



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>Промислова екологія та ресурсоефективні чисті технології</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>6,0 кредитів (180 годин)</i>
Семестровий контроль/ контрольні заходи	<i>Екзамен/модульна контрольна робота/розрахункова робота</i>
Розклад занять	<i>Лекція 3 години на тиждень (1 пара по одному тижню, 2 пари по іншому тижню), лабораторний практикум 2 години на тиждень (2 пари один раз на два тижні за розкладом на rozklad.kpi.ua)</i>
Мова викладання	<i>Українська</i>
Інформація про керівника курсу / викладачів	Лектори: <i>к.х.н., доцент Каменська Тетяна Анатоліївна, tetyana.kamenska@gmail.com</i> Лабораторні практикуми: <i>к.х.н. Чудінович Ольга Василівна, chudinovych@ukr.net</i> <i>к.х.н. Мельничук Олександр, Володимирович, Melnichuk.O@nas.gov.ua</i>
Розміщення курсу	<i>Частково «Електронний кампус»</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 попередніх 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 (K01);
- застосовувати знання у практичних ситуаціях (K02);
- використовувати положення і методи фундаментальних наук для вирішення професійних задач (K09).
- здатність застосовувати сучасні експериментальні методи роботи з технологічними об'єктами в промислових і лабораторних умовах (K18).

Після засвоєння навчальної компоненти студенти мають продемонструвати такі **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);
- знати і розуміти механізми і кінетику хімічних процесів, ефективно використовувати їх при проектуванні і вдосконаленні технологічних процесів та апаратів хімічної промисловості (ПРО3);
- здійснювати якісний та кількісний аналіз речовин неорганічного та органічного походження, використовуючи відповідні методи загальної та неорганічної, органічної, аналітичної, фізичної та колоїдної хімії (ПРО4).

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

Пререквізити освітньої компоненти: Аналітична хімія

Освітні компоненти, які базуються на результатах навчання (постреквізити): Поверхневі явища та дисперсні системи, Токсикологія.

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 умови 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.

Розділ 3. ХІМІЧНА КІНЕТИКА І КАТАЛІЗ

Тема 3.1. Формальна кінетика

Термодинамічний та кінетичний критерії реакційної здатності хімічної системи. Прості та складні реакції. Механізм хімічного процесу. Молекулярність. Швидкість реакції. Лімітуюча стадія. Закон діючих мас. Кінетичне рівняння реакції. Константа швидкості хімічної реакції. Порядок реакції.

Кінетично необоротні реакції нульового, першого, другого та третього порядків. Час (період) напівперетворення, його залежність від концентрації в реакціях різних порядків.

Метод надлишку реагенту як метод підготовки системи для визначення порядку реакції. Інтегральні та диференціальні методи визначення порядку реакції.

Кінетика складних реакцій. Принцип незалежного перебігу окремих елементарних стадій хімічного процесу. Паралельні, оборотні, послідовні, спряжені реакції.

Тема 3.2. Вплив температури на швидкість хімічної реакції. Теорії хімічної кінетики

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.

Тема 3.3. Кінетика гетерогенних процесів

Специфіка та основні стадії гетерогенних процесів. Дифузія. Закони Фіка. Коефіцієнт дифузії, його залежність від температури та інших факторів. Стаціонарний та нестаціонарний режими гетерогенних процесів.

Дифузійна та кінетична області гетерогенних хімічних процесів. Експериментальне визначення лімітуючої стадії гетерогенної хімічної реакції. Кінетика фізичних та хімічних процесів розчинення твердих речовин у рідинах.

Тема 3.4. Каталіз

Загальні особливості каталізу та властивості каталізаторів (каталіз та хімічна рівновага, активність, селективність, специфічність каталізаторів). Вплив каталізатора на кінетичні параметри реакцій. Типи каталізу: гомогенний, гетерогенний, ферментативний, автокаталіз. Механізми і енергетичні діаграми гомогенного каталізу. Види гомогенного каталізу: кислотно-основний, координаційний, окислювально-відновний, газозфазний.

Особливості гетерогенно-каталітичних процесів. Стадії гетерогенного каталізу. Роль хімічної адсорбції в каталітичному процесі. Природа активних центрів та поверхневих проміжних сполук. Промотування, старіння та отруєння каталізаторів. Енергетична діаграма гетерогеннокаталітичних процесів.

4. Навчальні матеріали та ресурси

Навчальні матеріали, які наведено нижче, доступні у бібліотеці університету. 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. 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.
3. 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.

Додаткові джерела:

1. Ковальчук, Є.П. Фізична хімія: Підручник. / Є.П. Ковальчук, О.В. Решетняк – Львів: Видавничий центр ЛНУ імені Івана Франка, 2007. – 800 с.
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: Фоліо, 2005. – 478 с.
4. 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.
5. 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.
6. 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. Тема 1.2. Застосування першого закону термодинаміки до фізико-хімічних процесів Формулювання та аналітичний вираз першого закону термодинаміки. Ентальпія.
2	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.
3	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.
4	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. 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.
5	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.
6	Продовження теми 1.3.: 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.
7	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. Розрахунки зміни енергії Гіббса в хімічному процесі за різних температур. Хімічний потенціал. Зв'язок хімічного потенціалу ідеального газу з його тиском. Продовження теми 1.4.: Хімічний потенціал реального газу. Фугітивність та коефіцієнт фугітивності.

