

Міністерство освіти і науки України  
Харківський національний університет імені В.Н. Каразіна  
Кафедра фізичної хімії



**“ЗАТВЕРДЖУЮ”**

Дека́н хімічного факультету

Олег КАЛУГІН

“31”серпня 2023р.

Робоча програма навчальної дисципліни

**Фізична хімія**

рівень вищої освіти	<u>Перший (бакалаврський)</u>
галузь знань	<u>10 Природничі науки</u>
спеціальність	<u>102 Хімія</u>
освітня програма	<u>Освітньо-професійна програма «Хімія»</u>
вид дисципліни	<u>Обов’язкова</u>
факультет	<u>Хімічний</u>

2023 / 2024 навчальний рік

Програму рекомендовано до затвердження Вченою радою хімічного факультету  
30 серпня 2023 року, протокол № 8


**РОЗРОБНИК ПРОГРАМИ:**

Лебідь О. В., кандидат хім. наук, доцент, доцент ЗВО кафедри фізичної хімії хімічного факультету


Програму схвалено на засіданні кафедри фізичної хімії

Протокол від “28” серпня 2023 року, № 1

В.о. завідувача кафедри фізичної хімії

  
Олександр ЛЕБІДЬ  
(підпис)

Програму погоджено з гарантом освітньо-професійної програми “Хімія”  
Гарант освітньо-професійної програми “Хімія”

  
Олег КАЛУГІН  
(підпис)

Програму погоджено методичною комісією хімічного факультету

Протокол від “29” серпня 2023 року, № 1

Голова методичної комісії хімічного факультету

  
Павло ЄФІМОВ  
(підпис)

## ВСТУП

Програма навчальної дисципліни «Фізична хімія» складена відповідно до освітньо-професійної (освітньо-наукової) програми підготовки бакалаврів; спеціальність 102 – хімія.

### 1. Опис навчальної дисципліни

#### 1.1. Мета викладання навчальної дисципліни

Метою викладання навчальної дисципліни є засвоєння студентами теоретичних основ, принципів та законів сучасної фізичної хімії, формування здатності до розуміння та аналізу процесів та явищ, які спостерігаються при проведенні хіміко-технологічних операцій та фізико-хімічних аналізах; навчання методам розрахунку для визначення напрямку перебігу хімічних процесів, їх енергетики та стану рівноваги; методам проведення експериментальних досліджень властивостей хімічних речовин і процесів та аналізу експериментальних даних; ознайомлення студентів із сучасними напрямками розвитку теоретичних та експериментальних досліджень у галузі фізичної хімії.

#### 1.2. Основні завдання вивчення навчальної дисципліни

- Мотивація студентів до вивчення головних розділів фізичної хімії.
- Засвоєння студентами причин та проявів фізичних властивостей у хімічних системах.
- Формулювання теоретичних основ, принципів та законів сучасної фізичної хімії.
- Навчання розумінню та аналізу процесів та явищ, які спостерігаються при проведенні хімічних процесів.
- Навчання методам розрахунку для визначення головних фізико-хімічних властивостей та методам розв'язування задач.
- Знайомство з методами проведення експериментальних досліджень фізико-хімічних властивостей та аналізу експериментальних даних.

##### 1.2.1 Формування наступних загальних **компетентностей**:

- 1) Здатність до абстрактного мислення, аналізу та синтезу (ЗК1).
- 2) Здатність вчитися і оволодівати сучасними знаннями (ЗК2).
- 3) Здатність працювати у команді (ЗК3).
- 4) Здатність до адаптації та дії в новій ситуації (ЗК4).
- 5) Здатність бути критичним і самокритичним (ЗК11).

