

Державний вищий навчальний заклад
«Прикарпатський національний університет імені Василя Стефаника»

Кафедра теоретичної та прикладної хімії

“ЗАТВЕРДЖУЮ”

Проректор

_____ Шарин С.В.

“ ____ ” _____ 2017 р.

РОБОЧА ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

ОК 26 Фізична хімія

(шифр і назва навчальної дисципліни)

спеціальність 102 «Хімія»
(шифр і назва спеціальності)

спеціалізація _____
(шифр і назва спеціалізації)

інститут, факультет: Факультет природничих наук

Робоча програма навчальної дисципліни «Фізична хімія» для студентів спеціальності 102 – «Хімія». 2017 р. – 19 с.

Розробники:

Сіренко Г.О., д.т.н., професор,
Шийчук О.В., д.х.н., професор,

Робоча програма затверджена на засіданні кафедри теоретичної та прикладної хімії

протокол від “30” серпня 2017 р. № 1.

Завідувач кафедри _____ (Миронюк І.Ф)
(підпис) (прізвище та ініціали)

Схвалено науково-методичною комісією Факультету природничих наук.
Протокол від “26” вересня 2017 р. № 1.

Голова _____ (Шпарик Ю.С.)
(підпис) (прізвище та ініціали)

© Сіренко Г.О., 2017 рік
© Шийчук О.В., 2017 рік
© Факультет природничих наук 2017 рік

1.1. Опис навчальної дисципліни. V-й семестр

Найменування показників	Галузь знань, напрям підготовки, освітньо-кваліфікаційний рівень	Характеристика навчальної дисципліни	
		Денна/заочна форма навчання	
Кількість кредитів – 3,0	Галузь знань 10 – природничі науки	Нормативна	
	Спеціальність 102 – хімія		
Модулів – 1		Рік підготовки:	
Змістових модулів – 2		3-й	3-й
Індивідуальне науково-дослідне завдання <small>(назва)</small>		Семестр	
Загальна кількість годин – 90			
Тижневих годин для денної форми навчання: 12 аудиторних – 4 год. самостійної роботи студента – 8 год; для заочної форми аудиторних – 3 год. самостійної роботи студента – 14,5 год.		Освітньо-кваліфікаційний рівень: <i>бакалавр</i>	Лекції
	14 год.		4 год.
	Практичні, семінарські		
	-		
	Лабораторні		
	16 год.		6 год.
	Самостійна робота		
	60 год.		80 год.
Індивідуальні завдання:			
		Вид контролю: <i>залік</i>	

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

для денної форми навчання – $60/90 = 0,66$

для заочної форми навчання – $10/80 = 0,125$

Опис навчальної дисципліни. VI-й семестр

Найменування показників	Галузь знань, напрям підготовки, освітньо-кваліфікаційний рівень	Характеристика навчальної дисципліни	
		денна форма навчання	заочна форма навчання
Кількість кредитів – 6,0	Галузь знань 10 – природничі науки Спеціальність 102 – хімія	Нормативна	
Модулів – 1		Рік підготовки:	
Змістових модулів – 2		3- й	3-й
Індивідуальне науково-дослідне завдання <u>Реферат</u> <small>(назва)</small>		Семестр	
Загальна кількість годин – 180		6-й	6-й
		Лекції	
Тижневих годин для денної форми навчання: 12 аудиторних – 4год. самостійної роботи студента – 8 год.	Освітньо-кваліфікаційний рівень: <i>бакалавр</i>	28 год.	12 год
		Практичні, семінарські	
		-	-
		Лабораторні	
		32 год.	8 год
		Самостійна робота	
		120 год.	70 год.
		Вид контролю: <i>екзамен</i>	

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

для денної форми навчання – 1/2

для заочної форми навчання – 1/5

Загальні компетентності (ЗК):

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

ЗК 2. Здатність вчитися і оволодівати сучасними знаннями.

ЗК 3. Здатність працювати у команді.

ЗК 7. Здатність спілкуватися з представниками інших професійних груп різного рівня (з експертами з інших галузей знань/видів економічної діяльності).

Спеціальні (фахові) компетентності спеціальності (СК):

СК 1. Здатність застосовувати знання і розуміння математики та природничих наук для вирішення якісних та кількісних проблем в хімії.

СК 2. Здатність розпізнавати і аналізувати проблеми, застосовувати обґрунтовані методи вирішення проблем, приймати обґрунтовані рішення в області хімії.

СК 3. Здатність оцінювати та забезпечувати якість виконуваних робіт виходячи із вимог хімічної метрології та професійних стандартів в галузі хімії.

СК 5. Здатність здійснювати сучасні методи аналізу даних.

СК 7. Здатність здійснювати типові хімічні лабораторні дослідження.

СК 9. Здатність використовувати стандартне хімічне обладнання.

СК 11. Здатність формулювати етичні та соціальні проблеми, які стоять перед хімією, та здатність застосовувати етичні стандарти досліджень і професійної діяльності в галузі хімії (наукова доброчесність).

Очікувані програмні результати навчання (ПРН):

ПРН2. Отримати навички самостійної роботи з хімічними речовинами і матеріалами, з урахуванням їхніх фізичних і хімічних властивостей, включаючи поводження з небезпечними речовинами.

ПРН3. Вміти здійснити необхідні операції, спостереження, і вимірювання хімічних властивостей та явищ, правильно документувати результати.

ПРН4. Вміти визначити методики проведення лабораторних досліджень, хімічного аналізу і синтезу з урахуванням їх правильності та відповідності теорії.

ПРН7. Володіти методами хімічного аналізу сполук.

ПРН8. Вміти визначати хімічні, фізико-хімічні, фізичні, механічні та структурні властивості сполук.

