



Фізична хімія

Робоча програма освітнього компонента (Силабус)

Реквізити освітнього компонента

Рівень вищої освіти	<i>Перший (бакалаврський)</i>
Галузь знань	<i>16 – Хімічна інженерія та біоінженерія</i>
Спеціальність	<i>161 «Хімічні технології та інженерія»</i>
Освітня програма	<i>Хімічні технології та інженерія</i>
Статус дисципліни	<i>Нормативна</i>
Форма навчання	<i>Заочна</i>
Рік підготовки, семестр	<i>2 курс, весняний семестр</i>
Обсяг дисципліни	<i>6 кредитів / 180 годин (164 год – самостійна робота здобувачів)</i>
Семестровий контроль/ контрольні заходи	<i>Екзамен / МКР, РГР</i>
Розклад занять	<i>Лекції – 6 годин, практичні заняття – 4 години, лабораторні заняття – 6 годин за розкладом на сайті tu.kpi.ua</i>
Мова викладання	<i>Українська</i>
Інформація про керівника курсу / викладачів	Лектор: <i>к.т.н., доцент Пилипенко Тетяна Миколаївна, pilipenkotm@bigmir.net¹</i> Практичні та лабораторні заняття: <i>к.т.н., доцент Пилипенко Тетяна Миколаївна, pilipenkotm@bigmir.net²</i>
Розміщення курсу	<i>Платформа Sikorsky-distance (Moodle)</i>

Програма освітнього компонента

1. Опис освітнього компонента, її мета, предмет вивчення та результати навчання

Освітній компонент «Фізична хімія» поглиблює та поєднує фундаментальні знання, набуті при вивченні попередніх освітніх компонентів, дає теоретичну підготовку, необхідну для розуміння та подальшого вивчення різних процесів. Фізична хімія не тільки закладає фундамент для подальшого засвоєння спеціальних освітніх компонентів, але й формує у майбутніх фахівців науковий погляд на світ у цілому.

Предмет освітнього компонента: *основні закони та закономірності, що визначають перебіг хімічних процесів та впливають на них.*

¹ Електронна пошта викладача або інші контакти для зворотного зв'язку, можливо зазначити прийомні години або години для комунікації у разі зазначення контактних телефонів. Для силабусу дисципліни, яку викладає багато викладачів (наприклад, історія, філософія тощо) можна зазначити сторінку сайту де представлено контактну інформацію викладачів для відповідних груп, факультетів, інститутів.

² Електронна пошта викладача або інші контакти для зворотного зв'язку, можливо зазначити прийомні години або години для комунікації у разі зазначення контактних телефонів. Для силабусу дисципліни, яку викладає багато викладачів (наприклад, історія, філософія тощо) можна зазначити сторінку сайту де представлено контактну інформацію викладачів для відповідних груп, факультетів, інститутів.

Метою освітнього компонента є формування у здобувачів компетентностей:

здатність застосовувати знання у практичних ситуаціях (ЗК 02);
здатність використовувати положення і методи фундаментальних наук для вирішення професійних задач (ФК 01).

Після засвоєння освітнього компонента здобувачі мають продемонструвати такі результати навчання:

знання:

розуміти основні концепції, теоретичні та практичні проблеми в галузі, що необхідно для аналізу і прийняття практичних рішень (ПР 03)

уміння:

проводити лабораторні дослідження із застосуванням сучасних приладів, забезпечувати достатню точність вимірювання та достовірність результатів, обробляти отримані результати (ПР 26)

досвід:

використання знань при вивченні освітніх компонентів циклу професійної підготовки, виконанні курсових, науково-дослідних робіт, дипломних проєктів (робіт), магістерських дисертацій.

2. Пререквізити та постреквізити освітнього компонента (місце в структурно-логічній схемі навчання за відповідною освітньою програмою)

Вивчення освітнього компонента базується на знаннях, отриманих здобувачами при вивченні вищої математики, фізики, загальної та неорганічної хімії, органічної хімії, аналітичної хімії, якісного та кількісного аналізу.

Освітні компоненти, які базуються на результатах навчання: освітні компоненти циклу професійної підготовки, підготовка дипломного бакалаврського проєкту (роботи).

3. Зміст освітнього компонента

Вступ. Предмет і завдання освітнього компонента «Фізична хімія».

Розділ 1. ОСНОВИ ХІМІЧНОЇ ТЕРМОДИНАМІКИ

Тема 1.1. Предмет, задачі та основні поняття хімічної термодинаміки

Термодинамічні системи, їх класифікації. Параметри стану системи. Стандартні та нормальні умови. Функції стану. Внутрішня енергія системи. Теплота і робота як форми обміну енергією. Термодинамічні процеси.

