



Фізична хімія

Робоча програма освітньої компоненти (Силабус)

Реквізити освітньої компоненти

Рівень вищої освіти	<i>Перший (бакалаврський)</i>
Галузь знань	<i>16 Хімічна 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>Змішана</i>
Рік підготовки, семестр	<i>2 курс, весняний семестр</i>
Обсяг дисципліни	<i>6,0 кредитів, 36 години лекцій, 18 годин практичних, годин лабораторних</i>
Семестровий контроль/ контрольні заходи	<i>Екзамен письмовий або тестовий</i>
Розклад занять	<i>Лекції 2 години на тиждень, лабораторний практикум 2 години на тиждень (2 пари один раз на два тижні за розкладом на rozklad.kpi.ua), практичне заняття 1 година на два тижні (1 пара на 2 тижні)</i>
Мова викладання	<i>Українська</i>
Інформація про керівника курсу / викладачів	<i>Лектори: д.х.н., професор, Сокольський Георгій Володимирович, georgii.sokolsky@gmail.com Лабораторні практикуми: д.х.н., професор, Сокольський Георгій Володимирович, georgii.sokolsky@gmail.com, к.х.н., доцент, Каменська Тетяна Анатоліївна</i>
Розміщення курсу	<i>Частково на платформі Sikorsky в середовищі Moodle</i>

Програма освітньої компоненти

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

Фізична хімія поглиблює та поєднує фундаментальні знання основних законів природознавства, які були отримані під час вивчення природничих освітніх компонент, сприяє формуванню інженерного мислення, надає теоретичну підготовку, яка необхідна для розуміння та подальшого вивчення різноманітних технологічних процесів бакалаврами з хімічних технологій та інженерії. Компетенції, які отримані студентами в процесі вивчення цієї освітньої компоненти, застосовуються ними у подальшому вивченні фахових освітніх компонент.

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

Метою освітньої компоненти є формування у студентів **компетентностей**:

- абстрактного мислення, аналізу та синтезу (ЗК01);
- застосовувати знання у практичних ситуаціях (ЗК02);
- Знання та розуміння предметної області та розуміння професійної діяльності (ЗК03);
- використовувати положення і методи фундаментальних наук для вирішення професійних задач (ФК01).
- Здатність проводити учбово-дослідні експерименти та володіти основними прийомами роботи в хімічній лабораторії (ФК09).

Після засвоєння навчальної компоненти студенти мають продемонструвати такі **програмні результати навчання**:

- знати математику, фізику і хімію на рівні, необхідному для досягнення результатів освітньої програми (ПРО1);
- коректно використовувати у професійній діяльності термінологію та основні поняття хімії, хімічних технологій, процесів і обладнання виробництва хімічних речовин та матеріалів на їх основі (ПРО2);
- здійснювати якісний та кількісний аналіз речовин неорганічного та органічного походження, використовуючи відповідні методи загальної та неорганічної, органічної, аналітичної, фізичної та колоїдної хімії (ПРО4).

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;

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

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

Пререквізити освітньої компоненти:

Вища математика	Аналітичне диференціювання та інтегрування. Квадратні рівняння Основи теорії імовірності.
Фізика	Основи молекулярно-кінетичної теорії газів. Закон Бугера-Ламберта-Бера. Дифузія.
Загальна та неорганічна хімія, Органічна хімія	Реакції за участю неорганічних та органічних речовин.

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

Процеси та апарати хімічних виробництв	Термодинамічні умови реалізації хіміко-технологічного процесу. Параметри хімічної та фазової рівноваги. Процеси перегонки, ректифікації, екстракції тощо. Фазові рівноваги та перетворення у багатокомпонентних системах.
Загальна хімічна технологія	Термодинамічні умови реалізації хіміко-технологічного процесу. Розрахунки параметрів хімічної рівноваги, складу рівноважних сумішей. Процеси перегонки, ректифікації, екстракції тощо. Фазові рівноваги та перетворення у багатокомпонентних системах.
Курсове і дипломне проектування	Розрахунки теплового та матеріального балансів хіміко-технологічного процесу, визначення оптимальних умов його проведення.

3. Зміст освітньої компоненти

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 згоряння 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 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 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

Тема 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.

Тема 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.

Тема 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.

Тема 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.

Тема 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 (за виключенням підручника П. Еткінса). Обов'язковою до вивчення є базова література. 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 дані (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. Дистанційний курс «Фізична хімія» для студентів спеціальності G1 (161) Хімічні технології та інженерія першого (бакалаврського) рівня вищої освіти (затверджений Методичною радою КПІ ім. Ігоря Сікорського, протокол №2 від 22.06.2023 р.) - Сертифікат Серія ДК № 0138, автор-розробник: Сокольський Г.В. Електронні дані – Київ: КПІ ім. Ігоря Сікорського, 2023 р., Адреса розміщення: <https://do.ipkpi.ua/course/view.php?id=5263>.
3. Чумак В.Л., Іванов С.В. Фізична хімія. – Київ: Книжкове вид-во авіаційного університету, 2007. – 648 с.

