



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>Для всіх освітніх програм спеціальності 161 Хімічні технології та інженерія</i>
Статус дисципліни	<i>Нормативна</i>
Форма навчання	<i>Змішана</i>
Рік підготовки, семестр	<i>2 курс, весняний семестр</i>
Обсяг дисципліни	<i>6,0 кредитів</i>
Семестровий контроль/ контрольні заходи	<i>Екзамен письмовий</i>
Розклад занять	<i>Лекція 2 години на тиждень (1 пара кожного тижня), лабораторний практикум 2 години на тиждень (2 пари один раз на два тижні), практичні заняття 1 година на тиждень (1 пара один раз на два тижні) за розкладом на rozklad.kpi.ua</i>
Мова викладання	<i>Українська</i>
Інформація про керівника курсу / викладачів	Лектор: <i>к.х.н., доцент Каменська Тетяна Анатоліївна, tetyana.kamenska@gmail.com</i> Практичні заняття: <i>к.х.н., доцент Каменська Тетяна Анатоліївна, tetyana.kamenska@gmail.com</i> Лабораторні практикуми: <i>к.х.н., доцент Каменська Тетяна Анатоліївна, tetyana.kamenska@gmail.com</i> <i>к.х.н., доцент Пономарьов Микола Євгенович, myk.ponometryov@gmail.com</i> <i>к.х.н. Чудінович Ольга Василівна, chudinovych@ukr.net</i>
Розміщення курсу	<i>Групи Telegram, частково «Електронний кампус»</i>

Програма освітнього компонента

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

Фізична хімія поглиблює та поєднує фундаментальні знання основних законів природознавства, які були отримані під час вивчення попередніх природничих освітніх компонентів, сприяє формуванню інженерного мислення, надає теоретичну підготовку, що необхідна для розуміння та подальшого вивчення різноманітних технологічних процесів бакалаврами з хімічних технологій та інженерії. Компетенції, які отримані студентами в процесі вивчення цього освітнього компонента, застосовуються ними при подальшому вивченні фахових освітніх компонентів.

Предмет освітнього компонента: *основні фундаментальні закони та закономірності, які визначають перебіг фізико-хімічних процесів та фактори, які на них впливають.*

Метою освітнього компонента є формування у студентів компетентностей:

- абстрактного мислити, аналізувати та синтезувати (ЗК 01);*
- застосовувати знання у практичних ситуаціях (ЗК 02);*

- знати та розуміти предметну область та розуміти професійну діяльність (ЗК 03);
- використовувати положення і методи фундаментальних наук для вирішення професійних задач (ФК 01);
- використовувати методи спостереження, опису, ідентифікації, класифікації об'єктів хімічної технології та промислової продукції (ФК 02);
- використовувати професійно-профільовані знання в галузі природничо-наукових дисциплін для аналізу, оцінювання та проектування технологічних процесів та устаткування, володіти методами спостереження, опису, ідентифікації, класифікації об'єктів хімічної технології та продукції промисловості (ФК 09);
- використовувати знання хімічної термодинаміки в умовах лабораторії або виробництва розраховувати параметри перебігу процесу, здійснювати математичний опис кінетики гомогенних та гетерогенних хімічних процесів, розраховувати електрохімічні параметри, проводити кількісну оцінку поверхневих явищ і дисперсних систем (ФК 10);
- використовувати знання з хімії природних сполук, основ біохімічних перетворень, кінетики ферментативних реакцій для вирішення практичних задач хімічної технології косметичних засобів та харчових добавок (ФК 12).

Після засвоєння навчального компонента студенти мають продемонструвати такі **результати навчання:**

- знати математику, фізику і хімію на рівні, необхідному для досягнення результатів освітньої програми (ПРН 01);
- коректно використовувати у професійній діяльності термінологію та основні поняття хімії, хімічних технологій, процесів і обладнання виробництв хімічних речовин та матеріалів на їх основі (ПРН 02);
- знати і розуміти механізми і кінетику хімічних процесів, ефективно використовувати їх при проектуванні і вдосконаленні технологічних процесів та апаратів хімічної промисловості (ПРН 03);
- здійснювати якісний та кількісний аналіз речовин неорганічного та органічного походження, використовуючи відповідні методи загальної та неорганічної, органічної, аналітичної, фізичної та колоїдної хімії (ПРН 04);
- Знання основних понять, визначень та законів термодинаміки, закономірностей фазових перетворень, теорій хімічної кінетики, властивостей іонних розчинів, які пов'язані з їх здатністю проводити електричний струм, параметрів поверхневих явищ та дисперсних систем (ПРН 16).

ЗНАННЯ:

- термодинамічних, характеристичних функцій та потенціалів;
- основних понять, визначень та законів хімічної термодинаміки, закономірностей фазових перетворень;
- методів впливу на перебіг хімічного процесу з метою вибору оптимальних умов його проведення;
- основних фізико-хімічних властивостей систем, що містять різну кількість складових речовин;
- діаграм стану різнокомпонентних систем;
- класифікації та загальних властивостей розчинів;
- способів вираження складу дво- та трикомпонентних систем;
- методів розділення рідких систем на окремі компоненти або фракції.
- Знання основних понять, визначень та законів термодинаміки, закономірностей фазових перетворень, теорій хімічної кінетики, властивостей іонних розчинів, які пов'язані з їх здатністю проводити електричний струм, параметрів поверхневих явищ та дисперсних систем (ПРН16).