##### 1.2.2 Формування наступних фахових **компетентностей**:

- 1) Здатність розпізнавати і аналізувати проблеми, застосовувати обґрунтовані методи вирішення проблем, приймати обґрунтовані рішення в області хімії (ФК2).
- 2) Здатність здійснювати типові хімічні лабораторні дослідження (ФК7).
- 3) Здатність здійснювати кількісні вимірювання фізико-хімічних величин, описувати, аналізувати і критично оцінювати експериментальні дані (ФК8).
- 4) Здатність використовувати стандартне хімічне обладнання (ФК9).
- 5) Здатність до опанування нових областей хімії шляхом самостійного навчання (ФК10).
- 6) Здатність формулювати етичні та соціальні проблеми, які стоять перед хімією, та здатність застосовувати етичні стандарти досліджень і професійної діяльності в галузі хімії (академічна доброчесність) (ФК11).
- 7) Здатність до розуміння та аналізу явищ, які спостерігаються при проведенні хімічних процесів, методів експериментальних досліджень фізико-хімічних властивостей та аналізу експериментальних даних (ФК19).

1.3. Кількість кредитів: 16

1.4. Загальна кількість годин: 480

1.5. Характеристика навчальної дисципліни	
Нормативна	
Денна форма навчання	Заочна (дистанційна) форма навчання
Рік підготовки	
2-й	2-й
Семестр	
3, 4-й	3, 4-й
Лекції	
96 год.	28 год.
Практичні, семінарські заняття	
32 год.	12
Лабораторні заняття	
128	36
Самостійна робота	
224 год.	404 год.
Індивідуальні завдання	
Курсова робота	Курсова робота

1.6. Заплановані результати навчання

P01. Розуміти ключові хімічні поняття, основні факти, концепції, принципи і теорії, що стосуються природничих наук та наук про життя і землю, а також хімічних технологій на рівні, достатньому для їх застосування у професійній діяльності та для забезпечення можливості в подальшому глибоко розуміти спеціалізовані області хімії.

P03. Описувати хімічні дані у символічному вигляді.

P04. Розуміти основні закономірності та типи хімічних реакцій та їх характеристики.

P05. Розуміти зв'язок між будовою та властивостями речовин.

P08. Знати принципи і процедури фізичних, хімічних, фізико-хімічних методів дослідження, типові обладнання та прилади.

P09. Планувати та виконувати хімічний експеримент, застосовувати придатні методики та техніки приготування розчинів та реагентів.

P10. Застосовувати основні принципи термодинаміки та хімічної кінетики для вирішення професійних завдань.

P13. Аналізувати та оцінювати дані, синтезувати нові ідеї, що стосуються хімії та її прикладних застосувань.

P14. Здійснювати експериментальну роботу з метою перевірки гіпотез та дослідження хімічних явищ і закономірностей.

P15. Спроможність використовувати набуті знання та вміння для розрахунків, відображення та моделювання хімічних систем та процесів, обробки експериментальних даних.

P17. Працювати самостійно або в групі, отримати результат у межах обмеженого часу з наголосом на професійну сумлінність та наукову добросовісність.

P18. Демонструвати знання та розуміння основних фактів, концепцій, принципів та теорій з хімії.

P20. Інтерпретувати експериментально отримані дані та співвідносити їх з відповідними теоріями в хімії.

РЗЗ. Знати: основні поняття та визначення термодинаміки; основні поняття та визначення хімічної кінетики. Вміти: виводити та аналізувати відповідні співвідношення, використовувати їх при розв'язанні задач та виконанні лабораторних робіт.