ПРН11. Виконувати стандартні лабораторні процедури, використовувати обладнання при синтезі і аналізі органічних і неорганічних сполук і матеріалів.

ПРН12. Уміти працювати з числовими даними і проводити розрахунки, оцінювати похибки, здійснювати оцінювання за порядком величин, правильно використовувати одиниці вимірювання.

2.1. Мета та завдання навчальної дисципліни

Мета:

а) ознайомлення з теоретичними та практичним питаннями хемічної термодинаміки, характеристичними функціями та термодинамічними потенціалами, термодинамічною теорією розчинів, навчання розраховувати теплові ефекти, аналізувати основні процеси пароутворення та процеси вологого повітря на p - v , T - s , h - s , h - d -діаграмах;

б) вивчення властивостей і будови речовин залежно від їх хемічного складу, будови й умов існування; вивчення хемічних реакцій та інших форм взаємодії між частинками або хемічними речовинами залежно від їх складу, будови й умов проведення процесів; обґрунтування, тлумачення та визначення шляхів застосування основних законів фізичної хемії; пізнання закономірностей явищ, що протікають на межах фаз.

в) ознайомити з теоретичними та практичними питаннями електрохемії та хемічної кінетики, застосування фізичних методів дослідження (кондуктометрії, полярографії, вольтамперометрії) для визначення фізико-хемічних величин та показників процесів, навчити аналізувати кінетичні рівняння хемічних реакцій.

Завдання:

- формування у студентів обґрунтованих знань про основні закони фізичної хемії; створення навичок використання основних законів фізичної хемії для пояснення явищ навколишнього світу; формування умінь використання основних законів фізичної хемії для керування технологічними процесами, прогнозування поведінки хемічних речовин; здобуття студентами досвіду практичного дослідження та керування фізико-хемічними процесами.
- Ознайомити з теоретичними та практичними питаннями електрохемії та хемічної кінетики; навчити застосовувати фізичні методи дослідження (кондуктометрію, потенціометрію, полярографію, вольтамперографію) для визначення фізико-хемічних величин та показників хеміко-технологічних процесів; за результатами кінетичних досліджень навчити розраховувати кінетичні параметри основних типів хемічних реакцій; навчити оцінювати вплив природи і структури каталізатора на перебіг гомо та гетеро каталітичних реакцій та визначити режим перебігу реакції.

У результаті вивчення навчальної дисципліни студент повинен

знати:

- * основні поняття та визначення хемічної термодинаміки;
- * формулювання основних начал термодинаміки;
- * класифікацію термодинамічних систем;
- * форми запису першого начала термодинаміки;
- * закон фазової рівноваги;
- * правило фаз Гіббса;
- * залежність рівновагових властивостей розчину від хемічного потенціалу;
- * формулювання закону Гесса.
- * основні поняття та визначення електрохемії та хемічної кінетики;
- * суть електролітичної дисоціації та міжюної взаємодії в розчинах електролітів;
- * механізм виникнення стрибка потенціалів; рівняння Нернста;
- * суть використання методів кондуктометрії, потенціометрії, полярографії, вольтамперографії для визначення фізико-хемічних величин;
- * кінетичні рівняння хемічних реакцій в диференціальній та інтегральній формах;
- * фізико-хемічні показники реакцій та процесів (кінетичний порядок, константа швидкості та ін.);
- * залежність швидкості реакції від температури; суть теорії активних зіткнень та активного комплексу;
- * характеристику та використання каталітичних процесів.

вміти

- * формулювати (пояснювати) основні поняття та визначення хемічної термодинаміки, хемічної кінетики та електрохемії;
- * записати рівняння термодинамічного стану ідеальних та реальних газів;

- записати кінетичні рівняння реакцій, провести їх математичний аналіз;
- * записати першу диференціальну форму запису першого начала термодинаміки та першу інтегральну форму запису першого начала термодинаміки для даного кінцевого процесу; записати другу диференціальну форму запису першого начала термодинаміки та другу інтегральну форму запису першого начала термодинаміки для даного кінцевого процесу;
 - * за експериментальними даними визначити молекулярну масу неелектролітів;
 - * за експериментальними даними тепло нейтралізації сильної основи сильною кислотою;
 - * аналізувати основні процеси пароутворення та процеси вологого повітря на p - v , T - s , h - s , h - d -діаграмах;
 - * розв'язувати типові розрахункові задачі з основних розділів хемічної термодинаміки;
 - * застосувати методи потенціометричного та кондуктометричного титрування, підібрати відповідні електроди та скласти установку;
 - * проводити електроліз розчинів солей;
 - * за експериментальними даними визначити необхідні фізико-хімічні показники реакцій та процесів (кінетичний порядок, константу швидкості та ін.);
 - * аналізувати вплив різних факторів на перебіг реакцій (процесів);
 - * розв'язувати типові розрахункові задачі з основних розділів хімічної кінетики та електрохімії;
 - * користуватися хімічними довідниками.