8	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.
9	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.
10	Продовження теми 1.5.: 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. Рівняння Клаузіуса-Клапейрона для процесів випаровування та сублімації. Розрахунки за цими рівняннями. Методи визначення відповідних теплот фазових перетворень.
13	Продовження теми 2.2.: 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 2.3.1.: Загальна характеристика розчинів. Класифікація розчинів: ідеальні, гранично розведені та реальні. Закон Рауля. Хімічний потенціал компонентів в ідеальних розчинах.
15	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.
16	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.

17	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. Тиск та склад насиченої пари над сумішшю двох взаємно нерозчинних рідин. Перегонка з водяною парою.
18	Продовження теми 2.3.2.: Діаграми тиск насиченої пари - склад та температура кипіння - склад подвійних рідких систем з необмеженою розчинністю. Закони Коновалова.
19	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.
20	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.
21	Продовження теми 2.3.4.: 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.
22	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.
23	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.
24	Розділ 3. ХІМІЧНА КІНЕТИКА І КАТАЛІЗ Тема 3.1. 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 реагуючих речовин. Закон діючих мас. Кінетичне рівняння реакції. Константа швидкості хімічної реакції. Порядок реакції. Кінетично необоротні реакції нульового, першого, другого та третього порядків. Кінетичні рівняння для цих реакцій, розмірність констант швидкості та формули для їх обчислень. Час (період) напівперетворення, його залежність від концентрації в реакціях різних порядків
25	Тема 3.2. Вплив температури на швидкість хімічної реакції. Теорії хімічної кінетики 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. Теорія активних зіткнень. Теорія перехідного стану.

26	Тема 3.3. Кінетика гетерогенних процесів Специфіка та основні стадії гетерогенних процесів. Дифузія. Закони Фіка. Коефіцієнт дифузії, фактори, які на нього впливають. Стаціонарний та нестаціонарний режим гетерогенних процесів. Дифузійна та кінетична області гетерогенних хімічних процесів. Вплив температури та режиму перемішування на швидкість гетерогенного процесу, який перебігає в дифузійній області. Експериментальне визначення лімітуючої стадії гетерогенної хімічної реакції. Кінетика фізичних та хімічних процесів розчинення твердих тіл у рідинах. Топохімічні реакції. Ступінь перетворення. Кінетика топохімічних реакцій. Зміна ступеня перетворення та швидкості реакції впродовж часу.
27	Тема 3.4. Каталіз Загальні особливості каталізу та властивості каталізаторів (каталіз та хімічна рівновага, активність, селективність, специфічність каталізаторів). Вплив каталізатора на кінетичні параметри реакцій. Типи каталізу: гомогенний, гетерогенний, ферментативний, автокаталіз. Механізми і енергетичні діаграми гомогенного каталізу. Види гомогенного каталізу: кислотно-основний, координаційний, окислювально-відновний, газофазний. Особливості гетерогенно-каталітичних процесів. Стадії гетерогенного каталізу. Роль хімічної адсорбції в каталітичному процесі. Природа активних центрів та поверхневих проміжних сполук. Промотування, старіння та отруєння каталізаторів. Енергетична діаграма гетерогеннокаталітичних процесів.

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. 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.

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. 3. Визначення теплоти нейтралізації сильних та слабких кислот.
2	3, 4	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.
3	5, 6	Тиск насиченої пари рідини Визначення залежності температури кипіння легкої рідини від зовнішнього тиску. Обчислення молярної та питомої теплот випаровування, ебуліоскопічної сталої та константи Трутона досліджуваної рідини.
4	7, 8	Необмежено розчинні рідини Побудова діаграми «температура кипіння – склад рідкої фази» для системи, яка утворена двома необмежено розчинними рідинами.
5	9, 10	Обмежено розчинні рідини 1. Дослідження обмеженої розчинності рідин у двокомпонентній системі. 2. Дослідження взаємної розчинності у трикомпонентній рідкій системі.
6	11, 12	Кріоскопія 1. Визначення молярної маси нелеткої речовини, яка не дисоціює та не асоціює у розчині. 2. Визначення ступеня дисоціації електроліту.
7	13,14	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.
8	15, 16	Кінетика хімічних реакцій у розчинах. Дослідження кінетики реакції окислення йодиду калію персульфатом калію. Визначення частинного порядку реакції за персульфатом калію, написання кінетичного рівняння, дослідження залежності константи швидкості від температури, обчислення енергії активації.
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 (39 годин)
Виконання розрахункової роботи	12 годин
Підготовка до МКР (повторення матеріалу)	9 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. 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, 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 57 балів складає стартова шкала. Стартовий рейтинг (протягом семестру) складається з балів, що студент отримує за:

1. виконання та захист 9 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 $2 \text{ бали} \times 9 = 18 \text{ балів}$.

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. 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 [8], довідник [10] 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 $3 \text{ бали} \times 3 = 9 \text{ балів}$.

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 максимально 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 43 (максимальна кількість балів).

Максимальна сума балів, яку студент може набрати протягом семестру, складає 58 балів:

$$RC = r_{лр} + r_{мкр} + r_{рр} = 18 + 30 + 9 = 57 \text{ балів}^*$$

*-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 28,5.

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 [1, 3] п.4.

Робочу програму освітньої компоненти (силабус):

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

Погоджено Методичною комісією факультету (протокол № 10 від 23 червня 2022 р.)

Ухвалено кафедрою фізичної хімії (протокол № 12 від 23 червня 2022 р.)