уміння:

- розраховувати теплові ефекти та інші термодинамічні параметри фізико-хімічних процесів;
- вирішувати питання, які пов'язані із визначенням принципової можливості та напрямку перебігу цих процесів.
- обчислювати константу рівноваги хімічної реакції різними методами за будь-яких температур;
- обчислювати зміни різних енергетичних параметрів внаслідок реакції;
- використовувати методи кількісного врахування впливу зовнішніх факторів на перебіг хімічного процесу з метою опанування загальними методами керування хімічними перетвореннями;
- аналізувати вплив зовнішніх факторів на стан рівноваги хімічної системи та вміти визначати оптимальні умови перебігу фізико-хімічного процесу;
- визначати кількість компонентів, фаз, термодинамічних ступенів свободи системи, аналізувати її стан та властивості на основі фазових діаграм;
- обчислювати концентрації розчинів та встановлювати зв'язок між ними;
- розраховувати теплоти фазових перетворень різними методами;
- за допомогою ебуліоскопічного та криоскопічного методів визначати молекулярний стан речовини у розчинах;
- розраховувати або експериментально встановлювати склад рівноважних фаз та їх співвідношення.

досвід:

- використання методів розрахунку енергетичних характеристик хімічного процесу та аналіз впливу різних факторів на ці характеристики на основі законів та закономірностей хімічної термодинаміки;
- застосування методів дослідження багатофазних багатокомпонентних систем для опису фазових перетворень, що супроводжують хімічні реакції.

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

Зазначається перелік освітніх компонентів, знань та умінь, володіння якими необхідні студенту для успішного засвоєння освітньої компоненти:

Вища математика	Аналітичне і графічне диференціювання та інтегрування. Квадратні рівняння. Основи теорії імовірності.
Фізика	Основи термодинаміки. Основи статистичної механіки.
Загальна та неорганічна хімія, Органічна хімія	Будова атома, молекули. Основні закони хімії. Реакції за участю неорганічних та органічних речовин.

Освітні компоненти, які базуються на результатах навчання (постреквізити):

Процеси та апарати хімічних виробництв	Конструкційні особливості апаратів з хімічною та фазовою рівновагою в різнокомпонентних системах.
Загальна хімічна технологія	Термодинамічні умови реалізації хіміко-технологічного процесу. Фазові перетворення у багатокомпонентних системах.
Курсове і дипломне проектування	Розрахунки теплового та матеріального балансів хіміко-технологічного процесу, визначення оптимальних умов його проведення.

3. Зміст освітнього компонента

Розділ 1. ХІМІЧНА ТЕРМОДИНАМІКА

Тема 1.1. Предмет, задачі та основні поняття хімічної термодинаміки

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

Тема 1.2. Застосування першого закону термодинаміки до фізико-хімічних процесів

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

Термохімія. Теплові ефекти реакцій. Закон Гесса. Теплота утворення речовини. Розрахунок теплового ефекту хімічної реакції за теплотами утворення учасників процесу. Теплота згорання хімічної сполуки. Розрахунок теплового ефекту хімічної реакції за теплотами згорання її учасників.

Теплоємність: середня, істинна, молярна, питома; зв'язок між ними. Теплоємність газів, рідин та твердих речовин. Залежність теплоємності речовини від температури. Розрахунки C_p речовини за будь-якої температури.

Зміна теплоємності системи в результаті хімічної реакції. Залежність теплового ефекту процесу від температури. Рівняння Кірхгофа. Наближені розрахунки теплових ефектів за умов заданої температури. Залежність теплот фазових переходів від температури.

Тема 1.3. Застосування другого закону термодинаміки до фізико-хімічних процесів

Самочинні та несамочинні процеси. Інтенсивні та екстенсивні властивості. Формулювання та аналітичний вираз другого закону термодинаміки. Ентропія.

Зміна ентропії як критерій напрямку самочинних процесів та стану рівноваги в ізольованих системах. Зміна ентропії в фізичних процесах (нагрівання речовини, розширення ідеального газу, фазові перетворення). Статистичний характер другого закону термодинаміки. Зв'язок між ентропією системи та її термодинамічною імовірністю.

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.

Тема 1.4. Термодинамічні потенціали

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

Розрахунки зміни енергії Гіббса в хімічній реакції за допомогою таблиць термодинамічних величин. Визначення напрямку перебігу хімічного процесу. Залежність ΔG та ΔF від температури. Рівняння Гіббса-Гельмгольца.

Розрахунки зміни енергії Гіббса в хімічному процесі за різних температур. Хімічний потенціал. Зв'язок хімічного потенціалу ідеального газу з його тиском. Хімічний потенціал реального газу. Фугітивність та 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. Термодинамічне обґрунтування закону 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 в гетерогенних системах.

Рівняння ізотерми хімічної реакції. Розрахунок константи рівноваги за рівнянням ізотерми для стандартного стану.

Вплив зовнішніх умов (тиск, температура, концентрація, додавання інертного газу) на хімічну рівновагу. Принцип Ле Шательє - Брауна. Залежність константи рівноваги від температури, рівняння ізобари та ізохори хімічної реакції. Вибір оптимальних умов проведення хімічного процесу. Комплекс засобів керування хімічним процесом.

Методи теоретичного розрахунку констант рівноваги з використанням таблиць термодинамічних величин: за величиною зміни стандартної енергії Гіббса, комбінування рівноваг, розрахунок за допомогою логарифмів констант рівноваги реакцій утворення учасників процесу. Розрахунок складу рівноважних сумішей.