**Знати:**

- основні поняття та визначення термодинаміки;
- зміст першого закону термодинаміки, розрахунки теплоти та роботи процесів;
- основи термохімії, закон Геса та наслідки з нього;
- зміст другого закону термодинаміки та його математичне формулювання;
- зміст та доведення теорем Карно-Клаузіуса, визначення ентропії як функції стану;
- постулат Планка про абсолютне значення ентропії, формулу Больцмана;
- основи математичного апарату термодинаміки - поняття про термодинамічні потенціали, характеристичні функції, співвідношення Максвела, рівняння Гіббса-Гельмгольца;
- основи термодинамічного опису відкритих систем - поняття про хімічний потенціал, фундаментальне рівняння Гіббса;
- основи термодинамічного опису ідеальних та реальних газів, метод леткості (фугітивності);
- рівняння Клаузіуса-Клапейрона та його виведення, фазові діаграми стану однокомпонентних систем;
- основні поняття та визначення фізико-хімії розчинів, доказ та аналіз рівняння Гіббса – Дюгема;
- зміст та значення методу термодинамічної активності;
- основи термодинамічного опису фазових рівноваг у бінарних системах, закон Рауля, закон Генрі, кріоскопія, ебуліоскопія, осмос;
- фазові діаграми стану бінарних систем, правило важеля закони Коновалова, основи термічного аналізу;
- основи опису фазових рівноваг та фазові діаграми для трикомпонентних систем;
- зміст, виведення та застосування закону дії мас, константа хімічної рівноваги та її залежність від різних чинників;
- рівняння ізотерми хімічної реакції, поняття про хімічну спорідненість;
- основи термодинаміки поверхневого шару, адсорбція, фундаментальне адсорбційне рівняння Гіббса;
- основи уявлень про розчини електролітів, міжйонні взаємодії, сольватація, активність у розчинах електролітів;
- основні положення теорії Дебая – Гюккеля, розрахунок енергії міжйонної взаємодії, розрахунок коефіцієнтів активності;
- кислотно-основні рівноваги, теорія Бренстеда, автоіонізація води, шкала рН;
- головні закономірності електричної провідності розчинів, рівняння Онзагера, кондуктометрія;
- електрохімічні процеси, електрохімічні елементи, електрорушійна сила, типи електродів, електродні потенціали, рівняння Нернста;
- механізми виникнення електродного потенціалу та електрорушійної сили;
- потенціометричні методи дослідження;
- основні відомості про хімічні кола як джерела електричної енергії;
- основні поняття та визначення хімічної кінетики, основний постулат хімічної кінетики;
- формальну кінетику основних типів односторонніх реакцій, формальна кінетика складних реакцій;

- залежність швидкості реакції від температури, рівняння Арреніуса, енергія активації;
- основні теорії хімічної кінетики - теорія активних співударів, теорія перехідного стану, теорії ланцюгових та фотохімічних реакцій;
- уявлення про каталіз, каталітичні процеси, теорії каталізу.

**Вміти:** виводити та аналізувати відповідні співвідношення, використовувати їх при розв'язанні задач та виконанні лабораторних робіт

## 2. Тематичний план навчальної дисципліни

### Вступ

Предмет та задачі фізичної хімії. Основні етапи розвитку фізичної хімії як сучасної теоретичної основи хімії. Основні розділи та методи фізичної хімії.

### Розділ 1. Хімічна термодинаміка

#### Тема 1.1. Перший закон термодинаміки

Хімічна термодинаміка та її зміст. Основні поняття та визначення термодинаміки – термодинамічна система, стан, параметри стану, функції стану, процеси. Робота та теплота процесу. Обороти та необороти процеси. Перший закон термодинаміки, його формулювання. Внутрішня енергія. Ентальпія. Робота та зміна внутрішньої енергії в різних процесах. Теплоємність середня та істинна, залежність від температури. Теплові ефекти при сталому тиску та сталому об'ємі. Закон Гесса. Теплоти утворення, теплоти згорання. Теплоти розчинення. Енергія хімічного зв'язку. Залежність теплового ефекту від температури. Рівняння Кірхгофа.

#### Тема 1.2. Другий закон термодинаміки

Самочинні та несамоочинні процеси. Формулювання другого закону термодинаміки. Цикл Карно. Теореми Карно – Клаузіуса. Ентропія. Зміна ентропії в різних процесах. Зміна ентропії ізольованої системи та напрямок процесу. Статистичний характер другого закону термодинаміки. Термодинамічна імовірність. Ентропія та імовірність. Формула Больцмана. Постулат Планка, абсолютне значення ентропії. Розрахунок абсолютного значення ентропії.

#### Тема 1.3. Термодинамічні потенціали

Об'єднаний перший та другий закони термодинаміки для оборотних та необоротних процесів. Максимальна та максимальна корисна роботи. Енергія Гельмгольца. Енергія Гіббса. Термодинамічні потенціали. Визначення напрямку процесів та стану рівноваги за змінами термодинамічних потенціалів. Характеристичні функції. Рівняння Гіббса – Гельмгольца. Робота та теплота хімічного процесу. Теплова теорема Нернста (третій закон термодинаміки). Хімічний потенціал, його визначення, властивості, розрахунок.

