна хімія».....	21
6 Перелік питань для самоперевірки по дисципліні «Загальна та колоїдна хімія».....	22
6.1 Перелік питань для самоперевірки знань щодо розділів: «Фундаментальні закони хімії» і «Хімічна будова речовини»...	22
6.2 Перелік питань для самоперевірки знань з розділів: «Загальні закономірності перебігу хімічних реакцій» і «Хімічна рівновага у розчинах».....	24
7 Вимоги, що ставляться до студента при підсумковій атестації з дисципліни «Загальна і колоїдна хімія».....	26
8 Форма і терміни проведення протягом семестру консультацій викладача, відповідального за дисципліну «Загальна і колоїдна хімія».....	28
9 Програма модуля наукової роботи.....	28

# 1 ЗАГАЛЬНА ЧАСТИНА

## 1.1 Мета і завдання курсу «Загальна і колоїдна хімія»

Хімія належить до природничих наук, які вивчають навколишній світ з усім багатством його різних форм і різноманітністю явищ, що в ньому відбуваються.

Рух, як постійна зміна, властивий матерії в цілому і кожній найдрібнішій її частинці. Форми руху матерії різноманітні. Так, механічний рух переходить у тепловий, тепловий – у хімічний, хімічний – в електричний і т.і. Явища, за яких з одних речовин утворюються інші, називаються хімічними. Такі явища вивчає хімія – наука про перетворення речовин.

Хімічні зміни завжди супроводжуються фізичними і біологічними змінами.

Загальна хімія є фундаментальною наукою. Дисципліна «Загальна і колоїдна хімія» дає базові знання з хімії, а також навчає студентів працювати зі спеціалізованою літературою, яка описує хіміко-екологічний стан довкілля. Прийоми роботи з цією інформацією також входять в завдання дисципліни.

Практична значущість дисципліни складається з уміння застосовувати одержані знання та вміння у практичній роботі.

**Мета дисципліни** - формування у студентів уявлення про основи загальної і колоїдної хімії, розуміння та знання хімічних закономірностей, хімічної будови речовин, фізико-хімічних властивостей дисперсних систем, закономірностей їх утворення та руйнування.

**Мета методичних вказівок** - допомогти студентам гідрометеорологічного інституту в організації самостійної роботи студентів (СРС) та виконанні змістовних модулів (лекційних та практичних), при освоєнні основних знань з хімії; формування у студентів цілісного світогляду на основі сучасних знань, щодо уяви про хімічні процеси, які відбуваються в атмосфері, літосфері, біосфері, гідросфері, про хімічний склад природних речовин та розуміння сутності хімічних процесів.

Скорочення обсягу аудиторних занять і розширення робочих програм дисципліни ставить питання інтенсифікації навчального процесу, організації самостійної роботи студентів гідрометеорологічного інституту, формування в них навичок роботи з літературою, довідково-графічними і практичними матеріалами, комп'ютерною технікою тощо.

Якість підготовки майбутніх спеціалістів залежить, нарівні з іншими складовими, від організації і методики самостійної роботи під час самостійного виконання змістовних модулів, що має особливе значення для ефективного процесу засвоєння знань на першому-другому курсах вищих навчальних закладів.

## Основні завдання і структура дисципліни:

1. Засвоєння фундаментальних законів природознавства та основних законів хімії.
2. Свідомість про хімічну будову речовин.
3. Сучасне уявлення про закономірності хімічних процесів та їх енергетику.
4. Знання основних властивостей молекулярних розчинів і розчинів електролітів.
5. Засвоєння основ електрохімії.
6. Знання основ колоїдної хімії.
7. Перетворення теоретичних знань у навички під час практичних та лабораторних занять.

Засвоєння дисципліни повинно сприяти розвитку у студентів природничо-наукового розуміння фізико-хімічних процесів, які виникають у довкіллі під впливом природних та людських факторів.

## Базові знання та вміння

Практичне значення дисципліни полягає в тому, що вирішення будь-якої гідрохімічної проблеми засновано на розумінні закономірностей процесів у довкіллі, вмінні їх аналізувати і прогнозувати.

Після вивчення дисципліни студент повинен:

**Знати** – Основні закони хімії.

- Електронну будову атома як основу Періодичного закону Д.І. Менделєєва.
- Теорію хімічного зв'язку і будови молекул.
- Основні закономірності перебігу хімічних реакцій.
- Властивості води та розчинів неелектролітів та електролітів.
- Основи електрохімії.
- Властивості дисперсних і колоїдних систем.

**Уміти** – використати здобуті знання для пояснення процесів, які відбуваються у природних водах.

- Виконати необхідну роботу з підготовки і здійснення аналізу проб води по основних показниках якості.

Посібники та підручники із загальної і колоїдної хімії, а також методичні вказівки є в наявності в бібліотеці ОДЕКУ і на кафедрі хімії навколишнього середовища. У методичних вказівках розглядаються перші 4 розділи, які викладаються у першому семестрі: фундаментальні закони хімії, хімічна будова речовини, загальні закономірності перебігу хімічних реакцій, хімічні рівноваги у розчинах.

## 1.2 Перелік тем лекційного курсу «Загальна і колоїдна хімія», які викладаються у першому семестрі

### Розділ 1. ФУНДАМЕНТАЛЬНІ ЗАКОНИ ХІМІЇ

Лекція 1. Хімія як наукова дисципліна, її цілі та задачі, зв'язок із суміжними науками. Стислий історичний опис розвитку хімії. Роль вітчизняних вчених у розвитку хімії. Сучасний стан та задачі хімічних досліджень у зв'язку з розвитком народного господарства та контролем стану природного середовища.

Лекція 2. Атомно-молекулярне вчення. Хімічний елемент, хімічна реакція, моль. Періодичний закон і періодична система елементів Д.І. Менделєєва. Порядковий номер елемента, як фундаментальна його характеристика.. Прості речовини та хімічні сполуки. Хімічні елементи у земній корі. Огляд хімічних елементів за групами і періодами періодичної системи елементів.

Лекція 3. Закон збереження матерії та енергії М.В. Ломоносова. Хімічні та інші форми руху матерії. Основні закони хімічної стехіометрії. Еквівалент, еквівалентна кількість речовини. Закон еквівалентів.

### Розділ 2. ХІМІЧНА БУДОВА РЕЧОВИНИ

Лекція 4. Електронна будова атома. Двоїста природа електрона. Поняття про хвильову природу електрону та хвильову функцію. Квантові числа. Електронні рівні та орбіталі. Принцип Паулі. Правила Клечковського. Правило Гунда. Електронна будова атома у нормальному та збудженому станах.

Лекція 5. Періодична система хімічних елементів Д.І. Менделєєва. та електронна будова атома. Вплив електронної будови атомів елементів на їх хімічні властивості. Енергія іонізації. Спорідненість до електрона. Радіуси атомів та іонів. Періодичний характер властивостей елементів та їх сполук з точки зору електронної будови атома.

Лекція 6. Природа хімічного зв'язку. Метод валентних зв'язків. Гібридизація орбіталей. Електронегативність елементів. Полярність та дипольний момент зв'язку. Полярність молекул. Ковалентний зв'язок (кратність, насичуваність, напрямленість). Поляризація ковалентного зв'язку.

Лекція 7. Метод молекулярних орбіталей. Донорно-акцепторний зв'язок. Іонний зв'язок. Водневий та металевий зв'язки. Міжмолекулярна взаємодія. Агрегатний стан речовини.