Додаткові джерела:

4. Лебідь В.І. Фізична хімія. – Харків: Фоліо, 2005. – 478 с.
5. Ковальчук, Є.П. Фізична хімія: Підручник. / Є.П. Ковальчук, О.В. Решетняк – Львів: Видавничий центр ЛНУ імені Івана Франка, 2007. – 800 с.
6. 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., Похмолькіна 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
7. Atkins, Peter William, Julio De Paula, and James Keeler. Atkins' physical chemistry. Oxford university press, 2023.
8. 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.
9. 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.
10. 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.
11. 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.

Навчальний контент

5. Методика опанування освітньою компонентою

Лекційні заняття

Вичитування лекцій з освітньої компоненти 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.

№	Опис заняття
1	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.
2	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.
3	Продовження теми 1.2.: Термохімія. Теплові ефекти реакцій. Закон Гесса. Теплота утворення речовини. Розрахунок теплового ефекту хімічної реакції за теплотами утворення учасників процесу. Теплота згоряння хімічної сполуки. Розрахунок теплового ефекту хімічної реакції за теплотами згоряння її учасників.
4	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. Залежність теплового ефекту процесу від температури. Рівняння Кірхгофа. Наближені розрахунки теплових ефектів за умови заданої температури. Залежність теплот фазових переходів від температури.
5	Тема 1.3. Застосування другого закону термодинаміки до фізико-хімічних процесів Самочинні та несамоchинні 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.
6	Продовження теми 1.3.: Ентропія утворення хімічної сполуки. Розрахунок зміни ентропії внаслідок хімічної реакції за певної температури. Тема 1.4. Термодинамічні потенціали. Характеристичні функції. Поняття та властивості термодинамічних потенціалів та характеристичних функцій. 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.

7	Продовження теми 1.4.: 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.
8	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 газофазних ідеальних систем (K_p , K_c , K_N).
9	Продовження теми 1.5.: 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.
10	Продовження теми 1.5.: 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.
11	Продовження теми 1.5.: 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.
12	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.
13	Продовження теми 2.2.: Рівняння Клаузіуса-Клапейрона для процесів випаровування та сублімації. Розрахунки за цими рівняннями. Методи визначення 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 Тема 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.
14	Продовження теми 2.3: Загальна характеристика розчинів. Класифікація розчинів: ідеальні, гранично розведені та реальні. Закон Рауля. Хімічний потенціал компонентів в ідеальних розчинах. Тема 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.
15	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. 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. Закони Коновалова.
16	Тема 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.
17	Тема 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.
18	Продовження теми 2.3.4.: 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. Тема 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.

Практичні заняття

Мета практичних занять полягає в отриманні студентами досвіду аналізувати закономірності перебігу різноманітних фізико-хімічних процесів, розраховувати їх рівноважні параметри, теплові ефекти та інші термодинамічні величини, визначати умови реалізації фазових і хімічних рівноважних 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-ізотермічного та ізохорно-ізотермічного теплових ефектів фізико-хімічних процесів. Написання реакцій, теплові ефекти яких відповідають поняттям «теплота утворення речовини» і «теплота згоряння»

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 ізотермічного фізико-хімічного процесу, теплового ефекту хімічної реакції за необхідної температури.
	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 ізотермічної хімічної реакції, зміни ентропії речовини внаслідок фізичних процесів нагрівання та розширення, зміни енергій Гіббса та Гельмгольца внаслідок перебігу ізотермічної 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
7	13, 14	Загальні властивості двокомпонентних систем. Розчини нелетких речовин у речовин, температур кипіння та кристалізації таких 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	Термічний аналіз. Діаграми стану двокомпонентних систем.	Розв'язання типових задач на визначення фазового та хімічного складу за діаграмами стану двокомпонентних систем. Визначення формул хімічних сполук що, утворюються, за допомогою діаграм плавлення.
9	17	Написання 3-ої частини модульної контрольної роботи з теми «Фазові рівноваги та розчини».	

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 освітньої компоненти «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 [10]. Задачі складено у 30-ти варіантах. Кожен студент виконує завдання того варіанту, який визначає йому викладач. Довідникові дані надаються викладачем. Вони є обов'язковим до використання

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.

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 1. Визначення теплоємності калориметра. 2. Визначення інтегральної теплоти розчинення солі.
2	3, 4	Калориметрія 3. Визначення теплоти утворення кристалогідрату солі. 4. Визначення теплоти нейтралізації сильних та слабких кислот.
3	5, 6	Хімічна рівновага 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.
4	7, 8	Тиск насиченої пари рідини Визначення залежності температури кипіння леткої рідини від зовнішнього тиску. Обчислення молярної та питомої теплот випаровування, ебуліоскопічної сталої та константи Трутона досліджуваної рідини.
5	9, 10	Необмежено розчинні рідини Побудова діаграми «температура кипіння – склад рідкої фази» для системи, яка утворена двома необмежено розчинними рідинами.
6	11, 12	Обмежено розчинні рідини Дослідження обмеженої розчинності рідин у двокомпонентній системі.
7	13,14	Розчинність у трикомпонентній рідкій системі Дослідження взаємної розчинності у трикомпонентній рідкій системі.
8	15,16	Термічний аналіз 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.

