

**НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ ЦИВІЛЬНОГО ЗАХИСТУ УКРАЇНИ**  
(повне найменування навчального закладу)

**КАФЕДРА СПЕЦІАЛЬНОЇ ХІМІЇ ТА ХІМІЧНОЇ ТЕХНОЛОГІЇ**

**“ЗАТВЕРДЖУЮ”**  
ПЕРШИЙ ПРОРЕКТОР З НАВЧАЛЬНОЇ  
ТА МЕТОДИЧНОЇ РОБОТИ  
НАЗАРОВ О.О.

“ \_\_\_\_\_ ” \_\_\_\_\_ 2017\_\_ року

**РОБОЧА ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ**

**„ФІЗИЧНА ХІМІЯ”**

напря́м підготовки (шифр і назва навчальної дисципліни) 161 “Хімічна технологія та інженерія”  
(шифр і назва напряму підготовки)  
спеці́альність 7.05130106\_ Природоохоронні хімічні технології\_\_  
(шифр і назва спеціальності)  
спеці́алізація \_\_\_\_\_ радіаційний та хімічний захист \_\_\_\_\_  
(назва спеціалізації)

Робоча програма навчальної дисципліни «Фізична хімія»

для здобувачів вищої освіти за спеціальністю «7.05130106 Природоохоронні хімічні технології»

Розробник Кіреєв О.О., проф. кафедри СХХТ, докт. техн. наук, доцент

Робочу програму навчальної дисципліни рекомендовано кафедрою СХХТ

Протокол від. «\_\_\_\_\_» \_\_\_\_\_ 20\_\_ року № \_\_\_\_\_

Начальник (завідувач) кафедри СХХТ

\_\_\_\_\_

(підпис)

(Трахно О. В.)

(прізвище та ініціали)

«\_\_\_\_\_» \_\_\_\_\_ 2017 року

Схвалено вченою радою факультету оперативно рятувальних сил

Протокол від «\_\_\_\_\_» \_\_\_\_\_ 20\_\_ року № \_\_\_\_\_

Голова вченої ради факультету оперативно рятувальних сил (ОРС)

\_\_\_\_\_

(підпис)

(Безуглов О.Е.)

(прізвище та ініціали)

«\_\_\_\_\_» \_\_\_\_\_ 2017 року

### 1. Опис навчальної дисципліни

Найменування показників	Галузь знань, спеціальність, (спеціалізація) освітній ступень	Характеристика навчальної дисципліни	
		денна форма навчання	заочна форма навчання
Кількість кредитів–  10	Галузь знань 161 “Хімічна технологія та інженерія”	Нормативна	
	спеціальність 7.05130106_Природоохоронні хімічні технології		
Модулів – 4, Курсова робота – 1	Спеціальність (спеціалізація): 7.05130106 Природоохоронні хімічні технології  (радіаційний та хімічний) захист)	<b>Рік підготовки:</b>	
Індивідуальне науково-дослідне завдання _____ <small>(назва)</small>		2-й	2-й
Загальна кількість годин – 300 з них аудиторних 148 самостійної роботи 152		<b>Семестр</b>	
		3-й	4-й
	Освітньо-кваліфікаційний рівень: бакалавр	30 год.	26 год.
		<b>Практичні, семінарські</b>	
		32 год.	28 год.
		<b>Лабораторні</b>	
		12 год.	20 год.
		<b>Самостійна робота</b>	
		76 год.	76 год.
		<b>Індивідуальні завдання:</b>	
		<b>Вид контролю</b>	
	диф. залік	– іспит	

#### Примітка.

Співвідношення кількості годин аудиторних занять до самостійної і індивідуальної роботи становить:

для денної форми навчання – 4:3

для заочної форми навчання – 2:25

## 2. Мета та завдання навчальної дисципліни

**Мета** вивчення дисципліни “Фізична хімія” - надання курсантам (студентам, слухачам) відомостей про основні закони фізичної хімії, оволодіння методами розрахунків фізико-хімічних параметрів хімічних процесів і ознайомлення з основними методами фізико-хімічного експерименту.