### Розділ 3. ЗАГАЛЬНІ ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

Лекція 8. Енергія хімічних процесів. Термодинамічна система. Внутрішня енергія системи. Теплота та робота процесу. Перший закон термодинаміки. Ентальпія, як функція стану системи. Тепловий ефект хімічної реакції. Закон Гесса та наслідки з нього. Теплота утворення хімічних сполук.

Лекція 9. Напрявленість хімічних процесів. Другий закон термодинаміки. Ентропія, як функція стану та міра упорядкованості системи. Вільні енергії Гіббса та Гельмгольца, їх зміна, як загальний критерій спрямованості хімічних процесів. Взаємозв'язок термодинамічних функцій.

Лекція 10. Хімічна рівновага. Константа рівноваги. Зсув хімічної рівноваги під дією зовнішніх факторів: зміни температури, тиску, концентрації реагентів та продуктів реакції. Принцип Ле-Шательє. Взаємозв'язок константи хімічної рівноваги із константою швидкості та термодинамічними функціями.

Лекція 11. Швидкість хімічної реакції у гомогенних та гетерогенних системах. Енергія активації. Залежність швидкості хімічної реакції від природи та концентрації реагуючих речовин. Закон діючих мас. Константа швидкості хімічної реакції. Правило Вант-Гоффа та рівняння Арреніуса. Ентропійний фактор хімічної реакції.

Лекція 12. Каталіз та його механізм. Складні реакції. Оборотні реакції. Взаємозв'язок констант швидкості оборотної реакції з константою хімічної рівноваги. Ланцюгові реакції. Фотохімічні процеси. Особливості протікання хімічних процесів у природі.

### Розділ 4. ХІМІЧНІ РІВНОВАГИ У РОЗЧИНАХ

Лекція 13. Загальна характеристика розчинів. Хімічна теорія розчинів. Термодинаміка процесу розчинення. Концентрація розчину, способи її виразу. Розчинність рідких та твердих речовин у різних розчинниках і залежність її від їх природи та температури.

Лекція 14. Ідеальні розчини. Розчинність газів. Закон Генрі. Закони Рауля. Фізико-хімічні властивості розведених розчинів неелектролітів. Осмос. Закон Вант-Гоффа. Вода як розчинник. Діаграма стану води та водних розчинів. Природна вода.

Лекція 15. Розчини електролітів. Теорія електролітичної дисоціації. Відхилення розчинів електролітів від законів Рауля та Вант-Гоффа, ізотонічний коефіцієнт. Степінь та константа дисоціації. Закон розведення Оствальда. Залежність степеня дисоціації від концентрації розчину та температури.



Лекція 16. Особливості розчинів сильних електролітів. Коефіцієнт активності та іонна сила розчину сильного електроліту. Розчинність малорозчинних електролітів. Добуток розчинності, його залежність від природи електроліту та температури.

Лекція 17. Електролітична дисоціація води. Іонний добуток води, його залежність від температури. Водневий показник. Гідроліз солей. Степінь та константа гідролізу. Вплив різних факторів на процеси гідролізу солей.

Загальний обсяг годин, що відведений на лекційний курс у I семестрі – 34 години, СРС – 18 годин.

### **1.3 Перелік тем лабораторних робіт**

Заняття 1. Правила роботи у лабораторії та техніка безпеки при виконанні робіт. Матеріали, хімічний посуд, обладнання та прилади у лабораторії.

- Усне опитування
- Захист протоколу

#### **Розділ 1. ФУНДАМЕНТАЛЬНІ ЗАКОНИ ХІМІЇ**

Заняття 2. Хімічна будова речовини.

- Усне опитування
- Захист протоколу

Заняття 3. Визначення молярної маси еквівалента речовини.

- Усне опитування
- Захист протоколу

#### **Розділ 2. ЗАГАЛЬНІ ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ**

Заняття 4. Визначення теплового ефекту хімічних реакцій

- Усне опитування
- Захист протоколу

Заняття 5. Швидкість хімічних реакцій

- Усне опитування
- Захист протоколу

Заняття 6. Рівновага у хімічних процесах

- Усне опитування;
- Захист протоколу.

#### **Розділ 3. ХІМІЧНІ РІВНОВАГИ У РОЗЧИНАХ**

Заняття 7. Приготування розчинів із заданою концентрацією. Гідроліз солей.

- Усне опитування

#### Заняття 8. Заключне заняття

- захист протоколів

Загальний обсяг годин, що відведений на виконання лабораторних робіт – 34 години, СРС – 17 годин.

### **1.4 Перелік тем практичних занять**

Заняття 1. Вступне заняття – організаційні питання, щодо умов модульного контролю знань та вмінь, стехіометричні розрахунки

- усне опитування
- вхідна контрольна робота

#### **Розділ 1. ФУНДАМЕНТАЛЬНІ ЗАКОНИ ХІМІЇ**

Заняття 2. Еквівалент речовини, еквівалентна маса. Закон еквівалентів. Газові закони.

Заняття 3. Електронна будова атому. Правило Клечковського. Типи хімічного зв'язку. Ковалентні хімічні зв'язки

- рішення задач

#### **Розділ 2. ЗАГАЛЬНІ ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ**

Заняття 4. Хімічно-термодинамічні розрахунки. Визначення теплового ефекту реакції.

- рішення задач

Заняття 5. Розрахунки в хімічній кінетиці. Зсув рівноваги у зворотних хімічних процесах. Принцип Ле-Шательє. Швидкість реакції.

- рішення задач
- усне опитування

#### **Розділ 3. ХІМІЧНІ РІВНОВАГИ У РОЗЧИНАХ**

Заняття 6. Розрахунки концентрації розчину. Способи вираження вмісту розчиненої речовини у розчині.

- рішення задач
- усне опитування

Заняття 7. Розрахунки для розчинів сильних та слабких електролітів

- рішення задач

Заняття 8. Йонно-обмінні реакції. Добуток розчинності.

- рішення задач
- усне опитування

Заняття 9. Тестова контрольна робота (змістовний модуль з практики).

Загальний обсяг годин, що відведений на практичні заняття – 17 годин, СРС – 16 годин.

### **1.5 Перелік знань і умінь, якими повинен володіти студент для успішного вивчення дисципліни «Загальна і колоїдна хімія»**

Для успішного вивчення дисципліни «Загальна і колоїдна хімія» необхідно, щоб студент володів певними знаннями, уміннями зі шкільного курсу хімії.

Так, вивчаючи розділ 1. «**Фундаментальні закони хімії**», студент повинен:

1. Розуміти різницю між фізичними та хімічними явищами, усвідомлювати екологічні проблеми хімії, уміти пояснити місце хімії серед природничих наук;
2. Мати уявлення про атомно-молекулярне вчення – джерела виникнення, основні поняття та положення, закони: сталості складу; збереження маси речовин під час хімічних реакцій; об'ємних співвідношень та межі їх застосовності;
3. Знати будову періодичної системи, розуміти значення періодичного закону та періодичної системи елементів Д.І. Менделєєва;
4. Уміти пояснювати залежність властивостей елементів від положення у періодичній системі елементів Д.І. Менделєєва;
5. Знати і вільно володіти хімічною символікою та фізичними величинами, що використовуються в хімії, уміти розв'язувати типові розрахункові задачі;

При підготовці до лекцій та практичних занять з розділу 2. «**Хімічна будова речовини**», студент повинен повторити і знати наступне:

1. Будова електронних оболонок атомів та залежність властивостей елементів від будови їх атомів;
2. Склад та маса ядра атома і що таке ізотопи;
3. Вміти розрізняти основні види хімічного зв'язку – ковалентний, іонний, водневий та металічний;
4. Електронегативність та полярність молекул;
5. Вміти користуватися поняттями валентність та степінь окиснення і пояснити залежність властивостей твердих речовин від типу хімічного зв'язку.

