



Фізична хімія

Робоча програма навчальної дисципліни (Силабус)

Реквізити навчальної дисципліни

Рівень вищої освіти	<i>Перший (бакалаврський)</i>
Галузь знань	<i>13 Механічна інженерія</i>
Спеціальність	<i>132 Матеріалознавство</i>
Освітня програма	<i>Фізична хімія</i>
Статус дисципліни	<i>Професійна</i>
Форма навчання	<i>змішана</i>
Рік підготовки, семестр	<i>2 курс, осінній семестр</i>
Обсяг дисципліни	<i>4 кредити</i>
Семестровий контроль/ контрольні заходи	<i>Екзамен письмовий</i>
Розклад занять	<i>Лекції: 2 години на тиждень (1 пара щотижня), 2 години на 1 тиждень (одна пара) за розкладом на rozklad.kpi.ua</i>
Мова викладання	<i>Українська</i>
Інформація про керівника курсу / викладачів	<i>Лекції: к.т.н., доцент Єфімова Вероніка Гаріївна, yefimovavq@gmail.com</i>
Розміщення курсу	<i>Курс в системі Moodle на платформі Sikorsky-distance, доступ за запрошенням викладача: https://do.ipk.kpi.ua/course/view.php?id=1968</i>

Програма навчальної дисципліни

1. Опис навчальної дисципліни, її мета, предмет вивчення та результати навчання

Метою навчальної дисципліни є формування у студентів здатностей:

- знання основних законів та закономірностей, що визначають перебіг хімічного процесу та впливають на нього;
- знання основних положень теорії хімічних процесів;
- знання методів кількісного врахування впливу різних факторів на перебіг хімічного процесу;
- знання залежностей хімічних властивостей речовин від їх фізичних властивостей;
- здатність застосовувати методи кількісного врахування впливу різних факторів щодо перебігу хімічних процесів.

Згідно з вимогами освітньо-професійної програми студенти після засвоєння навчальної дисципліни мають продемонструвати такі результати навчання:

ЗНАННЯ:

- основних понять та визначень фізичної хімії;
- законів хімічної термодинаміки та їх застосування для вибору оптимальних умов проведення хімічного процесу;
- закономірностей фазових перетворень;
- методів визначення кінетичних характеристик різних реакцій та засобів впливу на їх швидкість;
- термодинаміки поверхневих явищ;

- впливу природи та концентрації поверхнево-активних речовин на стан поверхні поділу фаз та її енергетику;
- основних закономірностей поверхневих явищ: змочування, адгезії, адсорбції, структуроутворення.

Після засвоєння навчальної дисципліни студенти мають продемонструвати такі результати навчання:

ПРН 1. Застосовувати логіку та методологію наукового пізнання.

ПРН 2. Використовувати знання фундаментальних наук на рівні, необхідному для досягнення інших результатів освітньої програми.

знання:

Застосовувати логіку та методологію наукового пізнання. ПРН 1.

Використовувати знання фундаментальних наук на рівні, необхідному для досягнення інших результатів освітньої програми. ПРН 2.

уміння:

Здатність до абстрактного мислення, аналізу та синтезу. КЗ 01.

Здатність застосовувати знання у практичних ситуаціях. КЗ 02.

Здатність застосовувати фізико-хімічні принципи для формування заданої структури матеріалів при консолідації із дисперсного стану. КС 16.

досвід:

Володіти навичками, які дозволяють продовжувати вчитися і оволодівати сучасними знаннями. ПРН 7.

Застосовувати свої знання для вирішення проблем в новому або незнайомому середовищі. ПРН 8.

