

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

“ЗАТВЕРДЖУЮ”

Перший проректор

“ _____ ” _____ 20 ____ р.

РОБОЧА ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

Фізична хімія

За напрямом підготовки 040101 "хімія"
для спеціальності 6.040101 "хімія"

хімічного факультету

заочне відділення

Кредитно-модульна система
організації навчального процесу

Харків – 2014

Юрченко О.И.

1. Опис навчальної дисципліни

Найменування показників	Галузь знань, напрям підготовки, освітньо-кваліфікаційний рівень	Характеристика навчальної дисципліни
Кількість кредитів 6.0	Галузь знань 0401 “Природничі науки”	заочна форма навчання
Модулів – 3	Напрямок підготовки 040101 "хімія" Спеціальність 6.040101	Рік підготовки: III -й
Загальна кількість годин 232		Семестр 5,6 -й
Тижневих годин для заочної форми навчання: аудиторних – 6 самостійної роботи студента – 12		Лекції 28 год.
		Лабораторні заняття 42 год.
	Самостійна робота 162 год.	
	Вид контролю: залік, екзамен	

2. Мета та завдання навчальної дисципліни

Мета: розкрити зміст основних законів фізичної хімії, навчити студента бачити області застосування цих законів, чітко розуміти їх принципи можливості при вирішенні конкретних завдань.

У результаті вивчення даного курсу студент повинен

мати уявлення: про основні принципи і законах хімічної термодинаміки; про фазові рівноваги в одно- і багатокомпонентних системах; про властивості розчинів; про хімічну кінетику та каталіз; про електрохімічні процеси.

знати:

- основні поняття, терміни і закони фізичної хімії;
- методи теоретичного та експериментального дослідження у фізичній хімії;
- методи передбачення можливості перебігу хімічних реакцій;
- кінетичний опис процесів, що перебігають;
- методи розрахунку теплових ефектів хімічних процесів;
- методи розрахунку електрорушійної сили гальванічних елементів;
- методи визначення електропровідності розчинів електролітів;
- методи розрахунку хімічної рівноваги.

вміти:

- проводити експерименти з вивчення фізико-хімічних властивостей індивідуальних речовин, багатокомпонентних систем і параметрів фізико-хімічних процесів;
- аналізувати процеси: що відбуваються при фазових перетвореннях в системах з різним числом компонентів; електрохімічні рівноваги; кінетичні закономірності хімічних процесів;
- проводити розрахунки: термодинамічних характеристик речовин; констант рівноваги і рівноважного складу хімічних реакцій; характеристик фазової рівноваги (включаючи побудову і аналіз фазових діаграм); констант і швидкостей хімічних процесів; електричної провідності розчинів електролітів; ЕРС гальванічних елементів;
- оволодіти навичками: застосування основних експериментальних методів дослідження фізико-хімічних властивостей речовин, а також теоретичних законів фізичної хімії до вирішення практичних питань хімічної технології.

3. Програма навчальної дисципліни**Модуль 1. Лекції – 28 годин****Тема 1. Основи хімічної термодинаміки – 6 годин.**

Макроскопічні системи і термодинамічний метод їхнього опису. Термічне рівновагу системи. Термодинамічні змінні. Інтенсивні та екстенсивні величини. Обороти і не-обороти процеси. Теплоємності і їх властивості. Рівняння стану. Рівняння стану ідеально-го газу, газу Ван-дер-Ваальса.

Теплота і роботи різного роду. Робота розширення для різних процесів. Перший закон термодинаміки. Внутрішня енергія. Ентальпія. Закон Гесса та сліду з нього. Стандартні стани і стандартні теплоти хімічних реакцій. Теплота згорання. Теплоти утворення. Залежність теплового ефекту реакції від температури. Формула Кірхгофа. Залежність теплоємності від температури і розрахунки теплових ефектів реакцій. Таблиці стандартних термодинамічних величин та їх використання в термодинамічних розрахунках.

Другий закон термодинаміки та його різні формулювання. Ентропія. Рівняння другого початку термодинаміки для оборотних і необоротних процесів. Ентропія як функція стану. Зміна ентропії при різних процесах. Зміна ентропії ізольованих процесів і напрямок процесу.

