

Фізична хімія

ПРОГРАМА
нормативної навчальної дисципліни
підготовки бакалавра
напряму 6.040101 – хімія

(Шифр за ОПІ ПП.08)

РОЗРОБЛЕНО ТА ВНЕСЕНО: Державний вищий навчальний заклад «Прикарпатський національний університет імені Василя Стефаника»

РОЗРОБНИКИ ПРОГРАМИ: Сіренко Г.О., д.т.н., професор, завідувач кафедри неорганічної і фізичної хімії;
Шийчук О.В., д.х.н., професор, професор кафедри неорганічної і фізичної хімії;
Кузишин О.В., викладач кафедри неорганічної і фізичної хімії;
Мідак Л.Я., к.х.н., доцент, доцент кафедри неорганічної і фізичної хімії.

Обговорено та рекомендовано до видання Президією Науково-методичної комісії з
напрямку підготовки 6.040101 – хімія

“___” _____ 20__ р., протокол № _____

ВСТУП

Програма вивчення нормативної навчальної дисципліни «Фізична хімія» складена відповідно до освітньо-професійної програми підготовки бакалавра (назва ОКР) напрямку підготовки спеціальності) “_____”.

Предметом вивчення навчальної дисципліни є взаємозв'язок хімічних процесів і фізичних явищ, що їх супроводжують, закономірності між хімічним складом, будовою речовин і їх властивостями.

Міждисциплінарні зв'язки: неорганічна, аналітична, органічна хімія, квантова хімія і квантова механіка, кристалохімія, будова речовини, вища математика, фізика.

Програма навчальної дисципліни складається з таких змістових модулів:

1. Начала хемічної термодинаміки
2. Фазова рівновага. Термодинаміка розчинів.
3. Електрохімія.
4. Хімічна кінетика.

1. Мета та завдання навчальної дисципліни

1.1. Метою викладання навчальної дисципліни «Фізична хімія» є:

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

2) ознайомлення з теоретичними та практичним питаннями електрохімії та хімічної кінетики, застосування фізичних методів дослідження (кондуктометрії, потенціометрії, полярографії, вольтамперометрії) для визначення фізико-хімічних величин та показників процесів, вивчення та аналіз кінетичних рівнянь хімічних реакцій.

1.2. Основними завданнями вивчення дисципліни «Фізична хімія» є формування у студентів обґрунтованих знань про основні закони фізичної хімії; створення навичок використання основних законів фізичної хімії для пояснення явищ навколишнього світу; формування умінь використання основних законів фізичної хімії для керування технологічними процесами, прогнозування поведінки хімічних речовин; здобуття студентами досвіду практичного дослідження та керування фізико-хімічними процесами.

1.3. Згідно з вимогами освітньо-професійної програми студенти повинні:

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 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:

- * формулювати (пояснювати) основні поняття та визначення хемічної термодинаміки;
- * записати рівняння термодинамічного стану ідеальних та реальних газів;
- * 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;
- * сформулювати (пояснити) основні поняття та визначення хімічної кінетики та електрохімії;
- * записати кінетичні рівняння реакцій, провести їх математичний аналіз;
- * 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.

На вивчення навчальної дисципліни відводиться 486 годин/ 13,5 кредитів ЄКТС.

2. Інформаційний обсяг навчальної дисципліни

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.

Розділ 1. Начала хемічної термодинаміки

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

2. Основні означення термодинаміки.

2.1. 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.

2.2. Термодинамічний стан системи. Рівноваговий і нерівноваговий стан. Термодинамічна рівновага. Стаціонарний стан. Оборотній і необоротній стан.

2.3. Агрегатний стан. Можливість досягнення різних агрегатних станів.

2.4. 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.

2.5. 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 Максвела, 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.

2.6. Ідеальний і реальний газ. Рівняння стану ідеального і реального газів.

2.7. Термодинамічний процес. Рівноваговий і нерівноваговий процеси. Прямий і зворотній процеси. Оборотної і необоротної процеси. Відмінність поняття термодинамічної і хемічної оборотності. Втрати при необоротних процесах. Ознаки оборотних процесів: внутрішня і зовнішня оборотність. Класифікація термодинамічних процесів за умовами оборотності. Круговий процес (цикл).

2.8. Термодинамічні процеси. Політропний процес. Ізотермний, ізодинамічний, ізобарний, ізохорний, адіабатний, ізентальпний, ізентропний 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.

3. Нульове начало термодинаміки. Означення.

4. Перше начало термодинаміки. Означення. Загальна форма запису. Перша і друга диференціальні форми запису першого начала термодинаміки, запис цих рівнянь для різних термодинамічних процесів. Вічний двигун першого роду.