2.2. Мета та завдання навчальної дисципліни

Завдання

Ознайомити студента з ключовими поняттями електрохімії і хімічної кінетики; пояснити принципи вимірювання електропровідності і електрохімічного потенціалу; ознайомити з основними типами вимірювальних електродів; представити закономірності кінетики реакцій першого і другого порядку

знати:

- основні поняття та визначення електрохімії та хімічної кінетики;
- суть електролітичної дисоціації та міжіонної взаємодії в розчинах електролітів;
- механізм виникнення стрибка потенціалів; рівняння Нернста;
- суть використання методів кондуктометрії, потенціометрії, полярографії, вольтамперометрії для визначення фізико-хімічних величин;
- кінетичні рівняння хімічних реакцій в диференціальній та інтегральній формах;
- фізико-хімічні показники реакцій та процесів (кінетичний порядок, константа швидкості та ін.);
- залежність швидкості реакції від температури; суть теорії активних зіткнень та активного комплексу;
- характеристику та використання каталітичних процесів

вміти:

- сформулювати (пояснити) основні поняття та визначення хімічної кінетики та електрохімії;
- записати кінетичні рівняння реакцій, провести їх математичний аналіз;
- за експериментальними даними визначити необхідні фізико-хімічні показники реакцій та процесів (кінетичний порядок, константу швидкості та ін.);
- аналізувати вплив різних факторів на перебіг реакцій (процесів);
- розв'язувати типові розрахункові задачі з основних розділів хімічної кінетики та електрохімії;
- користуватися хімічними довідниками

3.1. Програма навчальної дисципліни

V- семестр

Змістовий модуль 1. Начала хемічної термодинаміки

Вступ. Зв'язок і обумовленість фізичних і хемічних процесів. Фізична хемія як наука. Мета і завдання фізичної хемії як науки. Прикладні проблеми, що вирішує фізична хемія. Фізична хемія як предмет. Розділи і частини фізичної хемії. Методи фізичної хемії: статистичної механіки, термодинамічний, статистичної термодинаміки. Феноменологічна термодинаміка. Квантово-механічний і експериментальні методи. Начала хемічної термодинаміки.

Тема 1. Термодинаміка як наука. Начала (принципи, закони) термодинаміки. Загальна (фізична), технічна і хемічна термодинаміка. Завдання хемічної термодинаміки.

Тема 2. Основні означення термодинаміки. Термодинамічна система та її класифікації. Зовнішнє середовище. Робоче тіло. Ізольована і неізольована, відкрита і закрита, адіабатна термодинамічні системи. Екстенсивні та інтенсивні ознаки термодинамічної системи. Однорідна і неоднорідна термодинамічні системи. Термічно однорідні системи. Гетерогенна і гомогенна системи. Термодинамічний стан системи. Рівноваговий і нерівноваговий стан. Термодинамічна рівновага. Стаціонарний стан. Оборотної і необоротної стан. Агрегатний стан. Можливість досягнення різних агрегатних станів. Фазовий стан. Фаза. Однофазні і багатофазні системи. Фазові переходи. Компоненти системи. Прості (чисті) і змішані (складні) фази. Фазова рівновага. Поліморфізм. Умови стабільності станів і модифікацій речовини. Метастабільний стан. Фазові переходи 1 і 2-го роду. Параметри і функції термодинамічного стану. Класифікація термодинамічних параметрів. Абсолютний тиск. Розмірність у системі SI. Позасистемні одиниці. Питомий об'єм. Розмірність у системі SI. Абсолютна температура за Кельвіном. Температура за шкалою Ранкіна, Цельсія, Реомюра, Фаренгейта. Температура як характеристика теплової рівноваги системи. Температура і енергія. Константа Больцмана. Означення температури в розподілі Максвелла, Больцмана, Саха. Температурні шкали. Неточности шкал. Внутрішня енергія. Питомі внутрішні енергії. Розмірність внутрішньої енергії. Повний диференціал, фізичний смисл і властивості внутрішньої енергії. Ентальпія. Питомі ентальпії. Розмірности, повний диференціал, фізичний смисл і властивості ентальпії. Ентропія. Питомі ентропії. Розмірности, повний диференціал, фізичний смисл і властивості ентропії. Критичний стан і параметри критичного стану. Непрацездатність рівняння Ван-дер-Ваальса для двофазного стану. Зведені параметри. Рівняння Ван-дер-Ваальса у зведених параметрах. Критичний коефіцієнт. Ідеальний і реальний газ. Рівняння стану ідеального і реального газів.

Тема 3. Термодинамічний процес. Рівноваговий і нерівноваговий процеси. Прямий і зворотній процеси. Оборотної і необоротної процеси. Відмінність поняття термодинамічної і хемічної оборотности. Втрати при необоротних процесах. Ознаки оборотних процесів: внутрішня і зовнішня оборотність. Класифікація термодинамічних процесів за умовами оборотности. Круговий процес (цикл). Термодинамічні процеси. Політропний процес. Ізотермний, ізодинамічний, ізобарний, ізохорний, адіабатний, ізоентальпний, ізоентропний процеси. Зображення термодинамічних процесів на p - v і T - s діаграмах. Параметри термодинамічного процесу. Робота і тепло. Питомі характеристики, розмірність і знак. Зображення роботи на p - v діаграмі. Зображення тепла на T - s діаграмі.

Тема 4. Теплоємність. Методи і розрахунки кількості тепла. Означення. Числові значення теплоємности. Питомі характеристики. Розмірність теплоємности та її питомих характеристик. Знаходження співвідношень між масовою, об'ємною і мольною теплоємностями за їх розмірностями. Істинна і середня теплоємність. Обчислення кількості тепла за цими теплоємностями. Геометричний образ теплоємностей. Зв'язок ізобарної та ізохорної теплоємностей для ідеальних і реальних газів. Рівняння Майєра для ідеальних газів. Нерівність Майєра для реальних газів. Фізичний смисл рівняння Майєра. Причина нерівностей $C_p > C_v$ для ідеальних газів і $C_p > C_v$ для реальних газів. Зв'язок теплоємности з ентропією. Суміші газів. Означення ідеальної суміші газів. Способи задання складу суміші газів масовими, об'ємними та мольними частками. Закони Дальтона та Амага. Зв'язок між масовими, об'ємними і мольними

частками. Уявна мольна маса суміші газів. Зміна внутрішньої енергії, ентальпії, ентропії та теплоємність газової суміші. Залежність теплоємности від тиску, об'єму та атомности газів. Залежність теплоємности від температури для газів, рідких і твердих тіл. Залежність теплоємности води і водяної пари у стані насичення і критичному стані. Стрибки теплоємностей при фазових переходах II роду. Правило Дюлонга і Пті та теорія Дебая для теплоємности твердих тіл. Характеристична температура Дебая.