Для успішного засвоєння розділу 3. «**Загальні закономірності перебігу хімічних реакцій**» потрібно:

1. Знати класифікацію хімічних реакцій. Вміти розрізняти обмінні та окисно-відновні реакції;
2. Мати уявлення про електродний потенціал, гальванічний елемент, електроліз;
3. Поняття про тепловий ефект хімічних реакцій;
4. Поняття про швидкість хімічних реакцій, каталіз і каталізатори;
5. Вміти пояснювати зсув хімічної рівноваги в залежності від умов проходження хімічного процесу.

Засвоєнню матеріалу розділу 4. «Хімічні рівноваги у розчинах» сприяє наступне:

1. Уява про зв'язок між розчинністю, масовою часткою і молярною концентрацією речовини;
2. Знати основні положення теорії електролітичної дисоціації;
3. Властивості кислот, основ та солей за теорією електролітичної дисоціації;
4. Мати уявлення про константу електролітичної дисоціації та водневий показник;
5. Вміти класифікувати неорганічні сполуки – розрізняти оксиди, основи, кислоти, амфотерні гідроксиди, солі.

### **1.6 Перелік навчальної літератури, що забезпечує вивчення дисципліни «Загальна і колоїдна хімія»**

#### *Перелік основної навчальної літератури*

1. Герасименко Г.І. Хімія практичний курс. Навч. пос. – Одеса: «ТЕС», 2009. – 304с.
2. Романова Н.В. Загальна хімія. – К.: Перун. 1998. – 480с.
3. Мітрясова О.П. Хімія. Загальна хімія. Хімія довкілля. Навч. пос. – К.: «Видавничий дім «Професіонал», 2009. – 336с.
4. Глинка Н.Л. Общая химия: Учеб. пос. для вузов. – М.: КНОРУС, 2011. – 752с.
5. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии, Л.: Химия, 1986. – 269с.
6. Киреев В.А. Краткий курс физической химии. – М.: Химия, 1978. – 482с.
7. Руководство к лабораторным работам по общей химии. Под ред. А.Ф. Богоявлинского, М.: Высшая школа, 1972. – 352с.

#### *Перелік додаткової навчальної літератури*

1. Бутенко А.И., Булавин В.І., Ярошок Т.П. та ін. Загальна хімія. – Київ, Вища школа 1997, - 392с.
2. Дей К., Селбин Д. Теоретическая неорганическая химия. Изд-е 3-е. – М.: Химия, 1976. – 654с.
3. Кириченко В.І. Загальна хімія – К.: Вища школа. 2005.- 639с.
4. Рейтер Л.Г., Степаненко О.М., Басов В.П. Теоретичні розділи загальної хімії.-К.: Каравела. 2003. – 342с.
5. Мітрясова О.П. Хімічні основи екології. – К.: Перун, 1999. – 192с.

Навчально-методичне забезпечення теоретичних змістовних модулів здійснюється за допомогою підручників, навчальних посібників та методичних вказівок, які є в наявності в бібліотеці ОДЕКУ та на кафедрі хімії навколишнього середовища:

Методичне забезпечення: посібники та підручники є в наявності в бібліотеці ОДЕКУ, методичні вказівки на кафедрі хімії навколишнього середовища:

1. Герасименко Г.І., Шепеліна С.І. Неорганічні сполуки. Класифікація. Методичні вказівки до практичних робіт – Одеса, ОДЕКУ, 2008. – 93с.
2. Шевченко В.Ф., Шепеліна С.І. Основи електрохімії. Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт – Одеса, ОДЕКУ, 2003.- 81с.
3. Костік В.В., Ганін Е.В., Васильєва М.Г. Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт «Розчини. Гідроліз солей» - Одеса, ОДЕКУ, 2003. – 34с.
4. Герасименко Г.І. Закономірності перебігу хімічних реакцій. Збірник методичних вказівок до практичних робіт – Одеса, ОДЕКУ, 2006. – 51с.
5. Герасименко Г.І. Водні розчини електролітів. Гідроліз солей. Збірник методичних вказівок до практичних та лабораторних робіт – Одеса, ОДЕКУ, 2006. – 75с.
6. Герасименко Г.І. «Закономірності перебігу хімічних реакцій. Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт» – Одеса, ОДЕКУ, 2008. – 56с.

## **2 Перелік завдань для виконання контрольних робіт, які заплановані програмою**

Змістовний модуль №1 (КР з теорії) з розділів:

«Фундаментальні закони хімії» і «Хімічна будова речовини»

1. Закон збереження маси і його співвідношення з законом збереження енергії;
2. Закон сталості складу та закон кратних відношень (Дальтона);
3. Закон простих об'ємних співвідношень (Гей-Люссака);
4. Закон Авогадро та слідства з нього (об'єм одного молю газу при нормальних умовах); число Авогадро та його фізичний зміст;
5. Газові закони та рівняння. Рівняння Клапейрона-Менделєєва;
6. Атомна маса. Фізичний зміст Періодичного закону та роботи Мозлі. Валентність;
7. Енергетичний склад електрону у атомі та поняття про хвильові функції. Рівняння Де Бройля. Головне квантове число. Розмір атому;
8. Орбітальне квантове число. Форми електронних оболонок;

9. Магнітне та спінове квантові числа. Послідовність заповнення електронами атомних орбіталей. Правило Клечковського;
  10. Розміщення електронів по атомним орбіталям. Правило Хунда.
  11. Найважливіші класи неорганічних сполук та їх основні властивості. Бутлерова теорія хімічної будови;
  12. Кількісна характеристика ковалентного зв'язку. Дипольний момент хімічного зв'язку та молекули;
  13. Поняття про метод молекулярних орбіталей (ММО). Зв'язуючі та розпушуючі електронні комірочки;
  14. Природа хімічного зв'язку у комплексних сполуках. Основні положення координаційної теорії Вернера;
  15. Електростатична модель Косселя–Магнуса. Донорно-акцепторний зв'язок та механізм його утворення.
- Необхідна література знаходиться у переліку 1.6.

