МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ

НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ «ХАРКІВСЬКИЙ ПОЛІТЕХНІЧНИЙ ІНСТИТУТ»

Кафедра Фізичної хімії
(назва кафедри, яка забезпечує викладання дисципліни)

РОБОЧА ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

Фізична хімія Ч. 1
(назва навчальної дисципліни)

рівень вищої освіти Перший (бакалаврський)
перший (бакалаврський) / другий (магістерський)

галузь знань 16 Хімічна та біоінженерія
(шифр і назва)

спеціальність 161 Хімічні технології та інженерія
(шифр і назва)

освітня програма 161.03 Технології переробки нафти, газу та твердого палива
(назви освітньої програми)

вид дисципліни Спеціальна (фахова) підготовка
(загальна підготовка /спеціальна (фахова) підготовка; обов'язкова/вибіркова)

форма навчання Денна
(денна / заочна)

Харків – 2021 рік

ЛИСТ ЗАТВЕРДЖЕННЯ

Робоча програма з навчальної дисципліни Фізична хімія Ч. 1
(назва дисципліни)

Розробник:

Доцент, к.х.н., доцент _____ Світлана РУДНЄВА
(посада, науковий ступінь та вчене звання) (підпис) (ініціали та прізвище)

Робоча програма розглянута та затверджена на засіданні кафедри

фізичної хімії
(назва кафедри, яка забезпечує викладання дисципліни)

Протокол від « 27 » серпня 2021 року № 1

Завідувач кафедри фізичної хімії _____ Микола САХНЕНКО
(назва кафедри) (підпис) (ініціали та прізвище)

ЛИСТ ПОГОДЖЕННЯ

Шифр та назва освітньої програми 161.03 Технології переробки нафти, газу та твердого палива

Кафедра Фізичної хімії
(назва кафедри на якій викладається дисципліна)

Гарант ОП Ірина Сінкевич _____
(ПІБ) (Підпис, дата)

Завідувач кафедри
«Технологія переробки нафти, газу і твердого палива»
Денис МИРОШНИЧЕНКО _____
(ПІБ) (Підпис, дата)

31 серпня 2021 р.

ЛИСТ ПЕРЕЗАТВЕРДЖЕННЯ РОБОЧОЇ НАВЧАЛЬНОЇ ПРОГРАМИ

№ зп	Дата засідання кафедри-розробника РПНД	Номер протоколу	Підпис завідувача кафедри (яка викладає)	Підпис завідувача кафедри (на якій викладається)	Підпис гаранта освітньої програми
1	30.08.22	1			
2					
3					
4					

МЕТА, КОМПЕТЕНТНОСТІ, РЕЗУЛЬТАТИ НАВЧАННЯ ТА СТРУКТУРНО-ЛОГІЧНА СХЕМА ВИВЧЕННЯ НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

Мета: Головна мета навчальної дисципліни полягає у висвітленні ролі фізичної хімії як світоглядної дисципліни і теоретичного підґрунтя сучасної хімії і хімічних технологій, сформулювати теоретичні основи, принципи та закони сучасної фізичної хімії, навчити розумінню та аналізу процесів, які спостерігаються при проведенні хіміко-технологічних операцій та фізико-хімічних аналізів; методам розрахунку для визначення напряму перебігу хімічних процесів, їх енергетики та стану рівноваги; методам проведення експериментальних досліджень властивостей хімічних речовин і процесів та аналізу експериментальних даних. Предметну область складають хімічна термодинаміка, теорія розчинів і фазових рівноваг, елементи статистичної термодинаміки, хімічної кінетики і каталізу, електрохімії, уявлення про механізми хімічних реакцій, будову та фізико-хімічні методи дослідження структури і властивостей речовини.

Поєднання високого рівня професійної підготовки з формуванням у студента наукового світогляду та надання широкого кругозору у фундаментальній та професійній сфері ґрунтується на принципах наступності та індивідуалізації навчання, фундаментальності та цілісності надання знань, практичної спрямованості та усвідомлення місця отриманих компетентностей, симбіозу наукового та системного підходів тощо. Це надає можливість отримати базові знання з фізичної хімії і набути навички використання цих знань на практиці.