Розділ 2. ФАЗОВІ РІВНОВАГИ ТА РОЗЧИНИ

Тема 2.1. Основні поняття фазових рівноваг

Фаза, складова речовина, компонент, термодинамічні ступені свободи. Умови термодинамічної рівноваги між фазами. Правило фаз Гіббса. Зміна термодинамічних параметрів при фазових перетвореннях речовини першого роду.

Тема 2.2. Однокомпонентні системи

Застосування правила фаз Гіббса до однокомпонентних систем. Термодинаміка фазових перетворень. Рівняння Клаузіуса-Клапейрона. Теплоти фазових перетворень. Залежність тиску насиченої пари від температури. Нормальна температура кипіння. Рівняння Клаузіуса-Клапейрона для процесів випаровування та сублімації. Розрахунки за цими рівняннями.

Методи визначення відповідних теплот фазових перетворень.

Діаграми стану однокомпонентних систем. «P-T» діаграма для води, її особливості. Фазова діаграма сірки. Діаграма стану діоксиду вуглецю.

Тема 2.3. Двокомпонентні системи

2.3.1. Загальні властивості двокомпонентних систем

Загальні властивості двокомпонентних систем. Застосування правила фаз Гіббса до двокомпонентних систем. Способи вираження та графічного зображення складу двокомпонентних систем. Зв'язок між різними способами вираження складу.

Загальна характеристика розчинів. Класифікація розчинів: ідеальні, гранично розведені та реальні. Закон Рауля. Хімічний потенціал компонентів в ідеальних розчинах.

2.3.2. Рівновага рідина – газ (пара)

Рівновага між розведеним розчином нелеткої речовини та насиченою парою розчинника. Температура кипіння розведених розчинів, її залежність від концентрації розчину. Ебуліоскопічна константа. Ізотонічний коефіцієнт. Ебуліоскопія. Визначення молярної маси речовини та її молекулярного стану у розчинах.

Рівновага рідина - пара в системах із двох необмежено розчинних рідин. Тиск насиченої пари над ідеальними розчинами. Розрахунок складу пари. Тиск насиченої пари над реальними розчинами. додатні та від'ємні відхилення від закону Рауля, їх причини.

Діаграми тиск насиченої пари - склад та температура кипіння - склад подвійних рідких систем з необмеженою розчинністю. Закони Коновалова. Азеотропні розчини. Визначення відносної кількості рівноважних фаз за допомогою правила важеля. Розділення на фракції розчинів із двох рідин, що необмежено розчиняються одна в одній. Перегонка та ректифікація.

Тиск та склад насиченої пари над сумішшю двох взаємно нерозчинних рідин. Перегонка з водяною парою.

2.3.3. Рівновага рідина – рідина

Системи із двох рідин, що обмежено розчиняються. Діаграми взаємної розчинності рідин. Критична температура розчинення. Правило Алексєєва.

Розподіл розчиненої речовини між двома рідкими фазами. Закон розподілу, його термодинамічне обґрунтування. Коефіцієнт розподілу. Фізико-хімічні основи екстракції. Рівняння екстракції.

2.3.4. Рівновага рідина – кристали

Температура замерзання розведених розчинів нелетких речовин. Залежність зниження температури замерзання від концентрації розчинів. Кріоскопія. Визначення молярної маси, ступеня дисоціації та ступеня асоціації розчинених речовин кріоскопічним методом. Колігативні властивості розчинів. Розчинність твердих речовин у рідинах. Ідеальна та реальна розчинність. Залежність розчинності від температури. Рівняння Шредера.

Діаграми плавлення двокомпонентних систем. Термічний аналіз. Криві охолодження та криві нагрівання.

Системи, компоненти яких необмежено розчиняються в рідкому і не розчиняються в твердому стані (діаграми з евтектикою, дистектикою та з перитектикою). Визначення формул хімічних сполук що, утворюються, за допомогою діаграм плавлення. Діаграми розчинності твердих речовин у рідинах.

Системи з необмеженою розчинністю компонентів у рідкому та з обмеженою розчинністю в твердому стані. Діаграми плавлення систем, компоненти яких необмежено розчиняються в рідкому та твердому станах. Дальтоніди та бертоліди.

2.4. Трикомпонентні системи

Застосування правила фаз до трикомпонентних систем. Графічне зображення складу трикомпонентної системи: методи Гіббса та Розебума. Діаграми плавлення трикомпонентних систем без хімічної взаємодії та з утворенням хімічних сполук.

4. Навчальні матеріали та ресурси

Навчальні матеріали, які наведено нижче, доступні у бібліотеці університету. Обов'язковою до вивчення є базова література, інші матеріали – факультативні за винятком[10-14]. Розділи та теми, з якими студент має ознайомитись самостійно, викладач зазначає на лекційних та практичних заняттях.

Базові джерела:

1. 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. Гриф надано Методичною радою КПІ ім. Ігоря Сікорського (протокол № 1 від 16 вересня 2021 р.) за поданням Вченої ради ХТФ (протокол № 7 від 30 червня 2021 р.) Електронне мережне навчальне видання.
2. Чумак В.Л., Іванов С.В. Фізична хімія. – Київ: Книжкове вид-во авіаційного університету, 2007. – 648 с.
3. Лебідь В.І. Фізична хімія. – Харків: Фолю, 2005. – 478 с.

