



Силабус освітнього компонента Програма навчальної дисципліни



Фізична хімія ч.1

Шифр та назва спеціальності

161 Хімічні технології та інженерія

Інститут

ННІ Хімічних технологій та інженерії

Освітня програма

Технології органічних речовин, харчових добавок і косметичних засобів

Кафедра

Фізичної хімії (194)

Рівень освіти

Бакалавр

Тип дисципліни

Спеціальна (фахова), Обов'язкова

Семестр

3

Мова викладання

Українська

Викладачі, розробники



Руднева Світлана Іванівна

Svitlana.Rudnyeva@khi.edu.ua

Кандидат технічних наук, доцент кафедри фізичної хімії.

Кандидат хімічних наук, доцент, доцент кафедри фізичної хімії. Досвід науково-педагогічної роботи – 37 років. Автор понад 180 наукових і навчально-методичних публікацій, серед них 8 навчальних посібників. Провідний лектор з курсу: «Фізична хімія». Має державні нагороди: медаль "За доблесну працю", медаль Президії Верховної ради СРСР та почесні грамоти НТУ «ХПІ»

[Детальніше про викладача на сайті кафедри](#)

Загальна інформація

Анотація

Дисципліна спрямована на формування базових знань з фізичної хімії, вміння застосовувати нові досягнення у галузі фізики та хімії при впровадженні передових технологій в виробництві та оволодіння основними сучасними методами досліджень

Мета та цілі дисципліни

Метою викладання навчальної дисципліни є засвоєння студентами теоретичних основ, принципів та законів сучасної фізичної хімії, формування здатності до розуміння та аналізу процесів та явищ, які спостерігаються при проведенні хіміко-технологічних операцій та фізико-хімічних аналізів; навчання методам розрахунку для визначення напряму перебігу хімічних процесів, їх енергетики та стану рівноваги; методам проведення експериментальних досліджень властивостей хімічних речовин і процесів та аналізу експериментальних даних; ознайомлення студентів із сучасними напрямками розвитку теоретичних та експериментальних досліджень у галузі фізичної хімії.

Формат занять

Лекції, лабораторні роботи, модульні контрольні роботи, індивідуальні розрахункові завдання, консультації. Підсумковий контроль - іспит.

Компетентності

K09 – Здатність використовувати положення і методи фундаментальних наук для вирішення професійних задач.

Результати навчання

ПР04 – Здійснювати якісний та кількісний аналіз речовин неорганічного та органічного походження, використовуючи відповідні методи загальної та неорганічної, органічної, аналітичної, фізичної та колоїдної хімії.

Обсяг дисципліни

Загальний обсяг дисципліни 180 год. (6 кредитів ECTS): лекції – 32 год., лабораторні заняття – 48 год., самостійна робота – 100 год.

Передумови вивчення дисципліни (пререквізити)

Вища математика, фізика, загальна та неорганічна, органічна та аналітична хімія

Особливості дисципліни, методи та технології навчання

Курс подано з використанням системного підходу задля формування системних знань, цілісних уявлень про дисципліну, формування навичок синтезу, порівняння і узагальнення інформації. педагогом або самими учнями на основі роботи над завданнями і навчальними посібниками.

Програма навчальної дисципліни

Теми лекційних занять

Тема 1. Вступ

Предмет та задачі фізичної хімії. Основні розділи та методи фізичної хімії. 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.

Тема 2. Перший закон термодинаміки. Закон Гесса

Математичне формулювання першого закону термодинаміки. Внутрішня енергія. Теплота. Ентальпія. Робота та зміна внутрішньої енергії в різних процесах. Наслідки з першого закону термодинаміки. Властивості теплоти в умовах постійного об'єму або тиску. Взаємозв'язок між ними. Тепловий ефект реакції (процесу). Термохімія. Закон Гесса. Наслідки з закону Гесса. Теплота утворення. Теплота згоряння. Розрахунки теплових ефектів за допомогою енергій зв'язку.

Тема 3. Закони Кірхгофа.