Компетентності:

К02 – Здатність застосовувати знання у практичних ситуаціях**;**

К03 – Знання та розуміння предметної області та розуміння професійної діяльності.

Результати навчання:

ПР02 – Коректно використовувати у професійній діяльності термінологію та основні поняття хімії, хімічних технологій, процесів і обладнання виробництв хімічних речовин та матеріалів на їх основі.

ПР03 – Знати та розуміти механізми і кінетику хімічних процесів, ефективно використовувати їх при проектуванні і вдосконаленні технологічних процесів та апаратів хімічної промисловості.

ПР04 – Здійснювати якісний та кількісний аналіз речовин неорганічного та органічного походження, використовуючи відповідні методи загальної та неорганічної, органічної, аналітичної, фізичної та колоїдної хімії.

Структурно-логічна схема вивчення навчальної дисципліни

Вивчення цієї дисципліни безпосередньо спирається на:	На результати вивчення цієї дисципліни безпосередньо спираються
Вища математика, ч. 1	Фізична хімія, ч. 2
Вища математика, ч. 2	Поверхневі явища та дисперсні системи
Фізика, ч. 1	Процеси та апарати хімічних виробництв, ч. 1
Фізика, ч. 2	Процеси та апарати хімічних виробництв, ч. 2
Загальна та неорганічна хімія, ч. 1	Загальна хімічна технологія
Загальна та неорганічна хімія, ч. 2	
Органічна хімія, ч. 1	
Органічна хімія, ч. 2	
Аналітична хімія	

ОПИС НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

(розподіл навчального часу за семестрами та видами навчальних занять)

Семестр	Загальний обсяг (годин) / кредитів ECTS	З них		За видами аудиторних занять (годин)			Індивідуальні завдання студентів (КП, КР, РГ, Р, РЕ)	Поточний контроль	Семестровий контроль	
		Аудиторні заняття (годин)	Самостійна робота (годин)	Лекції	Лабораторні заняття	Практичні заняття, семінари		Контрольні роботи (кількість робіт)	Залік	Екзамен
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
3	**180/ 6**	**96**	**84**	**48**	**48**	**-**	**Р**			**+**

Співвідношення кількості годин аудиторних занять до загального обсягу складає 53,3 (%).

СТРУКТУРА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

№ з/п.	Види навчальних занять (Л, ЛЗ, ПЗ, СР)	Кількість годин	Номер семестру (якщо дисципліна викладається у декількох семестрах). Назви змістових модулів. Найменування тем та питань кожного заняття. Завдання на самостійну роботу.	Рекомендована література (базова, допоміжна)
1	2	3	4	5
1	Л1	2	**Змістовий модуль № 1 «Основи хімічної термодинаміки»** **Вступ.** Предмет та задачі фізичної хімії. Основні розділи та методи фізичної хімії. **Тема 1. Хімічна термодинаміка та її зміст**. Основні поняття та визначення термодинаміки – термодинамічна система, стан, параметри стану, функції стану, процеси. Робота та теплота процесу. Оборотні та необоротні процеси.	1, 2
2	СР	2	*Розрахунки роботи розширення ідеальних газів у різноманітних процесах*	1, 2
3	Л2	2	**Тема 2. Перший закон термодинаміки. Закон Гесса.** Математичне формулювання першого закону термодинаміки. Внутрішня енергія. Теплота. Ентальпія. Робота та зміна внутрішньої енергії в різних процесах. Наслідки з першого закону термодинаміки. Властивості теплоти в умовах постійного об’єму або тиску. Взаємозв'язок між ними. Тепловий ефект реакції (процесу). Термохімія. Закон Гесса. Наслідки з закону Гесса. Теплота утворення. Теплота згоряння. Розрахунки теплових ефектів за допомогою енергій зв´язку.	1, 2
4	СР	4	*Розрахунки теплових ефектів в стандартних умовах згідно теплоти згоряння. Опрацювання тестових завдань.*	1, 2
5	Л3	2	**Тема 3. Закони Кірхгофа** . Теплоємність середня та істинна, **т**еплоємність газів і конденсованих систем, залежність теплоємності від температури. Рівняння Кірхгоффа в диференційній та інтегральній формах. Аналіз. Використання наближення Уліха при розрахунках впливу температури на тепловий ефект реакції.	1, 2
6	СР	6	*Огляд теорії теплоємності. Виконання першого пункту ІДЗ.*	1, 2
7	ЛР1	6	Визначення теплових ефектів процесів та хімічних реакцій калориметричним методом за допомогою закону Гесса (робота №1-2). Розрахунки теплових ефектів реакцій в стандартних умовах (закон Гесса).	1, 2 4 – 7
8	Л4	2	**Тема 4. Другий закон термодинаміки** Обґрунтування другого закону термодинаміки. Теплова теорема Нернста. Самодовільні та не самодовільні процеси. Зміна ентропії в різних процесах. Зміна ентропії ізольованої системи та напрямок процесу. Зміна ентропії внаслідок перебігу хімічних реакцій. Нерівність Клаузіуса.	1, 2
9	СР	4	*Опрацювання розрахунку зміни енергії Гіббса і енергії Гельмгольца в різних умовах. Підготовка до тестового контролю.*	1, 2

