

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ**

**Східноєвропейський національний університет імені Лесі Українки**

**Факультет хімії, екології та фармації**

**Кафедра хімії та технологій**

**СИЛАБУС**

**нормативної навчальної дисципліни**

**ФІЗИЧНА ХІМІЯ**

**підготовки бакалавра**

**галузі знань 10 – Природничі науки**

**спеціальності 102 – Хімія**

**освітньо-професійної програми – Хімія**

**форма навчання – денна**

Луцьк – 2020

**Силабус навчальної дисципліни «ФІЗИЧНА ХІМІЯ» підготовки бакалавра галузі знань 10 – Природничі науки, спеціальності 102 – Хімія, освітньо-професійної програми – Хімія, форма навчання – денна за навчальним планом, затвердженим у 2020 році.**

**Розробник:** Янчук Олександр Миколайович, доцент кафедри хімії та технологій, кандидат хімічних наук, доцент

**Силабус навчальної дисципліни затверджено на засіданні кафедри хімії та технологій, протокол № 1 від 27 серпня 2020 р.**

Завідувач кафедри  
д.х.н., професор



( Олексеюк І.Д.)

## I. ОПИС НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

Характеристика навчальної дисципліни подається згідно навчального плану напряму підготовки (спеціальності) і представляється у вигляді таблиці 1.

Таблиця 1

Найменування показників	Галузь знань, спеціальність, освітня програма, освітній ступінь	Характеристика навчальної дисципліни
Денна форма навчання	підготовки бакалавра галузі знань 10 – Природничі науки спеціальності 102 – Хімія освітньо-професійної програми – Хімія форма навчання – денна освітній ступінь – перший	Нормативна
Кількість годин/кредитів 480/16		Рік навчання 2/3
ІНДЗ: немає		Семестр 4/5-ий
		Лекції 92 год. (48/44)
		Лабораторні 144 год. (72/72)
		Самостійна робота 212 год.
Консультації 32 год		
Мова навчання	Форма контролю: екзамен/екзамен	
	українська	

### II. Інформація про викладача

**ПП Янчук Олександр Миколайович**

**Науковий ступінь кандидат хімічних наук**

**Вчене звання доцент**

**Посада доцент**

**Контактна інформація (+380354100414, Yanchuk.Oleksandr@vnu.edu.ua).**

**Дні занять згідно з розкладом (<http://194.44.187.20/cgi-bin/timetable.cgi>).**

### III. Опис дисципліни

#### 1. АНОТАЦІЯ КУРСУ

**Предметом** навчальної дисципліни є вивчення взаємозв'язку фізичних і хімічних явищ, теоретичних закономірностей перебігу хімічних процесів, установлення закономірностей між хімічним складом, будовою речовин та їх властивостями, дослідження механізмів та швидкості хімічних реакцій, вивчення властивостей високодисперсних систем і процесів, що в них перебігають.

Хімічні реакції тісно пов'язані з різноманітними фізичними процесами: дифузією, адсорбцією, теплопередачею, поглинанням або виділенням тепла, кристалізацією, утворенням нових фаз, зміною об'єму, електричними явищами тощо. Отже, в хімічних реакціях тісно переплетені фізичні і хімічні явища.

Головна увага при викладанні дисципліни приділяється вивченню законів перебігу і напрямку перебігу хімічних і фізико-хімічних процесів, стану хімічної рівноваги, швидкості і механізму реакцій, властивостей речовин в різних агрегатних станах. Це дозволяє сформулювати загальні принципи перебігу хімічних реакцій, котрі необхідні для досягнення кінцевої мети – передбачення напрямку реакції одержання кінцевого продукту та розрахунок виходу кінцевого продукту. Знання фізичної хімії дозволяє вирішувати питання створення нових сучасних матеріалів із заданими властивостями і розширення областей їх застосування.

Фізична хімія є теоретичною базою багатьох хімічних дисциплін, зокрема аналітичної і органічної хімії, екотехнології, колоїдної хімії, хімії високомолекулярних сполук. В найбільшій мірі це стосується екотехнології. Такі важливі виробничі процеси в екотехнології, як синтез і окиснення

амоніаку, контактне одержання сульфатної кислоти, виробництво етанолу з природного газу, крекінг нафти, одержання чавуну в доменних печах, виробництво алюмінію і багато інших виробництв базуються на результатах фізико-хімічного дослідження реакцій, що лежать в основі цих процесів.

В курсі фізичної хімії розглядаються три великих розділи: хімічна термодинаміка, хімічна кінетика та електрохімія. Хімічна термодинаміка застосовує положення і закони загальної термодинаміки до вивчення хімічних явищ. Для виведення закономірностей треба знати початковий і кінцевий стани системи, а також зовнішні умови, за яких відбувається процес. Хімічна термодинаміка не дозволяє робити будь-які висновки про внутрішню будову речовини і механізм перебігу процесів. Хімічна термодинаміка вивчає теплові ефекти хімічних реакцій, стан хімічної рівноваги, поведінку речовин в розчинах, фазові перетворення і процеси на межі розділу фаз. Термодинамічні дані і співвідношення широко застосовують для вибору режимів технологічних процесів у хімічній, металургійній та інших галузях промисловості. Окреме місце у термодинаміці відводиться статистичній термодинаміці – розділу фізичної хімії, який є основою для розрахунку різноманітних термодинамічних функцій та характеристик стану.

Хімічна кінетика вивчає швидкості і механізми перебігу хімічних процесів. В хімічній кінетиці досліджуються залежності швидкості хімічних реакцій від концентрації, температури, каталізаторів, інтенсивності та енергії електромагнітного випромінювання, напруженості електричного поля тощо.

Електрохімія вивчає зв'язок між електричними і хімічними явищами. Електрохімія розглядає системи, що містять йони (розчини або розплави електролітів), а також процеси, які відбуваються на межі таких систем з металами. Електрохімія розробляє теоретичні основи одержання різних речовин електролізом, захисту металів від корозії, нанесення металевих покриттів тощо.

**Міждисциплінарні зв'язки:** Базою для вивчення курсу “Фізична хімія” є дисципліни “Фізика”, “Вища математика”, “Квантова хімія”, “Загальна хімія”, “Неорганічна хімія”. У свою чергу “Фізична хімія” служить теоретичною базою для усіх хімічних дисциплін напряму підготовки “Хімія”.

Програма навчальної дисципліни складається з десяти змістових модулів:

1. Основи хімічної термодинаміки.
2. Розчини неелектролітів.
3. Фазові рівноваги.
4. Термодинаміка хімічної рівноваги.
5. Основи статистичної термодинаміки.
6. Формальна хімічна кінетика.
7. Молекулярна кінетика.
8. Каталіз.
9. Рівноважні електродні процеси.
10. Кінетика електрохімічних реакцій.

## 2. ПРОРЕКВІЗИТИ

Базою для вивчення курсу “Фізична хімія” є дисципліни “Фізика”, “Вища математика”, “Загальна хімія”, “Квантова хімія”, “Неорганічна хімія”, “Кристалохімія”.

## ПОСТРЕКВІЗИТИ

У свою чергу “Фізична хімія” служить теоретичною базою для усіх хімічних дисциплін напряму підготовки бакалавра за спеціальністю 102 – Хімія: аналітичної і органічної хімії, хімічної технології, колоїдної хімії, хімії полімерів.