Фундаментальні рівняння Гіббса. Характеристичні функції. Енергія Гельмгольца, енергія Гіббса та їх властивості. Рівняння Максвелла. Використання рівняння Максвелла для виведення різних термодинамічних співвідношень.

Умови рівноваги і критерії самовільного протікання процесів, виражені через характеристичні функції.

Рівняння Гіббса - Гельмгольца та його роль в хімії. Робота і теплота хімічного процесу.

Хімічні потенціали, їх визначення, обчислення та властивості. Хімічний потенціал ідеального і неідеального газів. Метод леткості Льюїса.

Тема 2. Розчини. Фазові рівноваги – 6 годин.

Розчини різних класів. Різні способи виразу складу розчину. Суміші ідеальних газів. Термодинамічні властивості газових сумішей. Ідеальні розчини в різних агрегатних станах і загальна умова ідеальності розчинів.

Тиск насиченої пари рідких розчинів. Закон Рауля і його термодинамічний вивід. Неідеальні розчини та їх властивості. Метод активностей. Коефіцієнти активності та їх визначення за парціальними тисками компонентів.

Стандартні стани при визначенні хімічних потенціалів компонентів. Симетрична і несиметрична системи відліку.

Зміна температури твердіння різних розчинів. Кріоскопічний метод.

Осмотичні явища. Рівняння Вант-Гоффа, його термодинамічний вивід і область застосування. Загальний розгляд колігативних властивостей розчинів.

Термодинамічна класифікація розчинів. Функція змішування для ідеальних і неідеальних розчинів. Гранично розбавлені розчини.

Парціальні молярні величини та їх визначення з дослідницьких даних для бінарних систем. Рівняння Гіббса-Дюгема.

Рівновага рідина-пара у двокомпонентних системах. Рівноважні склади пари і рідини. Різні види діаграм стану. Закони Гіббса-Коновалова. Поділ речовин шляхом перегонки. Азеотропна суміші і їх властивості.

Гетерогенні системи. Поняття фази, компонента, ступеня свободи. Правило фаз Гіббса та його вивід.

Однокомпонентні системи. Діаграми стану води, сірки, фосфору. Фазові переходи першого роду. Рівняння Клапейрона-Клаузіуса і його застосування щодо різних фазових переходів першого роду.

Фазові переходи другого роду. Двокомпонентні системи. Різні діаграми стану двокомпонентних систем та їх аналіз на основі правила фаз. Системи, що утворюють тверді розчини, і хімічні сполуки з конгруентною і неконгруентною точкою плавлення. Евтектична і перитектична точки. Трикомпонентні системи. Трикутник Гіббса.

Тема 3. Хімічні рівноваги – 2 години.

Закон дії мас. Різні види констант рівноваги і зв'язок між ними. Хімічна змінна. Хімічна рівновага в ідеальних і неідеальних системах. Термодинамічний вивід закону дії мас.

Ізотерма Вант-Гоффа. Зміна енергії Гіббса та енергії Гельмгольца при перебігу хімічної реакції. Термодинамічне трактування поняття про хімічну спорідненість. Розрахунки констант рівноваги хімічних реакцій з використанням таблиць стандартних значень термодинамічних функцій.

Залежність констант рівноваги від температури. Рівняння ізобари та ізохори реакції, їх термодинамічний вивід.

Гетерогенні хімічні рівноваги і особливості їх термодинамічного опису.

Тема 4. Електрохімія – 6 годин.

Хімічний та електрохімічний способи здійснення окислювально-відновних реакцій. Електрохімічний ланцюг і його компоненти. Поняття електрохімічного потенціалу.