Тема 5. Термохемія. Застосування першого начала термодинаміки для обчислення теплових ефектів хемічних реакцій, фазових перетворень та інших фізико-хемічних процесів. Ізохорний та ізобарний тепловий ефект хемічної реакції. Закон Гесса. Розрахунок теплового ефекту реакції за законом Гесса. Розрахунок теплових ефектів. Розрахунок теплових ефектів хемічних реакцій за теплотами утворення сполук. Стандартні умови і стандартне тепло утворення. Тепловий ефект утворення сполуки певного агрегатного стану (тепло агрегатного стану). Тепловий ефект утворення сполуки в розчині (тепло розчинення). Інтегральне тепло розчинення. Тепло та розчинення твердої сполуки з йонною кристалічною ґраткою. Залежність інтегрального тепла розчинення від концентрації розчину. Тепло та розведення розчину. Інтегральне тепло розведення. Проміжне тепло розведення. Розрахунок тепла розведення за інтегральним теплом розчинення. Тепло взаємодії кислоти та основи: сильної кислоти із сильною основою, слабкої кислоти із сильною основою, слабкої основи із сильною кислотою. Урахування проміжного тепла. Розрахунок теплового ефекту хемічних реакцій за теплом згоряння. Залежність теплового ефекту хемічної реакції від температури. Розрахунок теплового ефекту за допомогою інтерполяційних формул зміни теплоємностей системи. Температурний коефіцієнт теплового ефекту. Рівняння Кірхгофа.

Змістовий модуль 2. Фазова рівновага. Термодинаміка розчинів

Тема 6. Друге начало термодинаміки. Означення. Принцип Каратеодора. Наслідки, що виникають із принципу Каратеодора. Рівняння другого начала термодинаміки. Коефіцієнт ефективности прямого і зворотнього довільного циклу. Прямий і зворотній цикли Карно. Співвідношення Карно. Коефіцієнти ефективности прямого і зворотнього циклу Карно. Математичні вирази другого начала термодинаміки. Перший і другий інтеграли Клаузіуса. Працездатність тепла. Ексергія. Рівняння Гуї-Стодоли. Фізичний, термодинамічний і технічний смисл ентропії.

Тема 7. Термодинамічні характеристичні функції. Ізохорно-ізотермний потенціал Гельмгольца. Рівняння Гельмгольца. Ізобарно-ізотермний потенціал Гіббса. Рівняння Гіббса. Співвідношення між характеристичними функціями. Граничні умови процесів. Термодинамічна рівновага. Умови термодинамічної рівноваги. Критерії рівновагового стану. Співвідношення характеристичних функцій і параметрів термодинамічного стану. Рівняння Гельмгольца-Гіббса. Залежність ентропії і характеристичних функцій від тиску і об'єму для ідеального газу. Залежність характеристичних функцій і ентропії від тиску і концентрації реального газу. Фугітивність. Означення. Стандартний стан. Коефіцієнт фугітивности. Об'ємна поправка для реального газу.

Тема 8. Хемічний потенціал. Означення. Хемічний потенціал для рівноваги при $p, T = \text{const}$; $V, T = \text{const}$; $V, S = \text{const}$; $p, S = \text{const}$. Хемічний потенціал ідеального газу. Стандартні умови. Хемічний потенціал реального газу. Активність реального газу. Активність компонентів розчину. Коефіцієнт активности. Хемічний потенціал ідеального і неідеального розчину. Хімічна рівновага. Рівняння ізотерми хемічної реакції і константа рівноваги. Закон діючих мас Гульдберга-Вааге. Рівняння ізотерми і направленість хемічної реакції. Стандартна енергія Гіббса хемічної реакції. Константа рівноваги і стандартна енергія Гіббса хемічної реакції. Константа рівноваги і способи вираження складу реакції суміші. Гетерогенна хемічна рівновага. Залежність константи рівноваги від температури. Рівняння ізобари і ізохори хемічної реакції Вант-Гоффа.

Тема 9. Умови рівноваги компонента в двох фазах гетерогенної системи. Основний закон фазової рівноваги. Рівняння Клапейрона-Клаузіуса. Правило фаз Гіббса. Рівновага чистої речовини в двох фазах однокомпонентної системи. Однокомпонентні гомогенні системи. Однокомпонентні гетерогенні системи. Діаграма стану води. Моно- і енантіотропні фазові

переходи. Діаграми стану двокомпонентних систем. Системи з евтектикою. Системи з обмеженою розчинністю у рідкій фазі. Складні діаграми стану. Діаграми стану трикомпонентних систем. Фазові переходи і фазові діаграми реальних газів. Водяна пара. Основні параметри і визначення. Діаграми термодинамічного стану води і водяної пари: p - t , p - v , T - s і h - s діаграми водяної пари. Процеси пароутворення на цих діаграмах. Вологе повітря. Стан водяної пари у вологому повітрі. Параметри вологого повітря. Аналіз основних процесів вологого повітря на p - v , T - s , h - s і h - d - діаграмах вологого повітря.

