



Фізична та колоїдна хімія

Робоча програма освітньої компоненти (Силабус)

Реквізити освітньої компоненти

Рівень вищої освіти	<i>Перший (бакалаврський)</i>
Галузь знань	<i>10 Природничі науки</i>
Спеціальність	<i>101 Екологія</i>
Освітня програма	<i>Екологічна безпека</i>
Статус дисципліни	<i>Нормативна</i>
Форма навчання	<i>очна(денна)/дистанційна/змішана</i>
Рік підготовки, семестр	<i>3 курс, осінній семестр</i>
Обсяг дисципліни	<i>5 кредитів</i>
Семестровий контроль/ контрольні заходи	<i>Екзамен письмовий</i>
Розклад занять	<i>Лекція 2 години на тиждень (1 пара), лабораторні заняття 2 години на тиждень (1 пара) за розкладом на rozklad.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> Лабораторні заняття: <i>к.т.н., доцент Пилипенко Тетяна Миколаївна, pilipenkotm@bigmir.net²</i>
Розміщення курсу	<i>Платформа Sikorsky-distance (Moodle)</i>

Програма освітньої компоненти

1. Опис освітньої компоненти, її мета, предмет вивчення та результати навчання

Освітня компонента «Фізична та колоїдна хімія» поглиблює та поєднує фундаментальні знання, набуті при вивченні попередніх дисциплін, дає теоретичну підготовку, необхідну для розуміння та подальшого вивчення різних процесів. Фізична та колоїдна хімія не тільки закладає фундамент для подальшого засвоєння спеціальних дисциплін, але й формує в майбутніх спеціалістів науковий погляд на світ у цілому.

Предмет освітньої компоненти: 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 освітньої компоненти є формування у студентів здатностей:

здатність до критичного осмислення основних теорій, методів та принципів природничих наук (К 15).

Після засвоєння освітньої компоненти студенти мають продемонструвати такі результати навчання:

ПР 02

Розуміти основні екологічні закони, правила та принципи охорони довкілля та природокористування

ПР 03

Розуміти основні концепції, теоретичні та практичні проблеми в галузі природничих наук, що необхідні для аналізу і прийняття рішень в сфері екології, охорони довкілля та оптимального природокористування

ПР 19

Підвищувати професійний рівень шляхом продовження освіти та самоосвіти

ПР 26

Проводити лабораторні дослідження із застосуванням сучасних приладів, забезпечувати достатню точність вимірювання та достовірність результатів, обробляти отримані результати

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

Вивчення освітньої компоненти базується на знаннях, отриманих студентами при вивченні загальної та неорганічної хімії, органічної хімії, аналітичної хімії, якісного та кількісного аналізу.

Освітні компоненти, які базуються на результатах навчання: спец. дисципліни, підготовка дипломного бакалаврського проєкту (роботи).

3. Зміст освітньої компоненти

Вступ. Предмет і завдання освітньої компоненти «Фізична та колоїдна 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 несамоочинні 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 імовірністю.

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.

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 вирження 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.

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 Труттона.

Розрахунки за цими рівняннями. Метод визначення відповідних теплот фазових перетворень. Фазова діаграма сірки. Діаграма стану діоксиду вуглецю.

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 іонів 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.

Розділ 5. ПОВЕРХНЕВІ ЯВИЩА ТА ДИСПЕРСНІ СИСТЕМИ

Тема 5.1. Поверхневі та адсорбційні явища

Основні методи вимірювання поверхневого натягу рідин. Вимірювання поверхневого натягу на границі рідина-рідина.

Визначення поняття адсорбції. Величини повної та надлишкової (гіббсової) адсорбції. Шляхи зменшення вільної поверхневої енергії у дисперсних системах. Залежність поверхневого натягу від складу розчину. Поверхнево-активні та поверхнево-інактивні речовини. Адсорбція на рідкій поверхні поверхнево-активних речовин (ПАР). Термодинаміка адсорбції, адсорбційне рівняння Гіббса (зв'язок поверхневого натягу з хімічним потенціалом), його аналіз. Поверхнева активність речовин і її характеристика. Будова молекул ПАР та її вплив на поверхневу активність. Правило Траубе. Будова адсорбційних шарів ПАР і визначення розмірів молекул. Рівняння Шишковського.