#### Тема 1.4. Ідеальні та реальні гази

Ідеальний газ. Рівняння стану. Реальні гази. Леткість. Методи розрахунку леткості. Узагальнений метод розрахунку деяких властивостей газів (використання принципу відповідних станів).

#### Тема 1.5. Фазові рівноваги

Фазові перетворення. Рівняння Клаузіуса – Клапейрона. Теплота фазових перетворень. Вплив загального тиску на тиск насиченої пари. Поняття складової, компоненту, ступеней свободи. Правило фаз Гіббса. Діаграми стану для однокомпонентних систем. Енантіотропні та монотропні перетворення.

#### Тема 1.6. Термодинаміка багатокомпонентних систем

Розчини, основні поняття та визначення. Парціальні мольні величини, їх визначення, властивості, методи розрахунку. Рівняння Гіббса – Дюгема. Термодинамічні потенціали

газових сумішей. Ідеальні та нескінченно розведені розчини. Реальні розчини. Активність, коефіцієнти активності. Стандартизація активності.

### **Тема 1.7. Гетерогенні рівноваги у бінарних системах**

Тиск пари над розчином. Закон Рауля та відхилення від нього. Розчинність газів. Закон Генрі. Залежність розчинності газів від температури. Розрахунок тиску і складу пари над розчином. Перший закон Коновалова. Правило важеля. Діаграми стану "загальний тиск – склад", "температура кипіння – склад". Перегонка (ректифікація). Азеотропні суміші. Другий закон Коновалова. Розчинність твердих речовин. Залежність ідеальної розчинності від температури. Рівняння Шредера. Кріоскопія. Ебуліоскопія. Осмос, осмотичний тиск. Діаграми стану тверде тіло – рідина. Термічний аналіз. Системи з утворенням хімічних сполук. Евтектика та перитектика. Системи з обмеженою взаємною розчинністю компонентів.

### **Тема 1.8. Трикомпонентні системи**

Зображення складу трикомпонентних систем. Трикутник Гіббса – Розебома. Об'ємні діаграми стану та їх розрізи. Рівновага рідина – тверда фаза. Взаємна розчинність трьох рідин. Розчини двох солей із загальним іоном. Розподіл речовини між двома розчинниками. Закон розподілу Нернста. Екстракція.

### **Тема 1.9. Хімічна рівновага**

Закон дії мас. Константа хімічної рівноваги, способи її представлення та зв'язок між ними. Рівняння ізотерми хімічної реакції. Хімічна спорідненість. Вплив зовнішніх факторів на положення хімічної рівноваги. Принцип рухливої рівноваги. Залежність констант рівноваги від тиску та температури. Хімічні рівноваги в гетерогенних системах. Розрахунок рівноваг.

### **Тема 1.10. Термодинаміка поверхневих явищ**

Межа поділу двох фаз. Поверхневий натяг. Термодинаміка поверхневого шару. Адсорбція, Ізотерми та ізобари адсорбції. Фундаментальне адсорбційне рівняння Гіббса. Адсорбція газів на твердих поверхнях. Мономолекулярна адсорбція. Теорія Ленгмюра. Полімолекулярна адсорбція. Основні уявлення теорії БЕТ.

### **Тема 1.11. Елементи статистичної термодинаміки**

Основні поняття статистичної термодинаміки. Механічний стан молекулярної системи. Закони розподілу Максвелла – Больцмана, Фермі – Дірака, Бозе – Ейнштейна. Статистичні суми за станом для різних форм руху – поступального, коливального, обертального. Розрахунок термодинамічних величин для ідеальних систем. Міжмолекулярні взаємодії. Конфігураційний інтеграл для реального газу. Розрахунок констант хімічних рівноваг в ідеальних газах методом статистичної термодинаміки.

## **Розділ 2. Розчини електролітів**

### **Тема 2.1. Електролітична дисоціація**

Електролітична дисоціація в розчинах. Теорія Арреніуса, її недоліки. Сольватація. Теорія Борна. Активність та коефіцієнти активності іонів, середньоіонні величини. Вплив розчинника на електролітичну дисоціацію. Теорія М. А. Ізмайлова.