Тема 10. Термодинамічна теорія розчинів. Істинний розчин. Парціальні молярні величини в термодинаміці розчинів. Рівняння Гіббса-Дюгема. Залежність рівновагових властивостей розчину від хемічного потенціалу. Тиск пари компонента над розчином. Рівняння Рауля і Генрі пониження температури замерзання розчину. Підвищення температури кипіння розчину. Розчинність. Осмотичний тиск. Ідеальні і неідеальні розчини. Гранично розведені розчини. Розподіл розчиненої речовини між двома розчинниками, що не змішуються. Екстракція. Термодинаміка рідких летких сумішей. Закони Коновалова. Перегонка летких рідких сумішей.

VI- семестр

Змістовий модуль 1. Електрохімія

Тема 1. Електролітична дисоціація в розчинах електролітів.

Колігативні властивості розчинів електролітів. Ізотонічний коефіцієнт, його зв'язок зі ступенем дисоціації. Причини електролітичної дисоціації і вплив параметрів розчинника на дисоціацію електролітів. Закон розведення Оствальда. Міжіонна взаємодія в розчинах електролітів. Активність і коефіцієнт активності окремих йонів. Залежність середнього коефіцієнта активності від концентрації розчину; йонна сила розчину. Основні положення теорії Дебая і Гюккеля. Друге наближення теорії Дебая і Гюккеля. Напівемпіричні формули розрахунку коефіцієнтів активності.

Тема 2. Електрична провідність розчинів електролітів.

Питома електропровідність розчинів електролітів і її залежність від концентрації. Еквівалентна електропровідність, її фізичний зміст, залежність від концентрації і розведення розчину. Рівняння Кольрауша для еквівалентної електропровідності. Рухливість йонів, її залежність від радіуса йонів, ступеня їх сольватації і концентрації розчинів. Електрофоретичний і релаксаційний ефект в теорії рухливості йонів. Залежність рухливості йонів від температури. Числа переносу йонів і їх зв'язок з рухливостями йонів. Кондуктометрія та кондуктометричне титрування. Використання цих методів для визначення фізико-хімічних величин.

Тема 3. Електродні потенціали та ЕРС гальванічних елементів.

Механізм виникнення стрибка потенціалів. Будова межі електрод-розчин. Залежність електродного потенціалу від концентрації і активності компонентів розчину, рівняння Нернста. Електроди першого та другого роду. Окисно-відновні електроди та їх потенціали. Приклади електрохімічних елементів. Класифікація електрохімічних елементів. ЕРС гальванічних елементів. Зворотні і незворотні гальванічні елементи. ЕРС. Термодинамічна характеристика електрохімічних елементів. Концентраційні елементи.

Тема 4. Потенціометрія.

Метод потенціометрії. Пряма потенціометрія. Визначення термодинамічних характеристик реакцій. Визначення рН та кількісна оцінка кислотності розчинів. Йонселективні електроди: будова, принцип дії, потенціал, коефіцієнт селективності. Потенціометричне титрування та його різновиди. Способи представлення кривих титрування.

Тема 5. Нерівноважні електродні процеси. Прикладна електрохімія.

Загальні положення кінетики електродних процесів. Електроліз і його використання. Концентраційна поляризація. Електрохімічна поляризація та її вплив на процес електролізу. Напруга розкладу водних розчинів кислот, лугів і солей. Перенапруга в промисловості. Рівняння Тафеля. Основні закономірності електроосадження металів. Реакції електровідновлення і електроокиснення. Пасивність металів та методи її досягнення. Корозія металів, типи корозії. Методи захисту від корозії.

Тема 5. Хімічні джерела електричного струму.

Цинк-марганцевий елемент. Лужні елементи. Цинк-срібний елемент. Свинцевий акумулятор. Літієвий акумулятор.

Змістовий модуль 2. Хімічна кінетика

Тема 6. Предмет хімічної кінетики. Кінетика реакцій простих типів.

Швидкість реакції та одиниці її виміру. Середня та істинна швидкість реакцій, математичний зміст цих величин. Константа швидкості реакції та її фізичний зміст. Молекулярність і порядок хімічних реакцій. Кінетична класифікація реакцій. Реакції нульового, першого, другого та третього порядків. Диференціальні та інтегральні форми кінетичного рівняння даних реакцій. Константи швидкості та період напівперетворення реакцій нульового, першого, другого та третього порядків. Способи визначення порядку реакцій. Методи визначення констант швидкості реакцій простих типів.

Тема 7. Кінетика складних реакцій.

Оборотні реакції першого та другого порядку. Диференціальна та інтегральна форма кінетичного рівняння цих реакцій. Графічне представлення часової залежності концентрації учасників реакції. Хімічна рівновага та константа рівноваги. Паралельні реакції першого порядку. Диференціальна та інтегральна форма кінетичного рівняння цих реакцій. Графічне представлення часової залежності концентрації учасників реакції. Період напівперетворення вихідної речовини в паралельних реакціях першого порядку. Послідовні реакції першого порядку. Принцип лімітуючої стадії. Квазістаціонарний режим проходження послідовних процесів. Принцип стаціонарності Боденштейна.

Тема 8. Вплив температури на швидкість реакцій.

Правило Вант-Гоффа. Температурний коефіцієнт швидкості реакції. Поняття про енергію активації реакції. Рівняння Ареніуса. Енергія активації оборотної реакції. Методи визначення енергії активації реакцій. Теорія активних зіткнень. Бімолекулярна реакція в рамках теорії активних зіткнень, розрахунок константи швидкості. Мономолекулярні та тримолекулярні реакції в рамках теорії активних зіткнень. Основні положення теорії активного комплексу.

Тема 9. Реакції в конденсованих системах. Ланцюгові реакції.