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

Зазначається перелік дисциплін, знань та умінь, володіння якими необхідні студенту для успішного засвоєння дисципліни:

<i>Загальна та неорганічна хімія</i>	<i>Загальні теоретичні положення неорганічної хімії з урахуванням сучасних досягнень; загальні поняття; сучасну номенклатуру основних класів неорганічних сполук. Закони хімії: атомно-молекулярне вчення, закон збереження матерії, вчення про хімічний процес. Властивості хімічних елементів, їх сполук, на основі загальних закономірностей періодичної системи Д.І. Менделєєва з використанням сучасних уявлень про будову атомів, молекул, теорії хімічних зв'язків; Зв'язок структури із властивостями та реакційною здібністю сполуки.</i>
<i>Фізика</i>	<i>Основні фізичні явища та фундаментальні фізичні поняття. Закони та теорії класичної та сучасної фізики. Сучасні методи фізичних досліджень. Математичне та графічне відображення вивчених закономірностей. Сучасні дослідницькі прилади та основні принципи їх роботи</i>

Зміст навчальної дисципліни

Тема 1. Хімічна термодинаміка та хімічні рівноваги

Предмет, задачі та основні поняття хімічної термодинаміки. Застосування першого закону термодинаміки до хімічних процесів. Застосування другого закону термодинаміки до хімічних процесів. Термодинамічні потенціали. Хімічні рівноваги.

Тема 2. Фазові рівноваги та розчини

Фаза, складова речовина, компонент, термодинамічні ступені свободи. Рівняння правила Гіббса. Однокомпонентні системи. Двокомпонентні системи. Трикомпонентні системи.

Тема 3. Поверхневі явища та адсорбція

Поверхнева енергія. Поверхневий натяг. Когезія та адгезія. Змочування. Адсорбційні процеси. Седиментаційно-дифузійна рівновага.

Тема 4. Хімічна кінетика

Кінетика гомогенних реакцій. Кінетика гетерогенних процесів. Топохімічні реакції. Кінетика процесів кристалізації.

3. Навчальні матеріали та ресурси

Рекомендована

1. Чумак В.Л. Фізична хімія/ В.Л. Чумак, С.В. Іванов//– К: Книжкове видавництво НАУ, 2007. – 645 с.
2. Мchedlov – Петросян М.О. Основи колоїдної хімії: фізико – хімія поверхневих явищ і дисперсних систем: підручник /М.О. Мchedlov – Петросян, В.І. Лебідь, О. М. Глазкова та ін.// – Х.: ХНУ ім. В.Н. Карабіна, 2004. – 300 с.
3. Фізична хімія (Частина I): Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт для студентів інженерно-фізичного факультету. - Київ: Вид-тво КПІ, 2009. - 38 с.
4. Фізична хімія (Частина II): Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт для студентів інженерно-фізичного факультету. - Київ: Вид-тво КПІ, 2009. - 47 с.

Допоміжна

11. Киреев В.А. Курс физической химии / В.А. Киреев// -М.: Химия, 1975. – 775 с.
12. Голиков Г.А. Руководство по физической химии / Г.А. Голиков// - М.: Высш.шк., 1988. – 383 с.
13. Практические работы по физической химии : Учебное пособие для вузов / Под ред. К.П.Мищенко, А.А. Равделя и А.М. Пономаревой// - Л.: Химия, 1982. - 400 с.
14. Сводка основных формул для самостоятельного изучения курса физической химии. Киев: изд-во КПИ, 1989 - 26 с.

Розділи та теми, з якими студент має ознайомитись самостійно, викладач зазначає на лекційних та практичних заняттях.

Навчальний контент

4. Методика опанування навчальної дисципліни (освітнього компонента)

Лекційні заняття

Викладення лекційного матеріалу з дисципліни проводиться синхронно з розглядом його на практичних заняттях, виконанням лабораторного практикуму та вивчення питань, що виносяться на самостійну роботу. При читанні лекцій застосовуються засоби для відео конференцій (Google Meet, Big Blue Button Moodle) з використанням презентацій. Після кожної лекції рекомендується ознайомитись з матеріалами для самостійного вивчення, а перед наступною лекцією – повторити матеріал попередньої. Матеріали двох лекцій розглядаються, закріплюються та оцінюються на одному практичному занятті.