10	Л5		**Тема 5. Третій закон термодинаміки** Статистичний характер другого закону термодинаміки. Термодинамічна ймовірність. Ентропія та ймовірність. Третій закон термодинаміки. Формула Больцмана**.** Постулат Планка. Властивості тіл поблизу абсолютного нуля. Абсолютні значення ентропії. Розрахунки ентропії у різних процесах.	1, 2
11	СР	4	*Розрахунок зміни ентропії в фізичних процесах при зміненні декількох параметрів одночасно* (*p, v, T*)*. Виконання другого пункту ІДЗ.*	1, 2
12	Л6	2	**Тема 6. Математичний апарат термодинаміки.** Об'єднане рівняння першого і другого законів термодинаміки. Рівняння Гіббса-Дюгема**.** Фундаментальне рівняння Гіббса. Визначення функцій стану F, G, H, V. Запис для них фундаментальних рівнянь. Співвідношення Максвелла. Характеристичні функції, їх визначення і властивості. Енергія Гельмгольца и Гіббса як критерії спрямованості процесу і стану рівноваги. Рівняння Гіббса–Гельмгольця та його різні вирази. Температурна залежність Δ G. **Тестовий колоквіум за темою «Основи термодинаміки».**	1, 2
13	СР	6	*Опрацювання теми: Парціально-мольні величини та їх використання в термодинамічних розрахунках. Виконання третього пункту ІДЗ.*	1, 2
14	ЛР2	6	Визначення термодинамічних функцій хімічної реакції методом ЕРС (робота №6). Розрахунки теплових ефектів реакцій в залежності від температури (закон Кірхгоффа).	1, 2, 4 – 7
15	Л7	2	**Змістовий модуль № 2 «Хімічні рівноваги»** **Тема 1. Хімічний потенціал. Закон діючих мас.** Визначення хімічного потенціалу через похідні від різних термодинамічних функцій для ідеального і реального газів. Фугітивність., активність, застосування для розрахунку хімічного потенціалу компонента в ідеальному і реальному розчинах. Основні ознаки та властивості хімічної рівноваги. Хімічна спорідненість. Хімічні рівноваги реакцій при постійній температурі Закон діючих мас і його різні форми. Зв'язок між різними константами рівноваги. Особливості константи рівноваги гетерогенної реакції. Методи розрахунку складу рівноважної суміші.	1, 2,
16	СР	4	*Вивчення залежності величини та розмірності константи хімічної рівноваги від форми запису рівняння хімічної реакції. Виконання пункту 4, 5 ІДЗ.*	1, 2
17	Л8	2	**Тема 2. Ізотерма хімічної реакції.** Рівняння ізотерми Вант-Гоффа. Константа рівноваги. Аналіз впливу початкового співвідношення компонентів на імовірну спрямованість і рівноважний вихід продуктів реакції. Рівняння ізотерми хімічної реакції для стандартних умов. Стандартна енергія Гіббса.	1, 2
18	СР	4	*Опрацювання розрахунків констант рівноваги хімічних реакцій за методом Темкіна-Шварцмана. Виконання пунктів 6, 7 ІДЗ.*	1, 2
19	Л9	2	**Тема 3. Вплив зовнішніх факторів на хімічні рівноваги.** Принцип Лє Шательє. Його застосування до хімічних реакцій. Рівняння Планка. Аналіз. Залежність константи рівноваги від загального тиску. Рівняння ізобари та ізохори хімічної реакції. Розрахунки констант рівноваги для різних температур. Розрахунки констант хімічних рівноваг із залученням таблиць стандартних термодинамічних функцій. Визначення теплових ефектів реакцій з температурної залежності константи рівноваги.	1, 2
20	СР	6	*Підготовка до модульної контрольної роботи та колоквіуму*. *Виконання пункту 8, 9 ІДЗ.*	1, 2
21	ЛР3	6	Визначення константи рівноваги гетерогенної реакції. Робота № 5	1, 2 4 – 7