Тема 1.2. Застосування першого закону термодинаміки до хімічних процесів

Формулювання та аналітичний вираз першого закону термодинаміки. Ентальпія. Теплові ефекти ізохорних та ізобарних процесів, зв'язок між ними.

Термохімія. Теплові ефекти реакції. Закон Гесса. Теплота утворення речовини. Розрахунок теплового ефекту хімічної реакції за теплотами утворення учасників реакції.

Теплоємність: середня, істинна, молярна, питома; зв'язок між ними. Теплоємність газів, рідин та твердих речовин.

Теплота розчинення. Теплота нейтралізації. Теплота згоряння хімічної сполуки. Розрахунок теплового ефекту хімічної реакції за теплотами згорання її учасників.

Залежність теплоємності від температури. Розрахунки C_p речовини за будь-якої температури.

Зміна теплоємності системи в результаті хімічної реакції. Залежність теплового ефекту від температури. Закон Кірхгофа. Наближені розрахунки теплових ефектів за умови заданої температури.

Калориметричні виміри. Залежність теплот фазових переходів від температури.

Тема 1.3. Застосування другого закону термодинаміки до хімічних процесів

Самочинні та несамочинні процеси. Інтенсивні та екстенсивні властивості. Формулювання та аналітичний вираз другого закону термодинаміки. Ентропія. Зміна ентропії як критерій напрямку перебігу самочинних процесів і стану рівноваги в ізольованих системах. Зміна ентропії у фізичних процесах (при нагріванні речовин, розширенні ідеальних газів, при фазових перетвореннях).

Постулат Планка. Абсолютна та стандартна ентропії. Зміна ентропії в ізотермічному хімічному процесі. Ентропія утворення хімічної сполуки. Розрахунок зміни ентропії внаслідок хімічної реакції за певної температури.

Статистичний характер другого закону термодинаміки. Зв'язок між ентропією системи та її термодинамічною ймовірністю.

Тема 1.4. Термодинамічні потенціали

Енергії Гіббса та Гельмгольца, зв'язок між ними. Максимальна корисна робота ізохорного та ізобарного процесів. Критерії напрямку самочинних процесів і рівноваги у закритих системах. Зв'язок ΔG та ΔF з тепловим ефектом та зміною ентропії. Стандартний потенціал утворення хімічної сполуки, його зв'язок із хімічними властивостями сполук.

Розрахунки зміни енергії Гіббса у хімічній реакції за допомогою таблиць термодинамічних величин. Визначення напрямку перебігу хімічного процесу.

Хімічний потенціал. Зв'язок хімічного потенціалу ідеального газу з його тиском.

Залежність ΔG та ΔF від температури. Рівняння Гіббса-Гельмгольца. Розрахунки зміни енергії Гіббса у хімічному процесі за різних температур.

Хімічний потенціал реального газу. Фугітивність і коефіцієнт фугітивності.

Тема 1.5. Хімічна рівновага

Ознаки та властивості хімічної рівноваги. Зміна стану рівноваги як одна з найважливіших умов керування хімічним процесом.

Закон діючих мас. Константа рівноваги та способи її вираження для газозфазних ідеальних систем (K_p , K_c , K_N). Зв'язок між K_p , K_c та K_N . Залежність величини та розмірності константи рівноваги від форми запису рівняння хімічної реакції. Хімічна рівновага у гетерогенних системах.

Рівняння ізотерми хімічної реакції. Розрахунок константи рівноваги за рівнянням стандартної ізотерми.

Вплив зовнішніх умов (тиск, температура, концентрація) на хімічну рівновагу. Принцип Ле Шательє. Залежність константи рівноваги від температури, рівняння ізобари та ізохори хімічної реакції. Розрахунок K_p за різних температур відповідно до рівняння ізобари.

Методи теоретичного розрахунку констант рівноваги з використанням таблиць термодинамічних величин: комбінування рівноваг, розрахунок за допомогою логарифмів констант рівноваги реакцій утворення учасників процесу.

Розділ 2. ХІМІЧНА КІНЕТИКА

Тема 2.1. Формальна кінетика

Термодинамічний та кінетичний критерії реакційної здатності хімічної системи. Прості та складні реакції. Механізм хімічного процесу. Молекулярність. Швидкість реакції. Лімітуюча стадія.

Зв'язок між швидкістю хімічної реакції та концентраціями речовин, що реагують. Закон діючих мас. Кінетичне рівняння реакції. Константа швидкості хімічної реакції. Молекулярність реакції. Порядок реакції.