№	Опис заняття
1.	Тема 1. Основи хімічної термодинаміки та хімічні рівноваги

	Предмет, задачі та основні поняття хімічної термодинаміки. Термодинамічна система. Параметри стану системи. Стандартні та нормальні умови. Внутрішня енергія системи. Теплота та робота як форми обміну енергією. Термодинамічні процеси. Функції стану. Застосування першого закону термодинаміки до хімічних процесів. Формулювання та аналітичний вираз першого закону термодинаміки. Ентальпія. Теплові ефекти ізохорних та ізобарних процесів, зв'язок між ними. Термохімія. Теплові ефекти хімічного процесу. Закон Гесса. Теплота утворення речовини. Розрахунок теплового ефекту хімічної реакції за теплотами утворення учасників реакції. Процеси оборотні та необоротні, круговий термодинамічний процес. Застосування першого закону до ідеальних газів. Теплота згорання.
2.	Продовження теми 1. Теплоємність: середня, істина, молярна, питома. Залежність теплоємності від температури. Зміна теплоємності системи в результаті перебігу хімічного процесу. Залежність теплового ефекту від температури. Закон Кірхгофа. Приблизні розрахунки теплових ефектів за умов заданої температури. Застосування другого закону термодинаміки до хімічних процесів. Застосування другого закону термодинаміки до хімічних процесів 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. Точний розрахунок теплових ефектів хімічних реакцій при заданих температурах. Застосування закону Кірхгофа до фазових переходів. Залежність теплот фазових переходів від температури. Статистичний характер другого закону термодинаміки. Зв'язок між ентропією системи та її термодинамічною імовірністю.
3.	Продовження теми 1. Зміна ентропії в фізичних процесах (при нагріванні речовин, розширенні ідеальних газів, при фазових перетвореннях). Постулат Планка. Абсолютна та стандартна ентропії. Зміна ентропії в ізотермічному хімічному процесі. Розрахунок зміни ентропії внаслідок перебігу хімічної реакції за певної температури. Термодинамічні потенціали Енергія Гіббса та Гельмгольца. Критерії напрямку самочинних процесів та рівноваги в закритих системах. Стандартний потенціал утворення хімічної сполуки, його зв'язок із хімічними властивостями сполук. Розрахунки зміни енергії Гіббса в хімічній реакції за допомогою таблиць термодинамічних величин. Графічна залежність зміни ентропії речовини від абсолютного нуля при її нагріванні до заданої температури. Хімічний потенціал.
4.	Продовження теми 1. Залежність енергії Гіббса від температури. Розрахунки зміни енергії Гіббса в хімічному процесі при різних температурах.

	Точні розрахунки зміни енергії Гіббса при різних температурах. Динамічна та термодинамічна характеристики 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 виразу для газофазних ідеальних систем (K_p, K_c, K_x). Зв'язок між K_p, K_c. Залежність величини та одиниць виміру константи рівноваги від форми запису рівняння хімічної реакції. Хімічна рівновага в гетерогенних системах. Зв'язок хімічного потенціалу ідеального газу з його тиском. Пружність дисоціації.
5.	Продовження теми 1. Рівняння ізотерми хімічної реакції. Розрахунок константи рівноваги за рівнянням стандартної ізотерми. Вплив зовнішніх умов на стан рівноваги (тиск, температура, додавання інертного газу). Принцип Ле Шательє. Залежність константи рівноваги від температури, рівняння ізобари та ізохори хімічної реакції. Практичне визначення константи рівноваги. Зв'язок константи рівноваги з енергією Гіббса. Комплекс засобів керування хімічним процесом.
6.	Продовження теми 1. Методи теоретичного розрахунку констант рівноваги з використанням таблиць термодинамічних величин. Вибір оптимальних умов проведення хімічного процесу. Тема 2. Основні поняття фазових рівноваг. Фазові рівноваги та розчини. Основні поняття фазових рівноваг Фаза, складова частина, компонент, термодинамічні ступені свободи. Умови термодинамічної рівноваги між фазами. Точний розрахунок констант рівноваги. Метод комбінованих рівноваг.
7.	Продовження теми 2. Однокомпонентні системи. Правило фаз Гіббса. Застосування правила фаз до однокомпонентних систем. Зміна термодинамічних параметрів при фазових перетвореннях речовини. Рівняння Клаузіуса-Клапейрона для процесів плавлення, випаровування та сублімації. Розрахунок за цими рівняннями. Правило Трутона
8.	Продовження теми 2. Діаграми стану однокомпонентних систем. P-T діаграма для води, її особливості. Двокомпонентні системи. Застосування правила фаз Гіббса до двокомпонентних систем. Способи виразу та графічного зображення складу двокомпонентних систем. Зв'язок між різними способами виразу складу. Розчини неелектролітів. Ідеальні розчини. Розведені розчини. Тиск насиченої пари над ідеальним розчинами. Закон Рауля. Залежність зниження температури замерзання від концентрації розчинів. Кріоскопія.