Застосування першого начала термодинаміки для розрахунку кількості тепла і роботи. Термодинамічна тотожність.

5. Теплоємність. Методи і розрахунки кількості тепла. Означення. Числові значення теплоємності. Питомі характеристики. Розмірність теплоємності 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 теплоємності 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 теплоємності від тиску, об'єму та атомності газів.

Залежність теплоємності від температури для газів, рідких і твердих тіл. Залежність теплоємності 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 теплоємності твердих тіл. Характеристична температура Дебая.

6. Термодинаміка потоку газів і рідин. Рівняння першого начала термодинаміки для потоку газів і рідин. Дроселювання. Співвідношення енергій потоку газів і рідин при дроселюванні. Дросельний ефект. Інверсія.

7. 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 стандартна теплота утворення.

Тепловий ефект утворення сполуки певного агрегатного стану (тепло агрегатного стану). Тепловий ефект утворення сполуки в розчині (тепло розчинення). Інтегральна теплота розчинення. Тепло та розчинення твердої сполуки з йонною кристалічною ґраткою. Залежність інтегрального теплорозчинення 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.

8. Друге начало термодинаміки. Означення. Принцип Каратеодора. Наслідки, що виникають із принципу Каратеодора. Рівняння другого начала термодинаміки. Коефіцієнт ефективності прямого і зворотнього довільного циклу. Прямий і зворотній цикли Карно. Співвідношення Карно. Коефіцієнти ефективності 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.

9. 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.

10. Залежність характеристичних функцій і ентропії від тиску і концентрації реального газу. Фугітивність. Означення. Стандартний стан. Коефіцієнт фугітивності. Об'ємна поправка для реального газу.

11. 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.

12. Активність реального газу. Активність компонентів розчину. Коефіцієнт активності. Хемічний потенціал ідеального і неідеального розчину.

13. 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.

14. Третє начало термодинаміки. Теплова теорема Нернста. Постулат Планка. Абсолютні ентропії хемічних сполук. Наслідки, що виникають з третього начала термодинаміки.

Визначення константи рівноваги хемічних реакцій при будь-яких температурах з використанням ентропій. Неможливість досягнення абсолютного нуля за допомогою ідеального циклу Карно.

Змістовий модуль 2. Фазова рівновага. Термодинаміка розчинів

Розділ II. Фазова рівновага

15. 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.

Розділ III. Термодинаміка розчинів

16. 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.

17. Термодинаміка рідких летких сумішей. Закони Коновалова. Перегонка летких рідких сумішей.

Змістовий модуль 3. Електрохімія

1. Загальні положення. Предмет електрохімії. Практичне використання електролізу і електросинтезу, гальванотехніки і електрохімічних перетворювачів енергії. Властивості провідників першого та другого роду. Основні електрохімічні катодні і анодні реакції. Закони Фарадея. Електричні одиниці.

2. Електролітична дисоціація в розчинах електролітів. Колігативні властивості розчинів електролітів. Ізотонічний коефіцієнт, його зв'язок зі ступенем дисоціації. Причини електролітичної дисоціації і впливу параметрів розчинника на дисоціацію електролітів. Основи теорії електролітичної дисоціації. Закон розбавлення Освальда. Кислоти і основи в рамках теорії електролітичної дисоціації. Протонна теорія кислот та основ Бренстеда-Лоурі. Недоліки теорії електролітичної дисоціації Ареніуса.

3. Міжйонна взаємодія в розчинах електролітів. Активність і коефіцієнт активності розчинів електролітів і окремих йонів, а також зв'язок між ними. Залежність середнього коефіцієнту активності від концентрації розчину; йонна сила розчину. Основні положення теорії Дебая і Гюккеля. Будова розчину електроліту згідно теорії Дебая і Гюккеля. Основні допущення першого наближення теорії Дебая і Гюккеля. Друге наближення теорії Дебая і Гюккеля. Напівемпіричні формули розрахунку коефіцієнтів активності.

4. 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. Ефект Віна. Залежність рухливості йонів від температури. Числа переносу йонів і їх зв'язок з рухливостями йонів. Пояснення і визначення чисел переносу за методом Гітторфа. Уявні та істинні числа переносу йонів. Залежність чисел переносу від природи протийону, розчинника, концентрації розчиненої речовини. Пояснення аномально великих швидкостей руху йонів гідрогену у водних розчинах кислот, лугів, кислих і основних солей. Утворення в розчинах йонних пар і йонних трійників та їх вплив на властивості розчинів. Електропровідність розчинів лужних металів в рідкому амоніаку.

Кондуктометрія та кондуктометричне титрування. Використання цих методів для визначення фізико-хімічних величин.