Теплоємність середня та істинна, теплоємність газів і конденсованих систем, залежність теплоємності від температури. Рівняння Кірхгофа в диференційній та інтегральній формах. Аналіз. Використання наближення Уліха при розрахунках впливу температури на тепловий ефект реакції.

Тема 4. Другий закон термодинаміки

Обґрунтування другого закону термодинаміки. Теплова теорема Нернста. Самодовільні та не самодовільні процеси. Зміна ентропії в різних процесах. Зміна ентропії ізольованої системи та напрямок процесу. Зміна ентропії внаслідок перебігу хімічних реакцій. Нерівність Клаузіуса.

Тема 5. Третій закон термодинаміки

Статистичний характер другого закону термодинаміки. Термодинамічна ймовірність. Ентропія та ймовірність. Третій закон термодинаміки. Формула Больцмана. Постулат Планка. Властивості тіл поблизу абсолютного нуля. Абсолютні значення ентропії. Розрахунки ентропії у різних процесах.

Тема 6. Математичний апарат термодинаміки.

Об'єднане рівняння першого і другого законів термодинаміки. Рівняння Гіббса-Дюгема. Фундаментальне рівняння Гіббса. Визначення функцій стану F, G, H, V . Запис для них фундаментальних рівнянь. Співвідношення Максвелла. Характеристичні функції, їх визначення і властивості. Енергія Гельмгольца и Гіббса як критерії спрямованості процесу і стану рівноваги. Рівняння Гіббса-Гельмгольца та його різні вирази. Температурна залежність ΔG .

Тема 7. Хімічний потенціал. Закон діючих мас.

Визначення хімічного потенціалу через похідні від різних термодинамічних функцій для ідеального і реального газів. Фугітивність, активність, застосування для розрахунку хімічного потенціалу компонента в ідеальному і реальному розчинах. Основні ознаки та властивості хімічної рівноваги. Хімічна спорідненість. Хімічні рівноваги реакцій при постійній температурі. Закон діючих мас і його різні форми. Зв'язок між різними константами рівноваги. Особливості константи рівноваги гетерогенної реакції. Методи розрахунку складу рівноважної суміші.

Тема 8. Ізотерма хімічної реакції

Рівняння ізотерми Вант-Гоффа. Константа рівноваги. Аналіз впливу початкового співвідношення компонентів на імовірну спрямованість і рівноважний вихід продуктів реакції. Рівняння ізотерми хімічної реакції для стандартних умов. Стандартна енергія Гіббса.

Тема 9. Вплив зовнішніх факторів на хімічні рівноваги.

Принцип Ле Шательє. Його застосування до хімічних реакцій. Рівняння Планка. Аналіз. Залежність константи рівноваги від загального тиску. Рівняння ізобари та ізохори хімічної реакції. Розрахунки констант рівноваги для різних температур. Розрахунки констант хімічних рівноваг із залученням таблиць стандартних термодинамічних функцій. Визначення теплових ефектів реакцій з температурної залежності константи рівноваги.

Тема 10. Термодинаміка гетерогенних систем і фізико-хімія розчинів. Основні поняття фазових рівноваг.

Гетерогенна система. Компонент. Число незалежних компонентів. Фаза. Число ступенів свободи. Правило фаз Гіббса. Однокомпонентні системи. Діаграма стану води. Рівняння Клапейрона-Клаузіуса и фазові переходи першого роду. Його застосування до процесів плавлення, випарювання та сублімації в однокомпонентних системах. Способи вираження концентрацій. Діаграми стану. Принцип побудови та інтерпретації діаграм стану. Принцип Курнакова. Фізико-хімічний аналіз стану. Правило важеля. Основні типи діаграм двокомпонентних систем. Загальне визначення ідеальних розчинів. Колігативні властивості розчинів. Розчинність газів. Закон Генрі.

Тема 11. Рівновага рідина – пара в двокомпонентній системі. Леткі суміші.