Розвиток уявлень про будову розчинів електролітів (Т.Гротгус, М. Фарадей, С. Арреніус, І.А.Каблуков, М.А.Ізмайлов). Основні положення теорії Арреніуса. Недоліки цієї теорії. Співвідношення між енергією кристалічної решітки і енергією сольватації іонів в рамках моделі Борна. Поняття середньої активності і середнього коефіцієнта активності; їх зв'язок з активністю і коефіцієнтом активності окремих іонів. Основні припущення теорії Дебая-Гюккеля. Потенціал іонної атмосфери. Рівняння для коефіцієнта активності в першому, другому і третьому наближенні теорії Дебая-Гюккеля. Сучасні уявлення про розчини електролітів.

Нерівноважні явища в розчинах електролітів. Потоки дифузії і міграції. Дифузійний потенціал. Питома і еквівалентна електропровідності. Числа переносу і методи їх визначення. Рухливості іонів і закон Кольрауша. Фізичні основи теорії Дебая-Гюккеля-Онзагера; електрофоретичний і релаксаційний ефекти; ефекти Вина і Дебая-Фалькенгагена. Залежність рухливості іонів від їх природи, від природи розчинника, від температури і концентрації розчину. Механізм електропровідності водних розчинів кислот і лугів.

Умови електрохімічної рівноваги на межах поділу фаз і в електрохімічному ланцюзі. Зв'язок ЕРС з енергією Гіббса. Рівняння Нернста і Гіббса-Гельмгольца для рівноважного електрохімічного ланцюга. Поняття електродного потенціалу. Класифікація електродів і електрохімічних ланцюгів. Визначення коефіцієнтів активності на основі вимірювань ЕРС.

Поняття поверхневого, зовнішнього і внутрішнього потенціалів; різниці потенціалів Гальвані і Вольта. Подвійний електричний шар і його роль у кінетиці електродних процесів.

Щільність струму як міра швидкості електродного процесу; поляризація електродів. Стадії електродного процесу. Механізми масопереносу: дифузія, міграція і конвекція. Хімічні джерела струму; їх види та основні характеристики.

Тема 5. Хімічна кінетика – 6 годин.

Хімічна кінетика - наука про швидкості та механізми хімічних реакцій. Основні поняття хімічної кінетики. Визначення швидкості реакції. Кінетичні криві. Кінетичні рівняння. Визначення константи швидкості і порядку реакції. Молекулярні елементарних реакцій.

Кінетичний закон дії мас і область його застосування. Прямі і зворотні задачі хімічної кінетики. Залежність константи швидкості від температури. Рівняння Арреніуса. "Ефективна" і "істинна" енергії активації.

Необоротні реакції першого, другого і третього порядків. Визначення констант швидкості з дослідницьких даних. Методи визначення порядку реакції і виду кінетичного рівняння. Рівняння Міхаеліса-Ментен. Визначення кінетичних постійних цього рівняння з експериментальних даних.

Ланцюгові реакції. Елементарні процеси виникнення, продовження, розгалуження і обриву ланцюгів. Довжина ланцюга.

Макрокінетика. Роль дифузії у кінетиці гетерогенних реакцій. Особисті режими перебігу реакцій (кінетична і зовнішня кінетична області; область зовнішньої і внутрішньої дифузії).

Метод перехідного стану (активованого комплексу). Властивості активованого комплексу. Трансмісійний коефіцієнт. Термодинамічний аспект теорії активованого комплексу. Ентропія активації. Співвідношення між дослідницькою і істинною енергією активації.

Мономолекулярні реакції. Теорія активованого комплексу у застосуванні до мономолекулярних реакцій. Теорія зіткнень у застосуванні до мономолекулярних реакцій. Схема Ліндемана і її зіставлення з дослідницькими даними.

Теорія зіткнень в хімічній кінетиці. Бімолекулярні реакції. Теорія активованого комплексу в застосуванні до бімолекулярних реакцій різного типу.

Фотохімічні реакції. Елементарні фотохімічні процеси. Квантовий вихід. Закон фотохімічної еквівалентності Ейнштейна.

Тема 6. Каталіз – 2 години.

Визначення каталізу. Загальні принципи каталізу. Роль каталізу в хімії.

Гомогенний каталіз. Кисотно-основний каталіз. Класифікація реакцій кислотного основного типу. Кінетика і механізм реакцій специфічного кислотного каталізу.