Змістовний модуль №2 (КР з теорії) з розділів:  
«Загальні закономірності перебігу хімічних реакцій» і «Хімічна рівновага у розчинах»

1. Закон Г.І. Гесса. Наслідки із закону Гесса: теплові ефекти оборотних реакцій;
2. Поняття про ентропію. Хімічні процеси з позиції зміни ентропії.
3. Залежність хімічних властивостей речовин від значення енергії Гіббса;
4. Термодинамічна оцінка самодовільності перебігу хімічної реакції. Енергія (ізобарно-ізотермічний потенціал) Гіббса.
5. Величина і знак термодинамічних потенціалів Гіббса та Гельмгольца;
6. Гомогенні і гетерогенні хімічні системи. Поняття про фазу. Поверхня розділу фаз;
7. Швидкість і механізм гомогенних хімічних реакцій. Правило Вант-Гоффа. Температурний коефіцієнт реакцій. Теорія активованого комплексу. Рівняння Арреніуса;
8. Гомогенний і гетерогенний каталіз. Роль каталізаторів в біологічних системах. Ферменти. Каталіз. Енергія активації при наявності каталізатора. Механізм каталізу;
9. Стан рівноваги в гетерогенних хімічних реакціях. Зв'язок константи хімічної реакції та енергії Гіббса. Зміщення хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє;
10. Концентрація розчинів. Розчинність. Розчинність в системах газ – рідина, тверда речовина – рідина. Основи сольватної (гідратної) теорії Д.І. Менделєєва;

11. Розчинність газів у воді. Парціальний тиск. Закон Генрі. Кріоскопічний та ебуліоскопічний закони Рауля. Осмос. Рівняння Вант-Гоффа. Осмотичний тиск;

12. Теорія електролітичної дисоціації. Фізико-хімічні властивості розчинів електролітів. Ізотонічний коефіцієнт (коефіцієнт Вант-Гоффа). Закони Рауля;

13. Іонні взаємодії в розчинах електролітів. Активна концентрація іонів. Коефіцієнт активності. Іонна сила розчинів електролітів. Рівняння Дебая-Хюккеля;

14. Константа і міра дисоціації. Ізотонічний коефіцієнт. Закон розведення Оствальда. Ступінчастий механізм дисоціації кислот і основ в розчинах. Іонообмінні реакції;

15. Електролітична дисоціація води. Константа електролітичної дисоціації. Водневий показник розчинів. Форми вираження йонного добутку води;

16. Гідроліз солей як іонообмінний процес між розчищеною сіллю і водою. Типи гідролізу;

17. Ступінчастий механізм гідролізу солей. Співвідношення констант ступінчастого процесу гідролізу. Константа гідролізу та її зв'язок з константами дисоціації води, кислот і основ;

18. Рівновага в насиченому розчині сильного малорозчинного електроліту;

19. Добуток розчинності. Умови випадіння в осад і розчинення малорозчинних сполук. Активна і концентраційна форми вираження добутку розчинності;

20. Визначення основ, кислот, солей з точки зору теорії електролітичної дисоціації.

Необхідна література знаходиться у переліку 1.6.

## **2.1 Перелік питань, на які необхідно звернути особливу увагу, та поради щодо їх самостійного вивчення з зазначенням літератури, в якій можна знайти потрібний матеріал**

### *2.1.1 Поради щодо виконання СРС з розділів:*

*«Фундаментальні закони хімії» і «Хімічна будова речовини»*

При вивченні цих розділів необхідно звернути особливу увагу на:

1. Сучасні уявлення про будову атома, розмір та геометричні форми орбіталей;
2. Квантові числа та їх зміст. Енергетичні рівні та підрівні у електронних оболонках;
3. Електронні формули, принцип Паулі, правило Хунда, правило Клечковського;
4. Валентність атома; Степінь окиснення елемента;

5. Взаємозв'язок періодичного закону Д.І. Менделєєва та властивостями хімічних елементів – типові метали, неметали та елементи з аморфними властивостями.

Вивчивши дані розділи студент повинен уміти:

1. Вільно оперувати хімічними поняттями й термінами;
2. Розглядати закони хімії з точки зору атомно-молекулярного вчення;
3. Розрізняти поняття „орбіта” та „орбіталь”;
4. Визначати число неспарених електронів у нормальному та збудженому станах. Розрахувати степінь окиснення елементів у сполуках.
5. Вміти розпізнавати природу та види хімічного зв'язку в сполуках антропогенного та природного характеру, визначати основні властивості цих речовин.

Необхідний матеріал із курсу дисципліни по даних розділах можна засвоїти при використанні основної рекомендованої літератури [1, С. 17-46, 47-56, 57-114, 115-156, 157-165], а також, додаткової [1, С. 11-80, 81-168, 169-204; 3, С. 12-14, 15-48].

#### *2.1.2 Поради щодо виконання СРС з розділів: «Загальні закономірності перебігу хімічних реакцій» та «Хімічні рівноваги у розчинах»*

При вивченні цих розділів необхідно особливу увагу звернути на теми:

1. Енергетика хімічних реакцій. Термодинамічні функції стану системи та їх важливість при визначенні імовірності перебігу того чи іншого процесу;
2. Вплив температури на швидкість хімічних реакції. Правило Вант-Гоффа. Енергія активації. Рівняння Арреніуса. Механізм дії каталізаторів на швидкість реакції;
3. Хімічна рівновага у системах і фактори, які впливають на її положення. Принцип Ле-Шательє. Взаємозв'язок між енергією Гіббса та константою хімічної рівноваги

Для засвоєння теми «Хімічна рівновага у розчинах» треба обов'язково знати кількісні характеристики розчинів:

1. Способи вираження концентрації розчинів (процентна, молярна, моляльна, нормальна, титр). Розчинність речовин.
2. Електролітична дисоціація. Взаємозв'язок між ступенем і константою електролітичної дисоціації. Коефіцієнт активності і йонна сила розчинів.
3. Електропровідність води. Йонний добуток води. Водневий показник (рН) розчинів, утворених при гідролізі солей електролітів.
4. Степінь і константа гідролізу. Добуток розчинності. Буферні розчини в хімії та біології.



Вивчивши дані розділи студент повинен уміти:

1. Розраховувати термодинамічні функції стану систем. Визначати термодинамічну можливість перебігу того або іншого хімічного процесу в даних умовах;
2. Розраховувати зміну швидкості хімічної реакції залежно від зміни концентрації реагуючих речовин та температури реагуючої суміші;
3. Визначати напрямок зміщення рівноваги залежно від концентрації (або тиску) реагентів, які беруть участь у хімічному перетворенні;
4. Розраховувати водневий показник розчинів солей.

Необхідний матеріал із дисципліни по даних розділах можна засвоїти при використанні основної рекомендованої літератури [1, С. 166 - 204, 205 - 263], а також, додаткової [1, С. 205 - 256, 256 - 277; 3, С. 123 - 139].

### *2.1.3 Поради щодо виконання СРС при підготовці до змістовного модуля №3 (контрольної роботи з практики)*

Розв'язання тематичних задач з розділів хімії допоможе, з одного боку, глибше засвоїти теоретичний матеріал, з другого – розвинути так необхідне в подальшому навчанні хімічне мислення.

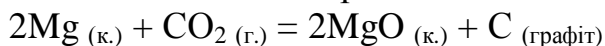
*Завдання 1.* Визначити еквівалент і еквівалентні маси елементів у речовинах  $\text{HBr}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  і  $\text{NH}_3$ .

*Розв'язання.* У зазначених речовинах з 1 моль атомів водню з'єднується 1 моль атомів бром,  $1/2$  моль атомів кисню і  $1/3$  моль атомів азоту. Отже, відповідно до визначення, еквіваленти бром, кисню й азоту рівні відповідно 1 моль,  $1/2$  і  $1/3$  моль. Виходячи з мольних мас атомів цих елементів, знаходимо, що еквівалентна маса бром дорівнює  $79,9$  г/моль, кисню -  $16 \cdot 1/2 = 8$  г/моль, азоту -  $14 \cdot 1/3 = 4,67$  г/моль.

*Завдання 2.* Який підрівень буде заповнюватися слідом за підрівнем  $4s$ ?