Тиск пари над розчином. Закони Рауля щодо тиску пари, криоскопічного і ебуліоскопічного ефектів. Їх термодинамічне обґрунтування. Визначення молекулярної маси речовини, що розчинена. Розрахунок тиску і складу пари над розчином. Перший закон Коновалова. Правило важеля. Діаграми стану "загальний тиск – склад", "температура кипіння – склад". Перегонка (ректифікація). Азеотропні суміші. Другий закон Коновалова. Обмежена розчинність рідин. Типи діаграм обмеженої розчинності рідини. Критична температура розчинності. Правило Алексєєва.

Тема 12. Гетерогенні рівноваги: рідина – тверда речовина.

Розчинність твердих речовин. Залежність ідеальної розчинності від температури. Рівняння Шредера у диференційній та інтегральній формах. Аналіз. Застосування для визначення теплоти і температур плавлення. Крива охолодження. Типи діаграм плавкості (діаграми з евтектикою, діаграма з утворенням хімічної сполуки, з необмеженою розчинністю в твердому стані, з обмеженою розчинністю в твердому стані).

Тема 13. Закон розподілу Нернста-Шилова.

Прояви закону у ідеальних і реальних системах. Екстракція. Застосування у промисловості. Зонна плавка. Застосування для глибокої очистки речовин. Трикомпонентні системи. Визначення складу. Трикутник Гіббса. Діаграми стану металевих сплавів. Інтерметаліди як зміцнювальна фаза сплавів. Дуралюміні.

Тема 14. Основи статистичної термодинаміки

Статистична термодинаміка - передумови. Головні визначення статистичної термодинаміки. Великий канонічний ансамбль. Сума за станами, її розрахунок. Визначення термодинамічних величин із використанням суми за станами. реакції.

Тема 15. Елементи термодинаміки необоротних процесів

Базові визначення нерівноважної термодинаміки. Класифікація нерівноважних систем; Постулати термодинаміки необоротних процесів. Змінення ентропії у відкритих системах. Продукування ентропії в хімічних перетвореннях. Потоки і сили. Лінійні матеріальні рівняння.

Тема 16. Розчини електролітів.

Електрохімічні системи і процеси. Складові електрохімічних систем: електроди, конденсовані іонні провідники. Розчини електролітів: визначення, стадії розчинення, кількісні характеристики. Електролітична дисоціація: визначення, кількісні характеристики, закон розведення Оствальда. Іон-дипольна взаємодія в розчинах електролітів. Енергії кристалічної ґратки і сольватації іонів. Іон-іонна взаємодія в розчинах електролітів. Іонна сила розчину.

Тема 17. Теорія міжіонної взаємодії.

Теорія Дебая – Гюккеля: поняття іонної атмосфери, виведення формули для потенціалу іонної атмосфери в розчині 1,1-валентного електроліту, перше та друге наближення і обмеження теорії Дебая – Гюккеля. Зв'язок середнього коефіцієнта активності з коефіцієнтами активності окремих іонів. Сучасні уявлення теорії розчинів сильних електролітів.

Тема 18. Електропровідність розчинів електролітів.

Електропровідність розчинів електролітів: питома і молярна електропровідності, визначення рухливості окремих іонів, закон та рівняння Кольрауша. Числа переносу, їх залежність від концентрації розчину. Методи визначення чисел перенесення. Кондуктометричний метод і його застосування: вимірювання електропровідності розчинів електролітів; визначення константи дисоціації і добутку розчинності. Теорія електропровідності Дебая – Онзагера. Аномалії електропровідності.

Тема 19. Стрибок потенціалу на межі поділу фаз.

Потенціали в електрохімічних системах. Зовнішній, внутрішній, поверхневий, Гальвані- і Вольта потенціали. Хімічний потенціал. Енергетичний стан заряджених частинок. Зв'язок хімічних потенціалів з ЕРС реакції. Подвійний електричний шар: причини виникнення і будова. Теорії конденсованого і дифузного ПЕШ, адсорбційна теорія Штерна. Сучасні уявлення.

Тема 20. Електрохімічні системи.