Рівняння Бренстеда-Б'єрума. Кінетична характеристика йонних реакцій в розчинах. Клітковий ефект. Ланцюгові реакції. Умови виникнення, розвитку та обривання ланцюга. Довжина ланцюга. Прості та розгалужені ланцюгові реакції. Кінетика ланцюгових реакцій. Метод стаціонарних концентрацій в кінетиці ланцюгових реакцій. Тепловий спалах (вибух). Фотохімічні реакції. Закони фотохімії. Квантовий вихід. Кінетика фотохімічних реакцій.

Тема 10. Каталіз.

Загальна характеристика каталітичних процесів. Кінетика гомогенних каталітичних реакцій. Автокаталіз. Загальний та специфічний кислотно-основний каталіз. Ферментативний каталіз. Рівняння Міхаеліса-Ментен. Природа та будова ферментів. Класифікація ферментів. Отруєння каталізаторів. Промотори. Кінетична і дифузійна області гетерогенно-каталітичного процесу. Активні центри у гетерогенному каталізі.

4.1. Структура навчальної дисципліни V- семестр

Назви змістових 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	
Змістовий модуль 1. Начала хемічної термодинаміки													
Тема 1. Фізична хемія як наука і предмет. Хемічна термодинаміка	7	1				6							
Тема 2. Термодинамічні системи і параметри термодинамічного стану	9	1		2		6							
Тема 3. Термодинамічний процес і параметри термодинамічного процесу. Перше начало термодинаміки. Рівняння термодинамічного стану газів	9	1		2		6							
Тема 4. Теоретичні основи теплосмности	9	1		2		6							
Тема 5. Термохемія. Розрахунок теплових ефектів	10	2		2		6							
Разом за змістовим модулем 1	44	6		8		30							
Змістовий модуль 2. Фазова рівновага. Термодинаміка розчинів													
Тема 6. Друге начало термодинаміки. Цикл Карно	7	1				6							
Тема 7. Характеристичні функції. Термодинамічні потенціали	9	1		2		6							
Тема 8. Хемічний потенціал	10	2		2		6							
Тема 9. Активність. Хемічна рівновага	10	2		2		6							
Тема 10. Умови рівноваги компонента в двох фазах гетерогенної системи	10	2		2		6							
Разом за змістовим модулем 2	46	8		8		30							
Усього годин	90	14		16		60							

VI- семестр

Назви змістових 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	
Модуль 1													
Змістовий модуль 1. Електрохімія													
Тема 1. Електролітична дисоціація в розчинах електродитів.	10	2		2		6							

Тема 2. Електрична провідність розчинів електролітів.	10	2		2		6							
Тема 3. Електродні потенціали та ЕРС гальванічних елементів	12	2		4		6							
Тема 4. Потенціометрія.	14	4		4		6							
Тема 5. Нерівноважні електродні процеси. Прикладна електрохімія.	14	4		4		6							
Разом за змістовим модулем 1	60	14		16		30							
Змістовий модуль 2. Хімічна кінетика													
Тема 6. Предмет хімічної кінетики. Кінетика простих типів..	10	2		2		6							
Тема 7. Кінетика складних реакцій	10	2		2		6							
Тема 8. Вплив температури на швидкість реакцій.	12	2		4		6							
Тема 9. Реакції в конденсованих системах. Ланцюгові реакції	14	4		4		6							
Тема 10. Каталіз	14	4		4		6							
Разом за змістовим модулем 2	60	14		16		30							
Усього годин	120	28		32		60							

5. Теми семінарських занять

V- семестр

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
-	<i>Не плануються</i>	

VI- семестр

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
	<i>Не плануються</i>	

6. Теми практичних занять

V- семестр

№ з/п	Назва теми	Кількість годин

Не планується

VI- семестр

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
	Не планується	

7. Теми лабораторних занять

V- семестр

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
1.	Калориметрія. Визначення теплоти нейтралізації сильної кислоти лугом	2
2.	Константа рівноваги гомогенної хімічної реакції	2
3.	Термічний аналіз і діаграма стану двокомпонентних систем з евтектикою	2
4.	Діаграми стану летких бінарних сумішей	2
5.	Діаграма стану трикомпонентної системи. Метод Гібса-Розенбома	2
6.	Визначення молекулярної маси неелектроліту методом криоскопії	2
7.	Колігативні властивості розчинів. Визначення ізотонічного коефіцієнту та ступеня дисоціації електроліту методом криоскопії	2
8	Дослідження розподілу речовини між розчинниками, що не змішуються	4
	Разом	18

VI- семестр

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
1.	Визначення порядку та константи швидкості реакції окиснення йодид-йону персульфатом калію	2
2.	Дослідження швидкості гідролізу оцтового ангідриду методом кондуктометрії	2
3.	Вплив концентрації реагентів та температури на швидкість взаємодії тіосульфату натрію з сульфатною кислотою	2
4.	Визначення константи рівноваги хімічної реакції	2
5.	Кінетика фотолізу пероксиду водню	2
6.	Вплив каталізатора на розклад пероксиду водню	2
7.	Кінетика процесів розчинення та дифузії у водних розчинах	2
8.	Топохімічні закономірності реакції розпаду перманганату калію і	2
9.	Визначення ЕРС гальванічних елементів	2
10.	Термодинамічні характеристики окисно-відновних процесів	2
11.	Визначення числа переносу йонів електролітів	2
12.	Визначення граничної молярної електропровідності	2
13.	Визначення ступеня та константи дисоціації слабкої кислоти методом потенціометрії	2
14.	Закономірності електролізу	2
15.	Електрохімічна корозія і методи захисту від корозії	4
	Разом	32