9	17,18	Підсумкове заняття
---	-------	---------------------------

6. Самостійна робота студента

Самостійна робота студента (СРС) протягом семестру включає повторення лекційного матеріалу, 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 – 2,5 години на тиждень
Виконання розрахункової роботи	12 годин
Підготовка до МКР (повторення матеріалу)	9 годин
Підготовка до екзамену	30 годин

Політика та контроль

7. Політика освітньої компоненти

У звичайному режимі роботи університету лекції, практичні заняття та лабораторні практикуми проводяться в навчальних аудиторіях. У змішаному режимі лекційні, практичні заняття проводяться через платформи Google Meet, Zoom тощо, лабораторні практикуми – в лабораторії фізичної хімії. У дистанційному режимі всі заняття проводяться через платформи Google Classroom, Moodle, Zoom. 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. Наукові публікації за результатами власних досліджень, дотичних за тематикою до курсу (до 3 балів);
3. Сертифікати курсів, дотичних за проблематикою, на навчальній онлайн платформі «Coursera» англійською мовою (до 5 балів. Абсолютна успішність за результатами проходження курсу як частка від одиниці множиться на 5);
4. Власний конспект лекцій (до 3 балів);
5. 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 доброчесності 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, виконання РР, написання МКР.
2. Календарний контроль: проводиться двічі на семестр як моніторинг поточного стану виконання вимог силабусу.
3. Семестровий контроль: письмовий або тестовий екзамен.

Рейтингова система оцінювання результатів навчання

1. Рейтинг студента з кредитного модуля розраховується виходячи із 100-бальної шкали, з них 60 балів складає стартова шкала. Стартовий рейтинг (протягом семестру) складається з балів, що студент отримує за:

1. виконання та захист 8 лабораторних робіт;
2. МКР (поділяється на 2 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 бала;
- обговорення та виконання лабораторної роботи – 0,5 бала;
- своєчасний захист роботи (впродовж двох тижнів після її виконання) – 1 бал.

У разі відсутності протоколу 0,5 бала 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 $10 \text{ балів} \times 3 = 30 \text{ балів}$.

Модульні контрольні роботи проводяться у тестовій та письмовій формах. При змішаній формі навчання за рішенням викладача можуть проводитися онлайн у середовищі «Moodle». 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

Варіант розрахункової роботи обирають за вказівкою викладача у Методичних вказівках з фізичної хімії [10] («Хімічна термодинаміка», «Хімічна рівновага», «Фазові рівноваги та розчини». Довідникові дані використовуються виключно з наданих викладачем першоджерел.

Ваговий бал першої частини РР – 6 балів. Максимальна кількість балів за три частини розрахункової роботи дорівнює $6 + 4 + 4 = 14$ балів.

3. 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 максимальної можливої кількості балів на момент проведення відповідного календарного контролю.

На **екзамені** студенти виконують письмову контрольну роботу, яка містить теоретичні питання та задачі. Теоретичне питання потребує детального пояснення. Для задачі повинен бути наведений студентом розв'язок і зазначатись розмірність результату. Залежно від правильності та якості відповіді кожне питання оцінюється як частка від 1. Кількість балів за екзамен визначається множенням загальної частки правильних відповідей на **40** (максимальна кількість балів).

Максимальна сума балів, яку студент може набрати протягом семестру, складає 60 балів:

$$RC = r_{\text{лр}} + r_{\text{мкр}} + r_{\text{рр}} = 16 + 30 + 14 = 60 \text{ балів}^*$$

*-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 30.

Таблиця відповідності рейтингових балів оцінкам за університетською шкалою:

Кількість балів	Оцінка
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

- Навчальний посібник [1] в переліку базових джерел є доступним онлайн на сайті бібліотеки КПІ ім. Ігоря Сікорського. Підручник [3] наявний в бібліотеці фізично у достатній кількості.
- Перелік запитань для підготовки до МКР та екзамену наведено в [8,11] п.4.
- Розміщення онлайн ресурсів навчального контенту та виконання активностей з дисципліни здійснюється на платформі дистанційного навчання “Sikorsky” (Moodle, Google Suite).

Робочу програму освітньої компоненти (силабус):

Складено:

проф., д.х.н. Сокольський Г.В.

доц., к.х.н., доц. Каменська Т.А.

Погоджено Методичною радою ХТФ (протокол N 10 від 26 червня 2025 р.).

Ухвалено кафедрою фізичної хімії (протокол N 14 від 01.07.2025 р.)