Рівноваги на межі електрод/розчин електроліту. Електродний потенціал - поняття і особливості вимірювань. Електроди і електродні потенціали. Рівняння Нернста. Правила ІЮПАК щодо запису електродних потенціалів і систем. Електроди першого, другого та третього роду. Газові електроди. Амальгамні і мембранні електроди. Окисно-відновні та іоноселективні електроди. Електроди для вимірювання рН. Практичне застосування.

Тема 21. Транспортні процеси в розчинах електролітів.

Процеси дифузії і міграції в розчинах електролітів. Дифузія в розчинах електролітів: стаціонарні умови, перший закон Фіка. Нестационарна дифузія. Другий закон Фіка. Дифузійний потенціал. Співвідношення Нернста-Ейнштейна. Формула Планка-Гендерсона. Елімінування дифузійного потенціалу.

Тема 22. Гальванічні елементи і електрохімічні кола.

Електрохімічні ланцюги і рівноваги в них. Рівняння Нернста для окисно-відновних рівноваг. Застосування рівняння Гіббса - Гельмгольца до електрохімічних систем. Електрохімічні кола: класифікація. Концентраційні кола. Прості хімічні кола. Складні хімічні кола. Приклади хімічних джерел енергії.

Тема 23. Термодинаміка електрохімічних систем.

Визначення методом ЕРС енергії Гіббса, ентальпії і ентропії хімічної реакції; коефіцієнтів активності та чисел переносу. Визначення напряму реакцій

Тема 24. Суміщені реакції корозії

Суміщені реакції корозії. Діаграми Пурбе: визначення. Практичне застосування діаграм Е – рН. Діаграми Пурбе для води. Діаграми Пурбе для заліза.

Теми практичних занять

Практичні заняття в рамках дисципліни не передбачені.

Теми лабораторних робіт

Лабораторна робота №1 Визначення теплових ефектів процесів та хімічних реакцій калориметричним методом.

Лабораторна робота №2 Визначення термодинамічних функцій хімічної реакції методом ЕРС.

Лабораторна робота №3 Визначення константи рівноваги гетерогенної реакції

Лабораторна робота №4 Побудова діаграми розчинності двох розчинів з обмеженою розчинністю

Лабораторна робота №5 Побудова діаграми плавлення двокомпонентної системи з евтектикою

Лабораторна робота №6 Побудова діаграми перегонка леткої суміші
Лабораторна робота №7 Кріоскопічний метод визначення молекулярної маси розчиненої речовини.
Лабораторна робота №8 Визначення константи дисоціації слабкого електроліту

4 семестр

Лабораторна робота №1 Визначення ЕРС гальванічного елемента та потенціалів окремих електродів.

Лабораторна робота №3 Визначення константи швидкості йодування ацетону.

Лабораторна робота №4 Визначення константи швидкості розчинення

Лабораторна робота №5 Визначення порядку реакції

Лабораторна робота №6 Визначення константи швидкості реакції інверсії тростинного цукру.

Лабораторна робота №7 Електронні спектри молекул

Лабораторна робота №8 Коливальні спектри молекул

Самостійна робота

Самостійна робота за дисципліною включає опрацювання лекційного матеріалу, підготовку до лабораторних занять, самостійне вивчення тем та питань, які не викладаються на лекційних заняттях, а також виконання індивідуального розрахункового завдання за темами «Термодинаміка хімічних реакцій» (3 семестр); «Електрохімія» та «Хімічна кінетика» згідно з індивідуальним варіантом для кожного студента. Результати розрахунків оформлюються у письмові звіти.

Література та навчальні матеріали

Руднева С.І., Сахненко М.Д., Некрасов О.П., Дженюк А.В., Фізична хімія ONLINE. Ч.ІІ Термодинаміка та рівноваги: Навчальний посібник для студентів інженерно-хімічних спеціальностей. –Харків: ФОП Панов А.М., 2023. –308 с.