Додаткові джерела:

4. Ковальчук, Є.П. Фізична хімія: Підручник. / Є.П. Ковальчук, О.В. Решетняк – Львів: Видавничий центр ЛНУ імені Івана Франка, 2007. – 800 с.
5. Каплаушенко, А. Г., Фізична хімія :навчальний посібник для студентів фармацевтичного факультету спеціальностей "фармація" і "технологія парфумерно-косметичних засобів"заочної форми навчання /Каплаушенко А.Г., Пряхін О.Р., Похмьолкіна С.О., Чернега

- Г.В. [та 2 інших] ; Міністерство освіти і науки України, Запорізький державний медичний університет, Кафедра фізикоїдної хімії. Львів : Магнолія 2006, 2020. —203 с.
6. de Oliveira, Mário J. author. <http://id.loc.gov/vocabulary/relators/aut> . *Equilibrium Thermodynamics [electronic resource] / by Mário J. de Oliveira. // Springer eBooks - Berlin, Heidelberg : Springer Berlin Heidelberg : Imprint: Springer, 2017. - XI, 400 p. 81 illus. online resource. - (Graduate Texts in Physics, ;ISSN:1868-4513).*
 7. Vogt, Jochen. author. <http://id.loc.gov/vocabulary/relators/aut> *Exam Survival Guide: Physical Chemistry [electronic resource] / by Jochen Vogt. // Springer eBooks - Cham : Springer International Publishing : Imprint: Springer, 2017. - XIII, 382 p. 137 illus., 133 illus. in color. online resource.*
 8. Teixeira-Dias, José J. C. author. <http://id.loc.gov/vocabulary/relators/aut> *Molecular Physical Chemistry [electronic resource] : A Computer-based Approach using Mathematica® and Gaussian / by José J. C. Teixeira-Dias. // Springer eBooks - Cham : Springer International Publishing : Imprint: Springer, 2017. - XVI, 457 p. 270 illus., 17 illus. in color. online resource.*
 9. Фізична хімія: методичні вказівки до практичних занять для студентів напряму підготовки 6.051301 «Хімічна технологія» (161 «Хімічні технології та інженерія») усіх форм навчання / Уклад.: Т.А. Каменська, Т.В. Кірсенко. – К.: НТУУ «КПІ», 2016. – 77 с.
 10. Фізична хімія. Термодинаміка. Фазові рівноваги та розчини. Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт для студентів напряму підготовки 6.051301 «Хімічна технологія» усіх форм навчання / Уклад.: Г.А. Рудницька, Т.А. Каменська, Т.В. Кірсенко. – К.: НТУУ «КПІ», 2009. – 64 с.
 11. Фізична хімія: Методичні вказівки до виконання розрахункових робіт з дисципліни для студентів спеціальностей хіміко-технологічного напряму. Частина 1. / Уклад.: Т.А. Каменська, Т.В. Кірсенко, Ю.А. Малетін, І.О. Ренський, Г.А. Рудницька. – К.: НТУУ «КПІ», 2006. – 36 с.
 12. Фізична хімія. Методичні вказівки для самостійної роботи студентів напряму підготовки 6.051301 «Хімічна-технологія» усіх форм навчання. / Уклад.: Г.А. Рудницька, Т.А. Каменська, Т.В. Кірсенко, І.О. Ренський. – К.: НТУУ «КПІ», 2010. – 60 с.
 13. Краткий справочник физико-химических величин. / Под ред. А.А. Равделя, А.М. Пономаревой. – Л.: Химия, 1983, 1999. – 232 с.

Навчальний контент

5. Методика опанування освітнім компонентом

Лекційні заняття

Вичитування лекцій з освітнього компонента проводиться паралельно з практичними заняттями і виконанням студентами лабораторного практикуму та розглядом ними питань, що виносяться на самостійну роботу. Для читання лекцій можуть застосовуватися засоби для відеоконференцій (Google Meet, Zoom тощо). Після кожної лекції рекомендується ознайомитись з матеріалами для самостійного вивчення, а перед наступною лекцією – повторити матеріал попередньої.