	Температура кипіння розведених розчинів, її залежність від концентрації розчину. Ебуліоскопічна константа. Ебуліоскопія. Фазова діаграма сірки. Діаграма стану діоксиду вуглецю.
9.	Продовження теми 2. Істинні розчини та їх закони. Реальні розчини. Термодинамічна активність. Методи розрахунку активності розчину. Розчинність газів у рідинах. Закон Генрі та Сівертса. Системи із двох рідин, що обмежено розчиняються. Діаграми взаємної розчинності рідин. Критична температура розчинення. Правило Алексєєва. Розрахунок активності та коефіцієнта активності металевого розплаву. Діаграми взаємного розчинення, що мають нижню критичну температуру розчинення.
10.	Продовження теми 2. Розчинність твердих тіл у рідинах. Залежність розчинності від температури. Рівняння Шредера. Термічний аналіз. Криві охолодження. Діаграми двокомпонентних систем: з простою евтектикою. Правило важеля. Побудова діаграми плавлення за температурами охолодження сумішей певного складу.
11.	Продовження теми 2. Діаграми двокомпонентних систем: з обмеженою і необмеженою розчинністю в твердому стані; з утворенням стійких та нестійких хімічних сполук. Трикомпонентні системи Застосування правила фаз до трикомпонентних систем. Графічне зображення складу трикомпонентної системи. Метод Гіббса. Розподіл розчиненої речовини між двома рідкими фазами. Закон розподілу. Дальтоніди та бертоліди. Метод Розебума.
12.	Тема 3. Основні поняття. Вплив поверхневого шару на загальні термодинамічні властивості гетерогенних систем. Поверхнева енергія. Поверхневий натяг. Поверхнево-активні речовини. Когезія та адгезія. Змочування. Робота адгезії та робота когезії. Змочування та розтікання. Теплота змочування. Поверхнево-інактивні речовини. Вплив змочування на між фазний поверхневий натяг.
13.	Продовження теми 3. Адсорбційні процеси Короткий огляд адсорбційних процесів та їх класифікація. Адсорбція на поверхні рідини. Рівняння Гіббса. Рівняння Шишковського. Поверхневі явища в металургії. Вплив адсорбції на швидкість поверхневих реакцій.
14.	Продовження теми 3. Седиментаційно-дифузійна рівновага Седиментація. Седиментаційний аналіз. Швидкість розділення фаз. Тема 4.

	Формальна кінетика. Швидкість реакції. Закон діючих мас. Кінетичне рівняння реакції. Константа швидкості. Реакції першого, другого та третього порядку. Методи визначення порядку реакції. Кінетика оборотних, паралельних та спряжених реакцій. Фактори, від яких залежить швидкість хімічної реакції та константа швидкості. Час (період) напівперетворення для реакцій різних порядків. Теорія перехідного стану або активованого комплексу.
15.	Продовження теми 4 Вплив температури на швидкість хімічної реакції Залежність швидкості реакції від температури. Рівняння Арреніуса. Енергія активації. Теорія активних зіткнень. Кінетика гетерогенних процесів. Теорія дифузії. Закон Фіка. Основні стадії гетерогенних процесів. Дифузія. Закони Фіка. Коефіцієнт дифузії та його залежність від температури. Дифузійна та кінетична області гетерогенних хімічних процесів. Вплив температури та перемішування на швидкість гетерогенного процесу, що включає дифузійну стадію. Експериментальне визначення лімітуючої стадії гетерогенної хімічної реакції. Кінетика процесів розчинення твердих тіл у рідинах, металів у кислотах.
16.	Продовження теми 4 Топохімічні реакції. Топохімічні реакції. Ступінь перетворення. Кінетика топохімічних реакцій. Кінетика кристалізації. Утворення частинок кристалів. Вплив умов кристалізації на розміри кристалів. Загальні поняття. Зміна ступеню перетворення та швидкості топохімічної реакції впродовж часу. Завдання на СРС. Теорія флуктуації.
17.	Контрольна робота з курсу