<http://web.kpi.kharkov.ua/fchem/wp-content/uploads/sites/30/2023/08/FIZICHNA-HIMIYA-CHII-S1.pdf>

2. Руднева С.І., Сахненко М.Д., Дженюк А.В., Желавська Ю.А. Фізична хімія ONLINE. Ч.І: Навчальний посібник для студентів інженерно-хімічних напрямів освіти. –Харків: ФОП Панов А.М., 2021. –338 с.

http://web.kpi.kharkov.ua/fchem/wp-content/uploads/sites/30/2021/11/FH-ONLINE_S.pdf

3. Руднева С.І., Дженюк А.В., Сахненко М.Д. Фізична хімія: навчальний посібник для самостійної та дистанційної підготовки до лабораторних робіт з курсу фізичної хімії для студентів хімічних спеціальностей. – Харків: ФОП Панов А.М., 2020. – 270 с.

http://web.kpi.kharkov.ua/fchem/wp-content/uploads/sites/30/2022/09/DistLab_s.pdf

4. Руднева С.І., Сахненко М.Д., Дженюк А.В. Гетерогенні рівноваги в хімічній інженерії: навчальний посібник. – Харків: ФОП Панов А.М., 2020. – 116 с.

<http://web.kpi.kharkov.ua/fchem/wp-content/uploads/sites/30/2022/09/Geterogenni-rivnovagi-SIR.pdf>

5. Фізична хімія. Хімічна термодинаміка [Електронний ресурс] : навч. посіб. для студ. спеціальності 161 «Хімічні технології та інженерія» / уклад.: Т.А. Каменська, Г.А. Рудницька, М.Є. Пономарьов ; КПІ ім. Ігоря Сікорського. – Електронні текстові данні (1 файл: 2,594 Мбайт). – Київ : КПІ ім. Ігоря Сікорського, 2021. – 257 с.

<https://ela.kpi.ua/bitstream/123456789/48492/1/Fizychna.pdf>

Додаткова література

1. A.V. Djenyuk, S.I.Rudneva, N.D. Sakhnenko, O.A. Ovcharenko Physical Chemistry. Laboratory works Part I. – Харків: ФОП Бровін О.В., 2019. – 160 с.

<http://web.kpi.kharkov.ua/fchem/wp-content/uploads/sites/30/2020/02/Practicum-I.pdf>

2. S.I. Rudneva, N.D. Sakhnenko, A.V. Djenyuk. Physical chemistry: Practical course. – Kharkiv: ФЛП Панов А.Н, 2018. – 148 p.

<http://web.kpi.kharkov.ua/fchem/wp-content/uploads/sites/30/2020/02/Physical-Chemistry.pdf>

Система оцінювання

Критерії оцінювання успішності студента та розподіл балів

100% підсумкової оцінки складаються з результатів оцінювання у вигляді іспиту (10%), поточного оцінювання (30%) індивідуального завдання (60%)

Екзамен: письмове завдання (2 запитання з теорії) та усна доповідь.

Поточне оцінювання: контрольний захист лабораторних робіт (15%) модульні контрольні роботи (15%)

Шкала оцінювання

Сума балів	Національна оцінка	ECTS
90–100	Відмінно	A
82–89	Добре	B
75–81	Добре	C
64–74	Задовільно	D
60–63	Задовільно	E
35–59	Незадовільно (потрібне додаткове вивчення)	FX
1–34	Незадовільно (потрібне повторне вивчення)	F

Норми академічної етики і політика курсу

Студент повинен дотримуватися «Кодексу етики академічних взаємовідносин та доброчесності НТУ «ХПІ»: виявляти дисциплінованість, вихованість, доброзичливість, чесність, відповідальність. Конфліктні ситуації повинні відкрито обговорюватися в навчальних групах з викладачем, а при неможливості вирішення конфлікту – доводитися до відома співробітників дирекції інституту. Нормативно-правове забезпечення впровадження принципів академічної доброчесності НТУ «ХПІ» розміщено на сайті: <http://blogs.kpi.kharkov.ua/v2/nv/akademichna-dobrochesnist/>

Погодження

Силабус погоджено

Дата погодження, підпис

Завідувач кафедри
Сергій КУЦЕНКО

Дата погодження, підпис

Гарант ОП
Тетяна ФАЛАЛЄЄВА