



Фізична хімія 1. Хімічна термодинаміка.

Фазові рівноваги та розчини

Робоча програма освітнього компонента (Силабус)

Реквізити навчальної дисципліни

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>Для всіх освітніх програм спеціальності 161 Хімічні технології та інженерія</i>
Статус дисципліни	<i>Нормативна</i>
Форма навчання	<i>Дистанційна</i>
Рік підготовки, семестр	<i>3 курс, осінній семестр</i>
Обсяг дисципліни	<i>6,5 кредитів</i>
Семестровий контроль/ контрольні заходи	<i>Екзамен письмовий або тестовий</i>
Розклад занять	<i>Лекція 3 години на тиждень (1 пара по дному тижню, 2 пари по іншому тижню), 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	Лектори: <i>к.х.н., доцент Каменська Тетяна Анатоліївна, tetyana.kamenska@gmail.com</i> <i>д.х.н., доцент Сокольський Георгій Володимирович, georgii.sokolsky@gmail.com.</i> Практичні заняття: <i>к.х.н., доцент Каменська Тетяна Анатоліївна, tetyana.kamenska@gmail.com</i> <i>д.х.н., доцент Сокольський Георгій Володимирович georgii.sokolsky@gmail.com.</i> Лабораторні практикуми: <i>к.х.н., доцент Каменська Тетяна Анатоліївна, tetyana.kamenska@gmail.com</i> <i>к.х.н. Чудінович Ольга Василівна, chudinovych@ukr.net</i> <i>к.м.н. Черненко Володимир Юлійович, chvy039@gmail.com</i>
Розміщення курсу	<i>Google Classroom (Google G Suite for Education, домен LLL.kpi.ua, платформа Sikorsky-distance); доступ за запрошенням викладача</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 при вивченні попередніх природничих дисциплін, 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 цієї дисципліни застосовуються ними при подальшому вивченні фахових дисциплін.

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

Метою кредитного модуля є формування у студентів **здатностей**:

- використовуючи теоретичні положення хімічної термодинаміки, визначати можливість перебігу фізико-хімічних процесів;
- обґрунтовувати вибір параметрів фізико-хімічних процесів для режиму виробництва (ФК 3).

Після засвоєння навчальної дисципліни студенти мають продемонструвати такі результати навчання:

ЗНАННЯ :

- законів хімічної термодинаміки та їх застосування до фізико-хімічних процесів;
- методів впливу на перебіг хімічного процесу з метою вибору оптимальних умов його проведення;
- основних фізико-хімічних властивостей систем, що містять різну кількість складових речовин;
- закономірностей фазових перетворень;
- діаграм стану різноманітних систем;
- класифікації та загальні властивості 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;
- 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 дисциплін, знань та умінь, володіння якими необхідні студенту для успішного засвоєння дисципліни:

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. Реакції за участю неорганічних та органічних речовин.

Дисципліни, які базуються на результатах навчання: дисципліни циклу професійної підготовки, в межах яких передбачено визначення термодинамічних параметрів фізико-хімічних процесів, застосування методів дослідження багатофазних багатокомпонентних систем для опису фазових перетворень.

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 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.

4. Навчальні матеріали та ресурси

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

Базова:

1. Лебідь В.І. Фізична хімія. – Харків: Фоліо, 2005. – 478 с.
2. Чумак В.Л., Іванов С.В. Фізична хімія. – Київ: Книжкове вид-во авіаційного університету, 2007. – 648 с.
3. Стромберг А.Г., Семченко Д.П. Физическая химия / А.Г. Стромберг, Д.П. Семченко. – М.: Высш. шк., 2009. – 528 с.

Додаткова:

4. Физическая химия / Под ред. К.С. Краснова. – М.: Высш. шк., 1982. – 688 с.
5. Эткинс, П. Физическая химия. В 3-х частях, Ч. 1. Равновесная термодинамика / П. Эткинс, Дж де Паула. - М.: Мир. – 2007. – 494 с.
6. Ковальчук, Є.П. Фізична хімія: Підручник. / Є.П. Ковальчук, О.В. Решетняк – Львів: Видавничий центр ЛНУ імені Івана Франка, 2007. – 800 с.
7. Даниэльс Ф., Олберти Р. Физическая химия. – М.: Мир, 1978. – 646 с.
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.
12. 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 дисципліни проводиться паралельно з практичними заняттями і виконанням студентами лабораторного практикуму та розглядом ними питань, що виносяться на самостійну роботу. Для читання лекцій застосовуються засоби для відеоконференцій (Google Meet, Zoom тощо) та ілюстративний матеріал у вигляді презентацій, які розміщено на платформі Google Classroom. Після кожної лекції рекомендується ознайомитись з матеріалами для самостійного вивчення, а перед наступною лекцією – повторити матеріал попередньої.

№	Дата	Опис заняття
1	1 - 13 вересня 2020 р.	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 згорання хімічної сполуки. Розрахунок теплового ефекту хімічної реакції за теплотами згорання її учасників.
4	14– 27 вересня 2020 р.	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.
5		Продовження теми 1.2.: 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.
6		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.
7	28 вересня - 11 жовтня 2020 р.	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.
8		Продовження теми 1.3.: 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.
9		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.