5. 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.

Визначення і приклади електрохімічних елементів. Класифікація електрохімічних елементів. ЕРС гальванічних елементів. Зворотні і незворотні гальванічні елементи. Стрибки потенціалів і ЕРС. Знаки ЕРС. Складання ЕРС елементів електрохімічного ланцюга. Термодинамічна характеристика електрохімічних елементів. Концентраційні елементи з переносом і без переносу та ЕРС для них. Дифузійний потенціал і способи його визначення. Вплив дифузійного потенціалу на величину ЕРС гальванічного елементу.

6. Потенціометрія. Метод потенціометрії. Пряма потенціометрія. Визначення термодинамічних характеристик реакцій. Визначення рН та кількісна оцінка кислотності розчинів. Йонометрія. Йонселективні електроди (ІСЕ): будова та принцип дії. Потенціал ІСЕ, коефіцієнт селективності. Методика роботи з ІСЕ. Потенціометричне титрування та його різновиди. Способи представлення кривих титрування. Застосування методу потенціометричного титрування для визначення фізико-хімічних величин.

7. Нерівноважні електродні процеси. Прикладна електрохімія. Загальні положення кінетики електродних процесів. Електроліз і його використання. Струми обміну. Концентраційна поляризація. Характеристика ідеально поляризованих електродів. Електрохімічна поляризація та її вплив на процес електролізу. Напруга розкладу водних розчинів кислот, лугів і солей. Перенапруга катодного і анодного процесів. Рівняння Тафеля. Теорії водневої перенапруги. Стадії електродного процесу. Теорія рекомбінації. Теорія сповільненого розряду йонів. Основні закономірності електроосадження металів. Реакції електровідновлення і електроокиснення. Пасивність металів та методи її досягнення. Корозія металів, типи корозії. Методи захисту металів і сплавів від корозії.

Вольтамперометричні методи фізико-хімічних досліджень та аналізу. Поляррографія. Вольтамперометрія. Амперометричне титрування.

Змістовий модуль 4. Хімічна кінетика

1. Предмет хімічної кінетики. Основні поняття і визначення. Предмет та завдання хімічної кінетики. Швидкість реакції та одиниці її виміру. Способи вираження швидкості реакцій. Середня та істинна швидкість реакцій, математичний зміст цих величин. Експериментальні методи контролю за швидкістю реакцій.

Основний (перший) постулат хімічної кінетики. Константа швидкості реакції та її фізичний зміст. Молекулярність і порядок хімічних реакцій. Кінетична класифікація реакцій.

2. Кінетика реакцій простих типів. 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. Методи визначення констант швидкості реакцій простих типів.

Способи визначення порядку реакцій: метод підстановки, Вант-Гоффа, Освальда-Ноеса.

3. Кінетика складних реакцій. Принцип незалежності протікання окремих стадій складного хімічного процесу (другий постулат хімічної кінетики).

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. Метод релаксації у вивченні швидких оборотних реакцій.

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. Розрахунок кінетичних констант паралельних реакцій першого порядку.

Послідовні реакції першого порядку. Принцип лімітуючої стадії (третій постулат хімічної кінетики). Квазістаціонарний режим протікання послідовних процесів. Принцип стаціонарності Боденштейна. Диференціальна та інтегральна форма кінетичних рівнянь окремих стадій найпростішої послідовної реакції. Графічне представлення часових залежностей концентрації учасників найпростішої послідовної реакції. Розрахунок індукційного періоду.

4. 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. Взаємозв'язок енергії активації та температурного коефіцієнту.

Теорія активних зіткнень. Бімолекулярна реакція в рамках теорії активних зіткнень, розрахунок константи швидкості. Поняття про стеричний множник. Природа стеричного множника (на прикладі оборотної бімолекулярної реакції). Мономолекулярні та тримолекулярні реакції в рамках теорії активних зіткнень.

Основні положення теорії активного комплексу. Розрахунок константи швидкості бімолекулярної реакції. Енергія та ентропія активації реакції. Частотний фактор в теорії активного комплексу.

5. Особливості реакцій в конденсованих системах. Коефіцієнт активності. Рівняння Бренстеда-Б'єрума. Активність та йонна сила. Кінетична характеристика йонних реакцій в розчинах. Клітковий ефект.

6. Ланцюгові та фотохімічні реакції. Стадії ланцюгового процесу. Умови виникнення, розвитку та обривання ланцюга. Довжина ланцюга. Прості та розгалужені ланцюгові реакції. Кінетика ланцюгових реакцій (на прикладі реакції бром з воднем). Метод стаціонарних концентрацій в кінетиці ланцюгових реакцій. Фактори впливу на перебіг ланцюгових процесів. Поняття про тепловий спалах (вибух).