### **Тема 2.2. Теорія розчинів сильних електролітів**

Міжйонні взаємодії. Іонна сила розчину. Правило іонної сили. Основні положення теорії Дебая – Гюккеля. Розрахунок енергії міжйонної взаємодії. Розрахунок коефіцієнтів активності.

### **Тема 2.3. Іонні рівноваги в розчинах електролітів**

Розчини слабких електролітів. Концентраційна та термодинамічна константи дисоціації. Кислотно-основні рівноваги. Теорія Бренстеда. Класифікація розчинників. Дисоціація води. рН. Індикатори. Індикаторний метод визначення рН. Криві титрування. Розчинність малорозчинних електролітів. Добуток розчинності.

### **Тема 2.4. Нерівноважні явища в розчинах електролітів**

Електрична провідність розчинів. Питома та молярна електричні провідності, залежність їх від концентрації. Рухомість іонів та закон Кольрауша. Числа переносу, методи їх визначення. Електрофоретичний та релаксаційний ефекти. Ефекти Віна та Дебая – Фалькенгагена. Рівняння Онзагера. Кондуктометрія.

### **Розділ 3. Електрохімічні елементи та електрохімічні процеси**

#### **Тема 3.1. Електродна рівновага**

Електрохімічні процеси. Електрорушійна сила. Термодинаміка електрохімічних елементів. Електроди, типи електродів. Стандартні електродні потенціали. Рівняння Нернста.

#### **Тема 3.2. Електрохімічні кола**

Теорії виникнення електродного потенціалу та електрорушійної сили. Поверхневий, зовнішній та внутрішній потенціали. Потенціали Гальвані і Вольта. Гальвані-потенціал на межах метал – метал, метал – розчин. Складові електрорушійної сили. Принципи класифікації електрохімічних кіл. Типи електрохімічних кіл. Концентраційні та хімічні кола. Застосування електрохімічних кіл для вивчення рівноваг у розчинах електролітів. Потенціометричне титрування. Хімічні кола як джерела електричної енергії. Акумулятори. Паливні елементи.

#### **Тема 3.3. Подвійний електричний шар на межі електрод – електроліт.**

Електрокінетичні явища. Електрокапілярні явища. Основи теорії електрокапілярних явищ. Потенціали нульового заряду. Електрокапілярні криві. Рівняння Ліппмана. Теорії подвійного електричного шару.

#### **Тема 3.4. Кінетика електродних процесів.**

Закони Фарадея. Електроаналіз і кулонометрія. Електродна поляризація. Концентраційна поляризація. Дифузійна перенапряга. Електрохімічна перенапряга. Кінетика деяких електродних процесів – електролітичне виділення водню, кисню, електрохімічне виділення металів. Корозія.

### **Розділ 4. Хімічна кінетика та каталіз**

#### **Тема 4.1. Формальна кінетика**

Швидкість реакції. Основний постулат хімічної кінетики. Молекулярність та порядок реакції. Константа швидкості реакції. Односторонні реакції першого, другого,  $n$ -ного порядку. Методи визначення порядку реакції. Складні реакції – двосторонні, паралельні, послідовні. Принцип стаціонарності Боденштейна. Залежність швидкості реакції від температури. Рівняння Арреніуса. Енергія активації. Ланцюгові реакції. Кінетичні особливості розгалужених ланцюгових реакцій. Півострів спалаху. Тепловий вибух.

#### **Тема 4.2. Теорії хімічної кінетики**

Теорія активних співударів. Рівняння для константи швидкості. Енергія активації та передекспоненційний множник. Стеричний фактор. Теорія перехідного стану (активованого комплексу). Основне рівняння теорії. Термодинамічний аспект теорії. Ентропія активації. Співставлення теорій. Мономолекулярні реакції. Схема Ліндемана. Теорії Хіншельвуда, Касселя, Слейтера. Реакції в розчинах. Вплив розчинника на швидкість реакції. Фотохімічні реакції. Елементарні фотореакції і процеси. Квантовий вихід. Кінетичні рівняння фотохімічних реакцій.