**Завдання** дисципліни “Фізична хімія” є:

- ознайомлення з основними поняттями та законами фізичної хімії;
- оволодіння методиками термодинамічних і кінетичних розрахунків;
- опанування методів аналізу фазових і хімічних рівноваг;
- ознайомлення з основами електрохімії і хімією розчинів

У результаті вивчення навчальної дисципліни студент повинен

**знати:**

- основні поняття та закони фізичної хімії;
- основи хімічної термодинаміки та кінетики хімічних процесів;
- класифікацію та властивості розчинів та дисперсних систем;
- основні положення електрохімії;
- методи аналізу фазових і хімічних рівноваг.

**вміти:**

- застосовувати знання для розв’язання типових задач;
- застосовувати знання для обробки результатів вимірювань та пояснення наслідків експериментів;
- орієнтуватися в основних фахових поняттях, що пов’язані з фізичною хімією.
- проводити стандартні кількісні хімічні розрахунки;
- проводити простіші термодинамічні і кінетичні розрахунки;
- визначати основні небезпечні фактори хімічних виробництв;
- оцінювати небезпечність основних класів хімічних речовин і матеріалів на їх основі;

**мати навички:**

- у використанні лабораторного фізико-хімічного обладнання;
- проведення основних операцій, що використовуються в фізичній хімії;
- проведення простіших фізико-хімічних розрахунків.

**Компетентності**, якими повинен оволодіти здобувач вищої освіти

**загальні:**

- здатність до розвитку хімічного мислення;
- здатність до проведення аналізу хімічних об’єктів;
- здатність до проведення термодинамічних і кінетичних розрахунків хіміко-технологічних процесів

**професійні:**

- здатність до використання знань фізичної хімії для рішення хіміко-технологічних задач;
- здатність до використання знань фізичної хімії для рішення задач з радіаційного та хімічного захисту;

- здатність до використання знань фізичної хімії для рішення природоохоронних завдань.

### 3. Програма навчальної дисципліни

#### МОДУЛЬ 1.

##### Тема 1.1. ВСТУП. Предмет і зміст курсу фізичної хімії

Місто фізичної хімії серед хімічних дисциплін. Значення фізичної хімії для хімічної технології. Основні історичні етапи розвитку фізичної хімії. Теоретичні методи фізичної хімії: термодинамічний, квантово-механічний, статистичний, молекулярно-кінетичний. Експериментальні методи фізичної хімії.

##### Тема 1.2. ОСНОВИ ХІМІЧНОЇ ТЕРМОДИНАМІКИ. 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. Оборотні та необоротні 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 постійному тиску та постійному об'ємі. Закон Гесса. Теплоти утворення, теплоти згоряння. Теплоти розчинення. Енергія хімічного зв'язку. Залежність теплового ефекту від температури. Рівняння Кірхгоффа.

##### Тема 1.3. Другий закон термодинаміки

Самочинні та несамочинні процеси. Робота і теплота оборотного процесу. Цикл Карно. Ентропія. Рівняння Клаузіуса. Ентропія як критерій спрямування самочинних процесів і рівноваги в ізольованих системах. Статистичний характер другого закону термодинаміки. Залежність ентропії від температури, об'єму і тиску. Зміна ентропії під час фазових переходів і змішуванні ідеальних газів. Стандартні ентропії речовин, їх використання для розрахунків змін ентропій під час хімічних реакцій.

Постулат Планка. Рівняння Больцмана–Планка. Розрахунки абсолютних ентропій речовин.

Об'єднаний перший та другий закони термодинаміки для оборотних та необоротних процесів. Максимальна та максимальна корисна роботи. Енергія Гельмгольца. Енергія Гіббса. Визначення напрямку процесу 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.

Елементи статистичної термодинаміки.

#### МОДУЛЬ 2.

##### Тема 2.1. Хімічна рівновага в гомогенних системах.

Динамічні і термодинамічна характеристика хімічної рівноваги. Закон діючих мас. Рівняння ізотерми хімічної реакції. Хімічна спорідненість. Вплив

температури на хімічну спорідненість. Рівняння ізобари та ізохори хімічної реакції. Залежність константи рівноваги від температури. Розрахунки констант рівноваги з використанням таблиць стандартних термодинамічних даних. Експериментальні методи дослідження хімічних рівноваг.

### **Тема 2.2. Хімічна рівновага в гетерогенних системах.**

Особливості хімічної рівноваги в гетерогенних системах. Термічна дисоціація рідких та твердих речовин. Гетерогенні процеси в хімічній технології та металургії.