Кінетично необоротні реакції нульового, першого, другого та третього порядків. Кінетичні рівняння для цих реакцій, розмірність констант швидкості та формули для розрахунків констант швидкості. Час (період) напівперетворення, його залежність від концентрації у реакціях різних порядків.

Методи визначення порядку реакції: метод підстановки, графічний метод, визначення порядку реакції за часом напівперетворення, метод Вант-Гоффа.

Кінетика складних реакцій. Паралельні, оборотні, послідовні, супряжені реакції.

Залежність швидкості та константи швидкості хімічної реакції від температури. Правило Вант-Гоффа. Температурний коефіцієнт швидкості реакції. Рівняння Арреніуса. Енергія активації та методи її визначення. Енергетичні діаграми хімічних реакцій.

Теоретичні уявлення щодо хімічної кінетики. Теорія активних зіткнень. Визначення енергії активації у відповідності до теорії активних зіткнень, її зв'язок з енергією активації Арреніуса. Стеричний фактор.

Теорія перехідного стану або активованого комплексу. Рівняння залежності швидкості реакції від температури. Ентальпія та ентропія активації, її зв'язок з енергією активації за Арреніусом та стеричним фактором.

Тема 2.2. Кінетика гетерогенних процесів та поняття про каталіз

Специфіка та основні стадії гетерогенних процесів. Дифузія. Закони Фіка. Коефіцієнт дифузії, його залежність від температури. Стаціонарний та нестаціонарний режим гетерогенних процесів. Дифузійна та кінетична області гетерогенних хімічних процесів.

Загальні особливості каталізу та властивості каталізаторів (каталіз та хімічна рівновага, активність, селективність каталізаторів). Типи каталізу: гомогенний, гетерогенний, автокаталіз.

Експериментальне визначення лімітуючої стадії гетерогенної хімічної реакції. Вплив температури та перемішування на швидкість гетерогенного процесу, що перебігає у дифузійній області. Кінетика процесів розчинення твердих тіл у рідинах. Топохімічні реакції. Ступінь перетворення.

Вплив каталізаторів на кінетичні параметри реакцій. Види гомогенного каталізу. Кислотно-основний каталіз. Механізм та енергетичні діаграми гомогенного та гетерогенного каталізу. Промотування та отруєння каталізаторів.

Розділ 3. ФАЗОВІ РІВНОВАГИ ТА ВЧЕННЯ ПРО РОЗЧИНИ

Тема 3.1. Основні поняття фазових рівноваг

Фаза, складова речовина, компонент, термодинамічні ступені свободи. Умови термодинамічної рівноваги між фазами. Правило Гіббса. Термодинаміка фазових перетворень. Рівняння Клаузіуса-Клапейрона. Теплоти фазових перетворень. Залежність тиску насиченої пари від температури. Нормальна температура кипіння.

Зміна термодинамічних параметрів при фазових перетвореннях речовини. Рівняння Антуана.

Тема 3.2. Загальні властивості одно- та двокомпонентних систем

Застосування правила фаз до однокомпонентних систем.

Діаграми стану однокомпонентних систем. p - T діаграма для води, її особливості.

Застосування правила фаз Гіббса до двокомпонентних систем. Способи вираження та графічного зображення складу двокомпонентних систем.

Загальна характеристика розчинів. Класифікація розчинів: ідеальні, гранично розведені та реальні. Закон Рауля.

Рівняння Клаузіуса-Клапейрона для процесів випаровування та сублімації. Правило Трутона. Розрахунки за цими рівняннями. Метод визначення відповідних теплот фазових перетворень.

Зв'язок між різними способами вираження складу двокомпонентних систем.

Хімічний потенціал компонентів у ідеальних розчинах. Активність та коефіцієнт активності компонентів реального розчину.

Розділ 4. РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ, ЕЛЕКТРОХІМІЯ

Тема 4.1. Рівноваги у розчинах електролітів

Основні положення класичної теорії електролітичної дисоціації Арреніуса. Класифікація електролітів. Константа та ступінь електролітичної дисоціації. Закон розведення Оствальда. Електролітична дисоціація води; pH розчинів.

Іон-іонні взаємодії у розчинах електролітів. Активність та коефіцієнт активності електроліта.

Іонна сила розчину. Правило іонної сили. Зв'язок коефіцієнта активності електроліта з іонною силою розчину. Гідроліз, константи гідролізу. Буферні розчини.

Іон-дипольна взаємодія у розчинах електролітів. Механізми утворення йонів у розчинах.

