



Фізична хімія

Робоча програма навчальної дисципліни (Силабус)

Реквізити навчальної дисципліни

Рівень вищої освіти	Перший (бакалаврський)
Галузь знань	13 Механічна інженерія
Спеціальність	132 Матеріалознавство
Освітня програма	Інжиніринг та комп'ютерне моделювання в матеріалознавстві, Нанотехнології та комп'ютерний дизайн матеріалів
Статус дисципліни	Нормативна
Форма навчання	Очна(денна)/дистанційна/змішана
Рік підготовки, семестр	4 курс, весняний семестр
Обсяг дисципліни	4,0 кредити ЕКТС/ 120 академічних годин: лекції – 36 год.; лабораторні заняття – 36 год.; СРС – 48 год.
Семестровий контроль/ контрольні заходи	Екзамен, модульна контрольна робота
Розклад занять	http://rozklad.kpi.ua/
Мова викладання	Українська
Інформація про керівника курсу / викладачів	Лекції: к.т.н., доцент Єфімова Вероніка Гаріївна, yefimovavg@gmail.com Лабораторні заняття: к.х.н., асистент Іваха Надія Борисівна, ivakhanadiia@gmail.com
Розміщення курсу	Курс в системі Moodle на платформі Sikorsky-distance, доступ за запрошенням викладача: https://do.ipk.kpi.ua/course/view.php?id=1968

Програма навчальної дисципліни

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

Програму навчальної дисципліни «Фізична хімія» складено відповідно до ОПП «Інжиніринг та комп'ютерне моделювання в матеріалознавстві» та «Нанотехнології та комп'ютерний дизайн матеріалів» першого (бакалаврського) рівня вищої освіти спеціальності 132 Матеріалознавство. Навчальна дисципліна належить до циклу професійної підготовки.

Предмет вивчення освітнього компонента: основні фундаментальні закони та закономірності, які визначають перебіг фізико-хімічних процесів та фактори, які на них впливають, закономірності фазових перетворень, вплив природи та концентрації поверхнево-активних речовин на стан поверхні поділу фаз та її енергетику, основні закономірності поверхневих явищ: змочування, адгезії, адсорбції, структуроутворення.

Метою освітнього компонента є формування у студентів таких загальних та фахових (спеціальних) компетентностей освітньої програми як:

Загальні компетентності (КЗ)

КЗ.01 Здатність до абстрактного мислення, аналізу та синтезу

КЗ.02 Здатність застосування знань у практичних ситуаціях

КЗ.03 Здатність вчитися та оволодівати сучасними знаннями

КЗ.11 Здатність працювати в команді

Спеціальні (фахові) компетентності (КС)

КС.01 Здатність застосовувати відповідні кількісні математичні, фізичні і технічні методи і комп'ютерне програмне забезпечення для вирішення інженерних матеріалознавчих завдань.

КС.05 Здатність застосовувати системний підхід до вирішення інженерних матеріалознавчих проблем

КС.07 Здатність застосовувати знання і розуміння наукових фактів, концепцій, теорій, принципів і методів, необхідних для підтримки діяльності в сфері матеріалознавства.

Програмні результати навчання

ПРН 1 Володіти логікою та методологію наукового пізнання

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

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

ПРН 12 Знати інженерні дисципліни, що лежать в основі спеціальності, на рівні, необхідному для досягнення інших результатів програми, в тому числі мати певну обізнаність в їх останніх досягненнях

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

Для засвоєння освітнього компонента “Фізична хімія” необхідні знання з курсів: “Хімія. Частина 1. Загальна хімія”, “Хімія. Частина 2. Хімія елементів”, “Фізика. Частина 1. Механіка, молекулярна фізика і термодинаміка, електрика і магнетизм”.

Навчальна дисципліна «Фізична хімія» є базовою для таких дисциплін як: “Фізичні властивості та методи дослідження матеріалів”, “Металознавство”, “Фізика конденсованого стану”, “Дефекти кристалічної будови”, “Кристалографія, кристалохімія та мінералогія”.

3. Зміст освітнього компоненту

Розділ 1. Хімічна термодинаміка.

Тема 1.1. 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.

Розділ 2. Фазові рівноваги та розчини.

Тема 2.1. Фазові рівноваги та розчини. Фаза, складова речовина, компонент, термодинамічні ступені свободи. Рівняння правила Гіббса. Однокомпонентні системи. Двокомпонентні системи. Трикомпонентні системи.