*Розв'язання.* Підрівню  $4s$  відповідає сума  $n + l = 4 + 0 = 4$ . Такою самою сумою  $n + l$  характеризується підрівень  $3p$ , але заповнення цього підрівню передують заповненню підрівню  $4s$ , тому що останньому відповідає більше значення головного квантового числа. Отже, після підрівня  $4s$  буде заповнюватися підрівень із сумою  $n + l = 5$ , причому з усіх можливих комбінацій  $n + l$ , відповідає цій сумі ( $n = 3, l = 2; n = 4, l = 1; n = 5, l = 0$ ), першою буде реалізуватися комбінація з найменшим значенням головного квантового числа, тобто слідом за підрівнем  $4s$  буде заповнюватися підрівень  $3d$ .

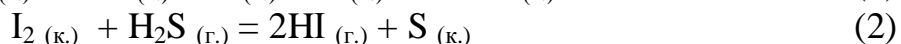
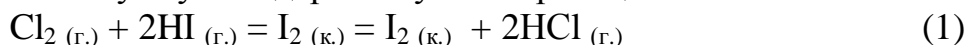
*Завдання 3.* Обчислити  $\Delta H^\circ$  хімічної реакції:



*Розв'язання.* У довідникові можна знайти стандартні ентальпії утворення  $\text{CO}_2$  і  $\text{MgO}$ . Вони дорівнюють, відповідно  $-393,5$  і  $-601,8$  кДж/моль (нагадаємо, що стандартні ентальпії утворення простих речовин дорівнюють нулю). Звідси для стандартної ентальпії реакції знаходимо:

$$\Delta H^\circ = 2 \Delta H^\circ(\text{MgO}) - \Delta H^\circ(\text{CO}_2) = -601,8 \cdot 2 + 393,5 = -810,1 \text{ кДж.}$$

*Завдання 4.* Чи можуть у стандартних умовах реакції



самодовільно протікати в прямому напрямку при  $298 \text{ K}$ ? Як позначиться підвищення температури на напрямку протікання цих реакцій?

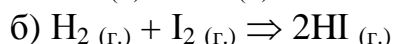
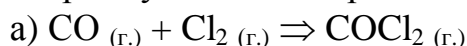
*Розв'язання.* Для відповіді на перше питання задачі потрібно знайти значення  $\Delta G^\circ_{298}$  для розглянутих реакцій. У довідникові знаходимо значення  $\Delta G^\circ_{\text{утв}}$  (у кДж/моль) для  $\text{HI}$  ( $1,8$ ),  $\text{HCl}$  ( $-95,2$ ) і  $\text{H}_2\text{S}$  ( $-33,8$ ). Тоді для реакцій (1) і (2) відповідно:

$$\Delta G^\circ_1 = 95,2 \cdot 2 - 1,8 \cdot 2 = -194,0 \text{ кДж} \quad \Delta G^\circ_2 = 1,8 \cdot 2 - (-33,8) = 37,4 \text{ кДж}$$

Негативний знак  $\Delta G^\circ_1$  указує на можливість мимовільного протікання реакції (1); позитивний знак  $\Delta G^\circ_2$  означає, що реакція (2) у зазначених умовах протікати не може.

Відповідь на друге питання задачі визначається знаком  $\Delta S^\circ$  розглянутих реакцій. У реакції (1) число моль речовин у газоподібному, стані зменшується, у реакції (2) – зростає. Звідси впливає, що  $\Delta S^\circ_1 < 0$  і  $\Delta S^\circ_2 > 0$ , тобто. у рівнянні  $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$  член  $-T\Delta S^\circ$  для реакції (1) позитивний, а для реакції (2) – негативний. Отже, із зростанням множника  $T$  (підвищення температури) значення  $\Delta G^\circ_1$  буде зростати (тобто ставати менш негативним),  $\Delta G^\circ_2$  – зменшуватися (ставати менш позитивним). Це означає, що підвищення температури буде перешкоджати протіканню реакції (1) та сприяти протіканню реакції (2) у прямому напрямку.

*Завдання 5.* У якому напрямку зміститься рівновага в системах

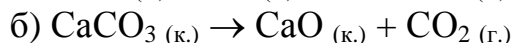
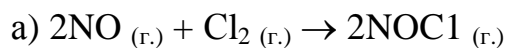


якщо при незмінній температурі збільшити тиск шляхом зменшення об'єму газової суміші?

*Розв'язання.* а) Протікання реакції у прямому напрямку приводить до зменшення загального числа моль газів, тобто до зменшення тиску в системі. Тому, відповідно до принципу Ле-Шательє, підвищення тиску викликає зсув рівноваги у бік прямої реакції.

б) Протікання реакції не супроводжується зміною числа моль газів і не приводить, отже, до зміни тиску. У цьому випадку зміна тиску не спричиняє зсуву рівноваги.

*Завдання 6.* Написати математичний вираз закону діючих мас для реакцій:



*Розв'язання.* а)  $V = k [\text{NO}]^2 [\text{Cl}_2]$ .

б) Оскільки карбонат кальцію – тверда речовина, концентрація якого не змінюється в ході реакції, математичний вираз закону діючих мас буде мати вигляд:  $V = k$ , тобто у даному випадку швидкість реакції при визначеній температурі постійна.

Необхідний матеріал із курсу дисципліни по даних розділах можна засвоїти при використанні основної рекомендованої літератури [3, С. 7-23, 39-46, 52-60, 71-86, 86-103, 103-151], а також, додаткової [2, С. 7-39, 42-57, 90-131].

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

Загальний обсяг навчального часу визначається освітньо-професійною програмою бакалавра та складається з: 34 год – лекції, 17 год – практичні заняття, 34 год – лабораторні заняття., 51 год - самостійна робота студентів (СРС), іспит, усього – 136 год, кредитів ECTS – 9 + 1 наук.

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

Сума балів, яку отримав студент за всіма змістовними модулями (заліковою одиницею) навчальної дисципліни «Загальна і колоїдна хімія», формують інтегральну оцінку поточного контролю студента.

Комплекс контрольних заходів регламентує організацію поточного та підсумкового контролю рівня набутих студентами знань, вмінь та навичок у ході вивчення навчальної дисципліни «Загальна і колоїдна хімія», а також конкретизує виконання графіка навчального процесу по цій дисципліні з наряду підготовки студентів –6.040105 «Гідрометеорологія».

**Головна мета** проведення кредитно-модульної системи контролю – це визначення рівня набутих знань, вмінь та навичок, підвищення якості навчання студентів шляхом активізації навчальної діяльності, стимулювання ритмічного виконання графіка навчального процесу протягом всього семестру, визначення кількісних критеріїв засвоєння змісту окремих розділів (змістовних модулів) навчальної дисципліни «Загальна і колоїдна хімія».

#### 4 Методика оцінки всіх видів підготовки студентів

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

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 у аудиторії – РЗ;
- захист лабораторної роботи – ЗЛР;
- письмова контрольна робота – КР.

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.

Загальна оцінка складається з суми балів за кожен модуль та суми балів за виконання та захист лабораторних робіт. Робоча програма з дисципліни передбачає вивчення 11 модулів за I та II семестр відповідно лекційним, практичним та лабораторним заняттям.