Особливості реакцій з неізотермічним характером активації. Фотохімічні реакції. Механізм та стадії фотохімічного процесу. Основні закони фотохімії. Квантовий вихід. Кінетика фотохімічних реакцій (на прикладі синтезу фосгену). Метод стаціонарних концентрацій в кінетиці фотохімічних процесів. Явище сенсibiliзації. Механізм дії сенсibiliзаторів.

7. Кінетика гетерогенних хімічних процесів. Стадії гетерогенного хімічного процесу. Кінетична та дифузійна області протікання гетерогенних реакцій. Закони дифузії (закони Фіка). Розподіл концентрації учасників реакції при гетерогенному процесі. Поняття про товщину дифузійного шару. Кінетика гетерогенної реакції першого порядку. Закон додавання кінетичних опорів, його граничні випадки. Фактори впливу на швидкість гетерогенних реакцій.

8. Каталіз. Основні поняття та визначення каталізу. Класифікація каталітичних процесів. Загальна характеристика каталітичних процесів.

Кінетика гомогенних каталітичних реакцій. Залежність швидкості каталітичної реакції від концентрації субстрату. Рівняння Міхаеліса-Ментен. Константа Міхаеліса. Розрахунок параметрів рівняння Міхаеліса-Ментен. Автокатализ. Загальний та специфічний кислотно-основний катализ.

Ферментативний катализ. Природа та будова ферментів. Класифікація ферментів. Кінетика ферментативного каталізу в рамках рівняння Міхаеліса-Ментен.

Характерні риси гетерогенних каталітичних процесів. Вибіркова дія катализатора, змішані катализатори, отруєння катализаторів. Кінетична і дифузійна області гетерогенно-каталітичного процесу. Активні центри гетерогенних катализаторів. Адсорбційна неоднорідність поверхні і дефекти кристалічної ґратки. Мультиплетна теорія і теорія ансамблів у гетерогенному каталізі.

3. Рекомендована література

1. Антропов Л.И. Теоретическая электрохимия. - М.: Высшая школа, 1984.-519 с.
2. Білий О.В., Біла Л.М. Фізична і колоїдна хімія. – К.: Вища шк., 1981. – 120с.
3. 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.
4. 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.
5. Дамаскин Б.Б. Электрохимия. - М.: Высшая школа, 1987. - 295 с.
6. Денисов Е.Т. Кинетика гомогенных химических реакций. - М.: Высшая школа, 1988.- 453с.
7. Жданов В.П. Скорость химической реакции. - Новосиба.: Наука, 1986. - 100 с.

8. 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.).
9. 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 покажчик: с. 763-765. – Азбуко-предметний покажчик: с. 766-788. – ISBN 978-966-813-540-0.
10. 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. покажчик: с. 302-307. – ISBN 978-966-364-921-4; ISBN 978-966-7417-98-5.
11. Лебідь В.І. Фізична хімія: Підручник. – Харків: Фоліо, 2005. – 480с.: іл. (125 рис.). – Табл. 18. – Контрол. запит.: після гл. – Предмет. покаж.: с. 470-477. – Бібліогр.: с. 478 (21 назва). – ISBN 966-03-2751-X.
12. Ліпатніков В.С., Козаков К.М. Фізична і колоїдна хімія. – К.: Вища шк., 1983.-198с.
13. 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.
14. 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.
15. Физическая химия в вопросах и ответах. Кинетика. Электрохимия./ Под ред. К.В. Топчиевой - М.: Изд-во Москв. ун-та, 1981.-264 с.
16. 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.
17. Чумак В.Л., Іванов С.В. Фізична хімія: Підручник. – К.: Книжкове вид-во НАУ, 2007. – 648 с. – ISBN 978-966-598-403-0.

4. Форма підсумкового контролю успішності навчання: залік, екзамен (іспит)

5. Засоби діагностики успішності навчання завдання для лабораторних, практичних занять, комплекти завдань для контрольних, модульних робіт, індивідуальні завдання.

Діагностика знань студентів здійснюється з допомогою:

- 1) усних опитувань на лабораторних заняттях;
- 2) письмових контрольних робіт;
- 3) письмових екзаменаційних завдань.

Примітки:

1. Програма нормативної навчальної дисципліни визначає місце і значення навчальної дисципліни, її загальний зміст та вимоги до знань і вмінь. Програма нормативної навчальної дисципліни є складовою державного стандарту вищої освіти. Програма вибіркової навчальної дисципліни розробляється вищим навчальним закладом.

2. Програма навчальної дисципліни розробляється на основі освітньо-професійної програми.