## 3. МЕТА, ЗАВДАННЯ ДИСЦИПЛІНИ

### 3.1. Метою викладання навчальної дисципліни “Фізична хімія” є

- навчити визначати термодинамічну можливість перебігу будь-якого процесу, його напрямок, а також вибирати оптимальні умови проведення процесу для збільшення виходу продукту.
- вивчення теоретичних основ процесів перегонки, екстракції, адсорбції, електролізу тощо, які використовуються для виділення рідких або твердих сумішей у ході виробництва;
- опанування основ теорій хімічної кінетики та каталізу, що дасть змогу майбутньому фахівцю на науковій основі підходити до вибору каталізатора того чи іншого процесу;

- вивчення теоретичних основ фізико-хімічних методів аналізу і контролю якості сировини, допоміжних матеріалів і продукції.
- вирішувати спеціальні задачі, зв'язані з інтенсифікацією технологічних процесів одержання й очищення біотехнологічних продуктів і лікарських речовин, створення нових ефективних ліків.

### **3.2. Основними завданнями вивчення дисципліни “Фізична хімія” є**

- вивчення і пояснення основних закономірностей, котрі визначають направленість хімічних процесів, швидкість їх перебігу, вплив на них середовища, домішок, випромінювання, умови отримання максимального виходу цінних продуктів;
- надання базових знань з фізичної хімії для подальшого оволодіння фаховими дисциплінами, пов'язаними з хімією та екотехнологією;
- оволодіння фізико-хімічним підходом до вирішення практичних та виробничих процесів;
- ознайомити студентів з основними методами фізико-хімічного дослідження – термодинамічним та кінетичним;
- навчити студентів розв'язувати задачі фізико-хімічного змісту;
- виробити навички самостійної роботи в лабораторії, оцінки та узагальнення одержаних результатів.

## **4. КОМПЕТЕНЦІ І ПРОГРАМОВАНІ РЕЗУЛЬТАТИ НАВЧАННЯ**

### **4.1. Загальні компетентності (ЗК)**

**ЗК 1.** Здатність до абстрактного мислення, аналізу та синтезу.

**ЗК 2.** Здатність вчитися і оволодівати сучасними знаннями.

**ЗК 5.** Навички використання інформаційних і комунікаційних технологій.

**ЗК 10.** Здатність до пошуку, оброблення та аналізу інформації з різних джерел.

### **4.2. Фахові компетентності (ФК) для предметної спеціальності 102 – Хімія**

**ФК1.** Здатність застосовувати знання і розуміння математики та природничих наук для вирішення якісних та кількісних проблем в хімії.

**ФК2.** Здатність розпізнавати і аналізувати проблеми, застосовувати обґрунтовані (чи доцільні) методи вирішення проблем, приймати обґрунтовані рішення в області хімії.

**ФК7.** Здатність здійснювати типові хімічні лабораторні дослідження.

**ФК9.** Здатність використовувати стандартне хімічне обладнання.

**ФК10.** Здатність до опанування нових областей хімії шляхом самостійного навчання.

### **4.3. Програмні результати навчання (ПРН)**

**ПРН 02.** Розуміти основи математики на рівні, достатньому для досягнення інших результатів навчання, передбачених цим стандартом та освітньою програмою.

**ПРН 04.** Розуміти основні закономірності та типи хімічних реакцій та їх характеристики.

**ПРН 08.** Знати принципи і процедури фізичних, хімічних, фізико-хімічних методів дослідження, типові обладнання та прилади.

**ПРН 10.** Застосовувати основні принципи термодинаміки та хімічної кінетики для вирішення професійних завдань.

**ПРН 13.** Аналізувати та оцінювати дані, синтезувати нові ідеї, що стосуються хімії та її прикладних застосувань.

**ПРН 14.** Здійснювати експериментальну роботу з метою перевірки гіпотез та дослідження хімічних явищ і закономірностей.

**ПРН 15.** Спроможність використовувати набуті знання та вміння для розрахунків, відображення та моделювання хімічних систем та процесів, обробки експериментальних даних.

**ПРН 17.** Працювати самостійно або в групі, отримати результат у межах обмеженого часу з наголосом на професійну сумлінність та наукову добросовісність.

**ПРН 18.** Демонструвати знання та розуміння основних фактів, концепцій, принципів та теорій з хімії

**ПРН 20.** Інтерпретувати експериментально отримані дані та співвідносити їх з відповідними теоріями в хімії.

**ПРН 23.** Грамотно представляти результати своїх досліджень у письмовому вигляді державною та іноземною мовами з урахуванням мети спілкування.

## 5. СТРУКТУРА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

Навчальна дисципліна складається з десяти змістових модулів та двох залікових кредитів. У кожному семестрі – по п'ять змістових модулів. Кожен семестр є заліковим кредитом, що завершується екзаменом. Структура навчальної дисципліни представляється у вигляді таблиці 2.

Таблиця 2.

**Розподіл годин за видами робіт  
Четвертий семестр – Заліковий кредит 1**

Назви змістових модулів і тем	Усього	Лек.	Лабор.	Сам. роб.	Конс.	Форма контролю / Бали
<b>Змістовий модуль I. Основи хімічної термодинаміки</b>						
Тема 1. Вступ до хімічної термодинаміки. Перший закон термодинаміки	16	4	6	6		Т,РЗ,Л/ 6,4
Тема 2. Другий закон термодинаміки. Ентропія	11,5	2	4	4,5	1	Т,РЗ,Л/ 4,4
Тема 3. Термодинамічні потенціали	8,5	2	2	3,5	1	Т,РЗ,Л /2,4
Тема 4. Хімічний потенціал	5,5	2		2,5	1	Л/0,4
Тема 5. Третій закон термодинаміки	5,5	2		2,5	1	Л/0,4
<b>Разом за змістовим модулем I</b>	<b>47</b>	<b>12</b>	<b>12</b>	<b>19</b>	<b>4</b>	<b>14</b>
<b>Змістовий модуль II. Термодинаміка хімічної рівноваги</b>						
Тема 6. Термодинаміка рівноважного стану	7,5	2	2	3,5		Т,РЗ,Л /2,4
Тема 7. Розрахунок виходу продуктів	8,5	2	2	3,5	1	Т,РЗ,Л /2,4
Тема 8. Вплив тиску і температури на константу рівноваги	11,5	2	4	4,5	1	Т,РЗ,Л /4,4
Тема 9. Розрахунок константи хімічної рівноваги. Хімічна рівновага в реальних системах	18,5	2	8	7,5	1	Т,РЗ,Л /8,4
<b>Разом за змістовим модулем II</b>	<b>46</b>	<b>8</b>	<b>16</b>	<b>19</b>	<b>3</b>	<b>/17,6</b>
<b>Змістовий модуль III. Розчини неелектролітів</b>						
Тема 10. Розчини. Загальна характеристика	10,5	2	4	4,5		Т,РЗ,Л /4,4
Тема 11. Парціальні мольні величини та метод активностей	8,5	2	2	3,5	1	Т,РЗ,Л /2,5
Тема 12. Колігативні властивості розчинів.	25,5	6	10	8,5	1	Т,РЗ,Л /10,5
<b>Разом за змістовим модулем III</b>	<b>44,5</b>	<b>10</b>	<b>16</b>	<b>16,5</b>	<b>2</b>	<b>17,4</b>
<b>Модульна контрольна робота 1</b>	<b>9</b>		<b>4</b>	<b>5</b>		<b>МКР/16</b>
<b>Разом за модулем I</b>	<b>146,5</b>	<b>30</b>	<b>48</b>	<b>59,5</b>	<b>9</b>	<b>65</b>
<b>Змістовий модуль IV. Фазові рівноваги</b>						
Тема 13. Правило фаз Гіббса	10,5	2	4	4,5		Т,РЗ,Л /4,5
Тема 14. Однокомпонентні системи	13,5	4	4	4,5	1	Т,РЗ,Л /4,5
Тема 15. Дво- і трикомпонентні системи	14	4	4	5	1	Т,РЗ,Л /4,5
<b>Разом за змістовим модулем IV</b>	<b>38</b>	<b>10</b>	<b>12</b>	<b>14</b>	<b>2</b>	<b>/13,5</b>
<b>Змістовий модуль V. Основи статистичної</b>						