#### **Тема 4.3. Каталітичні реакції**

Визначення каталізу. Загальні принципи каталізу. Значення каталітичних процесів. Гомогенний каталіз. Кислотно-основний каталіз. Кінетика і механізм специфічного кислотного каталізу. Гетерогенний каталіз. Активність та селективність каталізаторів. Отруєння каталізаторів. Активні центри гетерогенних каталізаторів. Роль адсорбції у кінетиці гетерогенних каталітичних реакцій. Енергія активації гетерогенних каталітичних реакцій. Неоднорідність поверхні. Нанесені каталізатори. Теорія мультиплетів Баландіна.



Принципи геометричної та енергетичної відповідності. Теорія ансамблів Кобозєва.  
Визначення складу активних центрів. Електронні теорії каталізу.

### 3. Структура навчальної дисципліни

Назви розділів і тем	Кількість годин											
	денна форма						заочна форма					
	усього	у тому числі					усього	у тому числі				
		л	п	лаб.	інд.	с. р.		л	п	лаб.	інд.	с. р.
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13
Розділ 1. Хімічна термодинаміка												
Разом за розділом 1	212	48	32	40		102	212	14	6	16		194
Розділ 2. Розчини електролітів												
Разом за розділом 2	86	16		34		42	86	4	2	8		72
Розділ 3. Електрохімічні елементи та електрохімічні процеси												
Разом за розділом 3	90	16		38		42	90	4	2	8		72
Розділ 4. Хімічна кінетика та каталіз												
Разом за розділом 4	62	16		16		38	62	6	2	4		66
<b>Усього годин</b>	480	96	32	128		224	480	28	12	36		404

В умовах воєнного часу, для денної форми навчання лекції (96 год) та практичні заняття (32 год) проводяться у дистанційній формі навчання, лабораторні (96 год) заняття – в аудиторній або дистанційній формі. Для заочної форми навчання лекції (28 год) та практичні заняття (12 год) – у дистанційній формі, лабораторні (36 год) заняття – в аудиторній або дистанційній формі. У разі необхідності – цілком дистанційна форма навчання з використанням платформ Zoom або Google Meet.

### 4. Теми практичних занять

№ з/п	Назва теми	Кількість годин	
		денна форма	заочна форма
1	Вступ. Повторення матеріалу попередніх курсів. Газові закони. Парціальні тиски та об'єми. Закон Дальтона. Розв'язання задач	2	–
2	Перший закон термодинаміки. Розрахунки зміни внутрішньої енергії, теплоти і роботи в різних процесах. Розв'язання задач	2	1
3	Теплові ефекти хімічних реакцій. Закон Гесса. Розрахунки за законом Гесса та його наслідками. Теплоти розчинення. Розв'язання задач	2	–
4	Теплоємність. Види теплоємності, її залежність від температури. Залежність теплових ефектів від температури. Рівняння Кірхгофа. Розрахунки за рівнянням Кірхгофа. Розв'язання задач	2	1
5	Цикл Карно. К.к.д циклу Карно. Розрахунки за циклом Карно. Теореми Карно-Клаузіуса. Ентропія. Розв'язання задач	2	
6	Другий закон термодинаміки. Розрахунки зміни ентропії в різних процесах. Абсолютне значення ентропії. Статистична трактовка ентропії. Формула Больцмана. Розв'язання задач	2	1

7	Термодинамічні потенціали. Співвідношення Максвелла. Розв'язання задач	2	1
8	Самостійна робота (поточний контроль)	2	2
9	Фазові перетворення в однокомпонентних системах. Рівняння Клаузіуса-Клапейрона. Діаграми стану. Розв'язання задач	2	1
10	Розчини. Ідеальні та нескінченно розведені розчини. Колігативні властивості розчинів. Розв'язання задач	2	–
11	Парціально-молярні властивості. Рівняння Гіббса-Дюгема. Розв'язання задач	2	1
12	Хімічний потенціал. Неідеальні розчини. Активність, коефіцієнт активності. Розв'язання задач	2	–
13	Діаграми стану (випару, плавлення) бінарних систем. Правило фаз Гіббса. Правило важеля. Розв'язання задач	2	1
14	Хімічна рівновага. Закон дії мас. Константи рівноваги. Рівняння ізотерми хімічної реакції. Розв'язання задач	2	1
15	Вплив зовнішніх факторів на рівновагу. Принцип Ле-Шательє. Рівняння ізобари та ізохори Вант-Гоффа. Розв'язання задач	2	–
16	Самостійна робота (поточний контроль)	2	2