Кількість балів, яку можна отримати за виконання модулів:

<u>I семестр</u>		<u>II семестр</u>	
Модуль теоретичний ЗМ-Л1 (КР)	20 балів	Модуль теоретичний ЗМ-Л3 (КР)	20 балів
Модуль теоретичний ЗМ-Л2 (КР)	20 балів	Модуль теоретичний ЗМ-Л4 (КР)	20 балів
Модуль практичний ЗМ-П(1+2) (КР)	20 балів		
Модуль лабораторний ЗМ-Лаб (1+2) (КР)	10 балів	Модуль лабораторний ЗМ-Лаб3 (КР)	10 балів
		Модуль лабораторний ЗМ-Лаб4 (КР)	10 балів
		Модуль лабораторний ЗМ-Лаб5 (КР)	10 балів
Виконання та захист 6 лабораторних робіт	30 балів	Виконання та захист 6 лабораторних робіт	30 балів
<b>Разом за I семестр</b>	<b>100 балів</b>	<b>Разом за I семестр</b>	<b>100 балів</b>

Обов'язково враховується своєчасність виконання студентом графіка 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».

Сума отриманих балів складається з суми виконаних своєчасно контрольних заходів. Якщо студент не виконав з поважних причин

окремий модуль, він може його здати у двотижневий термін згідно з графіком контрольних заходів.

При проведенні міжсесійного контролю студент вважається атестованим, якщо він набрав не менше 50% балів від максимально можливої суми балів за модулями на момент атестації.

Студент вважається допущеним до семестрового іспиту, якщо він виконав всі види робіт, передбачені робочою навчальною програмою дисципліни «Загальна і колоїдна хімія» і набрав за модульною системою суму балів не менше ніж 50% від максимально можливої за практичну частину дисципліни.

**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», затверджене на засіданні Методичної ради ОДЕКУ від 25.05.04 р.(зі змінами і доповненнями, затвердженими 25.05.2006 р. та 29.05. 2010 р.), та Інструкції «Про порядок проведення та критерії оцінювання відповідей студентів під час письмового іспиту від 25.03.2010 р. та змінами, що внесені рішенням Ректорату від 11.10.10 р.

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 від 25.03.2010р. (зі змінами, що внесені рішенням ректорату від 11.10.10р.). Рекомендації щодо порядку проведення письмових іспитів базуються на Положенні МОН України «Про організацію навчального процесу у вищих навчальних закладах» від 02.06.93р. та «Положенні про проведення підсумкового контролю знань студентів в ОДЕКУ» в редакції від 29.04.10р.

Тривалість письмового іспиту – **2 академічні години**. Початком письмового іспиту є час закінчення видачі екзаменаційних білетів.

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).

Оцінювання письмових відповідей студентів проводиться за методикою, яка наведена у розділі 2 Інструкції та у Положенні «Про критерії оцінки знань студентів в ОДЕКУ (2002р.).

**Таблиця для визначення кількісних та якісних критеріїв оцінки письмових відповідей на тестові запитання за підсумками іспиту**

<i>Діапазон оцінки відповіді</i>	<i>Якісні критерії оцінки відповіді</i>
90-100	відмінне виконання лише з незначною кількістю помилок
85-89	вище середнього рівня з кількома помилками
75-84	взагалі правильна робота з певною кількістю помилок
68-74	непогано, але зі значною кількістю помилок
60-67	відповідь в цілому достатня, що свідчить про певні знання студента з поставленого питання, але у відповіді є суттєві помилки або виявляються прогалини у знаннях з поставленого питання
35-59	є окремі вірні думки, але в цілому відповідь недостатня або багато помилок, які формують в цілому невірну відповідь
1-34	студент не відповідав зовсім на питання або відповідь у більшій частині невірна

**5 Графік контролюючих заходів з дисципліни  
«Загальна і колоїдна хімія»**

Номер тижня	Контролюючий показник та вигляд занять, на яких буде проведено контроль		
	Теоретична частина	Практична частина	
		Практичні заняття	Лабораторні заняття
І Семестр			
1 – 2	УО	УО	Вхідний контроль
3 – 4	УО	УО	УО, ЗЛР
5 – 6	УО	УО	УО, ЗЛР
7 – 8	ЗМ-Л1	УО	УО, ЗЛР
7	Атестація		
8 – 9	УО	УО	УО, ЗЛР
9 – 10	УО		УО
11 – 12	УО	УО	УО, ЗЛР
12 – 13	УО	УО	УО, ЗЛР
14	Атестація	УО	ЗМ-Лаб(1+2)
15 – 16	ЗМ-Л2	ЗМ-П(1+2)	УО
17	УО	УО	УО
Сесія	Іспит		

Умовні позначки: Ат. – атестація;  
ЗЛР – захист лабораторної роботи;  
УО – усне опитування.

## 6 Перелік питань для самоперевірки по дисципліні «Загальна і колоїдна хімія»

Відвідавши лекції, або самостійно вивчивши розділ по підручнику і закріпивши одержані знання на практичних заняттях (виконуючи лабораторні роботи та вирішуючи тематичні задачі), студент повинен попрацювати над «питаннями для самоконтролю», це дозволить йому, з одного боку, познайомитися з характером питань, що будуть на модульній контрольній, з іншого – перевірити набуті знання і уміння та визначити їх рівень. Саме для цього перелік питань містить *базову компоненту* – тобто ті знання та вміння, що закладені у освітньо-кваліфікаційній характеристиці фахівця певного рівня або є „підстильними” (необхідними) при вивченні наступних дисциплін; та *додаткові питання* – це ті знання та вміння, які є сполученими між окремими темами навчальної дисципліни або забезпечують підвищення загального рівня освіченості студента. Наведені питання відповідають тим, що містяться у завданнях до контрольних.

### *6.1 Перелік питань для підготовки до іспиту щодо розділів: «Фундаментальні закони хімії» і «Хімічна будова речовини»*

#### *базова компонента*

1. Закон збереження маси і його співвідношення із законом збереження енергії; [1, С. 16-17]
2. Закон постійності складу і закон кратних відносин (Дальтона); [1, С. 20-22]
3. Закон простих об'ємних відносин (Люссака); [1, С. 22-23]
4. Число Авогадро і його фізичне значення; [1, С. 22-23]
5. Закон еквівалентів; [1, С. 27-29]
6. Атомна маса. Валентність елемента; [1, С. 29-32]
7. Газові закони і рівняння. Рівняння Клапейрона-Менделєєва; [1, С. 25-27]
8. Найважливіші класи неорганічних сполук і їх основні властивості. [1, С. 33-38]
9. Періодичний закон в формулюванні Д.І. Менделєєва; [1, С. 41-46]
10. Електронегативність елементів; [1, С. 41-46]
11. Принцип об'єднання елементів в групи і підгрупи; [1, С. 40-42]
12. Зміна властивостей елементів основних підгруп в залежності від їх порядкового номера; [1, С. 40-46]
13. Зміна властивостей елементів при збільшенні порядкового номера елементів в періодах; [1, С. 84]
14. Планетарна модель атома Резенфорда-Бора-Зоммерфельда; [1, С. 50-52]

15. Енергетичний стан електрона в атомі і поняття про хвильову функцію; [1, С. 62-70]
16. Головне, орбітальне, магнітне і спінове квантові числа; [1, С. 62-70]
17. Структура електронної хмари багатоелектронних атомів. Принцип Паулі; [1, С. 72-73]
18. Послідовність заповнення електронами атомних орбіталей. Правило Хунда; [1, С. 72-73]
19. Бутлерова теорія хімічної будови; [1, С. 97-100]
20. Ковалентний хімічний зв'язок і електронегативність елементів; [1, С. 100-104]
21. Гібридизація атомних електронних орбіталей; [1, С. 114-117]
22. Іонний хімічний зв'язок. Поляризуюча здатність іонів; [1, С. 126-130]
23. Водневий зв'язок. Асоціація молекул. [1, С. 130-131]
24. Основні положення координаційної теорії Вернера. Внутрішня координаційна сфера. Комплексоутворювач і ліганди. Координаційне число; [1, С. 490-493]
25. Зовнішня координаційна сфера. Зв'язок іонів зовнішньої сфери з комплексним іоном; [1, С. 490-493]
26. Заряд комплексного іона. Міра окислення комплексного іона; [1, С. 490-493]
27. Класифікація комплексних з'єднань і їх номенклатура; [1, С. 491-499]
28. Первинна і повторна дисоціація комплексних сполук; [1, С. 490-493]
29. Природа хімічного зв'язку в комплексних сполуках; [1, С. 499-505]
30. Донорно-акцепторний зв'язок і механізм його утворення; [1, С. 490-493]