Назви змістових модулів і тем	Усього	Лек.	Лабор.	Сам. роб.	Конс.	Форма контролю / Бали
<b>термодинаміки</b>						
Тема 16. Елементи статистичної термодинаміки	8,5	2	2	3,5	1	Т,РЗ,Л /2,5
Тема 17. Сума станів системи і сума станів частинки	8,5	2	2	3,5	1	Т,РЗ,Л /2,5
Тема 18. Розрахунок термодинамічних параметрів	15,5	4	4	4,5	3	Т,РЗ,Л /4,5
<b>Разом за змістовим модулем V</b>	<b>32,5</b>	<b>8</b>	<b>8</b>	<b>11,5</b>	<b>3</b>	<b>Т,РЗ,Л /9,5</b>
<b>Модульна контрольна робота 2</b>	<b>9</b>		<b>4</b>	<b>5</b>		<b>МКР/12</b>
<b>Разом за модуль 2</b>	<b>77,5</b>	<b>18</b>	<b>24</b>	<b>30,5</b>	<b>5</b>	<b>35</b>
<b>Семестровий іспит (IV семестр)</b>	<b>14</b>			<b>14</b>		<b>60</b>
<b>Усього по заліковому кредиту 1</b>	<b>240</b>	<b>48</b>	<b>72</b>	<b>104</b>	<b>16</b>	<b>100</b>

### П'ятий семестр – Заліковий кредит 2

Назви змістових модулів і тем	Усього	Лек.	Лабор.	Сам. роб.	Конс.	
<b>Змістовий модуль VI. Формальна хімічна кінетика</b>						
Тема 19. Закони хімічної кінетики	7,5	2	2	3,5		Т,РЗ,Л /2,4
Тема 20. Кінетика односторонніх реакцій в закритих системах	8,5	2	2	3,5	1	Т,РЗ,Л /2,4
Тема 21. Методи визначення кінетичного порядку реакції	18,5	2	8	7,5	1	Т,РЗ,Л /8,4
Тема 22. Кінетика реакцій у відкритих системах. Неізотермічна кінетика	7,5	2	2	3,5		Т,РЗ,Л /2,4
Тема 23. Кінетика складних реакцій	8,5	2	2	3,5	1	Т,РЗ,Л /2,4
<b>Разом за змістовим модулем VI</b>	<b>50,5</b>	<b>10</b>	<b>16</b>	<b>21,5</b>	<b>3</b>	<b>18</b>
<b>Змістовий модуль VII. Молекулярна кінетика</b>						
Тема 24. Теорія активних співударів	8,5	2	2	3,5	1	Т,РЗ,Л /2,4
Тема 25. Теорія перехідного стану	8,5	2	2	3,5	1	Т,РЗ,Л /2,4
Тема 26. Мономолекулярні реакції	8,5	2	2	3,5	1	Т,РЗ,Л /2,4
Тема 27. Кінетика реакцій в розчинах	15	2	6	6	1	Т,РЗ,Л /6,4
<b>Разом за змістовим модулем VII</b>	<b>40,5</b>	<b>8</b>	<b>12</b>	<b>16,5</b>	<b>4</b>	<b>13,6</b>
<b>Змістовий модуль VIII. Каталіз</b>						
Тема 28. Принципи каталітичної дії	7,5	2	2	3,5		Т,РЗ,Л /2,4
Тема 29. Гомогенний каталіз	17	4	6	6	1	Т,РЗ,Л /6,5
Тема 30. Гетерогенний каталіз	11,5	2	4	4,5	1	Т,РЗ,Л /4,5
<b>Разом за змістовим модулем VIII</b>	<b>36</b>	<b>8</b>	<b>12</b>	<b>14</b>	<b>2</b>	<b>13,4</b>
<b>Модульна контрольна робота 3</b>	<b>9</b>		<b>4</b>	<b>5</b>		<b>МКР/16</b>
<b>Разом за модуль 3</b>	<b>136</b>	<b>26</b>	<b>44</b>	<b>57</b>	<b>9</b>	<b>61</b>
<b>Змістовий модуль IX. Рівноважні електродні</b>						

Назви змістових модулів і тем	Усього	Лек.	Лабор.	Сам. роб.	Конс.	
<b>процеси</b>						
Тема 31. Предмет електрохімії. Розчини електролітів	14,5	4	4	4,5	2	Т,РЗ,Л /4,5
Тема 32. Енергетичний стан заряджених частинок	8,5	2	2	3,5	1	Т,РЗ,Л /2,5
Тема 33. Класифікація електродів та електрохімічних кіл	17	4	6	6	1	Т,РЗ,Л /6,5
<b>Разом за змістовим модулем ІХ</b>	<b>40</b>	<b>10</b>	<b>12</b>	<b>14</b>	<b>4</b>	<b>13,5</b>
<b>Змістовий модуль Х. Кінетика електрохімічних реакцій</b>						
Тема 34. Електрохімічна кінетика. Поляризація	12	2	4	5	1	Т,РЗ,Л /4,5
Тема 35. Види перенапруги. Корозія металів	13,5	4	4	4,5	1	Т,РЗ,Л /4,5
Тема 36. Електролізери та хімічні джерела струму	11,5	2	4	4,5	1	Т,РЗ,Л /4,5
<b>Разом за змістовим модулем Х</b>	<b>37</b>	<b>8</b>	<b>12</b>	<b>14</b>	<b>3</b>	<b>13,5</b>
<b>Модульна контрольна робота 4</b>	<b>9</b>		<b>4</b>	<b>5</b>		<b>МКР/12</b>
<b>Разом за модуль 4</b>	<b>86</b>	<b>18</b>	<b>28</b>	<b>33</b>	<b>7</b>	<b>39</b>
<b>Семестровий іспит (V семестр)</b>	<b>16</b>			<b>16</b>		<b>60</b>
<b>Усього по заліковому кредиту 2</b>	<b>240</b>	<b>44</b>	<b>72</b>	<b>106</b>	<b>16</b>	<b>100</b>
<b>Разом за весь курс</b>	<b>480</b>	<b>92</b>	<b>144</b>	<b>212</b>	<b>32</b>	

**6. Теми і назви лабораторних занять  
Четвертий семестр**

Таблиця 3

№ з/п	Тема	Назва	К-сть годин
1	Змістовий модуль І. Основи хімічної термодинаміки. Теми 1-5.	Розв'язування розрахункових задач.	4
2	Змістовий модуль І. Основи хімічної термодинаміки. Теми 1-5.	Розв'язування розрахункових задач.	4
3	Тема 1. Вступ до хімічної термодинаміки. Термохімія.	Визначення інтегральної теплоти розчинення солі. Визначення теплоти нейтралізації.	4
4	Змістовий модуль ІІ. Термодинаміка хімічної рівноваги. Теми 6-9.	Розв'язування розрахункових задач.	4
5	Змістовий модуль ІІ. Термодинаміка хімічної рівноваги. Теми 6-9.	Розв'язування розрахункових задач.	4
6	Тема 9. Розрахунок константи хімічної рівноваги. Хімічна рівновага в реальних системах.	Вивчення хімічної рівноваги реакції естерифікація $\leftrightarrow$ омилення.	4
7	Тема 9. Розрахунок константи хімічної рівноваги. Хімічна рівновага в реальних системах.	Вивчення хімічної рівноваги реакції $2\text{Fe}^{3+} + 2\text{I}^- = 2\text{Fe}^{2+} + \text{I}_2$ .	4
8	Змістовий модуль ІІІ. Розчини неелектролітів. Теми 10-12.	Розв'язування розрахункових задач.	4