5. Лабораторні роботи

закріплюються та оцінюються на одному практичному занятті.

№	Опис заняття
1.	Потенціометричне визначення рН Визначення рН буферних розчинів, сильних та слабких електролітів
2.	Тиск насиченої пари рідини. Визначення теплоти випаровування легкої речовини.
3.	Термічний аналіз. Дослідження евтектичної діаграми плавлення системи нафталін – бензойна кислота. Порівняння значень температур кристалізації, знайдених експериментально та розрахованих за рівнянням Шредера.
4.	Поверхневий натяг. Визначення поверхневого натягу на межі поділу фаз розчин ПАВ – повітря. Побудова ізотерми поверхневого натягу та адсорбції, визначення граничної адсорбції, площі, яку займає молекула ПАВ в насиченому адсорбційному моношарі та товщину моношару.

5.	Кінетика гомогенних хімічних реакцій. Визначення енергії активації та температурного коефіцієнту реакції окислення йодиду персульфатом за константами швидкості при різних температурах.
6.	Кінетика гетерогенних процесів. Вивчення кінетики розчинення твердої кислоти у воді. Розрахунок константи швидкості гетерогенного процесу.
7.	Рідини, що обмежено розчиняються. Побудова діаграми взаємної розчинності
8.	Адсорбція Визначення адсорбції на твердому адсорбенті
9.	Седиментація Визначення фракційного складу суспензії
10.	Теплота змочування Визначення теплоти змочування порошків

6. Самостійна робота студента

Самостійна робота студента (СРС) протягом семестру включає повторення лекційного матеріалу, самостійного опанування матеріалу, винесеного на позааудиторне вивчення за підручниками та навчальними посібниками, підготовка до практичних занять, підготовка до модульної контрольної роботи, підготовка до екзамену. Рекомендована кількість годин, яка відводиться на підготовку до зазначених видів робіт:

Вид СРС	Кількість годин на підготовку
Підготовка до лабораторних робіт: повторення лекційного матеріалу та вивчення окремих питань за підручниками і посібниками.	2 години на тиждень
Підготовка до контрольної робіт	4 годин
Підготовка до екзамену	30 годин

Політика та контроль

7. Політика навчальної дисципліни (освітнього компонента)

За звичайного режиму роботи університету лекції та практичні заняття проводять у навчальних аудиторіях, лабораторний практикум – в спеціально обладнаній навчальній лабораторії з дотриманням асептичних умов. За змішаного режиму лекційні заняття проводять на платформі дистанційного навчання Сікорський, а практичні заняття, контрольні та лабораторний практикум – аудиторно. За дистанційного режиму всі заняття проводять через платформу дистанційного навчання Сікорський. Відвідування занять та ознайомлення з навчальними матеріалами є обов'язковим

Правила призначення заохочувальних балів:

За активну роботу на практичних заняттях нараховують до 0,5 заохочувальних балів (не більше 10 балів на семестр).

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 (РСО)

Види контролю встановлюються відповідно до Положення про поточний, календарний та семестровий контроль результатів навчання в КПІ ім. Ігоря Сікорського:

1. Поточний контроль: опитування на практичних заняттях та захист лабораторних робіт.
2. Календарний контроль: проводиться двічі на семестр як моніторинг поточного стану виконання вимог силабусу.
3. Семестровий контроль: письмовий екзамен.