Гетерогенний каталіз. Визначення швидкості гетерогенної каталітичної реакції. Явища отруєння каталізаторів. Активність і селективність каталізаторів. Роль адсорбції у кінетиці гетерогенних каталітичних реакцій.

Метали як каталізатори. Теорія мультиплетів Баландіна. Принцип геометричної і енергетичної відповідності. Нанесені каталізатори. Теорія активних ансамблів Кобозева.

Модуль 2. Лабораторні заняття – 19 годин

Тема 7. Визначення теплоти розчинення солі.

Тема 8. Визначення теплоти випаровування рідини.

Тема 9. Побудова діаграми фенол-вода методом Алексєєва.

Тема 10. Визначення рефракції розчиненої речовини.

Тема 11. Визначення фактора асоціації органічної речовини.

Тема 12. Визначення константи дисоціації слабкої кислоти фотоколориметричним методом.

Тема 13. Вивчення хімічної рівноваги $2\text{Fe}^{3+} + 2\text{I}^- = 2\text{Fe}^{2+} + \text{I}_2$.

Модуль 3. Лабораторні заняття – 23 години

Тема 14. Визначення середніх іонних коефіцієнтів активності методом вимірювання ЕРС гальванічних елементів.

Тема 15. Визначення коефіцієнта віддачі акумулятора.

Тема 16. Визначення розчинності малорозчинних електролітів.

Тема 17. Потенціометричне титрування.

Тема 18. Кондуктометричне титрування.

Тема 19. Визначення водневого показника.

Тема 20. Визначення константи дисоціації слабкої кислоти виміром електропровідності.

Тема 21. Вивчення кінетики розчинення малорозчинних речовин.

Тема 22. Вивчення швидкості реакції йодування ацетону.

3. Структура навчальної дисципліни

Модулі і теми	Кількість годин					
	заочна форма					
	Усього	у тому числі				
		л	п	лаб	інд	ср
1	2	3	4	5	6	7
Модуль 1 – лекції						
Тема 1		6				15
Тема 2		6				15
Тема 3		2				11
Тема 4		6				15
Тема 5		6				15
Тема 6		2				11
Разом за модулем 1	110	28				82
Модуль 2 – лабораторні заняття						
Тема 7				3		5
Тема 8				3		5
Тема 9				3		5
Тема 10				3		5
Тема 11				3		5
Тема 12				3		5
Тема 13				1		5
Разом за модулем 2	54			19		35
Модуль 3 – лабораторні заняття						
Тема 14				1		5
Тема 15				1		5
Тема 16				3		5
Тема 17				3		5
Тема 18				3		5
Тема 19				3		5
Тема 20				3		5

Тема 21				3		5
Тема 22				3		5
Разом за моду- лем 3	68			23		45
Усього годин	232	28		42		162

4. Теми лабораторних занять

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
7	Визначення теплоти розчинення солі.	3
8	Визначення теплоти випаровування рідини.	3
9	Побудова діаграми фенол-вода методом Алексєєва.	3
10	Визначення рефракції розчиненої речовини.	3
11	Визначення фактора асоціації органічної речовини.	3
12	Визначення константи дисоціації слабкої кислоти фотоколориметричним методом.	3
13	Вивчення хімічної рівноваги $2\text{Fe}^{3+} + 2\text{I}^- = 2\text{Fe}^{2+} + \text{I}_2$.	1
14	Визначення середніх іонних коефіцієнтів активності методом вимірювання ЕРС гальванічних елементів.	1
15	Визначення коефіцієнта віддачі акумулятора.	1
16	Визначення розчинності малорозчинних електролітів.	3
17	Потенціометричне титрування.	3
18	Кондуктометричне титрування.	3
19	Визначення водневого показника.	3
20	Визначення константи дисоціації слабкої кислоти виміром електропровідності.	3
21	Вивчення кінетики розчинення малорозчинних речовин.	3
22	Вивчення швидкості реакції йодування ацетону.	3