№/ тиждень	Опис заняття

1	<p>Розділ 1. ХІМІЧНА ТЕРМОДИНАМІКА</p> <p>Тема 1.1. Предмет, задачі та основні поняття хімічної термодинаміки Термодинамічні системи, їх класифікації. Параметри стану системи. Функції стану. Функції переходу. Стандартні та нормальні умови. Внутрішня енергія системи. Теплота та робота як форми обміну енергією. Термодинамічні процеси.</p> <p>Тема 1.2. Застосування першого закону термодинаміки до фізико-хімічних процесів Формулювання та аналітичний вираз першого закону термодинаміки. Ентальпія.</p>
2	<p>Продовження теми 1.2.: Теплові ефекти ізохорних та ізобарних процесів, зв'язок між ними. Термохімія. Теплові ефекти реакцій. Закон Гесса. Теплота утворення речовини. Розрахунок теплового ефекту хімічної реакції за теплотами утворення учасників процесу. Теплота згорання хімічної сполуки. Розрахунок теплового ефекту хімічної реакції за теплотами згорання її учасників.</p>
3	<p>Продовження теми 1.2.: Теплоємність: середня, істинна, молярна, питома; зв'язок між ними. Теплоємність газів, рідин та твердих речовин. Залежність теплоємності речовини від температури. Розрахунки C_p речовини за будь-якої температури. Зміна теплоємності системи в результаті хімічної реакції.</p>
4	<p>Продовження теми 1.2.: Залежність теплового ефекту процесу від температури. Рівняння Кірхгофа. Наближені розрахунки теплових ефектів за умови заданої температури. Залежність теплот фазових переходів від температури.</p> <p>Тема 1.3. Застосування другого закону термодинаміки до фізико-хімічних процесів Самочинні та несамоchinні процеси. Інтенсивні та екстенсивні властивості. Формулювання та аналітичний вираз другого закону термодинаміки. Ентропія.</p>
5	<p>Продовження теми 1.3.: Зміна ентропії як критерій напрямку самочинних процесів та стану рівноваги в ізольованих системах. Зміна ентропії в фізичних процесах (нагрівання речовини, розширення ідеального газу, фазові перетворення). Статистичний характер другого закону термодинаміки. Зв'язок між ентропією системи та її термодинамічною імовірністю. Постулат Планка. Абсолютна та стандартна ентропії. Зміна ентропії в ізотермічному хімічному процесі.</p>
6	<p>Продовження теми 1.3.: Ентропія утворення хімічної сполуки. Розрахунок зміни ентропії внаслідок хімічної реакції за певної температури.</p> <p>Тема 1.4. Термодинамічні потенціали Енергії Гіббса та Гельмгольца, зв'язок між ними. Максимальна корисна робота ізохорного та ізобарного процесів. Критерії напрямку перебігу самочинних процесів та рівноваги в закритих системах. Зв'язок ΔG та ΔF з тепловим ефектом та зміною ентропії. Стандартний потенціал утворення хімічної сполуки, його зв'язок зі стійкістю сполук.</p>
7	<p>Продовження теми 1.4.: Розрахунки зміни енергії Гіббса в хімічній реакції за допомогою таблиць термодинамічних величин. Визначення напрямку перебігу хімічного процесу. Залежність ΔG та ΔF від температури. Рівняння Гіббса-Гельмгольца.</p>

	<p>Розрахунки зміни енергії Гіббса в хімічному процесі за різних температур. Хімічний потенціал. Зв'язок хімічного потенціалу ідеального газу з його тиском.</p>
8	<p>Продовження теми 1.4.: Хімічний потенціал реального газу. Фугітивність та коефіцієнт фугітивності.</p> <p>Тема 1.5. Хімічна рівновага</p> <p>Ознаки та властивості хімічної рівноваги. Зміна стану рівноваги як одна з найважливіших умов керування хімічним процесом.</p> <p>Закон діючих мас. Термодинамічне обґрунтування закону 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.</p>
9	<p>Продовження теми 1.5.: Хімічна рівновага в гетерогенних системах. Рівняння ізотерми хімічної реакції. Розрахунок константи рівноваги за рівнянням ізотерми для стандартного стану. Вплив зовнішніх умов (тиск, температура, концентрація, додавання інертного газу) на хімічну рівновагу. Принцип Ле Шательє - Брауна.</p> <p>Залежність константи рівноваги від температури, рівняння ізобари та ізохори хімічної реакції. Вибір оптимальних умов проведення хімічного процесу. Комплекс засобів керування хімічним процесом.</p>
10	<p>Методи теоретичного розрахунку констант рівноваги з використанням таблиць термодинамічних величин: за величиною зміни стандартної енергії Гіббса, комбінування рівноваг, розрахунок за допомогою логарифмів констант рівноваги реакцій утворення учасників процесу. Розрахунок складу рівноважних сумішей.</p> <p>Розділ 2. ФАЗОВІ РІВНОВАГИ ТА РОЗЧИНИ</p> <p>Тема 2.1. Основні поняття фазових рівноваг</p> <p>Фаза, складова речовина, компонент, термодинамічні ступені свободи.</p>
11	<p>Умови термодинамічної рівноваги між фазами. Правило фаз Гіббса. Зміна термодинамічних параметрів при фазових перетвореннях речовини першого роду.</p> <p>Тема 2.2. Однокомпонентні системи</p> <p>Застосування правила фаз Гіббса до однокомпонентних систем. Термодинаміка фазових перетворень. Рівняння Клаузіуса-Клапейрона. Теплоти фазових перетворень. Залежність тиску насиченої пари від температури. Нормальна температура кипіння. Рівняння Клаузіуса-Клапейрона для процесів випаровування та сублімації. Розрахунки за цими рівняннями.</p> <p>Методи визначення відповідних теплот фазових перетворень.</p>
12	<p>Продовження теми 2.2.: Діаграми стану однокомпонентних систем. «P-T» діаграма для води, її особливості. Фазова діаграма сірки. Діаграма стану діоксиду вуглецю.</p> <p>Тема 2.3. Двокомпонентні системи</p> <p>Тема 2.3.1. Загальні властивості двокомпонентних систем</p> <p>Загальні властивості двокомпонентних систем. Застосування правила фаз Гіббса до двокомпонентних систем. Способи вираження та графічного зображення складу двокомпонентних систем. Зв'язок між різними способами вираження складу.</p>

13	<p>Продовження теми 2.3.1.: Загальна характеристика розчинів. Класифікація розчинів: ідеальні, гранично розведені та реальні. Закон Рауля. Хімічний потенціал компонентів в ідеальних розчинах.</p> <p>Тема 2.3.2. Рівновага рідина – газ (пара)</p> <p>Рівновага між розведеним розчином нелеткої речовини та насиченою парою розчинника. Температура кипіння розведених розчинів, її залежність від концентрації розчину. Ебуліоскопічна константа. Ізотонічний коефіцієнт. Ебуліоскопія. Визначення молярної маси речовини та її молекулярного стану у розчинах.</p>
14	<p>Продовження теми 2.3.2.: Рівновага рідина - пара в системах із двох необмежено розчинних рідин. Тиск насиченої пари над ідеальними розчинами. Розрахунок складу пари. Тиск насиченої пари над реальними розчинами. додатні та від'ємні відхилення від закону Рауля, їх причини.</p>