Адгезія, змочування і розтікання рідин. Адгезія і когезія. Природа сил взаємодії при адгезії. Рівняння Дюпре для роботи адгезії. Кут змочування (крайовий кут). Зв'язок роботи адгезії з крайовим кутом змочування (рівняння Дюпре-Юнга). Ліофільність та ліофобність поверхонь. Вплив ПАР на змочуваність твердих поверхонь. Тепло змочування. Визначення змочуваності за Ребіндером. Умови розтікання рідин. Коефіцієнт розтікання за Гаркінсом.

Класифікація механізмів адсорбції (фізична адсорбція, хемосорбція та іонообмінна адсорбція). Природа адсорбційних сил.

Адсорбція парів і газів на твердій поверхні. Емпіричне рівняння ізотерми адсорбції Фрейндліха. Теорія мономолекулярної адсорбції. Рівняння Ленгмюра (залежність адсорбції від концентрації чи тиску), його аналіз. Лінійна форма рівняння ізотерми Ленгмюра і визначення констант рівняння. Теорія полімолекулярної адсорбції БЕТ (Брунауера-Емета-Телера). Фізичний зміст констант у рівнянні БЕТ. Застосування рівняння БЕТ для визначення питомої поверхні адсорбентів.

Високодисперсні та поруваті адсорбенти: класифікація, методи отримання, коротка характеристика. Цеоліти: молекулярно-ситовий ефект. Вплив природи адсорбента і адсорбата на величину адсорбції. Потенціальна теорія полімолекулярної адсорбції Поляні: адсорбційний потенціал, характеристичні криві. Капілярна конденсація.

Тема 5.2. Електроповерхневі явища

Будова подвійного електричного шару (ПЕШ). Загальна характеристика будови ПЕШ та історія розвитку уявлень щодо нього (теорії Гельмгольца-Перена, Гуї-Чепмена і Штерна). Термодинамічний та електрокінетичний потенціали. Зміна ПЕШ і електрокінетичного потенціалу при дії різних факторів. Вплив індиферентних і неіндиферентних електролітів на величину електрокінетичного потенціалу. Ізоелектричний стан. Перезарядка поверхні. Залежність електрокінетичного потенціалу від температури.

Електрокінетичні явища. Електричні властивості дисперсних систем. Будова міцели. Дослід Рейса. Електрофорез і електроосмос. Потенціал течії та потенціал седиментації. Кількісна характеристика електрокінетичних явищ (рівняння Гельмгольца-Смолуховського). Методи визначення величини електрокінетичного потенціалу. Практичне використання прямих та зворотніх електрокінетичних явищ.

Тема 5.3. Методи одержання, очистки та властивості дисперсних систем

Методи одержання дисперсних систем. Диспергаційні та конденсаційні методи одержання дисперсних систем. Адсорбційне зниження міцності тіл. Ефект Ребіндера, його практичне значення та області застосування. Приклади одержання дисперсних систем методами фізичної та хімічної конденсації. Пептизація. Методи очищення ліозолів – діаліз, електродіаліз, ультрафільтрація. Застосування методів одержання дисперсних систем у хімічних та біохімічних технологіях.

Визначення розміру частинок дисперсних систем. Седиментація та дисперсійний аналіз. Закон Стокса. Кількісний опис седиментації частинок дисперсних систем. Принципи седиментаційного аналізу. Седиментаційний аналіз моно-, бі- та полідисперсних систем. Аналіз седиментаційної кривої. Побудова кривої розподілу частинок за радіусами. Седиментація у штучному гравітаційному полі.

Молекулярно-кінетичні властивості дисперсних систем.

Оптичні властивості дисперсних систем.

Тема 5.4. Фізико-хімічна механіка дисперсних систем та колоїдно-хімічне матеріалознавство

В'язкість. Нормальні (ньютонівські) та неньютонівські рідини. Рівняння Ньютона та Пуазейля. Динамічна в'язкість і методи її зміни. Рівняння Ейнштейна для в'язкості рідких дисперсних систем, границі його застосування. Структурна в'язкість, її причини.

Структуроутворення. Фізико-хімічна механіка дисперсних систем і твердих тіл. Механічні властивості та їх опис за допомогою реологічних моделей. Вільнодисперсні та зв'язанодисперсні системи, їх ознаки. Структуровані рідини.

Суспензії, їх загальна характеристика. Стабілізація суспензій, їх властивості та застосування. Пасту.