### 5. Теми лабораторних занять

№ з/п	Назва теми	Кількість годин	
		денна форма	заочна форма
1	Визначення першої інтегральної теплоти розчинення солі	8	2
2	Визначення теплоти випаровування рідини	4	2
3	Визначення фактору асоціації криоскопічним методом	8	3
4	Визначення взаємної розчинності рідин та побудова діаграми	8	2
5	Визначення константи розподілу речовини	8	3
6	Визначення константи хімічної рівноваги	8	3
7	Визначення питомої та молярної рефракції розчиненої речовини	8	3
8	Визначення константи дисоціації індикаторним методом	6	2
9	Визначення коефіцієнтів активності методом ЕРС	8	2
10	Потенціометричне визначення рН розчинів	8	3
11	Потенціометричне титрування	6	2
12	Визначення добутку розчинності солі	4	2
13	Визначення константи дисоціації кондуктометричним методом	8	3
14	Кондуктометричне титрування	6	2
15	Визначення константи швидкості гомогенної хімічної реакції	8	3
16	Визначення константи швидкості розчинення речовини	6	2
17	Визначення константи дисоціації методом ЕРС	8	3
18	Визначення коефіцієнту корисної дії акумулятора	8	2

## 6. Завдання для самостійної роботи

Самостійна робота студентів полягає у виконанні домашніх завдань (розв'язання задач); підготовці до практичних занять; підготовці до написання контрольних робіт; підготовці до виконання лабораторних робіт, обробці результатів та оформленні лабораторних робіт; підготовці до складання колоквиумів за відповідними темами.

	Назва теми	Кількість годин	
		денна форма	заочна форма
1	Тема 1.1. Перший закон термодинаміки	10	20
2	Тема 1.2. Другий закон термодинаміки	10	20
3	Тема 1.3. Термодинамічні потенціали	10	20
4	Тема 1.4. Ідеальні та реальні гази	8	16
5	Тема 1.5. Фазові рівноваги	8	16
6	Тема 1.6. Термодинаміка багатокомпонентних систем	8	16
7	Тема 1.7. Гетерогенні рівноваги у бінарних системах	10	20
8	Тема 1.8. Трикомпонентні системи	8	16
9	Тема 1.9. Хімічна рівновага	10	20
10	Тема 1.10. Термодинаміка поверхневих явищ	8	16
11	Тема 1.11. Елементи статистичної термодинаміки	6	12
12	Тема 2.1. Електролітична дисоціація	6	12
13	Тема 2.2. Теорія розчинів сильних електролітів	10	20
14	Тема 2.3. Іонні рівноваги в розчинах електролітів	10	20
15	Тема 2.4. Нерівноважні явища в розчинах електролітів	8	16
16	Тема 3.1. Електродна рівновага	8	16
17	Тема 3.2. Електрохімічні кола	8	16
18	Тема 3.3. Подвійний електричний шар на межі електрод – електроліт.	8	16
19	Тема 3.4. Кінетика електродних процесів.	10	20
20	Тема 4.1. Формальна кінетика	10	20
21	Тема 4.2. Теорії хімічної кінетики	10	10
22	Тема 4.3. Каталітичні реакції	10	10

## 7. Індивідуальні завдання

Для денної та заочної форми навчання у 4 семестрі – курсова робота.

## 8. Методи навчання

Лекції, практичні заняття, домашні завдання, самостійні роботи, контрольні роботи, колоквиуми, лабораторні роботи, екзамен.

### 9. Методи контролю

Поточний контроль на практичних заняттях (домашні завдання, короткі самостійні роботи). Виконання контрольних робіт. Складання колоквиумів за темами лабораторних робіт. Для дистанційної форми навчання використовуються платформи Zoom або Google Meet. Семестровий екзамен (письмова робота). Для складання екзамену використовуються платформи Zoom та Moodle.