### **Тема 2.3. Термодинамічна теорія фазових рівноваг**

Основні поняття теорії фазових рівноваг: фаза, компонент, ступінь свободи. Рівноважне співіснування фаз. Правило фаз Гіббса. Аналіз рівнянь, що виражають умови рівноваги в гетерогенних системах. Фазові переходи першого і другого роду.

### **Тема 2.4. Однокомпонентні системи**

Реальні і ідеальні гази. Рівняння стану. Рівняння Ван-дер-Ваальса. Принцип відповідних станів. Леткість і коефіцієнт леткості. Залежність термодинамічних властивостей реальних газів від тиску і температури. Хімічний потенціал реального газу.

P–V–T діаграми однокомпонентних систем та їх проекції. Потрійна точка. Рівняння Клапейрона. Залежність тиску насиченої пари від температури. Рівняння Клапейрона–Клаузіуса. Залежність теплот фазових переходів від температури. Рівняння Антуана. Емпіричні правила Трутона і Річардса.

### **Тема 2.5. Двокомпонентні та багатоконпонентні системи. Розчини**

Рівновага в двокомпонентних системах. Загальна характеристика розчиненого стану речовини. Термодинамічне і молекулярно кінетичні умови утворення розчинів. Явище сольватації.

Термодинамічні властивості розчинів неелектролітів. Класифікація розчинів. Парціально–молярні величини. Рівняння Гіббса–Дегема. Концепція ідеального розчину. Термодинамічні властивості ідеальних розчинів. Рівновага розчин – газ. Закони Рауля. Неідеальні розчини. Поняття активності і фугітивності. Вибір стандартних станів для компонентів розчину.

Колігативні властивості розчинів. Ебуліоскопія, кріоскопія і осмотичний тиск.

Рівновага в системах газ – рідкий розчин. Закон Генрі. Залежність розчинності газу від температури, природи газу і розчинника. Вплив електролітів на розчинність газів.

Особливості рівноваги пара – розчини летких рідин. Діаграми тиск пари – склад і температура кипіння – склад. Діаграми склад розчина – склад пари. Правила Вревського. Обмежена сумісна розчинність рідин. Фізико-хімічні основи перегонки і ректифікації. Використання правила фаз для аналізу фазових рівноваг. Правило важеля.

Взаємна розчинність рідин.

Рівновага “рідкий розчин – кристал”. Термічний аналіз. Основні типи діаграм плавкості: необмежена сумісна розчинність в твердому стані, діаграми з простою евтектикою, з обмеженою розчинністю в твердому стані, з утворенням хімічних сполук. Аналіз фазових діаграм. Фізико-хімічні основи перекристалізації і зонної плавки.

Трикомпонентні системи. Способи графічного відображення складу трикомпонентних систем. Діаграми плавкості трикомпонентних систем. Розподіл розчиненої речовини між двома фазами. Коефіцієнт розподілу, закон Нернста –Шилова. Фізико-хімічні основи екстракції. Висалювання та всалювання розчинених речовин, рівняння І.М. Сеченова.

### **Тема 2.6. Розчини електролітів**

Термодинамічні властивості розчинів електролітів. Сильні та слабкі електроліти. Середні йонні коефіцієнти активності. Залежність коефіцієнтів активності від концентрації. Основні поняття теорії сильних електролітів. Правило йонної сили. Рівняння Дебая–Хюккеля.

Розчини слабких електролітів. Концентраційна та термодинамічна константи дисоціації. Кисотно-основні рівноваги. Класифікація розчинників. Дисоціація води, йонний добуток. Кислотність розчинів, рН. Теорії кислот і основ. Індикатори. Індикаторний метод визначення рН. Кисотно – основне титрування. Гідроліз солей. Розчинність малорозчинних електролітів. Добуток розчинності.

## **МОДУЛЬ 3**

### **Тема 3.1. Електродна рівновага. Електрохімічні кола**

Електрохімічні процеси. Електрорушійна сила. Термодинаміка електрохімічних елементів. Електроди, типи електродів. Стандартні електродні потенціали. Рівняння Нернста. Теорії виникнення електродного потенціалу та електрорушійної сили. Типи електрохімічних кіл. Застосування електрохімічних кіл для вивчення рівноваг у розчинах електролітів. Потенціометричне титрування. Хімічні кола як джерела електричної енергії. Акумулятори. Паливна елементи.