Емульсії, їх класифікація. Емульсії першого та другого роду, розведені, концентровані, висококонцентровані, критичні. Методи визначення типу емульсії. Одержання емульсій та їх стабілізація. Правило Банкрофта. Обернення фаз емульсій. Руйнування емульсій. Емульсії у природі та техніці. Емульсійні фарби, латекси, емульсоли.

Піни, їх загальна характеристика. Одержання стійких пін і фактори, що впливають на стійкість пін. Основи пінної флотації. Руйнування пін.

Аерозолі, їх загальна характеристика. Стійкість аерозолів. Методи одержання та руйнування аерозолів. Аерозолі у природі та техніці. Екологічний захист від шкідливих аерозолів.

4. Навчальні матеріали та ресурси

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

Базова:

1. Лебідь В.І. Фізична хімія. Харків: Фоліо, 2005. 478 с.
2. Фізична хімія / За ред. В.В. Манка. Київ: ІНК ОС, 2007. 196 с.
3. Основи колоїдної хімії: фізико-хімія поверхневих явищ і дисперсних систем. М.О. Мchedлов-Петросян, В.І. Лебідь, О.М. Гладкова та ін. Х.: ХНУ ім. В.Н. Каразіна, 2004. 300 с.

Додаткова

1. Яцимірський В.К. Фізична хімія. Київ - Ірпінь: Перун, 2007. 512 с.
2. Г.Г. Михайленко, Д.В. Миронов. Дисперсні системи і поверхневі явища. Колоїдна хімія: навчальний посібник. Одеса: Екологія, 2005. 172 с.

Інформаційні ресурси

Фізична хімія. Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт для студентів нехімічних спеціальностей. Київ: Вид-во НТУУ «КПІ», 2012. 80 с.

Методичні вказівки до лабораторних робіт з курсу «Поверхневі явища та дисперсні системи для студентів хіміко-технологічних спеціальностей усіх форм навчання. К.: Вид-во НТУУ «КПІ», 2000, 2012. 40 с.

Навчальний контент

5. Методика опанування освітньої компоненти

Лекційні заняття

Вичитування лекцій з освітньої компоненти проводиться паралельно з лабораторними заняттями, а також розглядом студентами 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.

№	Дата	Опис заняття
1	05.09-10.09.2022 р.	<p>Вступ. Предмет і завдання освітньої компоненти «Фізична та колоїдна хімія».</p> <p>Розділ 1. ОСНОВИ ХІМІЧНОЇ ТЕРМОДИНАМІКИ</p> <p>Тема 1.1. Предмет, задачі та основні поняття хімічної термодинаміки</p> <p>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.</p> <p>Тема 1.2. Застосування першого закону термодинаміки до хімічних процесів</p>

2	12.09-17.09.2022 р.	<p>Формулювання та аналітичний вираз першого закону термодинаміки. Ентальпія. Теплові ефекти ізохорних та ізобарних процесів, зв'язок між ними.</p> <p>Термохімія. Теплові ефекти реакції. Закон Гесса. Теплота утворення речовини. Розрахунок теплового ефекту хімічної реакції за теплотами утворення учасників реакції.</p> <p>Теплоємність: середня, істинна, молярна, питома; зв'язок між ними. Теплоємність газів, рідин та твердих речовин.</p> <p>Теплота розчинення. Теплота нейтралізації. Теплота згорання хімічної сполуки. Розрахунок теплового ефекту хімічної реакції за теплотами згорання її учасників.</p> <p>Залежність теплоємності від температури. Розрахунки C_p речовини за будь-якої температури.</p> <p>Зміна теплоємності системи в результаті хімічної реакції. Залежність теплового ефекту від температури. Закон Кірхгофа. Наближені розрахунки теплових ефектів за умови заданої температури.</p> <p>Калориметричні виміри. Залежність теплот фазових переходів від температури.</p>
3	19.09-24.09.2022 р.	<p>Тема 1.3. Застосування другого закону термодинаміки до хімічних процесів</p> <p>Самочинні та несамоочинні процеси. Інтенсивні та екстенсивні властивості. Формулювання та аналітичний вираз другого закону термодинаміки. Ентропія. Зміна ентропії як критерій напрямку перебігу самоочинних процесів і стану рівноваги в ізольованих системах. Зміна ентропії у фізичних процесах (при нагріванні речовин, розширенні ідеальних газів, при фазових перетвореннях).</p> <p>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.</p> <p>Статистичний характер другого закону термодинаміки. Зв'язок між ентропією системи та її термодинамічною імовірністю.</p>
4	26.09-01.10.2022 р.	<p>Тема 1.4. Термодинамічні потенціали</p> <p>Енергії Гіббса та Гельмгольца, зв'язок між ними. Максимальна корисна робота ізохорного та ізобарного процесів. Критерії напрямку самоочинних 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.</p> <p>Розрахунки зміни енергії Гіббса у хімічній реакції за допомогою таблиць термодинамічних величин. Визначення напряму перебігу хімічного процесу.</p> <p>Хімічний потенціал. Зв'язок хімічного потенціалу ідеального газу з його тиском.</p> <p>Залежність ΔG та ΔF від температури. Рівняння Гіббса-Гельмгольца. Розрахунки зміни енергії Гіббса у хімічному процесі за різних температур.</p> <p>Хімічний потенціал реального газу. Фугітивність і коефіцієнт фугітивності.</p>
5	03.10-08.10.2022 р.	Тема 1.5. Хімічна рівновага