#### *додаткові питання*

1. Закон постійності складу і відхилення від нього;
2. Закон Авогадро і слідства з нього (об'єм одного моль газу за нормальних умов);
3. Еквівалент і молярна маса еквівалента;
4. Фізичне значення Періодичного закону і роботи Мозлі;
5. Сучасне формулювання Періодичного закону;
6. Зв'язок Періодичного закону з електронною будовою атома;
7. Енергія іонізації і енергія спорідненості до електрона;
8. Значення періодичної системи. Прогноз властивостей ще невідкритих елементів;
9. Чим пояснюється схожість властивостей лантаноїдів і актиноїдів.
10. Сучасні уявлення про будову атома водню;
11. Правило Клечковського
12. Будова атомних ядер. Ізотопи.
13. Метод валентних зв'язків. Способи утворення ковалентного зв'язку;



14. Основні характеристики хімічного зв'язку (енергія, довжина, спрямованість);
15. Кількісна характеристика ковалентного зв'язку. Дипольний момент хімічного зв'язку і молекули;
16. Поняття про метод молекулярних орбіталей. Зв'язуючі і розпушуючі електронні комірочки;
17. Дентатність лігандів і число  $\sigma$  – зв'язків у внутрішній сфері;
18. Константа нестійкості комплексних сполук і стійкість комплексного іона;

*6.2 Перелік питань для самоперевірки знань з розділів:  
«Загальні закономірності перебігу хімічних реакцій»  
і «Хімічна рівновага у розчинах»*

*базова компонента*

1. Внутрішня енергія хімічної системи як функція її стану. Робота. Теплота; [1, С. 164-165]
2. Ентальпія. Відмінність між ентальпією і тепловим ефектом; [1, С. 164-165]
3. Стандартні умови в термохімії і термодинаміці. Закон Гесса та слідства з нього; [1, С. 139-141]
4. Залежність хімічних властивостей речовин від значення енергії Гіббса; [1, С. 165-168]
5. Ентропія. Мимовільність протікання хімічних процесів з позиції зміни ентропії; [1, С. 165-168]
6. Гомогенні і гетерогенні хімічні системи. Поняття про фазу. Поверхня розділу фаз. [1, С. 143]
7. Закон діючих мас. Залежність швидкості реакції від концентрації реагентів. [1, С. 145-146]
8. Молекулярність реакції. Порядок реакції – може приймати дробові значення; [1, С. 143-145]
9. Математичне вираження для швидкості гетерогенної хімічної реакції; [1, С. 151-152]
10. Константа швидкості реакції і її залежність від температури і природи реагентів; [1, С. 143-145]
11. Правило Вант Гоффа. Температурний коефіцієнт реакції; [1, С. 146-149]
12. Гомогенний і гетерогенний каталіз. Роль каталізаторів в біологічних системах; [1, С. 149-151]
13. Механізм збільшення швидкості реакції з підвищенням температури; [1, С. 146-149]
14. Оборотні і умовно безповоротні хімічні реакції. Хімічна рівновага; [1, С. 154-157]

15. Константа рівноваги і її математичний вираз. Зсув хімічної рівноваги; [1, С. 145-159]
16. Фактори, які впливають на зміну значення константи хімічної рівноваги; [1, С. 145-149]
17. Принцип Ле-Шательє. Вплив температури і тиску на зміщення хімічної рівноваги; [1, С. 157-164]
18. Фізико-хімічні процеси, що відбуваються при розчиненні; [1, С. 178-179]
19. Вираження концентрації розчинів при масовому співвідношенні компонентів; [1, С. 179-181]
20. Моль-об'ємна (молярна) концентрація. Моль-еквівалентна (нормальна) концентрація. Титр; [1, С. 179-181]
21. Розчинність газів у воді. Парціальний тиск. Закон Генрі; [1, С. 183-190]
22. Температура кристалізації та температура кипіння розчинів Осмотичний тиск; [1, С. 187-193]
23. Пониження тиску насиченої пари розчинника над розчином. Закон Рауля; [1, С. 190-191]
24. Осмотичний тиск розчинів електролітів. Ізотонічний коефіцієнт; [1, С. 187-190]
25. Сильні електроліти. Момент повної гідратації (Міщенко); [1, С. 197-204]
26. Іонні взаємодії в розчинах електролітів. Дисоціація сильного електроліту; [1, С. 201-209]
27. Іонна сила розчинів електролітів і методи її розрахунку; [1, С. 201-204]
28. Константа і степінь дисоціації. Розрахунок степеня дисоціації і концентрації іонів; [1, С. 198-201]
29. Електролітична дисоціація води. Водневий показчик розчинів (рН); [1, С. 211-213]
30. Гідроліз солей, як іонообмінний процес. Типи гідролізу; [1, С. 216-222]
31. Гідроліз солей, утворених слабкими основами і сильними кислотами; [1, С. 216-222]
32. Гідроліз солей, утворених сильними основами і слабкими кислотами; [1, С. 216-222]
33. Добуток розчинності. Умови випадіння в осад малорозчинних сполук; [1, С. 209-211]
34. Активна і концентраційна форми вираження добутку розчинності; [1, С. 209-211]

#### *додаткові питання*

1. Ізобарно-ізотермічні і ізохорно-ізотермічні процеси.
2. Ентальпія, як функція стану хімічної системи в ізобарно-ізотермічних процесах.
3. Стандартні ентальпії утворення хімічних сполук.

4. Термодинамічна оцінка самодовільності протікання хімічної реакції;
5. Відмінність швидкості хімічної реакції в гомогенній і гетерогенній системах.
6. Особливості застосування закону діючої маси для гетерогенних систем.
7. Співвідношення швидкостей прямої і зворотної реакцій при хімічній рівновазі.
8. Зв'язок константи хімічної реакції зі стандартною зміною енергії Гіббса.
9. Основи сольватної (гідратної) теорії Д.І. Менделєєва.
10. Молярна концентрація і в яких випадках її застосовують.
11. Кріоскопічна та ебуліоскопічна константи розчинення. Осмос. Закон Вант-Гоффа.
12. Активна концентрація іонів. Коефіцієнт активності. Рівняння Дебая-Хюккеля.
13. Закон розбавлення Оствальда.
14. Гідроліз солей і константа гідролізу її зв'язок з константами дисоціації води і слабких кислот і основ.
15. Гідроліз солей, утворених слабкими основами і слабкими кислотами та рН розчину.
16. Механізм ступінчастого гідролізу солей. Константи ступінчастого процесу гідролізу.
17. Основи, кислоти, солі з точки зору теорії електролітичної дисоціації.