15	<p>Продовження теми 2.3.2.: Азеотропні розчини. Визначення відносної кількості рівноважних фаз за допомогою правила важеля. Розділення на фракції розчинів із двох рідин, що необмежено розчиняються одна в одній. Перегонка та ректифікація.</p> <p>Тиск та склад насиченої пари над сумішшю двох взаємно нерозчинних рідин. Перегонка з водяною парою.</p>
16	<p>Діаграми тиск насиченої пари - склад та температура кипіння - склад подвійних рідких систем з необмеженою розчинністю. Закони Коновалова.</p> <p>Тема 2.3.3. Рівновага рідина – рідина</p> <p>Системи із двох рідин, що обмежено розчиняються. Діаграми взаємної розчинності рідин. Критична температура розчинення. Правило Алексєєва. Розподіл розчиненої речовини між двома рідкими фазами. Закон розподілу, його термодинамічне обґрунтування. Коефіцієнт розподілу. Фізико-хімічні основи екстракції. Рівняння екстракції.</p>
17	<p>Тема 2.3.4. Рівновага рідина – кристали</p> <p>Температура замерзання розведених розчинів нелетких речовин. Залежність зниження температури замерзання від концентрації розчинів. Кріоскопія. Визначення молярної маси, ступеня дисоціації та ступеня асоціації розчинених речовин кріоскопічним методом. Колігативні властивості розчинів. Розчинність твердих речовин у рідинах. Ідеальна та реальна розчинність. Залежність розчинності від температури. Рівняння Шредера.</p> <p>Діаграми плавлення двокомпонентних систем. Термічний аналіз. Криві охолодження та криві нагрівання.</p> <p>Системи, компоненти яких необмежено розчиняються в рідкому і не розчиняються в твердому стані (діаграми з евтектикою, дистектикою та з перитектикою). Визначення формул хімічних сполук що, утворюються, за допомогою діаграм плавлення. Діаграми розчинності твердих речовин у рідинах.</p>
18	<p>Продовження теми 2.3.4.: Системи з необмеженою розчинністю компонентів у рідкому та з обмеженою розчинністю в твердому стані. Діаграми плавлення систем, компоненти яких необмежено розчиняються в рідкому та твердому станах. Дальтоніди та бертоліди.</p> <p>Тема 2.4. Трикомпонентні системи</p> <p>Застосування правила фаз до трикомпонентних систем. Графічне зображення складу трикомпонентної системи: методи Гіббса та Розебума. Діаграми плавлення трикомпонентних систем без хімічної взаємодії та з утворенням хімічних сполук.</p>

Практичні заняття

Мета практичних занять полягає в отриманні студентами досвіду аналізувати закономірності перебігу різноманітних фізико-хімічних процесів, розраховувати їх термодинамічні параметри та визначати оптимальні умови здійснення зазначених процесів. Під час підготовки до практичного заняття студенти повинні ознайомитись з відповідним розділом програми, опрацювати матеріал за конспектом лекцій, підручниками та навчальними посібниками.

№	Тиждень	Тема	Опис запланованої роботи
1	1, 2	Перший закон термодинаміки. Термохімія.	Розв'язання типових задач на визначення ізобарно-ізоермічного та ізохорно-ізоермічного теплових ефектів фізико-хімічних процесів. Написання реакцій, теплові ефекти яких відповідають поняттям «теплота утворення речовини» і «теплота згорання речовини».
2	3, 4	Теплоємність речовин. Залежність теплового ефекту процесу від температури.	Розв'язання типових задач на визначення істинної молярної стандартної теплоємності речовини за певної температури, зміни теплоємності внаслідок перебігу ізоермічного фізико-хімічного процесу, теплового ефекту хімічної реакції за необхідної температури.
3	5, 6	Другий закон термодинаміки. Ентропія. Термодинамічні потенціали.	Розв'язання типових задач на визначення абсолютної молярної стандартної ентропії речовини за певної температури, зміни ентропії внаслідок перебігу ізоермічної хімічної реакції, зміни ентропії речовини внаслідок фізичних процесів нагрівання та розширення, зміни енергій Гіббса та Гельмгольца внаслідок перебігу ізоермічної хімічної реакції, зміни енергії Гіббса за необхідної температури..
4	7, 8	Хімічна рівновага	Розв'язання типових задач на визначення констант рівноваги хімічних реакцій за різних температур, складу рівноважної суміші, напрямку перебігу процесу.
5	9, 10	Написання 1-ої частини модульної контрольної роботи з теми «Хімічна термодинаміка»	
6	11, 12	Написання 2-ої частини модульної контрольної роботи з теми «Хімічна рівновага»	
		Правило фаз Гіббса. Однокомпонентні системи.	Розв'язання типових задач на визначення варіантності системи, стандартної молярної теплоти випаровування рідини, тиску насиченої пари рідини за певної температури, температури кипіння рідини за певного зовнішнього тиску.
7	13, 14	Загальні властивості двокомпонентних систем. Розчини нелетких речовин у летких розчинниках. Закон Рауля.	Розв'язання типових задач на визначення тиску насиченої пари над розведеними розчинами нелетких речовин, температур кипіння та кристалізації таких розчинів.