### **Тема 3.2. Кінетика електродних процесів**

Електроліз. Закони Фарадея. Електроаналіз і кулонометрія. Електродна поляризація. Концентраційна поляризація. Дифузійна перенапруга. Електрохімічна перенапруга. Кінетика деяких електродних процесів – електролітичне виділення водню, кисню, електрохімічне виділення металів. Електрохімічна корозія. Гальванопари. Електрохімічні методи захисту металів від корозії. Захист від корозії хімічного обладнання.

Електрохімічні методи синтезу речовин.

### **Тема 3.3. Нерівноважні явища в розчинах електролітів**

Електрична провідність розчинів. Питома та молярна електричні провідності, залежність їх від концентрації. Рухомість йонів та закон Кольрауша. Числа переносу, методи їх визначення. Кондуктометрія і

кондуктометричне титрування. Визначення констант дисоціації та добутку розчинності кондуктометричним методом.

## МОДУЛЬ 4.

### 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. Залежність швидкості реакції від температури. Рівняння Арреніуса. Енергія активації. Ланцюгові реакції. Кінетичні особливості розгалужених ланцюгових реакцій. Півострів спалаху. Тепловий вибух. Кінетика гетерогенних процесів. Кінетичні розрахунки в хімічній технології.

### Тема 4.2. Теорії хімічної кінетики

Теорія активних співударів. Рівняння для константи швидкості. Енергія активації та предекспоненційний множник. Стеричний фактор. Теорія перехідного стану (активованого комплексу). Термодинамічний аспект теорії. Ентропія активації. Співставлення теорій активних співударів і перехідного стану. Мономолекулярні реакції. Реакції в розчинах. Фотохімічні реакції. Елементарні фотореакції і процеси. Квантовий вихід. Кінетичні рівняння фотохімічних реакцій. Механізми реакцій горіння та вибуху. Кінетичні розрахунки в хімічній технології.

### Тема 4.3. Каталітичні реакції

Загальні принципи каталізу. Гомогенний каталіз. Кисотно-основний каталіз. Гетерогенний каталіз. Активність та селективність каталізаторів. Отруєння каталізаторів. Активні центри гетерогенних каталізаторів. Роль адсорбції в кінетиці гетерогенних каталітичних реакцій. Енергія активації гетерогенних каталітичних реакцій. Неоднорідність поверхні. Нанесені каталізатори. Теорії каталізу. Каталіз в хімічній технології.

Від'ємний каталіз. Інгібітори. Інгібітори в хімічній технології.

## 4. Структура навчальної дисципліни

Назви модулів 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
<b>3 семестр</b>												
<b>МОДУЛЬ 1</b>												
<b>Тема 1.1. Предмет і зміст курсу фізич-ної хімії.</b>	16	2	2	–		12						
<b>Тема 1.2. Перший</b>	20	4	4	4		6						



закон термодинаміки													
Тема 1.3. Другий закон термодинаміки	18	4	4			10							
<b>Разом за модулем 1</b>	<b>74</b>	<b>10</b>	<b>10</b>	<b>4</b>		<b>48</b>							
<b>МОДУЛЬ 2</b>													
Тема 2.1. Хімічна рівновага в гомогенних системах	16	4	2			10							
Тема 2.2. Хімічна рівновага в гетерогенних системах	12	2	4			6							
Тема 2.3. Термодинамічна теорія фазових рівноваг	10	2	4			4							
Тема 2.4. Однокомпонентні системи	12	2	4			6							
Тема 2.5. Двокомпонентні та багатоконпонентні системи. Розчини	22	4	4	4		10							
Тема 2.6. Розчини електролітів	24	6	4	4		10							
<b>Разом за модулем 2</b>	<b>82</b>	<b>16</b>	<b>16</b>	<b>4</b>		<b>48</b>							
<b>Усього годин 3 семестр</b>	<b>150</b>	<b>30</b>	<b>32</b>	<b>12</b>		<b>76</b>							
<b>4 семестр</b>													
<b>МОДУЛЬ 3</b>													
<i>Тема 3.1. Електродна рівновага. Електрохімічні кола</i>	23	4	6	8		5							
<i>Тема 3.2. Кінетика електродних процесів</i>	23	4	4	4		11							
<i>Тема 3.3. Нерівноважні явища в розчинах електролітів</i>	24	4	4	4		12							
<b>Разом за модулем 3</b>	<b>70</b>	<b>12</b>	<b>14</b>	<b>16</b>		<b>38</b>							
<b>МОДУЛЬ 4</b>													