№ з/п	Тема	Назва	К-сть годин
9	Змістовий модуль III. Розчини неелектролітів. Теми 10-12.	Розв'язування розрахункових задач.	4
10	Тема 12. Колігативні властивості розчинів.	Визначення молярної маси розчиненої речовини кріоскопічним методом.	4
11	Тема 12. Колігативні властивості розчинів.	Визначення коефіцієнта розподілу.	4
12	Змістові модулі I-III. Теми 1-12.	Модульна контрольна робота зі змістових модулів I-III.	4
13	Змістовий модуль IV. Фазові рівноваги. Теми 13-15.	Розв'язування розрахункових задач .	4
14	Змістовий модуль IV. Фазові рівноваги. Теми 13-15.	Розв'язування розрахункових задач .	4
15	Тема 15. Дво- і трикомпонентні системи.	Дослідження рівноваги рідина – рідина у трикомпонентній системі з однією областю розшарування.	4
16	Змістовий модуль V. Основи статистичної термодинаміки. Теми 16-18.	Розв'язування розрахункових задач.	4
17	Змістовий модуль V. Основи статистичної термодинаміки. Теми 16-18.	Розв'язування розрахункових задач.	4
18	Змістові модулі IV-V. Теми 13-18.	Модульна контрольна робота зі змістових модулів IV-V.	4
	<b>Разом</b>		<b>72</b>

### П'ятий семестр

№ з/п	Тема	Назва	К-сть годин
1	Змістовий модуль VI. Формальна хімічна кінетика. Теми 19-21.	Розв'язування розрахункових задач.	4
2	Змістовий модуль VI. Формальна хімічна кінетика. Теми 22-23.	Розв'язування розрахункових задач.	4
3	Тема 21. Методи визначення кінетичного порядку реакції.	Визначення кінетичного порядку реакції окиснення іодид-йонів йонами тривалентного феруму.	4
4	Тема 21. Методи визначення кінетичного порядку реакції.	Вивчення кінетики реакції окиснення іодид-йонів. Хімічний годинник.	4
5	Змістовий модуль VII. Молекулярна кінетика. Теми 24 і 25.	Розв'язування розрахункових задач.	4
6	Змістовий модуль VII. Молекулярна кінетика. Теми 26 і 27.	Розв'язування розрахункових задач.	4
7	Тема 27. Кінетика реакцій в розчинах.	Вивчення швидкості реакції йодування ацетону.	4
8	Змістовий модуль VIII . Каталіз. Тема 28.	Розв'язування розрахункових задач.	4
9	Змістовий модуль VIII . Каталіз. Теми 29-30.	Розв'язування розрахункових задач.	4

№ з/п	Тема	Назва	К-сть годин
10	Тема 29. Гомогенний каталіз.	Визначення константи швидкості лужного гідролізу естеру.	4
11	Змістові модулі VI-VIII. Теми 19-30.	Модульна контрольна робота зі змістових модулів VI-VIII.	4
12	Змістовий модуль IX. Рівноважні електродні процеси. Теми 31-32.	Розв'язування розрахункових задач.	4
13	Змістовий модуль IX. Рівноважні електродні процеси. Тема 33.	Розв'язування розрахункових задач.	4
14	Тема 33. Класифікація електродів та електрохімічних кіл.	Вивчення залежності ЕРС від концентрації електроліту для гальванічного елемента Данієля-Якобі.	4
15	Змістовий модуль X. Кінетика електрохімічних реакцій. Тема 34-35.	Розв'язування розрахункових задач.	4
16	Змістовий модуль X. Кінетика електрохімічних реакцій. Тема 36.	Розв'язування розрахункових задач.	4
17	Тема 34. Електрохімічна кінетика. Поляризація.	Окисно-відновне потенціометричне титрування.	4
18	Змістові модулі IX і X. Теми 31-36.	Модульна контрольна робота зі змістових модулів IX-X.	4
	<b>Разом</b>		<b>72</b>

## 7. ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОГО ОПРАЦЮВАННЯ

Особливості самостійної роботи приведені у таблиці 4.

Таблиця 4

№ п/п	Вид роботи	Кількість годин
1	Ретельне знайомство з усіма темами курсу.	по 2,5 год. на тему
2	Підготовка до лабораторних робіт: ознайомлення з контрольними питаннями для допуску; знайомство з тестовими завданнями; оформлення робіт. Розв'язок домашніх завдань – комплексних задач	по 2,5 год. на роботу
3	Підготовка до лабораторних занять з рішення задач	по 2 год. на заняття
4	Підготовка до модульного контролю (дві МКР)	5
3	Підготовка до семестрового контролю (4/5 семестр)	14/16
<b>Всього за 4/5 семестр</b>		<b>106/106</b>
<b>Всього за весь курс</b>		<b>212</b>

## IV. ПОЛІТИКА ОЦІНЮВАННЯ

Максимальна оцінка за семестр складає **100 балів**. З них на поточний контроль припадає **40** балів, а на модульний – **60** балів.

**В поточному контролі (40 балів)** оцінюється виконання 6-ти лабораторних робіт, відвідування 10-ти семінарів з написанням конспекту та прикладів рішення задач, розв'язування 10 домашніх задач та відвідування лекцій:

- **Виконання шести лабораторних робіт** – разом **12 балів за семестр**.  
Кожна лабораторна робота – по 2 бали, з них за:
  - отримання допуску до виконання лабораторної роботи – 1,5 бали;
  - проведення експерименту – 0,5 бала;
- **Відвідання лекцій** – разом **8 балів за семестр**. Кожна тема з написанням конспекту лекції оцінюється в 0,4 або 0,5 бали.

- **Розв'язування домашніх задач до семінарів – разом 10 балів.** Кожна задача оцінюється одним балом.

- **Ведення конспекту семінарських занять з написанням прикладів рішення задач – разом 10 балів.** По 1 балу за одне семінарське заняття.

**В модульному контролі (60 балів)** оцінюється виконання тестових завдань, рішення та захист домашніх комплексних задач, оформлення і захист лабораторних робіт, написання двох модульних контрольних робіт та їх захист:

- **Виконання тестових завдань трьох рівнів складності – 10 балів за семестр.**

Проводиться 5 тестувань за семестр. Кожен тест складається з шести завдань трьох рівнів складності й оцінюється максимально в 2 бали.

- **Оформлення та захист лабораторної роботи – 12 балів за семестр.**

Кожна з шести лабораторних робіт оцінюється в 2 бали.

- **Виконання та захист домашніх завдань – рішення комплексних задач – 10 балів за семестр.**

Всього пропонується 5 комплексних задач (за числом змістових модулів). Виконання та захист окремого домашнього завдання оцінюється в 2 бали.