		<p><i>Ознаки та властивості хімічної рівноваги. Зміна стану рівноваги як одна з найважливіших умов керування хімічним процесом.</i></p> <p><i>Закон діючих мас. Константа рівноваги та способи її вирження 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.</i></p> <p><i>Рівняння ізотерми хімічної реакції. Розрахунок константи рівноваги за рівнянням стандартної ізотерми.</i></p> <p><i>Вплив зовнішніх умов (тиск, температура, концентрація) на хімічну рівновагу. Принцип Ле Шательє. Залежність константи рівноваги від температури, рівняння ізобари та ізохори хімічної реакції.</i></p> <p><i>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.</i></p>
6	10.10-15.10.2022 р.	<p>Розділ 2. ХІМІЧНА КІНЕТИКА</p> <p>Тема 2.1. Формальна кінетика</p> <p><i>Термодинамічний та кінетичний критерії реакційної здатності хімічної системи. Прості та складні реакції. Механізм хімічного процесу. Молекулярність. Швидкість реакції. Лімітуюча стадія.</i></p> <p><i>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.</i></p> <p><i>Кінетично необоротні реакції нульового, першого, другого та третього порядків. Кінетичні рівняння для цих реакції, розмірність констант швидкості та формули для розрахунків констант швидкості. Час (період) напівперетворення, його залежність від концентрації у реакціях різних порядків.</i></p> <p><i>Методи визначення порядку реакції: метод підстановки, графічний метод, визначення порядку реакції за часом напівперетворення, метод Вант-Гоффа.</i></p> <p><i>Кінетика складних реакцій. Паралельні, оборотні, послідовні, супряжені реакції.</i></p> <p><i>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.</i></p> <p><i>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.</i></p> <p><i>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.</i></p>
7	17.10-22.10.2022 р.	<p>Тема 2.2. Кінетика гетерогенних процесів та поняття про каталіз</p> <p><i>Специфіка та основні стадії гетерогенних процесів. Дифузія. Закони Фіка. Коефіцієнт дифузії, його залежність від температури.</i></p>

		<p>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.</p> <p>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.</p> <p>Вплив каталізаторів на кінетичні параметри реакцій. Види гомогенного каталізу. Кислотно-основний каталіз. Механізм та енергетичні діаграми гомогенного та гетерогенного каталізу. Промотування та отруєння каталізаторів.</p>
8	24.10-29.10.2022 р.	<p>Розділ 3. ФАЗОВІ РІВНОВАГИ ТА ВЧЕННЯ ПРО РОЗЧИНИ</p> <p>Тема 3.1. Основні поняття фазових рівноваг</p> <p>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.</p> <p>Тема 3.2. Загальні властивості одно- та двокомпонентних систем</p> <p>Застосування правила фаз до однокомпонентних систем. Діаграми стану однокомпонентних систем. $p - T$ діаграма для води, її особливості.</p> <p>Застосування правила фаз Гіббса до двокомпонентних систем. Способи вираження та графічного зображення складу двокомпонентних систем.</p> <p>Загальна характеристика розчинів. Класифікація розчинів: ідеальні, гранично розведені та реальні. Закон Рауля.</p> <p>Рівняння Клаузіуса-Клапейрона для процесів випаровування та сублімації. Правило Трутона. Розрахунки за цими рівняннями. Метод визначення відповідних теплот фазових перетворень. Фазова діаграма сірки. Діаграма стану діоксиду вуглецю.</p> <p>Зв'язок між різними способами вираження складу двокомпонентних систем.</p> <p>Хімічний потенціал компонентів у ідеальних розчинах. Активність та коефіцієнт активності компонентів реального розчину.</p>
9	31.10-05.11.2022 р.	<p>Розділ 4. РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ, ЕЛЕКТРОХІМІЯ</p> <p>Тема 4.1. Рівноваги у розчинах електролітів</p> <p>Основні положення класичної теорії електролітичної дисоціації Арреніуса. Класифікація електролітів. Константа та ступінь електролітичної дисоціації. Закон розведення Оствальда. Електролітична дисоціація води; pH розчинів.</p> <p>Іон-іонні взаємодії у розчинах електролітів. Активність та коефіцієнт активності електроліта.</p>