<b>Змістовий модуль 5. ХІМІЧНА КІНЕТИКА І КАТАЛІЗ</b>											
<i>Тема 4.1. Формальна кінетика</i>	24	4	4			16					
<i>Тема 4.2. Теорії хімічної кінетики</i>	28	6	4	4		14					
<i>Тема 4.3. Каталітичні реакції</i>	28	4	6			18					
<b>Разом за модулем 4</b>	<b>80</b>	<b>14</b>	<b>14</b>	<b>4</b>		<b>38</b>					
<b>Усього годин 4 семестр</b>	<b>150</b>	<b>26</b>	<b>28</b>	<b>20</b>		<b>76</b>					
<b>Усього годин за дисципліною</b>	<b>300</b>	<b>56</b>	<b>60</b>	<b>32</b>		<b>152</b>					

### 5. Теми семінарських занять

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
1	—	

### 6. Теми практичних занять

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
<b>3 семестр</b>		
1	Основні поняття хімічної термодинаміки	2
2	Розрахунки теплових ефектів хімічних реакцій	2
3	Перший закон термодинаміки. КР за темами 1-2	2
4	Розрахунки $\Delta S$ хім. реакцій та фаз. переходів	2
5	Розрахунки $\Delta S$ . КР за темою 3	2
6	Закон діючих мас. Розрахунки виходу продуктів	2
7	Хім. рівновага в гетерогенних системах	2
8	Хімічна рівновага КР за темами 4-5	2
9	Термодинаміка фазових переходів	2
10	Реальні гази. Діаграми однокомпонентних систем	2
11	Рівняння Клапейрона–Клаусіуса	2
12	Однокомпонентні системи. КР та темою 6	2
13	Двокомпонентні розчини неелектролітів	2
14	Фазові діаграми двокомпонентних систем	2
15	Розчини електролітів. Активність електролітів	2
16	Фазові рівноваги. Розчини. КР за темами 6-9	2
<b>4 семестр</b>		
1	ЕРС гальванічних елементів	2
2	Стандартні ерс	2
3	Застосування електрохімічних кіл для розрахунків рівноваг в розчинах електролітів	2

4	Потенціометрія та рН-метрія	2
5	Фізико хімічні основи потеціометрії	
6	Закони Фарадея	2
7	Електрохімічна корозія	2
8	Електропровідність розчинів електролітів	2
9	Застосування кондуктометрії для розрахунків рівноваг в розчинах електролітів	2
10	Електрохімічні процеси. КР за темами 10-12	2
11	Визначення порядку реакції	2
12	Рівняння Арреніуса	2
13	Теорії хімічної кінетики	2
14	Хімічна кінетика. КР за темами 13-15	2

### 7. Темы лабораторних занять

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
<b>3 семестр</b>		
1	Визначення теплових ефектів хімічних реакцій	4
2	Перегонка	4
3	Дослідження діаграми фенол - вода	4
<b>4 семестр</b>		
4	Визначення константи дисоціації індикаторним методом	4
5	Визначення стандартної ЕРС	4
6	Визначення константи дисоціації методом ЕРС	4
7	Потенціометричне титрування	4
8	Визначення константи швидкості хім. реакції	4

### 8. Самостійна робота

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
1	Тема 1. Предмет і зміст курсу фізичної хімії	12
2	Тема 2. Перший закон термодинаміки	10
3	Тема 3. Другий закон термодинаміки	12
4	Тема 4. Хімічна рівновага в гомогенних системах	8
5	Тема 5. Хімічна рівновага в гетерогенних системах	6
6	Тема 6. Термодинамічна теорія фазових рівноваг	11
7	Тема 7. Однокомпонентні системи	11
8	Тема 8. Двокомпонентні та багатокомпонентні системи. Розчини	18
9	Тема 9. Розчини електролітів	9
10	Тема 10. Електродна рівновага. Електрохімічні кола	12
11	Тема 11. Кінетика електродних процесів	18

12	Тема 12. Нерівноважні явища в розчинах електролітів	13
13	Тема 13. Формальна кінетика	17
14	Тема 14. Теорії хімічної кінетики	17
15	Тема 15. Каталітичні реакції	153
16	Разом	152

### 9. Індивідуальні завдання

Індивідуальні завдання обираються згідно методичних вказівок і виконуються під час самостійної роботи.