### 10. Схема нарахування балів

#### 3-й семестр

Поточний контроль, самостійна робота, індивідуальні завдання			Екзамен (залікова робота)	Сума
Розділ 1 Т 1 - 11	Контрольна робота, передбачена навчальним планом	Разом		
денна форма				
52	8	60	40	100
заочна форма				
52	8	60	40	100

#### 4-й семестр

Поточний контроль, самостійна робота, індивідуальні завдання						Екзамен (залікова робота)	Сума
Розділ 2 Т 1 - 4	Розділ 3 Т 1 - 4	Розділ 4 Т 1 - 3	Контрольна робота, передбачена навчальним планом	Курсова робота	Разом		
денна форма							
14	12	14	8	12	60	40	100
заочна форма							
14	12	14	8	12	60	40	100

- Для допуску до складання підсумкового семестрового контролю (письмового екзамену) здобувач вищої освіти повинен виконати всі лабораторні та розрахункові роботи, домашні завдання, виконати семестрову контрольну роботу і набрати не менше 30 балів за всіма видами навчальної роботи у семестрі.
- Рейтинг кожної роботи, термін її виконання. та подання оформлених робіт визначається викладачем, який веде практичні та лабораторні заняття.
- Семестровий екзамен вважається складеним, якщо за письмову роботу студент отримав не менше 10 балів.

### 11. Шкала оцінювання

Сума балів за всі види навчальної діяльності протягом семестру	Оцінка за національною шкалою
90 – 100	відмінно
70-89	добре
50-69	задовільно
1-49	незадовільно

## 12. Рекомендована література

### Основна література

1. Лебідь В. І. Фізична хімія. Харків: Фоліо, 2005. – 478 с.; Харків: Гімназія, 2008. – 478 с.
2. Яцимирський В.К. Фізична хімія.– К.: Перун, 2007. – 512с.
3. Фізична хімія : підруч. для студ. вищ. навч. закл. / В. Л. Чумак, С. В. Іванов. - К. : Видавництво НАУ, 2007. - 648 с.
4. Фізична хімія: підручник / Л. С. Воловик, Є. І. Ковалевська, В. В. Манк. та ін. — К.: Фірма "ІНКОС", 2007. — 496 с.
5. Atkins' Physical Chemistry, 11th Edition / P. Atkins, J. de Paula, J. Keeler. –Oxford University Press, 2018, 1040 p.
6. Student Solutions Manual to Accompany Atkins' Physical Chemistry 11th Edition / P. Bolgar, H. Lloyd, A. North, V. Oleinikovas, S. Smith, J. Keeler. – Oxford University Press, 2018, 736 p.
7. Антропов Л. І. Теоретична електрохімія. – Київ: Либідь, 1993. – 544 с.
8. Фізична хімія: задачі та вправи : навчальний посібник / В. І. Рубцов. – 2-ге вид., випр. – Х. : ХНУ імені В. Н. Каразіна, 2016. – 416 с.
9. Рубцов В. І. Лабораторний практикум з фізичної хімії: навчальний посібник. В 2-х кн. Кн. 1 . – Х. : Вид. ХНУ імені В. Н. Каразіна, 2020. –350 с.
10. Рубцов В. І. Лабораторний практикум з фізичної хімії: навчальний посібник. В 2-х кн. Кн. 2 . – Х. : Вид. ХНУ імені В. Н. Каразіна, 2020. –372 с.

### Допоміжна література

11. P. Atkins, J. de Paula. Elements of Physical Chemistry, Fifth Edition. – W. H. Freeman and Company New York , 2009, 578 p.
12. Яцимирський В. К. Фізична хімія рівноважних систем: Навчальний посібник. – К.: НМК ВО, 1992. – 112 с.
13. Яцимирський В. К. Фізична хімія процесів: Навч. посібник. – К.: ВЦ “Київський університет”, 1999. – 143 с.
14. I.N. Levine. Physical Chemistry, Sixth edition. – McGraw-Hill Higher Education, 2008, 1008 p.