Теорія сильних електролітів Дебая-Хюккеля. Іонна атмосфера. Зв'язок середнього іонного коефіцієнта активності сильних електролітів з іонною силою розчинів. Іон-іонна взаємодія у концентрованих розчинах, асоціація іонів.

Тема 4.2. Електрична провідність (електропровідність) розчинів електролітів

Питома, молярна електропровідність. Залежність питомої та молярної електропровідності слабких і сильних електролітів від концентрації та температури. Гранична молярна електропровідність, методи її визначення.

Рухливість іонів, її залежність від температури, природи іонів та в'язкості розчинника. Закон незалежного руху іонів Кольрауша.

Числа переносу та методи їх визначення. Аномальні числа переносу.

Теорія електропровідності сильних електролітів Дебая-Хюккеля-Онзагера. Коефіцієнт електропровідності. Електрофоретичний та релаксаційний ефекти, їх вплив на електропровідність. Рівняння Дебая-Хюккеля-Онзагера. Механізми переносу струму в розчинах.

Тема 4.3. Електрорушійні сили (ЕРС) та електродні потенціали

Механізм виникнення електродних потенціалів. Подвійний електричний шар. Рівняння для розрахунку ЕРС електрохімічної системи.

Електродні потенціали за водневою шкалою. Стандартні електродні потенціали. Електрохімічний ряд напруг.

Класифікація електродів. Електроди першого та другого роду, газові, окисно-відновні. Залежність електродних потенціалів від активності іонів, що визначають потенціал.

Основні типи гальванічних ланцюгів: хімічні та концентраційні.

Термодинаміка гальванічного елементу. Визначення напрямку та термодинамічних параметрів хімічної реакції, що перебігає у гальванічному елементі. Розрахунок констант рівноваги електрохімічних процесів.

Дифузійний потенціал, механізм його виникнення. Методи урахування та усунення дифузійних потенціалів. Ланцюги без переносу та з переносом.

Методи вимірювання ЕРС гальванічних елементів та електродних потенціалів. Електроди порівняння. Елемент Вестона.

Тема 4.4. Нерівноважні процеси у розчинах електролітів

Електроліз. Закони електролізу Фарадея. Вихід продуктів електролізу за струмом. Істинні та позірні порушення законів електролізу.

Електродна поляризація, її види. Перенапруга водню, застосування цього явища в електролізі.

Хімічні джерела струму; вимоги, що до них висуваються. Елементи та акумулятори.

Корозія. Механізм електрохімічної корозії. Способи захисту від корозії: захисні покриття, катодний та протекторний захист, пасивування металів. Інгібітори корозії.

4. Навчальні матеріали та ресурси

Навчальні матеріали, зазначені нижче, доступні у бібліотеці університету та у бібліотеці кафебри фізичної хімії. Обов'язковою до вивчення є базова література, інші матеріали – факультативні. Розділи та теми, з якими здобувач має ознайомитись самостійно, теми індивідуальних занять викладач зазначає на лекційних заняттях.

Базова:

1. Лебідь В. І. Фізична хімія. Харків: Фоліо, 2005. 478 с. (Розміщено в бібліотеці)
2. Яцимірський В. К. Фізична хімія. Київ - Ірпінь: Перун, 2007. 512 с. (Розміщено в бібліотеці)
3. Фізична хімія. Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт для студентів нехімічних спеціальностей та заочної форми навчання / Укладачі: О. Е. Чигиринець, Т. М. Пулипенко, В. Г. Єфімова. Київ: Вид-во НТУУ "КПІ", 2012. 80 с. <https://ela.kpi.ua/handle/123456789/2259>

Додаткова

Фізична хімія / За ред. В. В. Манка. Київ: ІНКОС, 2007. 196 с. (Розміщено в бібліотеці)

Інформаційні ресурси

Фізична хімія [Електронний ресурс] : методичні вказівки до практичних занять / НТУУ «КПІ» ; уклад. О. Е. Чигиринець, Т. М. Пилипенко, В. Г. Єфімова. – Електронні текстові дані (1 файл: 1,06 Мбайт). – Київ : НТУУ «КПІ», 2012.

Навчальний контент

5. Методика опанування освітнього компонента

Лекційні заняття

Вичитування лекцій з освітнього компонента проводиться паралельно з практичними та лабораторними заняттями, а також розглядом здобувачами питань, що виносяться на самостійну роботу. При читанні лекцій застосовуються засоби для відеоконференцій (Google Meet тощо) та матеріали, які розміщені на платформі Sikorsky-distance (Moodle). Після кожної лекції рекомендується ознайомитись з матеріалами, рекомендованими для самостійного вивчення, а перед наступною лекцією – повторити матеріал попередньої.