### 10. Методи навчання

Словесні – лекції, практичні – практичні заняття, наочні – лабораторні роботи.

### 11. Методи контролю

Усні опитування на лабораторних і практичних заняттях, письмові контрольні роботи за окремих темах, письмове складання змістовних модулів 1–5, диференційний залік за темами модулів 1–9 та іспит за темами модулів 10-15.

### 12. Розподіл балів, які отримують студенти

#### 3 Семестр

Поточне тестування та самостійна робота									Диф. залік	Сума
Змістовий модуль №1			Змістовий модуль №2		Змістовий модуль №3				30	100
T1	T2	T3	T4	T5	T6	T7	T8	T9		
5	10	10	10	5	5	5	10	10		

T1, T2 ... T9 – теми змістових модулів.

#### 4 Семестр

Поточне тестування та самостійна робота						Курсова робота	Іспит	Сума
Змістовий модуль №3								
T10	T11	T12	T13	T14	T15			
10	5	10	10	10	10	15	30	100

T10-T15 – теми змістових модулів.

#### Оцінка за бальною шкалою елементів навчальної діяльності з дисципліни

Елементи навчальної діяльності	Усього за семестр балів
Відвідування та робота на занятті	10
Тестовий контроль	20
Контрольні роботи на практичних заняттях	60
Компонент своєчасності	10
<b>Усього – максимум за період</b>	<b>100</b>
<i>Додаткові необов'язкові завдання та науково-дослідна діяльність здобувача вищої освіти</i>	<i>до 20</i>
<b>Складання іспиту (максимум)</b>	<b>40</b>
<b>Накопичувальний підсумок</b>	<b>100-120</b>

## Шкала оцінювання: національна та ECTS

Сума балів за всі види навчальної діяльності	Оцінка ECTS	Оцінка за національною шкалою	
		для екзамену, курсового проєкту (роботи), практики	для заліку
90 – 100	<b>A</b>	відмінно	зараховано
80-89	<b>B</b>	добре	
65-79	<b>C</b>		
55-64	<b>D</b>	задовільно	
50-54	<b>E</b>		
35-49	<b>FX</b>	незадовільно з можливістю повторного складання	не зараховано з можливістю повторного складання
0-34	<b>F</b>	незадовільно з обов'язковим повторним вивченням дисципліни	не зараховано з обов'язковим повторним вивченням дисципліни

### 13. Методичне забезпечення

#### 13.1. Контрольні питання для підготовки до діф. заліку

##### *Тема 1.1*

1. Які Вам відомі теоретичні методи фізичної хімії?
2. Які Вам відомі експериментальні методи фізичної хімії?
3. Яке значення має фізична хімія для хімічної технології?
4. Які Вам відомі основні розділи фізичної хімії?

##### *Тема 1.2.*

1. Дати характеристику основним термодинамічним поняттям.
2. Які види термодинамічних систем Вам відомі?
3. Що таке теплота процесу і робота процесу?
4. Як розрахувати роботу розширення?
5. Які процеси називаються оборотними, а які необоротними? сформулюйте перший закон термодинаміки.?
6. Сформулюйте перший закон термодинаміки.?
7. Сформулювати закон збереження енергії.
8. Що таке ентальпія системи?
9. Закон Гесса. Як визначити тепловий ефект реакції?
10. Навести приклади термохімічних рівнянь.
11. Які види теплових ефектів Вам відомі?
12. Що таке теплоємність? Які рівняння описують залежність теплоємності від температури?
13. Як тепловий ефект реакції залежить від температури?
14. Що таке теплота утворення?
15. Що таке теплота згоряння?
16. Що таке теплота розчинення і теплота розведення?
17. Які види теплот розчинення Вам відомі?

##### *Тема 1.3.*

1. Сформулювати другий закон термодинаміки.
2. Що таке ентропія?
3. Які процеси є оборотними, а які необоротними?

4. Що таке енергія Гіббса і енергія Геймгольца?
5. В яких випадках як критерій спрямування процесу використовується енергія Гіббса, в яких енергія Геймгольца, а в яких ентропія?
6. Як змінюється енергія Гіббса при хімічних перетвореннях?
7. За якими формулами розраховується зміна ентропії процесу розширення газу, процесу нагрівання речовини і процесу змішування ідеальних газів?
8. Як розрахувати зміну ентропії фазового переходу?
9. Що таке стандартна абсолютна ентропія речовини?
10. Яке рівняння описує об'єднаний перший та другий закон термодинаміки?
11. Що таке енергія Гіббса і енергія Геймгольца?
12. Що таке третій закон термодинаміки?
13. Що таке хімічний потенціал?