5. Самостійна робота

Назва теми	Кількість годин	
	ср	пір
Тема 1. Основи хімічної термодинаміки	15	
Тема 2. Розчини. Фазові рівноваги	15	
Тема 3. Хімічні рівноваги	11	
Тема 4. Електрохімія	15	
Тема 5. Хімічна кінетика	15	
Тема 6. Каталіз	11	
Тема 7. Визначення теплоти розчинення солі.	5	
Тема 8. Визначення теплоти випаровування рідини.	5	
Тема 9. Побудова діаграми фенол-вода методом Алексєєва.	5	
Тема 10. Визначення рефракції розчиненої речовини.	5	
Тема 11. Визначення фактора асоціації органічної речовини.	5	
Тема 12. Визначення константи дисоціації слабкої кислоти фотоколориметричним методом.	5	
Тема 13. Вивчення хімічної рівноваги $2\text{Fe}^{3+} + 2\text{I}^- = 2\text{Fe}^{2+} + \text{I}_2$.	5	
Тема 14. Визначення середніх іонних коефіцієнтів активності методом вимірювання ЕРС гальванічних елементів.	5	

Тема 15. Визначення коефіцієнта віддачі акумулятора.	5	
Тема 16. Визначення розчинності малорозчинних електролітів.	5	
Тема 17. Потенціометричне титрування.	5	
Тема 18. Кондуктометричне титрування.	5	
Тема 19. Визначення водневого показника.	5	
Тема 20. Визначення константи дисоціації слабкої кислоти виміром електропровідності.	5	
Тема 21. Вивчення кінетики розчинення малорозчинних речовин.	5	
Тема 22. Вивчення швидкості реакції йодування ацетону.	5	

6. Методи навчання

Лекції, виконання лабораторних робіт, самостійна робота.

7. Методи контролю

Письмова відповідь на запитання за темами лабораторних робіт, дві письмові домашні контрольні роботи, залік, екзамен.

8. Розподіл балів, які отримують студенти

Поточне тестування та самостійна робота (60)			Підсумковий семестровий контроль (екзамен, VI с.)	Сума
Модуль 1	Модуль 2 (залік V с.)	Модуль 3	40	100
T 1-6	T 7 – T13	T 14 - T 22		
	7×7 = 49	7×9 = 63		
	контрольні запитання: 21	контрольні запитання: 27		
	домашня контрольна робота: 30	домашня контрольна робота: 30		

Для зарахування модулів студент має набрати не менше, ніж 50% балів за письмові відповіді на контрольні запитання за темами лабораторних робіт і виконані домашні письмові роботи. Для допуску до екзамену студент повинен виконати всі лабораторні роботи, оформити їх і набрати не менше 110 (30) балів.

Шкала оцінювання

Сума балів за всі види навчальної діяльності протягом семестру	Оцінка ECTS	Оцінка за національною шкалою
90 – 100	A	відмінно
80-89	B	добре
70-79	C	
60-69	D	задовільно
50-59	E	
1-49	FX	незадовільно

9. Методичне забезпечення

1. Робоча програма навчальної дисципліни.
2. Навчальні посібники, підручники.
3. Описи до лабораторних робіт.
4. Варіанти домашніх завдань та контрольних запитань до кожної з лабораторних робіт.

10. Рекомендована література

1. Полторак О.М. Термодинамика в физической химии. Высш. шк. М.: 1991.
2. Герасимов Я.И. и др. Курс физической химии. Химия. 1969. Т.1-2.
3. Дамаскин Б.Б., Петрий О.А. Электрохимия. Учеб. Пособие. М.: Высш. шк. 1987. 296 с.
4. Еремин Е.Н. Основы химической кинетики. Учеб. Пособие. М.: Высш. шк. 1976. 374 с.
5. Эммануэль Н.М., Кнорре Д.Г. Курс химической кинетики. Учеб. М.: Высш. шк. 1984. 463 с.
6. Лебідь В.І. Фізична хімія. Харків: Фоліо, 2005.
7. Кудряшов И.В., Каретников Г.С. Сборник примеров и задач по физической химии. М.: Высш. школа, 1991.
8. Рубцов В.І. Фізична хімія: Задачі та вправи. Навчальний посібник. Харків: ХНУ. 2012.