Тема 2.2. Поверхневі явища та адсорбція. Поверхнева енергія. Поверхневий натяг. Когезія та адгезія. Змочування. Адсорбційні процеси. Седиментаційно-дифузійна рівновага.

Тема 2.3. Хімічна кінетика. Кінетика гомогенних реакцій. Кінетика гетерогенних процесів. Топохімічні реакції. Кінетика процесів кристалізації.

4. Навчальні матеріали та ресурси

Навчальні матеріали, зазначені 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. Чумак В.Л., Іванов С.В. Фізична хімія. – Київ : Книжкове вид-во НАУ, 2007. – 648 с.*

2. Колоїдна хімія : підручник / М. О. Мчедлов-Петросян, В. І. Лебідь, О. М. Глазкова, О. В. Лебідь; за ред. проф. М. О. Мчедлова-Петросяна. – 2-ге вид., випр. і доп. – Харків : ХНУ імені В. Н. Каразіна, 2012. – 500 с.
3. Фізична хімія (Частина I): Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт для студентів інженерно-фізичного факультету. - Київ : Вид-во КПІ, 2009. – 38 с.
4. Фізична хімія (Частина II): Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт для студентів інженерно-фізичного факультету. - Київ : Вид-во КПІ, 2009. – 47 с.
5. Лебідь В.І. Фізична хімія. – Харків : Фоліо, 2005. – 478 с

Додаткова:

6. Ковальчук Є.П. Фізична хімія: Підручник. / Є.П. Ковальчук, О.В. Решетняк. – Львів : Видавничий центр ЛНУ імені Івана Франка, 2007. – 800 с.

Навчальний контент

5. Методика опанування освітнього компоненту

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.

№	Дата	Опис заняття
1.	06 вересня – 12 вересня	Тема 1.1. 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.	13 вересня - 19 вересня	Продовження теми 1.1. 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. 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.	20 вересня – 26 вересня	Продовження теми 1.1. 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.	27 вересня – 3 жовтня	Продовження теми 1.1. 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). 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.	4 жовтня – 10 жовтня	Продовження теми 1.1. 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.	11 жовтня – 17 жовтня	Продовження теми 1.1. Методи теоретичного розрахунку констант рівноваги з використанням таблиць термодинамічних величин. Вибір оптимальних умов проведення хімічного процесу. Тема 2.1. 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.	18 жовтня – 24 жовтня	Продовження теми 2.1. Однокомпонентні системи. Правило фаз Гіббса.

		<i>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 Трुтона.</i>
8.	25 жовтня – 31 жовтня	Продовження теми 2.1. <i>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 розчином. 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.</i>
9.	01 листопада -07 листопада	Продовження теми 2.1. <i>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 Алексеева. Розрахунок активності та коефіцієнта активності металевого розплаву. Діаграми взаємного розчинення, що мають нижню критичну температуру розчинення.</i>
10.	08 листопада - 14 листопада	Продовження теми 2.1. <i>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.</i>
11.	15 листопада -21 листопада	Продовження теми 2.1. <i>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.</i>
12.	22 листопада - 28 листопада	Тема 2.2. <i>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 міжфазний поверхневий натяг.</i>
13.	29 листопада– 05 грудня	Продовження теми 2.2. <i>Адсорбційні процеси. Короткий огляд адсорбційних процесів та їх класифікація. Адсорбція на поверхні рідини. Рівняння Гіббса. Рівняння Шишковського.</i>

		<i>Поверхневі явища в металургії. Вплив адсорбції на швидкість поверхневих реакцій.</i>
14.	<i>06 грудня – 12 грудня</i>	Продовження теми 2.2. <i>Седиментаційно-дифузійна рівновага. Седиментація. Седиментаційний аналіз. Швидкість розділення фаз.</i> Тема 2.3. <i>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.</i>
15.	<i>13 грудня – 19 грудня</i>	Продовження теми 2.3. <i>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. 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.</i>
16.	<i>20 грудня – 26 грудня</i>	Продовження теми 2.3. <i>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.</i>
17.	<i>26 грудня – 02 січня</i>	<i>Контрольна робота з курсу</i>

Лабораторні заняття

Метою циклу лабораторних робіт є практичне закріплення головних тем освітнього компоненту, які вивчено теоретично.