8. Самостійна робота

V- семестр

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
1.	Фізична хемія як наука і предмет. Хемічна термодинаміка	5
2.	Термодинамічні системи і параметри термодинамічного стану	5
3.	Термодинамічний процес і параметри термодинамічного процесу. Перше начало термодинаміки. Рівняння термодинамічного стану газів	5
4.	Теоретичні основи теплоємности	5
5.	Термохемія. Розрахунок теплових ефектів	5
6.	Друге начало термодинаміки. Цикл Карно	5
7.	Характеристичні функції. Термодинамічні потенціали	5
8.	Хемічний потенціал	5
9.	Активність. Хемічна рівновага	5
10.	Умови рівноваги компонента в двох фазах гетерогенної системи	5
11.	Термодинамічна теорія розчинів	5
12.	Термодинаміка рідких летких сумішей	5
	Разом	60

VI- семестр

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
1.	Вступ. Загальні положення електрохімії.	8
2.	Електролітична дисоціація в розчинах електролітів.	8
3.	Міжйонна взаємодія в розчинах електролітів.	8
4.	Електрична провідність розчинів електролітів.	8
5.	Електродні потенціали та ЕРС гальванічних елементів.	8
6.	Потенціометрія.	8
7.	Нерівноважні електродні процеси. Прикладна електрохімія.	8
8.	Предмет хімічної кінетики. Основні поняття і визначення.	8
9.	Кінетика реакцій простих типів.	8
10.	Кінетика складних реакцій.	8
11.	Вплив температури на швидкість реакцій.	8
12.	Особливості реакцій в конденсованих системах.	8
13.	Ланцюгові та фотохімічні реакції.	8
14.	Кінетика гетерогенних реакцій.	8
15.	Каталіз	8
	Разом	120

9. Індивідуальні завдання

Реферати на тему

10. Методи навчання

- інформаційно-рецептивний (словесні, наочні)
- репродуктивний
- проблемний
- частково-пошуковий (евристичний)
- пошуковий (дослідницький)

(Розповідь, лекції, консультації, письмові і усні перевірки самостійної роботи студентів, семінари, практичні заняття, лабораторні заняття, бесіда, дискусія, діалог, індивідуальний/груповий проект, презентація, ділова/рольова симуляційна гра).

11. Методи контролю

- усний контроль і самоконтроль;
- письмовий контроль (звіти до лабораторних робіт, самостійні роботи, контрольні роботи, реферати, самоконтроль та взаємоперевірка);
- лабораторно-практичний контроль;
- тестовий контроль.

12. Розподіл балів, які отримують студенти

IV семестр

Для заліку

Поточне тестування та самостійна робота				Залікове заняття	Сума
Модуль 1		Модуль 2			
Змістовний модуль 1	Змістовний модуль 2	Змістовний модуль 3	Змістовний модуль 4	50	100
T1-T7	T1-T6	T1-T15	T1-T13		
Контрольна робота – 10		Контрольна робота – 10	Захист лабораторних робіт - 30		

V семестр

Для екзамену

Поточне тестування та самостійна робота				Екзамен	Сума
Модуль 1		Модуль 2			
Змістовний модуль 1	Змістовний модуль 2	Змістовний модуль 3	Змістовний модуль 4	50	100
T1-T7	T1-T6	T1-T15	T1-T13		
Контрольна робота – 20		Контрольна робота – 20	Підсумкова оцінка за лабораторні роботи - 10		

Шкала оцінювання: національна та ECTS

Сума балів за всі види навчальної діяльності	Оцінка ECTS	Оцінка за національною шкалою	
		для екзамену, курсового проекту (роботи), практики	для заліку
90 – 100	A	відмінно	зараховано
80 – 89	B	добре	
70 – 79	C		
60 – 69	D	задовільно	
50 – 59	E		
26 – 49	FX	незадовільно з можливістю	не зараховано з

		повторного складання	можливістю повторного складання
0-25	F	незадовільно з обов'язковим повторним вивченням дисципліни	не зараховано з обов'язковим повторним вивченням дисципліни

13. Методичне забезпечення

1. Навчальна програма дисципліни.
2. Робоча програма навчальної дисципліни.
3. Методичні вказівки до лабораторних, практичних занять та самостійної роботи студентів.