			Модульна контрольна робота №1 «Основні положення хімічної термодинаміки. Хімічна рівновага»	
22	Л10	2	**Змістовий модуль № 3 «Гетерогеннні рівноваги»** **Тема 4. Термодинаміка гетерогенних систем і фізико-хімія розчинів. Основні поняття фазових рівноваг.** Гетерогенна система. Компонент. Число незалежних компонентів. Фаза. Число ступенів свободи. Правило фаз Гіббса. Однокомпонентні системи. Діаграма стану води. Рівняння Клапейрона–Клаузіуса и фазові переході першого роду. Його застосування до процесів плавлення, випарювання та сублімації в однокомпонентних системах. Способи вираження концентрацій. Діаграми стану. Принцип побудови та інтерпретації діаграм стану. Принцип Курнакова. Фізико-хімічний аналіз. стану. Правило важеля. Основні типи діаграм двокомпонентних систем. Загальне визначення ідеальних розчинів. Колігативні властивості розчинів. Розчинність газів. Закон Генрі.	1 – 3
23	СР	4	*Діаграма стану сірки. Опрацювання тестових завдань.*	1 – 3
24	Л11	2	**Тема 5. Рівновага рідина – пара в двокомпонентній системі. Леткі суміші.** Тиск пари над розчином. Закони Рауля щодо тиску пари, кріоскопічного і ебуліоскопічного ефектів. Їх термодинамічне обґрунтування Визначення молекулярної маси речовини, що розчинена. Розрахунок тиску і складу пари над розчином. Перший закон Коновалова. Правило важеля. Діаграми стану "загальний тиск – склад", "температура кипіння – склад". Перегонка (ректифікація). Азеотропні суміші. Другий закон Коновалова **Обмежена розчинність рідин.** Типи діаграм обмеженої розчинності рідини. Критична температура розчинності. Правило Алексєєва.	1 – 2
25	СР	4	*Закони Вревського. Опрацювання тестових питань.*	1 – 3
26	Л12	2	**Тема 6. Гетерогенні рівновагих: рідина – тверда речовина.** Розчинність твердих речовин. Залежність ідеальної розчинності від температури. Рівняння Шредера **у** диференційній та інтегральній формах. Аналіз. Застосування для визначення теплоти і температур плавлення. Крива охолодження. Типи діаграм плавкості (діаграми з евтектикою, діаграма з утворенням хімічної сполуки, з необмеженою розчинністю в твердому стані, з обмеженою розчинністю в твердому стані).	1 – 3
27	СР	4	*Опрацювання діаграм перегонки рідини, яка не змішується з водою. Опрацювання тестових питань.*	1 – 3
28	ЛР4	6	Побудова діаграми розчинності двох розчинів з обмеженою розчинністю (робота № 9).	19,20
29	Л13	2	**Тема 7. Закон розподілу Нернста-Шилова.** Прояви закону у ідеальних і реальних системах. Екстракція. Застосування у промисловості. Зонна плавка. Застосування для глибокої очистки речовин. Трикомпонентні системи. Визначення складу. Трикутник Гіббса. Діаграми стану металевих сплавів. Інтерметаліди як зміцнювальна фаза сплавів. Дуралюміни. ***Тестовий колоквіум за темою: "Термодинаміка гетерогенних систем і фізико-хімія розчинів"***	1 – 3
30	СР	4	*Опрацювання методу Розебума Аналіз кривих охолодження діаграм плавкості. Опрацювання тестових питань.*	1 – 3