№	Дата	Опис заняття
1.	<i>06 вересня – 19 вересня</i>	<i>Хімічна рівновага. Вивчення хімічної рівноваги в реакції окиснення йодиду калію хлоридом заліза.</i>
2.	<i>20 вересня – 26 вересня</i>	<i>Тиск насиченої пари рідини. Визначення теплоти випаровування легкої речовини.</i>
3.	<i>27 вересня – 17 жовтня</i>	<i>Термічний аналіз. Дослідження евтектичної діаграми плавлення системи нафталін – бензойна кислота. Порівняння значень температур кристалізації, знайдених експериментально та розрахованих за рівнянням Шредера.</i>
4.	<i>18 жовтня – 24 жовтня</i>	<i>Коефіцієнт розподілу. Визначення коефіцієнта розподілу йоду між водою та бензолом.</i>
5.	<i>25 жовтня – 07 листопада</i>	<i>Поверхневий натяг.</i>

		<i>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.</i>
6.	<i>08 листопада - 21 листопада</i>	<i>Адсорбція Визначення адсорбції органічної кислоти вугіллям.</i>
7.	<i>22 листопада - 28 листопада</i>	<i>Теплота змочування Визначення гідрофільності та гідрофобності порошків.</i>
8.	<i>29 листопада - 05 грудня</i>	<i>Седиментація. Опанування седиментаційного аналізу дисперсних систем, отримання кривої седиментації. Визначення кількості фракцій суспензії, розмірів частинок фракцій.</i>
9.	<i>06 грудня – 12 грудня</i>	<i>Кінетика гомогенних хімічних реакцій. Вивчення кінетики розкладу пероксиду водню газометричним методом.</i>
10.	<i>13 грудня – 19 грудня</i>	<i>Кінетика гомогенних хімічних реакцій. Визначення енергії активації та температурного коефіцієнту реакції окислення йодиду персульфатом за константами швидкості при різних температурах.</i>
11.	<i>20 грудня – 26 грудня</i>	<i>Кінетика гетерогенних процесів. Вивчення кінетики розчинення твердої кислоти у воді. Розрахунок константи швидкості гетерогенного процесу.</i>

6. Самостійна робота

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:

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

7. Політика та контроль

7. Політика викладання та засвоєння освітнього компоненту

За звичайного режиму роботи університету лекції та практичні заняття проводять у навчальних аудиторіях, лабораторні роботи – 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 лабораторні – 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

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 лекційних заняттях;
- відпрацювання лабораторних робіт;
- написання модульної контрольної роботи (МКР).

2. Критерії нарахування балів:

- роботу на лабораторних заняттях;
- модульну контрольну роботу;
- складання письмового екзамену

Розрахунок шкали (R) рейтингу кредитного модулю:

$$RD=RC+RE=60+40=100$$

Система рейтингових (вагових) балів та критеріїв оцінювання

Лабораторні роботи

Ваговий бал – 2 бали. Максимальна кількість балів за всі лабораторні роботи дорівнює:

1 бал x 11 = 22 балів.

Ваговий бал лабораторних робіт складається з:

– самостійної підготовки до роботи (опанування теорією, написання якісного протоколу) – 0,5 балів;

– якісного виконання лабораторної роботи – 0,5 балів;

– 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.

Модульна контрольна робота

Ваговий бал – 1,9 бали. МКР складається з 20 питань, кожна вірна відповідь оцінюється у 1,9 бали: 1,9 бал x 20 = 38 балів.

Кожна контрольна робота складається теоретичних питань та задач. Залежно від повноти та змістовності відповіді на теоретичне питання та розв'язок задачі студент отримує від 0 до 1,9 бала. При цьому може бути зараховане не все завдання, а тільки його частина, наприклад, 1,8, 1,5 балів. За повне обґрунтування теоретичного питання та безпомилкове розв'язування задачі студент отримує 1,9 бал.

$$RC = 22+38= 60 \text{ балів.}$$

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

Екзаменаційний рейтинг складає RE = 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:

<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 освітнього компоненту

Вимоги до оформлення лабораторних робіт, перелік запитань до практичних занять та екзамену наведені у «Фізична хімія» (платформа Sikorsky-distance). Інформаційні та методичні матеріали до дисципліни наведені у Moodle (платформа Sikorsky-distance) за посиланням <https://do.ipc.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 № 13 від 30.06.2021 р.)

Ухвалено кафедрою фізичного матеріалознавства та термічної обробки (протокол № 05 від 01.07.2022 р.)

Ухвалено кафедрою ВТМ та ПМ (протокол № 21 від 08 липня 22 р.)

Погоджено Методичною комісією ІМЗ ім. Є.О. Патона (протокол № 10/22 від 10.07.2022 р.)