14. Рекомендована література

Базова

1. Білий О.В., Біла Л.М. Фізична і колоїдна хімія. – К.: Вища шк., 1981. – 120с.
2. Біофізична та колоїдна хімія / А.С. Мороз, Л.П. Яворська, Д.Д. Луцевич та ін. – Вінниця: Нова книга, 2007. – 600с.: іл. (162 рис.). – Табл. 35. – Контр. Запит. і задачі в кінці гл. – Бібліогр.: с. 598-599 (29 назв). – Предм. Показчик: с. 590-597. – Авт. показчик законів. – с. 576-589. – ISBN 978-966-382-024-8.
3. Гомонай В.І. Фізична та колоїдна хімія. – Підручник. – Вінниця: Нова книга, 2007. – 496с.: іл. (93 рис.). – Табл. 26. – Бібліогр.: с. 486 (18 назв). – Предмет. показчик: с. 477-485. – Додаток: с. 473-476 (5 табл.). – ISBN 978-966-382-056-9.
4. Каданер Л.І. Фізична і колоїдна хемія. – 2е вид., перероб і доп. – К.: Вища шк., 1983. – 288 с.: іл. (110 рис.). – Табл. 4. – Додатки: с. 282-283 (2 табл.).
5. Ковальчук Є.П., Решетняк О.В. Фізична хімія: Підручник. – Львів: ВЦ Львів. нац. ун-ту ім. І. Франка, 2007. – 800 с. – Додатки: с. 753-759 (7 табл.). – Бібліогр.: с. 760-762 (53 назви). – Азбуко-іменний показчик: с. 763-765. – Азбуко-предметний показчик: с. 766-788. – ISBN 978-966-813-540-0.
6. Кононський О.І. Фізична і колоїдна хімія: Підручник. – 2-е вид., доп. і випр. – К.: Центр учбової л-ри, 2009. – 312 с.: іл. (117 рис.). – Табл. 35. – Бібліогр.: с. 299 (7 назв). – Додатки: с. 300-301 (3 табл.). – Предмет. показчик: с. 302-307. – ISBN 978-966-364-921-4; ISBN 978-966-7417-98-5.
7. Лебідь В.І. Фізична хімія: Підручник. – Харків: Фоліо, 2005. – 480с.: іл. (125 рис.). – Табл. 18. – Контрол. запит.: після гл. – Предмет. показ.: с. 470-477. – Бібліогр.: с. 478 (21 назва). – ISBN 966-03-2751-X.
8. Ліпатніков В.Є., Козаков К.М. Фізична і колоїдна хімія. – К.: Вища шк., 1983.-198с.
9. Мороз А.С., Ковальова А.Г. Фізична та колоїдна хімія: Навч. посібник. – Львів: Світ, 1994. – 280 с. – Бібліогр.: с. 278 (10 назв). – ISBN 5-7773-0003-0.
10. Стромберг А.Г., Семченко Д.П. Физическая химия: Учебник / Под ред. А.Г. Стромберга. – 3-е изд., исправ. и доп. – М.: Высш. шк., 1999. – 528 с.: ил. (151 рис.). – Библиогр.: с. 511-515 (176 назв.). – Предмет. указ.: с. 516-522. – Приложение: с. 489-510. – ISBN 5-06-003627-8.
11. Цветкова Л.Б. Фізична хімія: Теорія і задачі: Навч. посіб. – Львів: Магнолія-2006, 2008. – 415 с.: іл. (34 рис.). – Табл. 45. – Розв'язання типових задач: після гл. – Задачі для самоконтролю: після гл. – Додатки: с. 396-412 (17 табл.). – Бібліогр.: 413 (20 назв). – ISBN 978-966-2025-40-8.

Допоміжна

1. Гиббс Д. В. Термодинамика. Статистическая механика. – М.: Наука, 1982. – 584с.
2. Глазгов В. М., Павлова Л. М. Химическая термодинамика и фазовые равновесия. – М.: Металлургия, 1988. – 560с.
3. Краткий справочник физико-химических величин / Под ред. К.П. Мищенко, А.А. Равделя, А.М. Пономаревой.- Л.: Химия, 1983.-231с.
4. Люпис К. Химическая термодинамика материалов / Пер. с англ. под ред. Н.А.Ватолина и А.Я.Стомахина. – М.: Металлургия, 1989. – 503 с.

5. Полтораки О.М. Термодинамика в физической химии. – М.: Высш. шк., 1991. – 320с.
6. Свідзинський А. В. Лекції з термодинаміки. Навч. посібник. – Луцьк: Вежа, 1999. – 81с.
7. Сіренко Г.О., Свідерський В.П. Фазові переходи та фазові діаграми реальних газів. – К.: Укр. видав. Спілка, 2001. – 62с.
8. Уэйлес С. Фазовые равновесия в химической технологии: в 2-х томах /Пер. с англ. А. В. Беспалова, А. П. Жукова, В. В. Паукова. – М.: Мир, 1989. – Т. 1. – 304с. – Т. 2. – 664с.
9. Фиалков Ю.Я., Житомирский А.Н., Тарасенко Ю.А. Физическая химия неводных растворов. – Л.: Химия, 1973. – 376с.
10. Физика твердого тела / И.К. Верещагин, С.М. Кокин, В.А. Никитенко и др. / Под ред, И.К. Верещагина. – М.: Высш. шк., 2001. – 237 с.
11. Физическая химия в вопросах и ответах / Под общ. ред. Топиновой, Н.Ф. Федорович. – М.: Изд-во МГУ, 1981. – 264с.
12. Физическая химия. Теоретическое и практическое руководство / Под ред. Б.А.Никольского. – Л.: Химия, 1984. – 368с.
13. Хейвуд Р. Термодинамика равновесных процессов / Пер. с англ. В.Ф.Пастушенко; под ред. Ю.А.Чизмадзева. – М.: Мир, 1983. – 492 с.
14. Чанг Р. Физическая химия с приложениями к биологическим системам. – М.: Мир, 1980. – 662с.
15. Яцимирський В.К. Фізична хімія процесів. – К.: ВЦ «Київ. ун-т», 1999. – 143с.
16. Яцимирський В.К. Фізична хімія рівноважних систем. – К.: НОК ВО, 1992. – 112 с.

15. Інформаційні ресурси

<http://ulc.wilclopedia.org/wiki>
<http://elibrary.nubip.edu.ua>
<http://thinbook.org/boolc>
<http://www.youtube.com>
http://www.chem.msu.su/rus/elibrary/edu_physical.html
<http://chemistry-chemists.com/>
<http://www.xu> ти 1с.ги/

Примітки:

1. Робоча програма навчальної дисципліни є нормативним документом вищого навчального закладу і містить виклад конкретного змісту навчальної дисципліни, послідовність, організаційні форми її вивчення та їх обсяг, визначає форми та засоби поточного і підсумкового контролю в.
2. Розробляється лектором. Робоча програма навчальної дисципліни розглядається на засіданні кафедри, у методичній комісії факультету, інституту, підписується завідувачем кафедри, головою методичної комісії і затверджується проректором з науково- педагогічної роботи.