- **Написання двох модульних контрольних робіт за кожен із залікових модулів – 28 балів за семестр.**

Перша контрольна робота складається з шести теоретичних питань (12 балів) і трьох комплексних задач (6 балів), котрі стосуються окремих змістових модулів, і оцінюється в 16 балів. Друга – з чотирьох теоретичних питань (8 балів) та двох комплексних задач (4 бали), і оцінюється в 12 балів.

Якщо студента не задовольняє набрана ним кількість балів за модульний контроль, він може скласти іспит (семестровий контроль), котрий оцінюється максимально в 60 балів. Розподіл за балами по змістових модулях наведено в табл. 5.

Таблиця 5

#### Розподіл балів у четвертому семестрі

Поточний контроль – 40 балів					Модульний контроль – 60 балів				
Модуль 1					Модуль 2				
Змістові модулі									
I	II	III	IV	V	I	II	III	IV	V
T1-5	T6-9	T10-12	T13-15	T16-18	T1-5	T6-9	T10-12	T13-15	T16-18
8	9,6	9,4	7,5	5,5	12	14	12	12	10

#### Розподіл балів у п'ятому семестрі

Поточний контроль – 40 балів					Модульний контроль – 60 балів				
Модуль 1					Модуль 2				
Змістові модулі									
VI	VII	VIII	IX	X	VI	VII	VIII	IX	X
T19-23	T24-27	T28-30	T31-33	T34-36	T19-23	T24-27	T28-30	T31-33	T34-36
10	7,6	7,4	7,5	7,5	13	12	11	12	12

**Політика щодо академічної доброчесності.** Рекомендовано уникати копіювання чужих думок, ідей та напрацювань без покликань на автора, джерело; під час виконання завдань не привласнювати результати інтелектуальної діяльності інших осіб. Заохочуються власні пошуки, творчі й дослідницькі підходи до роботи.

**Політика щодо дедалайнів та перескладання.** Виконання усіх форм робіт, які підлягають оцінюванню, відбувається в строго визначені розкладом терміни. Пропущені з поважних причин теми чи заняття можуть бути відпрацьовані в позаурочний час (лабораторні роботи) та під час

консультацій (заняття з рішення задач). Терміни підсумкового контролю, ліквідації академічної заборгованості визначає розклад заліково-екзаменаційної сесії.

## **V. ПІДСУМКОВИЙ КОНТРОЛЬ**

### **ПИТАННЯ ДО ЕКЗАМЕНАЦІЙНИХ БІЛЕТІВ**

#### **IV семестр**

1. Предмет хімічної термодинаміки.
2. Основні поняття хімічної термодинаміки.
3. Властивості системи. Функції стану.
4. Класифікація процесів. Процес розширення ідеального газу.
5. Перший закон термодинаміки. Формулювання.
6. Теплота і робота.
7. Внутрішня енергія. Ентальпія. Теплоємність.
8. Робота розширення ідеального газу для різних процесів.
9. Предмет термохімії.
10. Закон Гесса .
11. Наслідки із закону Гесса.
12. Залежність теплового ефекту хімічної реакції від температури. Формула Кірхгофа.
13. Залежність теплоємності від температури та розрахунок теплових ефектів реакцій.
14. Цикл Борна-Габера.
15. Другий закон термодинаміки та різні його формулювання.
16. Цикл Карно. Ентропія. Теорема Карно-Клаузіуса.
17. Фундаментальні термодинамічні рівняння Гіббса.
18. Поняття про метод Каратеодорі.
19. Ентропія як функція стану. Статистичний характер ентропії.
20. Розрахунок ентропії ідеальних газів для різних процесів.
21. Вільна енергія. Енергія Гіббса та енергія Гельмгольца.
22. Повні і частинні диференціали термодинамічних потенціалів для закритих систем.
23. Критерії можливості і напрямку протікання самовільних процесів.
24. Характеристичні функції та їх взаємозв'язок і властивості.
25. Рівняння Максвелла. Використання рівнянь Максвелла для виведення різних термодинамічних співвідношень.
26. Мнемонічний квадрат.
27. Рівняння Гіббса-Гельмгольца та його значення в хімії.
28. Робота і теплота хімічного процесу. Співвідношення Гіббса-Гельмгольца.
29. Енергія Гіббса суміші ідеальних газів. Хімічний потенціал.
30. Фізичний зміст та властивості хімічного потенціалу.
31. Повний і частинний диференціали термодинамічних потенціалів для відкритих систем.
32. Термодинамічні потенціали багатокomпонентних систем.
33. Критерії можливості протікання самовільних хімічних процесів.
34. Хімічний потенціал ідеального і реального газів.
35. Метод леткості або фугітивності.
36. Способи визначення леткості з експериментальних даних.
37. Тепловий закон Нернста та наслідки з нього.
38. Постулат Планка. Третій закон термодинаміки.
39. «Тіла Нернста». Абсолютна ентропія.
40. Загальна характеристика розчинів та їх класифікація.
41. Різні способи вираження складу розчину.
42. Специфіка розчинів. Теорії розчинів.
43. Ідеальні розчини. Рівняння Гіббса–Дюгема.
44. Парціальні мольні величини.
45. Метод активностей. Коефіцієнти активності та способи їх визначення.
46. Стандартні стани при визначенні хімічних потенціалів компонентів.
47. Колігативні властивості розчинів.
48. Тиск насиченої пари рідких розчинів. Закон Рауля.
49. Ідеальні рідкі розчини. Термодинамічне виведення закону Рауля.
50. Закон Рауля. Залежність складу пари від складу рідини.
51. Неідеальні розчини та їх властивості. Відхилення від закону Рауля. Закон Генрі. Гранично розведені розчини.
52. Діаграма стану розчину. Правило важеля.