8	15, 16	<i>Рівновага «рідина – насичена пара» в системі, що утворена двома необмежено розчинними одна в одній рідинами. Нерозчинні та обмежено розчинні рідини.</i>	<i>Розв'язання типових задач на визначення молярного та масового складу пари над ідеальним розчином, загального тиску насиченої пари над ідеальним розчином, масового складу пари над системою з двох нерозчинних одна в одній рідин, маси екстрагованої речовини.</i>
9	17, 18	<i>Написання 3-ої частини модульної контрольної роботи з теми «Фазові рівноваги та розчини».</i>	

Лабораторний практикум

Лабораторні роботи виконуються з метою поглиблення знань предмету і набуття практичного досвіду застосування теоретичних знань до вирішення прикладних задач хімії та хімічної технології. Виконання лабораторного практикуму надає змогу студентам отримувати сукупність вмінь самостійного проведення експерименту, обчислювати його кількісні параметри, аналізувати одержані результати і робити обґрунтовані висновки.

№	Тиждень	Назва лабораторної роботи
1	1, 2	Калориметрія <i>1. Визначення теплоємності калориметра. 2. Визначення інтегральної теплоти розчинення солі. 3. Визначення теплоти нейтралізації сильних та слабких кислот.</i>
2	3, 4	Хімічна рівновага <i>Вивчення хімічної рівноваги в реакції окиснення йодиду калію хлоридом феруму (III) за декількох температур. Розрахунок константи рівноваги за умови заданої температури та визначення теплового ефекту досліджуваного хімічного процесу за константами рівноваги.</i>
3	5, 6	Тиск насиченої пари рідини <i>Визначення залежності температури кипіння легкої рідини від зовнішнього тиску. Обчислення молярної та питомої теплот випаровування, ебуліоскопічної сталої та константи Трутона досліджуваної рідини.</i>
4	7, 8	Необмежено розчинні рідини <i>Побудова діаграми «температура кипіння – склад рідкої фази» для системи, яка утворена двома необмежено розчинними рідинами.</i>
5	9, 10	Обмежено розчинні рідини Дослідження обмеженої розчинності рідин у двокомпонентній системі
6	11, 12	Розчинність у трикомпонентній рідкій системі <i>Дослідження взаємної розчинності у трикомпонентній рідкій системі.</i>
7	13,14	Кріоскопія <i>1. Визначення молярної маси нелеткої речовини, яка не дисоціює та не асоціює у розчині. 2. Визначення ступеня дисоціації електроліту.</i>
8	15, 16	Термічний аналіз <i>Дослідження евтектичної діаграми плавлення системи нафталін – бензойна кислота. Порівняння значень температур кристалізації, знайдених експериментально та розрахованих за рівнянням Шредера. Визначення теплоти плавлення кристалічної речовини за діаграмою плавлення.</i>
9	17, 18	<i>Підсумкове заняття</i>

Розрахункова робота

Виконання Розрахункової роботи має на меті застосування теоретичних знань, та умінь, отриманих на лекціях, лабораторних заняттях і в процесі самостійної роботи з літературними джерелами в ході вивчення освітнього компонента «Фізична хімія». Розрахункова робота поділяється на три частини: «Хімічна термодинаміка», «Хімічна рівновага», «Фазові рівноваги та розчини». Завдання до РР наведено в методичних вказівках для розрахункових робіт [11]. Задачі складено у 30-ти варіантах. Кожен студент виконує завдання того варіанту, який визначає йому викладач.

Модульна контрольна робота

Для перевірки засвоєння студентами знань, отриманих внаслідок опрацювання лекційного матеріалу, виконання лабораторних робіт та в результаті самостійної роботи, проводяться три частини МКР. Запитання і завдання МКР мають як теоретичний, так і практичний характер. МКР проводиться за всіма темами освітнього компонента. Допуском до написання кожної частини МКР є виконання відповідної частини РР та захист лабораторних робіт, які стосуються теми МКР.

6. Самостійна робота студента

Самостійна робота студента (СРС) протягом семестру включає повторення лекційного матеріалу для роботи на практичних заняттях, оформлення звітів з лабораторних практикумів, виконання розрахункової роботи, підготовку до МКР, підготовку до екзамену. Рекомендована кількість годин, яка відводиться на підготовку до зазначених видів робіт:

Вид СРС	Кількість годин на підготовку
Підготовка до аудиторних занять: повторення лекційного матеріалу для роботи на практичних заняттях, оформлення звітів з лабораторних практикумів, підготовка до захисту лабораторних робіт.	2 – 3 години на тиждень
Виконання розрахункової роботи	9 годин
Підготовка до МКР (повторення матеріалу)	6 годин
Підготовка до екзамену	30 годин

Політика та контроль

7. Політика освітнього компонента

У звичайному режимі роботи університету лекції, практичні заняття та лабораторні практикуми проводяться в навчальних аудиторіях. У змішаному режимі лекційні заняття проводяться через платформи Google Meet, Zoom тощо, практичні заняття і лабораторні практикуми – в лабораторії фізичної хімії. У дистанційному режимі всі заняття проводяться через платформи Google Meet, Zoom тощо. Відвідування лекцій, практичних занять та лабораторних практикумів є обов'язковим.