### **7 Вимоги, що пред'являються до студента на екзаменаційній комісії по дисципліні «Загальна і колоїдна хімія»**

При визначенні оцінки підсумковій атестації за основні критерії беруться наступні:

1. Студент на протязі семестру показує глибокі знання матеріалу, передбаченого програмою, грамотно і логічно формулює відповіді на контрольні запитання, вибирає правильний шлях при розв'язанні практичних завдань, бездоганно володіє прийомами роботи з устаткуванням і приладами, за підсумками поточного контролю набрав більше 90 % балів – у залікову книжку студента виставляється оцінка **«відмінно»**;

2. студент твердо володіє базовою компонентою знань та вмінь, грамотно будує відповіді, не допускає істотних неточностей у відповідях на контрольні запитання, що виходять за межі базової компоненти, правильно використовує здобуті знання при вирішенні практичних завдань, правильно володіє прийомами роботи з устаткуванням і приладами, за підсумками поточного контролю набрав більше 75,1 – 90 % балів – у залікову книжку студента виставляється оцінка **«добре»**;

3. студент має знання та вміння у межах базової компоненти, але глибоко їх не засвоїв, в той же час студент не припускає грубих помилок при відповіді, при усному опитуванні іноді потребує навідних запитань для

прийняття правильних рішень, припускає окремі помилки або недостатньо чітко виконує роботу з устаткуванням і приладами, за підсумками поточного контролю набрав більше 60 % балів – у залікову книжку студента виставляється оцінка **«задовільно»**;

4. студент, який за підсумками поточного контролю набрав менш 60 балів (з них 35 балів за практичну частину дисципліни) припускається до грубих помилок у відповідях на контрольні запитання з базової компоненти, не спроможний використати одержані знання на практиці, не володіє навичками роботи з устаткуванням і приладами – атестується **«незадовільно»**.

Для того щоб отримати задовільну оцінку при підсумковій атестації по дисципліні студент **повинен знати**:

1. теоретичні основи хімії – фізичні та хімічні властивості речовин;
2. будову та властивості хімічних сполук;
3. енергетику хімічних процесів та закони перебігу хімічних реакцій;
4. хімічні властивості розчинів та закони розчинності різних речовин;
5. основи електрохімічних процесів;
6. властивості колоїдних розчинів;

При цьому студент повинен проявити наступні **основні вміння**:

1. розв'язувати розрахункові завдання з загальної та колоїдної хімії;
2. доцільно використовувати лабораторне обладнання та знати можливості і принцип роботи фізико-хімічної апаратури;
3. застосовувати теоретичні знання з хімії для глибокого розуміння закономірного перебігу процесів в навколишньому середовищі.

Екзаменаційний білет для відстаючого студента складається лише з питань *базової компоненти*. Студент, бажаючи підвищити свою оцінку, отримує екзаменаційний білет, сформований з *додаткових питань*.

При визначенні оцінки якості самостійної підготовки студентів до контрольного заходу до уваги беруться:

1. *Теоретична підготовка* – це вміння творчо і грамотно використовувати одержані теоретичні знання при висловлюванні своєї думки під час усного опитування та формулюванні письмових відповідей на поставлені питання; вільне оперування термінологій; знання можливостей приладів і методів хімічних досліджень;

2. *Практична підготовка* – уміння проводити, відповідно до фаху, необхідні розрахунки і аналіз інформації згідно з державними стандартами і вимогами, вміння складати необхідні звітні документи і проводити необхідні виміри та користуватися відповідним устаткуванням, обладнанням і приладами;

3. *Уміння* використовувати при обґрунтуванні своїх рішень останні досягнення науки і техніки;

4. *Якість виконаного завдання* – обґрунтованість, чіткість, стислість; здатність впевнено та правильно відповідати на теоретичні питання і пояснювати практичні дії, спроможність логічно будувати свою відповідь, аргументовано відстоювати особисту точку зору;

5. *Оволодіння методичними навичками* та вміння застосовувати довідкові дані з фізико-хімічних властивостей речовин при вирішенні питань зі своєї спеціальності.

## **8 Форма і терміни проведення протягом семестру консультацій викладача, відповідального за дисципліну «Загальна і колоїдна хімія»**

Консультація – форма навчального заняття, при якій студент отримує відповіді від викладача на конкретні запитання або пояснення певних теоретичних положень чи аспектів їх практичного застосування.

Консультації викладача, відповідального за дисципліну «Загальна та колоїдна хімія» проводяться для академічної групи перед кожним змістовним модулем. Крім того, при необхідності викладач надає індивідуальні консультації з питань, пов'язаних із виконанням індивідуальних завдань чи виникаючих при підготовці до усного опитування. Приблизні терміни консультацій наведені у табл.

## **9 Програма модуля наукової роботи**

В умовах кредитно-модульної системи організації навчального процесу в ОДЕКУ до структури робочої програми з дисципліни «Загальна і колоїдна хімія» передбачено обов'язкове включення модуля, що є окремою заліковою одиницею.

Кредитно-модульна система організації навчального процесу орієнтована на послідовність й систематичне залучення студентів до науково-дослідницької діяльності, цьому сприяє велика частка їхньої самостійної та індивідуальної роботи.

Перелік можливих видів наукової роботи під час виконання навчальної дисципліни 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 та вмінь дослідницько-пошукового характеру;
- це бездоганне виконання лабораторних робіт, які виконуються на аудиторних заняттях – 20 балів;
- оцінювання видів поза аудиторної роботи, які інтегрують навчальні та наукові елементи діяльності студентів, а саме: виконання рефератів, теми яких наведені нижче – 10 балів;

- оцінюється НДР як окремий модуль за назвою «Наукова робота», який складається з декількох елементів:  
участь у I етапі Всеукраїнської олімпіади студентів (Е-1);  
участь у науковій студентській конференції в ОДЕКУ (Е-3).

Оцінювання I рівня науково-дослідної роботи студента:

Елементи НДР	Кількість кредитів			
	1	2	3	Заохочення
Е-1 Всеукраїнська олімпіада I етап	1,0	0,5	0,25	
Е-3 Конференції	0,25			

*Примітка:* 1, 2, 3 – місця переможців конкурсів.

Звітність за науковий модуль:

1. Реферати за темами.
2. Програма конференції.
3. Тези доповідей.
4. Статті.

### **Приблизний перелік тем рефератів**

1. Загальна характеристика якості водоймищ Одеського регіону.
2. Обсяг динаміки зміни забрудненості об'єктів довкілля.
3. Проблеми загальної хімії у світі підвищення якості знання дисципліни.

### **Приблизний перелік тем науково-дослідної роботи**

1. Дослідження коефіцієнтів розпаду забруднюючих речовин у навколишньому середовищі.
2. Аналіз проб навколишнього середовища.

До складу реферату повинні входити пункти:

- зміст
- вступ
- основна частина
- висновки
- література

## **МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ**

по організації самостійної роботи студента

при вивченні дисципліни «Загальна та колоїдна хімія»  
за навчальною програмою першого семестру  
студентами 1-го курсу денної форми навчання  
за напрямом «Гідрометеорологія»

Укладачі: доцент, кандидат технічних наук  
Шевченко Валентин Федорович

доцент, кандидат хімічних наук  
Костік Володимир Вікторович

Підп. до друку \_\_\_\_\_ Формат \_\_\_\_\_ Папір \_\_\_\_\_  
Умовн. друк. арк. \_\_\_\_\_ Тираж \_\_\_\_\_ Зам. № \_\_\_\_\_

Надруковано з готового оригінал-макета

---

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