53. Перегонка рідин.
54. Закони Коновалова.
55. Азеотропні суміші.
56. Частково розчинні рідини. Розшарування розчинів.
57. Розподіл речовини між двома незмішуваними розчинниками. Закон розподілу, коефіцієнт розподілу. Ідеальні та реальні розчини.
58. Закон розподілу. Часткова дисоціація речовини в одному розчиннику та асоціація – в іншому.
59. Закон розподілу. Часткова дисоціація речовини в одному з розчинників. Асоціація відсутня.
60. Закон розподілу. Часткова асоціація речовини в одному з розчинників. Відсутність дисоціації.
61. Закон розподілу. Повна дисоціація речовини в одному з розчинників. Асоціація відсутня.
62. Закон розподілу. Часткова дисоціація речовини в одному з розчинників. Повна асоціація – в іншому.
63. Закон розподілу. Повна димеризація речовини в одному з розчинників. Відсутність дисоціації – в іншому.
64. Закон розподілу. Екстракція. Одно- і багаторазова екстракції.
65. Залежність температури замерзання розчинника від складу розчину. Ідеальні розчини.
66. Залежність температури замерзання розчинника від складу розчину. Гранично розбавлені розчини. розчини.
67. Кріоскопія.
68. Залежність температури кипіння розчинника від складу розчину. Ідеальні розчини.
69. Залежність температури кипіння від складу розчину. Гранично розбавлені розчини.
70. Ебуліоскопія.
71. Осмотичні явища. Ідеальні та реальні розчини. Рівняння Вант-Гоффа.
72. Залежність розчинності від тиску і температури.
73. Розчинність газів у рідинах.
74. Розчинність твердих речовин у рідинах.
75. Рівняння Шредера.
76. Рівняння Планка-ван Лаара.
77. Гетерогенні системи. Поняття фази, компонента, ступеня вільності.
78. Правило фаз Гіббса та його виведення.
79. Фазові переходи першого та другого роду.
80. Рівняння Клапейрона–Клаузіуса.
81. Правила Трутона та Гільдербранда.
82. Рівняння Еренфеста.
83. Фазові рівноваги. Однокомпонентні системи.
84. Діаграма стану карбон діоксиду.
85. Діаграма стану води.
86. Діаграма стану сірки.
87. Діаграма стану фосфору.
88. Діаграма стану бензофенону.
89. Енантіотропні і монотропні фазові переходи.
90. Фазові рівноваги. Двокомпонентні системи.
91. Об'ємна діаграма двокомпонентної системи (тиск-температура-склад).
92. Термічний аналіз. Трикутник Тамана.
93. Двокомпонентні системи. Правило важеля.
94. Двокомпонентні конденсовані системи. Класифікація за Розебумом.
95. Двокомпонентні конденсовані системи. I, II і III тип за Розебумом.
96. Двокомпонентні конденсовані системи. IV тип за Розебумом.
97. Двокомпонентні конденсовані системи. V тип за Розебумом.
98. Евтектична та перитектична точки.
99. Системи з необмеженою взаємною розчинністю компонентів у рідкому і твердому станах. Правила Гіббса-Розебума.
100. Тверді розчини. Дальтоніди і бертоліди.
101. Трикомпонентні системи. Графічне зображення складу.
102. Трикомпонентні системи. Методи Гіббса та Розебума.
103. Трикомпонентні системи. Прямокутні діаграми.
104. Діаграми розчинності трьох рідин. Приклади.
105. Діаграми розчинності трьох рідин. Правило Тарасенкова.
106. Ознаки хімічної рівноваги.
107. Хімічна змінна. Число пробігів реакції.
108. Закон діючих мас. Термодинамічне виведення.
109. Різні види констант рівноваги та зв'язок між ними.
110. Хімічна рівновага в ідеальних та неідеальних системах.
111. Рівняння ізотерми хімічної реакції Вант-Гоффа та його термодинамічне виведення.
112. Зміна енергії Гіббса та енергії Гельмгольца під час перебігу хімічної реакції.

113. Поняття про хімічну спорідненість. Стандартні енергії Гіббса та Гельмгольца.
114. Розрахунок виходу продуктів хімічних реакцій, для яких  $\Delta v = 0$ .
115. Розрахунок виходу продуктів хімічних реакцій, для яких  $\Delta v = -2$  або  $+2$ .
116. Розрахунок виходу продуктів хімічних реакцій, для яких  $\Delta v = -1$  або  $+1$ .
117. Розрахунок виходу продуктів хімічних реакцій з додаванням інертних домішок.
118. Вплив тиску на хімічну рівновагу.
119. Залежність констант рівноваги від температури.
120. Рівняння ізобари та ізохори реакції Вант-Гоффа та їх термодинамічне виведення.
121. Застосування рівняння ізобари реакції Вант-Гоффа.
122. Розрахунок зміни стандартних енергій Гіббса та констант рівноваги хімічних реакцій для будь-яких температур методом Тьомкіна-Шварцмана.
123. Розрахунок зміни стандартних енергій Гіббса та констант рівноваги методом приведених енергій Гіббса.
124. Розрахунок зміни стандартних енергій Гіббса та констант рівноваги хімічних реакцій для будь-яких температур. Перше та друге наближення Уліха.
125. Розрахунок складу рівноважної суміші для оборотної реакції з участю реальних газів.
126. Гетерогенні хімічні рівноваги та особливості їх термодинамічного опису.
127. Предмет, основні поняття та визначення статистичної термодинаміки.
128. Фазовий простір. Мікростан. Термодинамічна імовірність. Статистична вага.
129. Макроскопічний та мікроскопічний опис стану системи.
130. Мікроскопічний опис методами класичної та квантової механіки.
131. Мікроканонічні і канонічні середні величини.
132. Зв'язок ентропії і статистичної ваги. Статистичний характер ДЗТ.
133. Квантові статистики Максвелла-Больцмана, Фермі-Дірака та Бозе-Ейнштейна.
134. Система в термостаті. Канонічний розподіл Гіббса. Розподіл Гіббса за квантовими станами та за квантовими рівнями.
135. Сума станів системи та її властивості. Мультиплікативність суми станів.
136. Сума станів частинки. Зміна суми станів при зміні рівня відліку енергії.
137. Вираз термодинамічних функцій через суму станів системи.
138. Статистична сума системи одноірних гармонічних осциляторів.
139. Термодинамічні властивості одноатомного твердого тіла за теорією Ейнштейна.
140. Квантова статистика Больцмана. Розподіли Больцмана за квантовими станами і рівнями енергії. Розподіл Максвелла за швидкостями.
141. Загальні формули для обчислення термодинамічних функцій за молекулярними даними.
142. Обчислення термодинамічних функцій ідеального газу в припущенні жорсткого обертання і гармонічних коливань молекул.

## ТИПОВІ ЗАДАЧІ ДО ЕКЗАМЕНАЦІЙНИХ БІЛЕТІВ

1. Розрахуйте тепловий ефект реакції  $4\text{HCl} + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}(\text{p}) + 2\text{Cl}_2$  за стандартних умов і 298 К.
2. Визначте тепловий ефект хімічної реакції  $2\text{H}_2 + \text{CO} = \text{CH}_3\text{OH}(\text{r})$  за 1000 К. Для розрахунку скористайтесь таблицею функцій ( $\mathbf{H}_T^\circ - \mathbf{H}_0^\circ$ ).
3. За першим наближенням Уліха для реакції  $2\text{H}_2 + \text{CO} = \text{CH}_3\text{OH}(\text{r})$  визначте стандартну зміну енергії Гіббса за 1000 К.
4. Визначте стандартну зміну енергії Гіббса для реакції  $2\text{H}_2 + \text{CO} = \text{CH}_3\text{OH}(\text{r})$  за 1000 К, користуючись методом приведених енергій Гіббса.
5. Визначте стандартну константу хімічної рівноваги для реакції  $2\text{H}_2 + \text{CO} = \text{CH}_3\text{OH}(\text{r})$  за 1000 К, виходячи з першого наближення Уліха та методом приведених енергій Гіббса.

## V семестр

1. Поняття швидкості. Середня та істинна швидкість. Швидкість за окремою речовиною та швидкість реакції в цілому.
2. Експериментальне визначення швидкості. Кінетичні криві.
3. Основний постулат хімічної кінетики - закон діючих мас.
4. Константа швидкості хімічної реакції.
5. Повний кінетичний порядок та порядок реакції за окремою речовиною.
6. Молекулярність і порядок реакції.
7. Кінетична класифікація реакцій. Прості і складні, оборотні і необоротні реакції.
8. Фактори, які впливають на швидкість хімічної реакції.
9. Залежність швидкості хімічної реакції від температури. Правило Вант-Гоффа.
10. Рівняння Арреніуса. Способи визначення енергії активації.
11. Виведення виразів для констант швидкості та часу досягнення певного ступеня перетворення для необоротних реакцій нульового порядку.