Рейтингова система оцінювання результатів навчання

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

- роботу на практичних заняттях;
- відпрацювання лабораторних робіт;
- написання модульної контрольної роботи (МКР).

2. Критерії нарахування балів:

- 1) роботу на лабораторних заняттях;
- 2) модульну контрольну роботу;
- 3) складання письмового екзамену

Розрахунок шкали (R) рейтингу кредитного модулю:

$$R_D = R_C + R_E = 60 + 40 = 100$$

Система рейтингових (вагових) балів та критеріїв оцінювання

1. Лабораторні роботи

Ваговий бал лабораторних робіт становить 2 бали. Максимальна кількість балів за всі лабораторні роботи дорівнює: 2 бали $\times$ 10 = **20 балів**.

Ваговий бал лабораторних робіт складається з:

- самостійної підготовки до роботи (опанування теорією, написання якісного протоколу) – 1 бал;
- якісного виконання лабораторної роботи та якісної обробки експериментальних даних із відповідними розрахунками, побудовою (за необхідності) графічних залежностей, написання висновку щодо проведеної роботи – 0,5 бал;
- своєчасного захисту роботи (впродовж тижня після її виконання) – 0,5 бал.

2. Модульна контрольна робота

У курсі передбачено написання 2-х контрольних робіт на практичних заняттях.

Модульна контрольна робота 1 (МКР1) з теми «Термодинаміка та хімічні рівноваги» містить 10 питань. Кожна вірна відповідь оцінюється у 3 бали.

Отже 3 бали $\times$ 10 = **30 балів**.

Кожна контрольна робота складається з теоретичних питань та задач. Залежно від повноти та змістовності відповіді на теоретичне питання та розв'язок задачі студент отримує від 0 до 3 бала.

Модульна контрольна робота 2 (МКР2) з теми «Фазові рівноваги. Кінетика хімічних процесів. Електрохімія.» містить 10 питань. Кожна вірна відповідь оцінюється у 1 бал.

Отже $1 \text{ бал} \times 10 = 10 \text{ балів}$.

Кожна контрольна робота складається з теоретичних питань та задач. Залежно від повноти та змістовності відповіді на теоретичне питання та розв'язок задачі студент отримує від 0 до 1 бала.

Загальна кількість балів за модульні контрольні роботи становить –
МКР 1+МКР2 = 40 балів

$$R_c = 20 + 40 = 60 \text{ балів.}$$

Необхідною умовою допуску до **екзамену** є захист всіх лабораторних робіт, а також стартовий рейтинг (R_c) не менше 30 балів.

Екзаменаційний рейтинг складає **$R_E = 40$ балів**

Критерії оцінювання екзаменаційної роботи.

Кожен студент одержує екзаменаційний білет, що складається з 10 питань включаючи задачі.

Відповідь на питання (або вирішення задачі) становить - 4 бали.

Оцінювання екзаменаційної роботи відбувається за шкалою:

«**відмінно**» 38-40 балів.

«**добре**» 30-37 балів.

«**задовільно**» 24-29 балів.

«**незадовільно**» 0-23 бали.

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

1. Додаткова інформація з дисципліни (освітнього компонента)

- Вимоги до оформлення лабораторних робіт, перелік запитань до практичних занять та екзамену наведені у «Хімічна технологія косметичних засобів» (платформа Sikorsky-distance).

2. Додаткова інформація з дисципліни (освітнього компонента)

- Інформаційні та методичні матеріали до дисципліни наведені у Moodle (платформа Sikorsky-distance) за посиланням <https://do.ipk.kpi.ua/course/view.php?id=1724>

Робочу програму навчальної дисципліни (силабус):

Складено доцентом кафедри фізичної хімії:

к.т.н. доц. Єфімовою В.Г.

Ухвалено кафедрою фізичної хімії (протокол № 14 від 01.07.2025 р.)

Погоджено Методичною комісією факультету (протокол № 10 від 26.06.2025 р.)