Правила захисту лабораторних робіт:

1. До захисту допускаються студенти, які виконали лабораторну роботу, правильно оформили її протокол: зробили розрахунки (якщо це вимагається в роботі), побудували графіки (якщо це вимагається в роботі), написали висновок (якщо є зауваження викладача щодо оформлення роботи, то помилки слід усунути).
2. Захист відбувається на лабораторному занятті або на консультації викладача .

3. Після відповіді на питання викладача студенту виставляється загальна оцінка і робота вважається захищеною.

Правила призначення заохочувальних та штрафних балів:

1. результативна участь у факультетських та університетських олімпіадах з дисципліни: +2 - 7 балів, залежно від рівня заходу та призового місця;
2. несвоєчасне виконання РР: - 0,5 – 2,5 бали.

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: захист лабораторних робіт, МКР.
2. Календарний контроль: проводиться двічі на семестр як моніторинг поточного стану виконання вимог силабусу.
3. Семестровий контроль: письмовий екзамен.

Рейтингова система оцінювання результатів навчання

1. Рейтинг студента з кредитного модуля розраховується виходячи із 100-бальної шкали, з них 55 балів складає стартова шкала. Стартовий рейтинг (протягом семестру) складається з балів, що студент отримує за:

1. виконання та захист 8 лабораторних робіт;
2. контрольну роботу (одна МКР поділяється на 3 контрольні роботи);
3. виконання РР (складається з трьох частин).

2. Критерії нарахування балів:

2.1. Лабораторні роботи.

Ваговий бал кожної – 2. Максимальна кількість балів за всі лабораторні роботи дорівнює $2 \text{ бали} \times 8 = 16 \text{ балів}$.

Ваговий бал лабораторних робіт складається з:

- самостійної підготовки до роботи (опанування теорією, методикою виконання експерименту, написання протоколу) – 0,5 бали;
- обговорення та виконання лабораторної роботи – 0,5 бали;
- своєчасний захист роботи (впродовж двох тижнів після її виконання) – 1 бал.

У разі відсутності протоколу 0,5 бали не нараховуються і студент може бути недопущеним до виконання лабораторного практикуму, якщо він не засвоїв теоретичні відомості та не знає методики виконання роботи.

2.2. Модульна контрольна робота.

Ваговий бал кожної – 10. Максимальна кількість балів за три частини контрольної роботи дорівнює $10 \text{ балів} \times 3 = \mathbf{30 \text{ балів}}$.

Модульні контрольні роботи проводяться у тестовій та письмовій формах. Перша частина МКР стосується розділу «Хімічна термодинаміка», друга – «Хімічна рівновага», третя – «Фазові рівноваги та розчини». Завдання в контрольній роботі містять як теоретичні питання, так і задачі, що потребує вміння студента логічно мислити. До кожного теоретичного питання потрібно навести розгорнуте пояснення. Задачі потребують розв'язку в письмовому вигляді. Розподіл завдань за типом та складністю рівномірний. Кількість балів за певну контрольну роботу визначається множенням частки правильних відповідей на 10 (максимальна кількість балів).

2.3. Розрахункова робота

Складається з трьох частин [11], довідник [13] є обов'язковим до використання. Довідникові дані потрібно брати саме з цього джерела.

Ваговий бал кожної частини РР – 3 бали. Максимальна кількість балів за три частини розрахункової роботи дорівнює $3 \text{ бали} \times 3 = \mathbf{9 \text{ балів}}$.

2.4. **На екзамені** студенти виконують письмову контрольну роботу, яка містить теоретичні питання, тести та задачі. Теоретичні питання потребують чіткого пояснення. Для задачі студент наводить розв'язок із зазначенням розмірності результату. Для питань у тестовій формі наведено чотири або більше варіанти відповіді, деякі питання та задачі можуть бути відкритими (без варіантів відповідей).

Залежно від правильності та якості відповіді кожне питання оцінюється як частка від 1. Кількість балів за екзамен визначається множенням загальної частки правильних відповідей на 45 (максимальна кількість балів).

Максимальна сума балів, яку студент може набрати протягом семестру, складає 55 балів:

$$RC = r_{лр} + r_{мкр} + r_{рр} = 16+30+9= 55 \text{ балів}^*$$

*-заохочувальні бали враховуються тільки за умови успішного завершення роботи в семестрі та на екзамені. У цьому випадку до рейтингу студента додаються заохочувальні бали (максимальна кількість балів – 100).

Умовою допуску до екзамену є виконання РР, захист всіх лабораторних робіт, написання МКР, та кількість рейтингових балів не менше 28.

Умовою отримання позитивної оцінки з календарного контролю є виконання **всіх запланованих на цей час видів робіт** (на час календарного контролю). Студент отримує «зараховано» на **першому календарному контролі** (8-й тиждень) та на **другому календарному контролі** (14-й тиждень), якщо його поточний рейтинг складає не менше 50 % від максимально можливої кількості балів на момент проведення відповідного календарного контролю.

Таблиця відповідності рейтингових балів оцінкам за університетською шкалою:

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

9. Додаткова інформація з освітньої компоненти

Перелік запитань для підготовки до МКР та екзамену наведено в [9, 12] п.4.

Робочу програму освітньої компоненти (силабус):

Складено: доц., к.х.н., доц. Каменською Т.А.

Погоджено Методичною комісією факультету (протокол № 9 від 25 травня 2023 р

Ухвалено кафедрою фізичної хімії (протокол № 14 від 22 червня 2023 р.)