12. Виведення виразів для констант швидкості та часу досягнення певного ступеня перетворення для необоротних реакцій першого порядку.
13. Виведення виразів для констант швидкості та часу досягнення певного ступеня перетворення для необоротних реакцій другого порядку.
14. Виведення виразів для констант швидкості та часу досягнення певного ступеня перетворення для необоротних реакцій третього порядку.
15. Виведення виразів для констант швидкості та часу досягнення певного ступеня перетворення для необоротних реакцій n-го порядку.
16. Методи й умови визначення порядку реакції.
17. Загальна характеристика інтегральних методів визначення порядку реакції.
18. Графічний метод визначення кінетичного порядку реакції.
19. Метод підстановки для визначення порядку реакції.
20. Метод визначення кінетичного порядку за часом досягнення певного ступеня перетворення.
21. Метод Вант-Гоффа визначення порядку реакції.
22. Кінетика реакцій у реакторі ідеального витіснення.
23. Кінетика реакцій у реакторі ідеального змішування.
24. Час перебування реакційної суміші в реакторі.
25. Перевірочний і проектний розрахунок реактора.
26. Неізотермічна кінетика. Визначення кінетичних параметрів.
27. Складні реакції. Класифікація. Методи складання кінетичних рівнянь.
28. Оборотні реакції першого порядку.
29. Паралельні реакції. Визначення елементарних констант швидкості.
30. Послідовні реакції. Загальна характеристика.
31. Послідовні реакції. Зміна концентрації вихідної речовини.
32. Послідовні реакції. Зміна концентрації проміжної речовини.
33. Послідовні реакції. Зміна концентрації продукту.
34. Послідовні реакції. Координати максимуму для проміжної речовини.
35. Послідовні реакції. Перехідна і вікова рівновага.
36. Квазістаціонарне наближення в кінетиці складних реакцій.
37. Квазірівноважне наближення в кінетиці складних реакцій.
38. Основи теорії активних зіткнень. Енергія активації з точки зору молекулярно-кінетичної теорії.
39. Теорія активних зіткнень. Число бімолекулярних зіткнень.
40. Теорія активних зіткнень до бімолекулярних реакцій. Виведення основного рівняння.
41. ТАЗ. Співвідношення між дослідною та істинною енергією активації.
42. Передекспоненційний множник. Стеричний або ентропійний фактор. Недоліки теорії активних зіткнень.
43. Теорія активованого комплексу або перехідного стану. Основні положення.
44. Поверхня потенціальної енергії. Молекула й атом.
45. Виведення основного рівняння теорії перехідного стану у випадку бімолекулярної реакції.
46. Термодинамічний аспект теорії активованого комплексу.
47. Ентропія й ентальпія активації.
48. Застосування теорії абсолютних швидкостей до оцінки передекспоненційного множника в елементарних реакціях.
49. Теорії мономолекулярних реакцій. Загальна характеристика.
50. Мономолекулярні реакції. Схема Ліндемана та її значення.
51. Мономолекулярні реакції. Тиск переходу кінетичного порядку.
52. Мономолекулярні реакції. Теорія Гіншельвуда. Метод Касселя.
53. Мономолекулярні реакції. Теорія Слетера. Теорія РРКМ.
54. Кінетика реакцій у розчині. Ефект «клітки». Дифузійний механізм.
55. Застосування теорії абсолютних швидкостей та теорії активних зіткнень до реакцій в розчині.
56. Кінетика реакцій у розчині. Первинний та вторинний сольові ефекти.
57. Кінетика реакцій у розчині. Напівемпіричні кореляційні співвідношення.
58. Загальні закономірності каталізу. Стадійний та асоціативний процеси каталізу.
59. Основні механізми каталізу.
60. Каталіз у промисловості.
61. Вимоги до каталізаторів.
62. Гомогенний каталіз. Найпростіша схема.
63. Кисотно-основний каталіз та його види.
64. Окисно-відновний каталіз та його приклади.
65. Ферментативний каталіз. Загальна характеристика.
66. Кінетика ферментативного каталізу. Рівняння Міхаеліса-Ментен.
67. Гетерогенний каталіз. Швидкість гетерогенно-каталітичної реакції. Стадії гетерогенного каталізу. Області перебігу реакції.
68. Роль адсорбції в каталітичному перетворенні. Механізми Ленгмюра-Гіншельвуда та Ріділа-Ілі.

69. Теорії гетерогенного каталізу. Мультиплетна теорія. Теорія активних ансамблів.
70. Теорії гетерогенного каталізу. Електронна теорія. Квантово-хімічна теорія. Ланцюгова теорія.
71. Передбачення каталітичної активності. Теоретичні уявлення щодо приготування активних каталізаторів.
72. Предмет і зміст електрохімії.
73. Електрохімічні системи (ЕХС). Класифікація.
74. Відмінність ЕХС від хімічних.
75. Термодинаміка оборотних ЕХС. Теплоота Пельтьє.
76. Термодинаміка необоротних ЕХС. Теплоота Джоуля-Ленца.
77. Загальні особливості розчинів електролітів. Слабкі і сильні електроліти.
78. Йонні рівноваги. Теорії електролітичної дисоціації.
79. Поняття середньої активності та середнього коефіцієнта активності, їх зв'язок з активністю та коефіцієнтом активності окремих йонів.
80. Теорія Дебая-Хюккеля, їх фізичний зміст. Рівняння для коефіцієнта активності в першому, другому і третьому наближенні теорії Дебая-Хюккеля.
81. Рівноважні електрохімічні ланцюги та їх електрорушійна сила (ЕРС).
82. Формула Нернста та рівняння Гіббса-Гельмгольца.
83. Поняття електродного потенціалу. Величина і знак електродного потенціалу.
84. Дифузійний потенціал.
85. Стандартні електродні потенціали.
86. ЕРС як сума Гальвані- та Вольта-потенціалів.
87. Електрохімічний, внутрішній, зовнішній і поверхневий потенціали.
88. Подвійний електричний шар та моделі його будови.
89. Електроди першого роду.
90. Електроди другого роду.
91. Газові електроди.
92. Амальгамні електроди.
93. Окисно-відновні електроди
94. Йонселективні електроди.
95. Фізичні кола. Алотропні та гравітаційні кола.
96. Концентраційні кола без перенесення та з перенесенням.
97. Концентраційні кола першого та другого роду.
98. Прості хімічні кола.
99. Складні хімічні кола.
100. Швидкість електрохімічної реакції.
101. Густина струму як міра швидкості електродного процесу. Струм обміну.
102. Поляризація електродів.
103. Дифузійна перенапруга. Гранична густина струму.
104. Граничний дифузійний струм. Полярографія. Рівняння Ільковича.
105. Перенапруга переходу. Застосування теорії перенапруги до катодної реакції.
106. Перенапруга реакції та фазова перенапруга.
107. Рівняння Тафеля та Фрумкіна.
108. Метод визначення перенапруги при електрохімічних процесах.
109. Електролітичне виділення водню. Значення тафелівських констант.
110. Стадії виділення водню.
111. Електроліз. Напруга розкладу електроліту.
112. Катодні й анодні поляризаційні криві при електролізі.
113. Хімічні джерела струму. Загальна характеристика.
114. Первинні хімічні джерела струму.
115. Вторинні хімічні джерела струму. Акумулятори.
116. Паливні елементи.
117. Основні характеристики джерел струму.
118. Поляризаційні явища в хімічних джерелах струму.
119. Електрохімічна корозія металів. Корозійні діаграми.
120. Пасивність металів.
121. Захист металів від корозії.

## ТИПОВІ ЗАДАЧІ ДО ЕКЗАМЕНАЦІЙНИХ БІЛЕТІВ

1. Розрахуйте тепловий ефект реакції  $4\text{HCl} + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}(\text{р}) + 2\text{Cl}_2$  за стандартних умов і 298 К.
2. Визначте тепловий ефект хімічної реакції  $2\text{H}_2 + \text{CO} = \text{CH}_3\text{OH}(\text{г})$  за 1000 К. Для розрахунку скористайтесь таблицею функцій ( $\text{H}_\text{T}^\circ - \text{H}_0^\circ$ ).