№	Опис заняття
1	Вступ. Предмет і завдання освітнього компонента «Фізична хімія». Розділ 1. ОСНОВИ ХІМІЧНОЇ ТЕРМОДИНАМІКИ Тема 1.1. Предмет, задачі та основні поняття хімічної термодинаміки Термодинамічні системи, їх класифікації. Параметри стану системи. Стандартні та нормальні умови. Функції стану. Внутрішня енергія системи. Теплота і робота як форми обміну енергією. Термодинамічні процеси. Тема 1.2. Застосування першого закону термодинаміки до хімічних процесів Формулювання та аналітичний вираз першого закону термодинаміки. Ентальпія. Теплові ефекти ізохорних та ізобарних процесів, зв'язок між ними. Термохімія. Теплові ефекти реакції. Закон Гесса. Теплота утворення речовини. Розрахунок теплового ефекту хімічної реакції за теплотами утворення учасників реакції. Теплоємність: середня, істинна, молярна, питома; зв'язок між ними. Теплоємність газів, рідин та твердих речовин. Теплота розчинення. Теплота нейтралізації. Теплота згоряння хімічної сполуки. Розрахунок теплового ефекту хімічної реакції за теплотами згорання її учасників. Залежність теплоємності від температури. Розрахунки C_p речовини за будь-якої температури. Зміна теплоємності системи в результаті хімічної реакції. Залежність теплового ефекту від температури. Закон Кірхгофа. Наближені розрахунки теплових ефектів за умови заданої температури. Калориметричні виміри. Залежність теплот фазових переходів від температури.
	Тема 1.3. Застосування другого закону термодинаміки до хімічних процесів Самочинні та несамоchинні процеси. Інтенсивні та екстенсивні властивості. Формулювання та аналітичний вираз другого закону термодинаміки. Ентропія. Зміна ентропії як критерій напрямку перебігу самочинних процесів і стану рівноваги в ізольованих системах. Зміна ентропії у фізичних процесах (при нагріванні речовин, розширенні ідеальних газів, при фазових перетвореннях). <u>СР.</u> Постулат Планка. Абсолютна та стандартна ентропії. Зміна ентропії в ізотермічному хімічному процесі. Ентропія утворення хімічної сполуки. Розрахунок зміни ентропії внаслідок хімічної реакції за певної температури. Статистичний характер другого закону термодинаміки. Зв'язок між ентропією системи та її термодинамічною ймовірністю.

	Тема 1.4. Термодинамічні потенціали Енергії Гіббса та Гельмгольца, зв'язок між ними. Максимальна корисна робота ізохорного та ізобарного процесів. Критерії напрямку самочинних процесів і рівноваги у закритих системах. Зв'язок ΔG та ΔF з тепловим ефектом та зміною ентропії. Стандартний потенціал утворення хімічної сполуки, його зв'язок із хімічними властивостями сполук. Розрахунки зміни енергії Гіббса у хімічній реакції за допомогою таблиць термодинамічних величин. Визначення напряму перебігу хімічного процесу. Хімічний потенціал. Зв'язок хімічного потенціалу ідеального газу з його тиском. Залежність ΔG та ΔF від температури. Рівняння Гіббса-Гельмгольца. Розрахунки зміни енергії Гіббса у хімічному процесі за різних температур. <u>СР.</u> Хімічний потенціал реального газу. Фугітивність і коефіцієнт фугітивності.
	Тема 1.5. Хімічна рівновага Ознаки та властивості хімічної рівноваги. Зміна стану рівноваги як одна з найважливіших умов керування хімічним процесом. Закон діючих мас. Константа рівноваги та способи її вираження для газофазних ідеальних систем (K_p, K_c, K_N). Зв'язок між K_p, K_c та K_N. Залежність величини та розмірності константи рівноваги від форми запису рівняння хімічної реакції. Хімічна рівновага у гетерогенних системах. Рівняння ізотерми хімічної реакції. Розрахунок константи рівноваги за рівнянням стандартної ізотерми. Вплив зовнішніх умов (тиск, температура, концентрація) на хімічну рівновагу. Принцип Ле Шательє. Залежність константи рівноваги від температури, рівняння ізобари та ізохори хімічної реакції. Розрахунок K_p за різних температур відповідно до рівняння ізобари. <u>СР.</u> Методи теоретичного розрахунку констант рівноваги з використанням таблиць термодинамічних величин: комбінування рівноваг, розрахунок за допомогою логарифмів констант рівноваги реакцій утворення учасників процесу.
2	Розділ 2. ХІМІЧНА КІНЕТИКА Тема 2.1. Формальна кінетика Термодинамічний та кінетичний критерії реакційної здатності хімічної системи. Прості та складні реакції. Механізм хімічного процесу. Молекулярність. Швидкість реакції. Лімітуюча стадія. Зв'язок між швидкістю хімічної реакції та концентраціями речовин, що реагують. Закон діючих мас. Кінетичне рівняння реакції. Константа швидкості хімічної реакції. Молекулярність реакції. Порядок реакції. Кінетично необоротні реакції нульового, першого, другого та третього порядків. Кінетичні рівняння для цих реакцій, розмірність констант швидкості та формули для розрахунків констант швидкості. Час (період) напівперетворення, його залежність від концентрації у реакціях різних порядків. Методи визначення порядку реакції: метод підстановки, графічний метод, визначення порядку реакції за часом напівперетворення, метод Вант-Гоффа. Кінетика складних реакцій. Паралельні, оборотні, послідовні, супряжені реакції. Залежність швидкості та константи швидкості хімічної реакції від температури. Правило Вант-Гоффа. Температурний коефіцієнт швидкості реакції. Рівняння Арреніуса. Енергія активації та методи її визначення. Енергетичні діаграми хімічних реакцій. <u>СР.</u> Теоретичні уявлення щодо хімічної кінетики. Теорія активних зіткнень. Визначення енергії активації у відповідності до теорії активних зіткнень, її зв'язок з енергією активації Арреніуса. Стеричний фактор.