		<p>Іонна сила розчину. Правило іонної сили. Зв'язок коефіцієнта активності електроліта з іонною силою розчину. Гідроліз, константи гідролізу. Буферні розчини.</p> <p>Іон-дипольна взаємодія у розчинах електролітів. Механізми утворення іонів у розчинах.</p> <p>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.</p> <p>Тема 4.2. Електрична провідність (електропровідність) розчинів електролітів</p> <p>Питома, молярна електропровідність. Залежність питомої та молярної електропровідності слабких і сильних електролітів від концентрації та температури. Гранична молярна електропровідність, методи її визначення.</p> <p>Рухливість іонів, її залежність від температури, природи іонів та в'язкості розчинника. Закон незалежного руху іонів Кольрауша.</p> <p>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.</p>
10	07.11-12.11.2022 р.	<p>Тема 4.3. Електрорушійні сили (ЕРС) та електродні потенціали</p> <p>Механізм виникнення електродних потенціалів. Подвійний електричний шар. Рівняння для розрахунку ЕРС електрохімічної системи.</p> <p>Електродні потенціали за водневою шкалою. Стандартні електродні потенціали. Електрохімічний ряд напруг.</p> <p>Класифікація електродів. Електроди першого та другого роду, газові, окисно-відновні. Залежність електродних потенціалів від активності іонів, що визначають потенціал.</p> <p>Основні типи гальванічних ланцюгів: хімічні та концентраційні.</p> <p>Термодинаміка гальванічного елементу. Визначення напрямку та термодинамічних параметрів хімічної реакції, що перебігає у гальванічному елементі. Розрахунок констант рівноваги електрохімічних процесів.</p> <p>Дифузійний потенціал, механізм його виникнення. Методи урахування та усунення дифузійних потенціалів. Ланцюги без переносу та з переносом.</p> <p>Методи вимірювання ЕРС гальванічних елементів та електродних потенціалів. Електроди порівняння. Елемент Вестона.</p> <p>Тема 4.4. Нерівноважні процеси у розчинах електролітів</p> <p>Електроліз. Закони електролізу Фарадея. Вихід продуктів електролізу за струмом. Істинні та позірні порушення законів електролізу.</p> <p>Електродна поляризація, її види. Перенапруга водню, застосування цього явища в електролізі.</p> <p>Хімічні джерела струму; вимоги, що до них висуваються. Елементи та акумулятори.</p>
11	14.11-19.11.2022 р.	