### **Тема 2.1.**

1. Що таке фазова рівновага? Чим вона відрізняється від хімічної рівноваги?
2. Які умови рівноважного співіснування фаз?
3. Що таке фаза, компонент, ступінь свободи?
4. Може лі кількість компонентів не співпадати з кількістю речовин які присутні в системі?
5. Запишіть правило фаз Гіббса.
6. Які фазові переходи називаються переходами першого та другого роду?

### **Тема 2.2..**

1. Які гази називають ідеальними?
2. За яких умов поведінку газу можна вважати за ідеальну?
3. Які рівняння стану Вам Відомі?
4. Запишіть рівняння Ван-дер-Ваальса.
5. Що таке леткість і коефіцієнт леткості?
6. Наведіть P–T діаграми води і вкажіть на неї області існування різних фаз.
7. Яка точка на фазових діаграмах називається потрійною?
8. Скільки ступенів свободи в потрійній точці води?
9. Як залежить тиск насиченої пари від температури?
10. Запишіть рівняння Клапейрона–Клаузіуса.
11. Сформулюйте правило Трюттона.

### **Тема 2.3**

1. Дайте визначення розчинів.
2. Які Вам відомі способи вираження складу розчинів?
3. Що таке сольватація і гідратація?
4. Що таке ідеальні і неідеальні розчини?
5. Який зв'язок встановлюється рівнянням Гіббса–Дюгема?
6. Яку інформацію можна одержати від криоскопічного і ебуліоскопічного методів?
7. Пояснить, чому розчин нелеткої речовини кристалізується за температурою нижче температури замерзання чистої рідини, а кипить вище за температуру кипіння чистої рідини?
8. Як залежить розчинність газів у рідинах від температури і наявності в розчині електроліту?
9. Сформулюйте правило важеля.
10. Наведіть основні типи діаграм тиск пари – склад, температура кипіння – склад і склад розчину – склад пари.
11. Що таке перегонка і ректифікація? В чому їх різниця?
12. Що таке термічний аналіз?
13. Наведіть типові криви охолодження рідин.
14. Які Вам відомі основні типи діаграм плавкості?
15. Що таке евтектика?

16. Скільки ступенів свободи має система в естетичній точці?
17. У чому полягає правило іонної сили?
18. Сформулюйте основні положення теорії Дебая – Гюккеля.
19. Що таке кислота та основа?

#### **Тема 2.4.**

1. Дайте визначення поняття хімічна рівновага.
2. Запишіть термодинамічний вираз умови хімічної рівноваги.
3. Запишіть вираз для константи рівноваги.
4. У яких концентраційних шкалах можна виражати константу хімічної рівноваги?
5. Які фактори впливають на константи рівноваги  $K_p$  і  $K_c$  для ідеальної газової суміші?
6. Які фактори впливають на стан хімічної рівноваги?
7. Навести рівняння ізотерми хімічної реакції.
8. Що таке хімічна спорідненість?
9. Що є кількісною мірою хімічної спорідненості?

#### **Тема 2.5.**

1. Від чого залежить величина електродного потенціалу?
2. Які типи електродів Вам відомі?
3. З якої термодинамічною функцією пов'язано ЕРС?
4. Запишіть рівняння Нернста.
5. Що таке стандартний електродний потенціал?
6. Навести класифікацію електродів за зворотністю.
7. Що таке індикаторні електроди та електроди порівняння?
8. Що таке хімічні джерела електричного струму?
9. Гальванічний елемент. Принцип дії гальванічного елемента Якобі-Даніеля.
10. У чому суть потенціометричного титрування?
11. Що таке паливний елемент?

#### **Тема 3.1.**

1. Що таке електроліз?
2. Дайте характеристику катодним процесам під час електролізу.
3. Дайте характеристику анодним процесам під час електролізу.
4. Запишіть перший і другий закони Фарадея.
5. Запишіть об'єднаний закон Фарадея.
6. Що таке електроаналіз і кулонометрія?
7. Які види поляризації вам відомі?
8. Що таке перенапруга?
9. Які Вам відомі методи електрохімічного синтезу?
10. Які метали одержують методом електролізу?
11. Що таке електрохімічна корозія? За яких умов вона виникає?