	Теорія перехідного стану або активованого комплексу. Рівняння залежності швидкості реакції від температури. Ентальпія та ентропія активації, її зв'язок з енергією активації за Арреніусом та стеричним фактором.
	Тема 2.2. Кінетика гетерогенних процесів та поняття про каталіз Специфіка та основні стадії гетерогенних процесів. Дифузія. Закони Фіка. Коефіцієнт дифузії, його залежність від температури. Стаціонарний та нестаціонарний режим гетерогенних процесів. Дифузійна та кінетична області гетерогенних хімічних процесів. Загальні особливості каталізу та властивості каталізаторів (каталіз та хімічна рівновага, активність, селективність каталізаторів). Типи каталізу: гомогенний, гетерогенний, автокаталіз. Експериментальне визначення лімітуючої стадії гетерогенної хімічної реакції. Вплив температури та перемішування на швидкість гетерогенного процесу, що перебігає у дифузійній області. Кінетика процесів розчинення твердих тіл у рідинах. <u>СР.</u> Топохімічні реакції. Ступінь перетворення. Вплив каталізаторів на кінетичні параметри реакцій. Види гомогенного каталізу. Кислотно-основний каталіз. Механізм та енергетичні діаграми гомогенного та гетерогенного каталізу. Промотування та отруєння каталізаторів.
3	Розділ 3. ФАЗОВІ РІВНОВАГИ ТА ВЧЕННЯ ПРО РОЗЧИНИ Тема 3.1. Основні поняття фазових рівноваг Фаза, складова речовина, компонент, термодинамічні ступені свободи. Умови термодинамічної рівноваги між фазами. Правило Гіббса. Термодинаміка фазових перетворень. Рівняння Клаузіуса-Клапейрона. Теплоти фазових перетворень. Залежність тиску насиченої пари від температури. Нормальна температура кипіння. <u>СР.</u> Зміна термодинамічних параметрів при фазових перетвореннях речовини. Рівняння Антуана. Тема 3.2. Загальні властивості одно- та двокомпонентних систем Застосування правила фаз до однокомпонентних систем. Діаграми стану однокомпонентних систем. p - T діаграма для води, її особливості. Застосування правила фаз Гіббса до двокомпонентних систем. Способи вираження та графічного зображення складу двокомпонентних систем. Загальна характеристика розчинів. Класифікація розчинів: ідеальні, гранично розведені та реальні. Закон Рауля. <u>СР.</u> Рівняння Клаузіуса-Клапейрона для процесів випаровування та сублімації. Правило Трутона. Розрахунки за цими рівняннями. Метод визначення відповідних теплот фазових перетворень. Зв'язок між різними способами вираження складу двокомпонентних систем. Хімічний потенціал компонентів у ідеальних розчинах. Активність та коефіцієнт активності компонентів реального розчину.
	Розділ 4. РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ, ЕЛЕКТРОХІМІЯ Тема 4.1. Рівноваги у розчинах електролітів Основні положення класичної теорії електролітичної дисоціації Арреніуса. Класифікація електролітів. Константа та ступінь електролітичної дисоціації. Закон розведення Оствальда. Електролітична дисоціація води; pH розчинів. Іон-іонні взаємодії у розчинах електролітів. Активність та коефіцієнт активності електроліта. Іонна сила розчину. Правило іонної сили. Зв'язок коефіцієнта активності електроліта з іонною силою розчину. Гідроліз, константи гідролізу. Буферні розчини. <u>СР.</u> Іон-дипольна взаємодія у розчинах електролітів. Механізми утворення йонів у розчинах.