		<i>Корозія. Механізм електрохімічної корозії. Способи захисту від корозії: захисні покриття, катодний та протекторний захист, пасивування металів. Інгібітори корозії.</i>
12	21.11-26.11.2022 р.	<p><i>Розділ 5. ПОВЕРХНЕВІ ЯВИЩА ТА ДИСПЕРСНІ СИСТЕМИ</i> Тема 5.1. Поверхневі та адсорбційні явища <i>Основні методи вимірювання поверхневого натягу рідин. Вимірювання поверхневого натягу на границі рідина-рідина.</i></p> <p><i>Визначення поняття адсорбції. Величини повної та надлишкової (гіббсової) адсорбції. Шляхи зменшення вільної поверхневої енергії у дисперсних системах. Залежність поверхневого натягу від складу розчину. Поверхнево-активні та поверхнево-інактивні речовини. Адсорбція на рідкій поверхні поверхнево-активних речовин (ПАР). Термодинаміка адсорбції, адсорбційне рівняння Гіббса (зв'язок поверхневого натягу з хімічним потенціалом), його аналіз. Поверхнева активність речовин і її характеристика. Будова молекул ПАР та її вплив на поверхневу активність. Правило Траубе. Будова адсорбційних шарів ПАР і визначення розмірів молекул. Рівняння Шишковського.</i></p>
13	28.11-03.12.2022 р.	<p><i>Адгезія, змочування і розтікання рідин. Адгезія і когезія. Природа сил взаємодії при адгезії. Рівняння Дюпре для роботи адгезії. Кут змочування (крайовий кут). Зв'язок роботи адгезії з крайовим кутом змочування (рівняння Дюпре-Юнга). Ліофільність та ліофобність поверхонь. Вплив ПАР на змочуваність твердих поверхонь. Теплоота змочування. Визначення змочуваності за Ребіндером. Умови розтікання рідин. Коефіцієнт розтікання за Гаркінсом.</i></p> <p><i>Класифікація механізмів адсорбції (фізична адсорбція, хемосорбція та іонообмінна адсорбція). Природа адсорбційних сил.</i></p>
14	05.12-10.12.2022 р.	<p><i>Адсорбція парів і газів на твердій поверхні. Емпіричне рівняння ізотерми адсорбції Фрейндліха. Теорія мономолекулярної адсорбції. Рівняння Ленгмюра (залежність адсорбції від концентрації чи тиску), його аналіз. Лінійна форма рівняння ізотерми Ленгмюра і визначення констант рівняння. Теорія полімолекулярної адсорбції БЕТ (Брунауера-Емета-Телера). Фізичний зміст констант у рівнянні БЕТ. Застосування рівняння БЕТ для визначення питомої поверхні адсорбентів.</i></p> <p><i>Високодисперсні та поруваті адсорбенти: класифікація, методи отримання, коротка характеристика. Цеоліти: молекулярно-ситовий ефект. Вплив природи адсорбента і адсорбата на величину адсорбції. Потенціальна теорія полімолекулярної адсорбції Поляні: адсорбційний потенціал, характеристичні криві. Капілярна конденсація.</i></p>
15	12.12-17.12.2022 р.	<p>Тема 5.2. Електроповерхневі явища <i>Будова подвійного електричного шару (ПЕШ). Загальна характеристика будови ПЕШ та історія розвитку уявлень щодо нього (теорії Гельмгольца-Перена, Гуї-Чепмена і Штерна). Термодинамічний та електрокінетичний потенціали. Зміна ПЕШ і електрокінетичного потенціалу при дії різних факторів. Вплив індиферентних і неіндиферентних електролітів на величину електрокінетичного потенціалу. Ізоелектричний стан. Перезарядка поверхні. Залежність електрокінетичного потенціалу від температури.</i></p>