10	12 - 25 жовтня 2020 р.	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.
11		Продовження теми 1.4.: 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.
12		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.
13	26 жовтня – 8 листопада 2020 р.	Продовження теми 1.5.: 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.
14		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.
15		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.
16	9 - 22 листопада 2020 р.	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.
17		Продовження теми 2.2.: Методи визначення відповідних теплот фазових перетворень. Діаграми стану однокомпонентних систем. «P-T» діаграма для води, її особливості. Фазова діаграма сірки. Діаграма стану діоксиду вуглецю.
18		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.
19	23 листопада – 6 грудня 2020 р.	Продовження теми 2.3.1.: Загальна характеристика розчинів. Класифікація розчинів: ідеальні, гранично розведені та реальні. Закон Рауля. Хімічний потенціал компонентів в ідеальних розчинах.
20		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.
21		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.
22	7 – 20 грудня 2020 р.	Продовження теми 2.3.2.: 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.
23		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.
24		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.
25	21 грудня 2020 р. – 3 січня 2021 р.	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.

26	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.
27	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 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-ізотермічного та ізохорно-ізотермічного теплових ефектів фізико-хімічних процесів. Написання реакцій, теплові ефекти яких відповідають поняттям «теплота утворення речовини» і «теплота згоряння 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 ізотермічного 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 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 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	Рівновага «рідина – насичена пара» в системі, що утворена двома необмежено розчинними одна в одній рідинами. Нерозчинні та обмежено розчинні рідини.	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.
9	17, 18	Написання 3-ої частини модульної контрольної роботи з теми «Фазові рівноваги та розчини».	

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	Обмежено розчинні рідини Дослідження обмеженої розчинності рідин у двокомпонентній системі.
4	7, 8	Обмежено розчинні рідини Дослідження взаємної розчинності у трикомпонентній рідкій системі.
5	9, 10	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.

6	11, 12	Необмежено розчинні рідини Побудова діаграми «температура кипіння – склад рідкої фази» для системи, яка утворена двома необмежено розчинними рідинами.
7	13,14	Тиск насиченої пари рідини Визначення залежності температури кипіння леткої рідини від зовнішнього тиску. Обчислення молярної та питомої теплот випаровування, ебуліоскопічної сталої та константи Труттона досліджуваної рідини.
8	15, 16	Кріоскопія 1. Визначення молярної маси нелеткої речовини, яка не дисоціює та не асоціює у розчині. 2. Визначення ступеня дисоціації електроліту.
9	17, 18	Підсумкове заняття.

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, практичні заняття проводяться через платформи Google Meet, Zoom тощо, лабораторні практикуми – в лабораторії фізичної хімії. У дистанційному режимі всі заняття проводяться через платформи Google Meet, Google Classroom, Zoom. Відвідування лекцій, практичних занять та лабораторних практикумів є обов'язковим.

Правила захисту лабораторних робіт:

1. До захисту допускаються студенти, які правильно оформили протокол лабораторної роботи: виконали 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. Наявність власного конспекту лекційного та іншого теоретичного матеріалу як свідчення та підтвердження самостійної роботи студента та якості її виконання, особливо на дистанційній формі навчання (+2-3 бали)*;
3. Наявність сертифікату освітніх платформ Coursera (безкоштовна видача сертифікатів в рамках угоди з університетом під час пандемії), Edx тощо з дисципліни «Фізична хімія», що засвідчує успішне завершення онлайн курсу (+5-10 балів пропорційно до оцінки успішності в сертифікаті та кількості засвоєних навчальних годин);*;
4. несвоєчасне виконання РР: - 0,2 – 1,5 бали.

*- якщо це оголошено викладачем потоку на початку семестру

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 або тестовий екзамен.

Рейтингова система оцінювання результатів навчання

1. Рейтинг студента з кредитного модуля розраховується виходячи із 100-бальної шкали, з них 58 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 бали $\times 8 = 16$ 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.

4.2. Модульна контрольна робота.

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

Модульні контрольні студенти пишуть на практичних заняттях. 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 питання у тестовій формі запропоновано чотири варіанти відповіді, серед яких студент повинен вибрати вірну та навести розгорнуте пояснення. Саме це фактично виключає ймовірність відгадування правильної відповіді. Кількість балів за певну контрольну роботу визначається множенням частки правильних відповідей на 10 (максимальна кількість балів).

4.3. Розрахункова робота

Ваговий бал кожної – 4 бали. Максимальна кількість балів за три частини розрахункової роботи дорівнює $4 \text{ бали} \times 3 = 12 \text{ балів}$.

3. Умовою отримання позитивної оцінки з календарного контролю є виконання всіх запланованих на цей час 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.

4. **На екзамені** студенти виконують письмову або тестову контрольну роботу, яка містить теоретичні питання та задачі. Теоретичне питання потребує детального пояснення. Для задачі повинен бути наведений 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 42 (максимальна кількість балів).

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

$$RC = r_{лр} + r_{мкр} + r_{рр} = 16+30+12= 58 \text{ балів}^*$$

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

Умовою допуску до екзамену є виконання РР, захист всіх лабораторних робіт, написання МКР, та кількість рейтингових балів не менше 29.

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 освітнього компонента

Перелік запитань для підготовки до МКР та екзамену наведено в [8], [11] п.4, які розміщено на платформі Sikorsky -distance.

Робочу програму освітнього компонента (силабус):

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

проф. д.х.н., доц. Сокольським Г.В.

Ухвалено кафедрою фізичної хімії (протокол № 3 від 16 жовтня 2020 р.)

Погоджено Методичною комісією факультету (протокол № 2 від 14.10.2020 р.)