3. За першим наближенням Уліха для реакції  $2\text{H}_2 + \text{CO} = \text{CH}_3\text{OH}(\text{r})$  визначте стандартну зміну енергії Гіббса за 1000 К.
4. Визначте стандартну зміну енергії Гіббса для реакції  $2\text{H}_2 + \text{CO} = \text{CH}_3\text{OH}(\text{r})$  за 1000 К, користуючись методом приведених енергій Гіббса.
5. Визначте стандартну константу хімічної рівноваги для реакції  $2\text{H}_2 + \text{CO} = \text{CH}_3\text{OH}(\text{r})$  за 1000 К, виходячи з першого наближення Уліха та методом приведених енергій Гіббса.

## VI. Шкала оцінювання

Таблиця 6

Сума балів за всі види навчальної діяльності	Оцінка ECTS	Національна система	Ступінь засвоєння програми навчальної дисципліни
90 – 100	A	5 (відмінно)	Повно та ґрунтовно засвоїв всі теми навчальної програми вміє вільно та самостійно викласти зміст всіх питань програми навчальної дисципліни, розуміє її значення для своєї професійної підготовки, повністю виконав усі завдання кожної теми та поточного модульного контролю в цілому.
82 – 89	B	4 (дуже добре)	Недостатньо повно та ґрунтовно засвоїв окремі питання робочої програми. Вміє самостійно викласти зміст основних питань програми навчальної дисципліни, виконав завдання кожної теми та модульного і поточного контролю в цілому.
75 - 81	C	4 (добре)	Недостатньо повно та ґрунтовно засвоїв деякі теми робочої програми, не вміє самостійно викласти зміст деяких питань програми навчальної дисципліни. Окремі завдання кожної теми та модульного поточного контролю в цілому виконав не повністю.
67 -74	D	3 (задовільно)	Засвоїв лише окремі теми робочої програми. Не вміє вільно самостійно викласти зміст основних питань навчальної дисципліни, окремі завдання кожної теми модульного контролю не виконав.
60 - 66	E	3 (достатньо)	Засвоїв лише окремі питання навчальної програми. Не вміє достатньо самостійно викласти зміст більшості питань програми навчальної дисципліни. Виконав лише окремі завдання кожної теми та модульного контролю в цілому.
35 – 59	F	2 (незадовільно)	Не засвоїв більшості тем навчальної програми не вміє викласти зміст більшості основних питань навчальної дисципліни. Не виконав більшості завдань кожної теми та модульного контролю в цілому.
1 – 34		2 (незадовільно)	Не засвоїв навчальної програми, не вміє викласти зміст кожної теми навчальної дисципліни, не виконав модульного контролю.

## VII. РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

### Основна

1. Антропов Л. І. Теоретична електрохімія / Л. І. Антропов. – К.: Вища школа, 1993.
2. Батыршин Н. Н. Химическая кинетика. Решение обратных задач / Н. Н. Батыршин, Х. Э. Харлампиди, Н. М. Нуруллина. Санкт-Петербург: Лань, 2020.
3. Борщевский А.Я. Физическая химия. Том 1. Общая и химическая термодинамика / А.Я. Борщевский. – М.: ИНФРА-М, 2017.
4. Введенский А. В. Сборник примеров и задач по электрохимии / А. В. Введенский, Е. В.

- Бобринская, С. Н. Грушевская, Т. А. Кравченко и др. СПб.: Издательство «Лань», 2018.
5. Гамбург Ю. Д. Химическая термодинамика / Ю. Д. Гамбург. М.: Лаборатория знаний, 2020.
  6. Голиков Г. А. Руководство по физической химии / Г. А. Голиков. – М.: Высшая школа, 1988.
  7. Гомонай В. І. Фізична хімія / В. І. Гомонай, О. В. Гомонай. Ужгород: Патент, 2004.
  8. Дамаскин Б. Б. Электрохимия / Б. Б. Дамаскин, О. А. Петрий, Г. А. Цирлина. – СПб.: Лань, 2015.
  9. Еремин В. В. Основы физической химии в 2-х т. / В. В. Еремин, С. И. Каргов, И. А. Успенская, Н. Е. Кузьменко, В. В. Лунин М. : Лаборатория знаний, 2019. [Электронный ресурс].
  10. Еремин Е. Н. Основы химической термодинамики / Е. Н. Еремин. – М.: Высшая школа, 1978.
  11. Ковальчук Є. П. Фізична хімія / Є. П. Ковальчук, О. В. Решетняк. Львів: Видавничий центр ЛНУ ім. Івана Франка, 2007.
  12. Кудряшов И. В. Сборник примеров и задач по физической химии /И. В. Кудряшов, Г. С. Каретников. М.: Высшая школа, 1991.
  13. Курс физической химии / Под ред. Я. И. Герасимова – Т. 1-2. – М.: Химия, 1966.
  14. Лебедь В. І. Фізична хімія / В. І. Лебедь. Харків: Фоліо, 2007.
  15. Стромберг А. Г. Физическая химия / А. Г. Стромберг, Д. П. Семченко. – М.: Высшая школа, 2001.
  16. Физическая химия в 2-х т. / Под ред. К. С. Краснова – М.: Высшая школа, 1995-1996.
  17. Физическая химия / Под ред. К. С. Никольского – Л.: Химия, 1987.
  18. Эмануэль Н. М. Курс химической кинетики / Н. М. Эмануэль, Д. Г. Кнорре. – М.: Высшая школа, 1984.
  19. Эткинс П. Физическая химия. – Т. 1-2. – М.: Мир, 1980.
  20. Яцимирський В. К. Фізична хімія / В. К. Яцимирський. К.: Перун, 2007.

#### Додаткова

1. Марчук О. В. Фізична хімія. Збірник задач / О. В. Марчук, О. М. Янчук. Луцьк: РВВ «Вежа», 2006.
2. Янчук О. М. Фізична хімія. Методичні рекомендації до лабораторного практикуму для студентів II курсу спеціальностей 102 – Хімія та 014 – Освіта (хімія) / О. М. Янчук.: Східноєвроп. нац. ун-т ім. Лесі Українки – Луцьк: ПП Іванюк В. П. –2018.
3. Янчук О. М. Фізична хімія. Комп'ютерні тести до залікового кредиту 1 “Основи хімічної та статистичної термодинаміки” О. М. Янчук.: Східноєвроп. нац. ун-т ім. Лесі Українки – Луцьк: ПП Іванюк В. П. –2018.
4. Янчук О. М. Фізична хімія. Методичні рекомендації до лабораторного практикуму для студентів III курсу спеціальностей 102 – Хімія та 014 – Освіта (хімія) / О. М. Янчук.: Східноєвроп. нац. ун-т ім. Лесі Українки – Луцьк: ПП Іванюк В. П. –2018.
5. Янчук О. М. Фізична хімія. Комп'ютерні тести для студентів III курсу хімічного факультету спеціальностей 102 – Хімія та 014 – Середня освіта (хімія)” / О. М. Янчук.: Східноєвроп. нац. ун-т ім. Лесі Українки – Луцьк: ПП Іванюк В. П. –2018.
6. Янчук О. М. Фізична хімія. Хімічна та статистична термодинаміка. Конспект лекцій для студентів факультету хімії, екології та фармації / О. М. Янчук, О. В. Марчук. Луцьк: ПП Іванюк В. П.– 2021.