16	19.12-24.12.2022 р.	<p>Електрокінетичні явища. Електричні властивості дисперсних систем. Будова міцели. Дослід Рейса. Електрофорез і електроосмос. Потенціал течії та потенціал седиментації. Кількісна характеристика електрокінетичних явищ (рівняння Гельмгольца-Смолуховського). Методи визначення величини електрокінетичного потенціалу. Практичне використання прямих та зворотніх електрокінетичних явищ.</p> <p>Тема 5.3. Методи одержання, очистки та властивості дисперсних систем</p> <p>Методи одержання дисперсних систем. Диспергаційні та конденсаційні методи одержання дисперсних систем. Адсорбційне зниження міцності тіл. Ефект Ребіндера, його практичне значення та області застосування. Приклади одержання дисперсних систем методами фізичної та хімічної конденсації. Пептизація. Методи очищення ліозолів – діаліз, електродіаліз, ультрафільтрація. Застосування методів одержання дисперсних систем у хімічних та біохімічних технологіях.</p> <p>Визначення розміру частинок дисперсних систем. Седиментація та дисперсійний аналіз. Закон Стокса. Кількісний опис седиментації частинок дисперсних систем. Принципи седиментаційного аналізу. Седиментаційний аналіз моно-, бі- та полідисперсних систем. Аналіз седиментаційної кривої. Побудова кривої розподілу частинок за радіусами. Седиментація у штучному гравітаційному полі.</p> <p>Молекулярно-кінетичні властивості дисперсних систем.</p> <p>Оптичні властивості дисперсних систем.</p>
17	26.12-31.12.2022 р.	<p>Тема 5.4. Фізико-хімічна механіка дисперсних систем та колоїдно-хімічне матеріалознавство</p> <p>В'язкість. Нормальні (ньютонівські) та неньютонівські рідини. Рівняння Ньютона та Пуазейля. Динамічна в'язкість і методи її зміни. Рівняння Ейнштейна для в'язкості рідких дисперсних систем, границі його застосування. Структурна в'язкість, її причини.</p> <p>Структуроутворення. Фізико-хімічна механіка дисперсних систем і твердих тіл. Механічні властивості та їх опис за допомогою реологічних моделей. Вільнодисперсні та зв'язанодисперсні системи, їх ознаки. Структуровані рідини.</p>
18	02.01-07.01.2023 р.	<p>Суспензії, їх загальна характеристика. Стабілізація суспензій, їх властивості та застосування. Пасту.</p> <p>Емульсії, їх класифікація. Емульсії першого та другого роду, розведені, концентровані, висококонцентровані, критичні. Методи визначення типу емульсії. Одержання емульсій та їх стабілізація. Правило Банкрофта. Обернення фаз емульсій. Руйнування емульсій. Емульсії у природі та техніці. Емульсійні фарби, латекси, емульсоли.</p> <p>Піни, їх загальна характеристика. Одержання стійких пін і фактори, що впливають на стійкість пін. Основи пінної флотації. Руйнування пін.</p> <p>Аерозолі, їх загальна характеристика. Стійкість аерозолів. Методи одержання та руйнування аерозолів. Аерозолі у природі та техніці. Екологічний захист від шкідливих аерозолів.</p>

Лабораторні заняття

Основні завдання циклу лабораторних занять полягають у закріпленні теоретичних положень освітньої компоненти «Фізична та колоїдна хімія» і набутті студентами умінь та досвіду застосування їх на практиці.

Тиждень	Назва лабораторної роботи
1-3	Калориметрія
4-6	Хімічна рівновага
7-9	Кінетика гетерогенних процесів
10-12	Адсорбція
13-15	Поверхневий натяг
16-18	Електрофорез

6. Самостійна робота студента

Самостійна робота студента (СРС) 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:

Вид СРС	Кількість годин на підготовку
Повторення лекційного матеріалу, підготовка до лабораторних робіт, виконання індивідуального завдання	2,5 години на тиждень
Підготовка до МКР (повторення матеріалу)	3 години
Підготовка до екзамену	30 годин

Політика та контроль

7. Політика освітньої компоненти

У звичайному режимі роботи університету лекції проводяться в навчальних аудиторіях, лабораторні заняття – лабораторіях кафедри. У дистанційному режимі при читанні лекцій, проведенні 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.
- 2 Календарний контроль: проводиться двічі на семестр як моніторинг поточного стану виконання вимог силабусу.
- 3 Семестровий контроль: письмовий екзамен.

Рейтингова система оцінювання результатів навчання

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

- 1) виконання 6 лабораторних робіт;
- 2) написання модульної контрольної роботи;
- 3) виконання індивідуального завдання.

Критерії нарахування балів:

- Лабораторні роботи

Ваговий бал – 4 бали. Максимальна кількість балів за всі лабораторні роботи дорівнює: 4 бали x 6 = 24 балів.

Ваговий бал лабораторних робіт складається з:

- самостійної підготовки до роботи (опанування теорією, написання якісного протоколу) – 1 бал;
 - якісного виконання (оформлення) лабораторної роботи – 1 бал;
 - 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 термін².

- Виконання індивідуального завдання.

Ваговий бал – 6. Завдання носять практичний характер. Зараховується при виконанні у встановлений термін.

На екзамені студенти 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 студент може набрати протягом семестру, складає 50 балів:

$$RC = r_{лр} + r_{мкр} + r_{із} = 20 + 20 + 10 = 50 \text{ балів}$$

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 освітньої компоненти

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

Робочу програму освітньої компоненти (силабус):

Складено доцентом кафедри фізичної хімії:

к.т.н., доц. Пилипенко Т.М.

Ухвалено кафедрою фізичної хімії (протокол № 12 від 23.06.2022 р.)¹

Погоджено Методичною комісією факультету ІХФ (протокол № 10 від 24.06.2022 р.)

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