	Теорія сильних електролітів Дебая-Хюккеля. Іонна атмосфера. Зв'язок середнього іонного коефіцієнта активності сильних електролітів з іонною силою розчинів. Іон-іонна взаємодія у концентрованих розчинах, асоціація іонів. Тема 4.2. Електрична провідність (електропровідність) розчинів електролітів Питома, молярна електропровідність. Залежність питомої та молярної електропровідності слабких і сильних електролітів від концентрації та температури. Гранична молярна електропровідність, методи її визначення. Рухливість іонів, її залежність від температури, природи іонів та в'язкості розчинника. Закон незалежного руху іонів Кольрауша. <u>СР.</u> Числа переносу та методи їх визначення. Аномальні числа переносу. Теорія електропровідності сильних електролітів Дебая-Хюккеля-Онзагера. Коефіцієнт електропровідності. Електрофоретичний та релаксаційний ефекти, їх вплив на електропровідність. Рівняння Дебая-Хюккеля-Онзагера. Механізми переносу струму в розчинах. Тема 4.3. Електрорушійні сили (ЕРС) та електродні потенціали Механізм виникнення електродних потенціалів. Подвійний електричний шар. Рівняння для розрахунку ЕРС електрохімічної системи. Електродні потенціали за водневою шкалою. Стандартні електродні потенціали. Електрохімічний ряд напруг. Класифікація електродів. Електроди першого та другого роду, газові, окисно-відновні. Залежність електродних потенціалів від активності іонів, що визначають потенціал. Основні типи гальванічних ланцюгів: хімічні та концентраційні. <u>СР.</u> Термодинаміка гальванічного елементу. Визначення напрямку та термодинамічних параметрів хімічної реакції, що перебігає у гальванічному елементі. Розрахунок констант рівноваги електрохімічних процесів. Дифузійний потенціал, механізм його виникнення. Методи урахування та усунення дифузійних потенціалів. Ланцюги без переносу та з переносом. Методи вимірювання ЕРС гальванічних елементів та електродних потенціалів. Електроди порівняння. Елемент Вестона. Тема 4.4. Нерівноважні процеси у розчинах електролітів Електроліз. Закони електролізу Фарадея. Вихід продуктів електролізу за струмом. <u>СР.</u> Істинні та позірні порушення законів електролізу. Електродна поляризація, її види. Перенапруга водню, застосування цього явища в електролізі. Хімічні джерела струму; вимоги, що до них висуваються. Елементи та акумулятори. Корозія. Механізм електрохімічної корозії. Способи захисту від корозії: захисні покриття, катодний та протекторний захист, пасивування металів. Інгібітори корозії.
--	---

Практичні заняття

Метою практичних занять є закріплення теоретичних положень освітнього компонента «Фізична хімія» і набуття здобувачами умінь та досвіду їх практичного застосування.

№	Тема та опис запланованої роботи			
1	Загальні властивості двокомпонентних систем. нелетких речовин летких розчинниках.	Закон	Розчини у	Рауля.

	<i>Розв'язання типових задач.</i>
<i>2</i>	<i>Визначення напрямку та термодинамічних параметрів хімічної реакції, що перебігає у гальванічному елементі. Розрахунок констант рівноваги електрохімічних процесів. Написання модульної контрольної роботи.</i>

Лабораторні заняття

Основні завдання циклу лабораторних занять полягають у закріпленні теоретичних положень освітнього компонента «Фізична хімія» і набутті здобувачів умінь та досвіду застосування їх на практиці.

<i>№</i>	<i>Назва лабораторної роботи</i>
<i>1</i>	<i>Калориметрія</i>
<i>2</i>	<i>Хімічна рівновага</i>
<i>3</i>	<i>Кінетика гетерогенних процесів</i>

6. Самостійна робота

Самостійна робота здобувачів (СР) протягом семестру включає повторення лекційного матеріалу, підготовку до лабораторних робіт, оформлення звітів, підготовку до написання МКР, виконання індивідуального завдання, підготовку до екзамену. Рекомендована кількість годин, яка відводиться на підготовку до зазначених видів робіт:

<i>Вид СР</i>	<i>Кількість годин на підготовку (164 год)</i>
<i>Робота над лекційним матеріалом, підготовка до лабораторних робіт, виконання індивідуального завдання (РГР)</i>	<i>44+30+30</i>
<i>Підготовка до МКР</i>	<i>30</i>
<i>Підготовка до екзамену</i>	<i>30</i>

Політика та контроль

7. Політика освітнього компонента

У звичайному режимі роботи університету лекції та практичні заняття проводяться в навчальних аудиторіях, лабораторні заняття – лабораторії кафедри. У дистанційному режимі при читанні лекцій, проведенні практичних та лабораторних занять застосовуються засоби для відеоконференцій (Google Meet тощо), матеріали розміщуються на платформі Sikorsky-distance (Moodle). Відвідування лекцій та лабораторних занять є обов'язковим.

Перед початком чергової теми лектор може надсилати питання із застосуванням інтерактивних засобів з метою визначення рівня обізнаності здобувачів за даною темою та підвищення зацікавленості.

Політика дедлайнів та перескладань: визначається п. 8 Положення про поточний, календарний та семестровий контроль результатів навчання в КПІ ім. Ігоря Сікорського

Політика щодо академічної доброчесності: визначається політикою академічної чесності та іншими положеннями Кодексу честі університету.

8. Види контролю та рейтингова система оцінювання результатів навчання (PCO)

Види контролю встановлюються відповідно до Положення про поточний, календарний та семестровий контроль результатів навчання в КПІ ім. Ігоря Сікорського:

1. Поточний контроль: виконання та захист лабораторних робіт, написання МКР, виконання індивідуального завдання (РГР).
2. Семестровий контроль: письмовий екзамен.

Рейтингова система оцінювання результатів навчання

Рейтинг здобувача розраховується виходячи зі 100-бальної шкали, з них 50 балів складає стартова шкала. Стартовий рейтинг (протягом семестру) складається з балів, що здобувач отримує за:

- 1) виконання 3 лабораторних робіт;
- 2) написання модульної контрольної роботи;
- 3) виконання індивідуального завдання (РГР).

Критерії нарахування балів:

- Лабораторні роботи

Ваговий бал – 5 балів. Максимальна кількість балів за 3 лабораторні роботи дорівнює: 5 балів $\times$ 3 = 15 балів.

Ваговий бал лабораторних робіт складається з:

- самостійної підготовки до роботи (опанування теорією, написання якісного протоколу) – 1 бал;

- якісного виконання (оформлення) лабораторної роботи – 2 бали;

- своєчасного захисту роботи (відповіді на запитання до роботи) – 2 бали.

- Написання МКР.

Ваговий бал – 20. Запитання і завдання МКР носять як теоретичний, так і практичний характер. Зараховується при написанні у встановлений термін.

- Виконання індивідуального завдання (РГР).

Ваговий бал – 15. Завдання носять практичний характер. Зараховується при виконанні у встановлений термін.

На екзамені здобувачі виконують письмову роботу. Екзаменаційна робота оцінюється у 50 балів.

Система оцінювання завдань:

- «відмінно», повне безпомилкове розв'язування завдання – 5 - 4,5 балів;
- «добре», повне розв'язування завдання з несуттєвими неточностями – 4 - 3,5 бали;
- «задовільно», завдання виконане з певними недоліками – 3 - 2 бали;
- «незадовільно», завдання не виконано – 0 балів.

Максимальна сума балів, яку здобувач може набрати протягом семестру, складає 50 балів:

$$RC = r_{\text{ЛР}} + r_{\text{МКР}} + r_{\text{РГР}} = 15 + 20 + 15 = 50 \text{ балів}$$

Умовою допуску до екзамену є виконання та захист лабораторних робіт, написання МКР та виконання індивідуального завдання.

Таблиця відповідності рейтингових балів оцінкам за університетською шкалою:

<i>Кількість балів</i>	<i>Оцінка</i>
100-95	Відмінно
94-85	Дуже добре
84-75	Добре
74-65	Задовільно
64-60	Достатньо
Менше 60	Незадовільно
Не виконані умови допуску	Не допущено

9. Додаткова інформація з освітнього компонента

Перелік питань до МКР, екзамену та теми індивідуальних завдань наведені у Moodle (платформа Sikorsky-distance).

Робочу програму освітнього компонента (силабус):

Складено доцентом кафедри фізичної хімії:

к.т.н., доц. Пилипенко Т.М.

Погоджено Методичною комісією факультету (протокол № 10 від 21.06.2024 р.)

Ухвалено кафедрою фізичної хімії (протокол № 12 від 24.06.2024 р.)¹

¹ Силабус спочатку погоджується метод. комісією, а потім ухвалюється кафедрою.