#### **Тема 3.2.**

1. Що таке електрична провідність?
2. Що таке питома електрична провідність, від чого вона залежить?
3. Що таке молярна електрична провідність, від чого вона залежить?
4. Запишіть рівняння Кольрауша.
5. Що таке рухливість іонів, як вона залежить від заряду іонів і їх радіуса?
6. Рухливість яких іонів найбільша?
7. Що таке кондуктометрия?
8. Зобразити графічно та пояснити хід кривих кондуктометричного титрування.
9. Як визначити константу дисоціації слабкого електроліту кондуктометричним методом?

**Тема 3.3.**

1. Що розуміють під швидкістю хімічної реакції?
2. Сформулюйте основний постулат хімічної кінетики.
3. Що таке порядок реакції?
4. Запишіть кінетичні рівняння для реакцій 1-го, 2-го і третього порядку.
5. Які методи визначення порядку реакції Вам відомі?
6. Закон діючих мас. Фізичний зміст константи швидкості хімічної реакції.
7. Охарактеризувати поняття: молекулярність і порядок реакції.
8. Вивести кінетичне рівняння реакції першого порядку.
9. Які реакції називаються двосторонніми, паралельними, послідовними?
10. Як впливає температура на швидкість хімічної реакції?
11. Запишіть рівняння Арреніуса.
12. Які реакції називають ланцюговими?
13. Які Вам відомі особливості кінетики гетерогенних реакцій?

**Тема 4.1**

1. Які Вам відомі основні теорії хімічної кінетики?
2. Сформулюйте основні положення теорії активних співударів.
3. Наведіть графік розподілу молекул по їх кінетичним енергіям (розподілення Больцмана).
4. Що таке енергія активації в теорії активних співударів?
5. Як відбувається активація мономолекулярних реакцій?
6. Сформулюйте основні положення теорії активованого комплексу.
7. Який вигляд має поверхня потенційної енергії для хімічної реакції?
8. Що являє собою профіль шляху реакції?
9. Наведіть основне рівняння теорії активованого комплексу.
10. Чим відрізняється кінетика реакцій у розчинах від кінетики газових реакцій?
11. В чому полягають особливості реакцій горіння і вибуху?

**Тема 4.2**

1. У чому полягає явище каталізу?
2. На які види поділяють каталітичні реакції?
3. Зобразіть профіль шляху гомогенної каталітичної реакції.
4. З яких стадій складається гетерогенна каталітична реакція?
5. Що являє собою явище промочування каталізаторів?
6. Чому використання різних каталізаторів може привести до утворення різних продуктів реакції?
7. Наведіть приклади використання каталізаторів в хімічній технології.
8. Наведіть приклади використання інгібіторів в хімічній технології.

**13.2. Плани практичних занять наведені у додатку 1 до цієї програми.**

**13.3. Завдання для самостійної роботи здобувачів вищої освіти наведені у додатку 2 до цієї програми**

**13.4. Методичні вказівки і тематика контрольних робіт наведені у додатку 3 до цієї програми.**

**13.5. Пакет комплексних контрольних робіт (ККР) для перевірки знань наведені у додатку 4 до цієї програми.**



## 14. Рекомендована література

### Базова

1. Лебідь В. І. Фізична хімія. Харків: Фоліо, 2005. – 478 с
2. Стромберг А.Г., Семченко Д.П. Физическая химия.– М.: Высш. школа, 2004.
3. Глазов В.М. Основы физической химии. – М.: Высш. школа, 2003.

### Допоміжна

1. Краткий справочник физико-химических величин. / Под ред. А.А.Равделя, А.М.Понамарёвой. Л.: химия, 2008.
2. Кудряшов И.В. Сборник примеров и задач по физической химии.– М.: Высш. школа, 2003.
3. Практикум по физической химии. / Под ред. И.В. Кудряшова. М.: Высш. школа, 2001.

## 15. Інформаційні ресурси

1. Банк методичних і навчальних матеріалів НУЦЗУ [http: // academy. apbu.edu.ua / rus/mbank/](http://academy.apbu.edu.ua/rus/mbank/).

Розробник: \_\_\_\_\_  
(підпис)

проф. О.О. Кіреєв  
(прізвище та ініціали)