31	Л14		**Змістовний модуль № 3 «Сучасна термодинаміка і електрохімічні системи»** **Тема 1. Основи статистичної термодинаміки** Статистична термодинаміка - передумови Головні визначення статистичної термодинаміки Великий канонічний ансамбль. Сума за станами, її розрахунок. Визначення термодинамічних величин із використанням суми за станами.	1 – 2
32	СР	2	*Опрацювання матеріалу*	1 – 2
33	Л15	2	**Тема 2.Елементи термодинаміки необоротних процесів** Базові визначення нерівноважної термодинаміки Класифікація нерівноважних систем; Постулати термодинаміки необоротних процесів. Змінення ентропії у відкритих системах. Продукування ентропії в хімічних перетвореннях. Потоки і сили. Лінійні матеріальні рівняння	1 – 2
34	СР	2	*Опрацювання матеріалу, «термодинамічні сили» в хіміко-технологічних системах*	1 – 2
35	ЛР5	6	Побудова діаграми плавлення двокомпонентної системи з евтектикою (робота № 7).	1 – 7
36	Л16	2	**Тема 3. Розчини електролітів.** Електрохімічні системи і процеси. Складові електрохімічних систем: електроди, конденсовані іонні провідники. Розчини електролітів: визначення, стадії розчинення, кількісні характеристики. Електролітична дисоціація: визначення, кількісні характеристики, закон розведення Оствальда. Іон-дипольна взаємодія в розчинах електролітів. Енергії кристалічної гратки і сольватації іонів. Іон-іонна взаємодія в розчинах електролітів. Іонна сила розчину.	1 – 2, 8
37	СР	4	*Опрацювання матеріалу, «термодинамічні сили» в хіміко-технологічних системах Явища термодифузії*	1 – 2
38	Л17	2	**Тема 4. Теорія міжіонної взаємодії.** Теорія Дебая − Гюккеля: поняття іонної атмосфери, виведення формули для потенціалу іонної атмосфери в розчині 1,1-валентного електроліту, перше та друге наближення і обмеження теорії Дебая − Гюккеля. Зв'язок середнього коефіцієнта активності з коефіцієнтами активності окремих іонів. Сучасні уявлення теорії розчинів сильних електролітів	1 – 2, 8
39	СР	2	*Теорії розчинів електролітів як кластерних систем*	1 – 2
40	Л18		**Тема 5. Електропровідність розчинів електролітів.** Електропровідність розчинів електролітів: питома і молярна електропровідності, визначення рухливості окремих іонів, закон та рівняння Кольрауша. Числа переносу, їх залежність від концентрації розчину. Методи визначення чисел перенесення. Кондуктометричний метод і його застосування : вимірювання електропровідності розчинів електролітів; визначення константи дисоціації і добутку розчинності. Теорія електропровідності Дебая – Онзагера. Аномалії електропровідності	1 – 2, 8
41	СР	4	*Перше наближення теорії Дебая - Хюккеля для розрахунку коефіцієнтів активності. Опрацювання тестових питань.*	1 – 2
42	ЛР6	6	Побудова діаграми перегонка леткої суміші (робота № 24).	1 – 7

43	Л19	2	**Тема 6. Стрибок потенціалу на межі поділу фаз.** Потенціали в електрохімічних системах. Зовнішній, внутрішній, поверхневий, Гальвані- і Вольта потенціали. Хімічний потенціал. Енергетичний стан заряджених частинок Зв'язок хімічних потенціалів з ЕРС реакції.. Подвійний електричний шар : причини виникнення і будова. Теорії конденсованого і дифузного ПЕШ, адсорбційна теорія Штерна. Сучасні уявлення.	1 – 2,
44	Л20	2	**Тема 7. Електрохімічні системи.** Рівноваги на межі електрода/розчином електроліту. Електродний потенціал - поняття і особливості вимірювань Електроди і електродні потенціали**.** Рівняння Нернста. Правила ІЮПАК щодо запису електродних потенціалів і систем. Електроди першого, другого та третього роду. Газові електроди. Амальгамні і мембранні електроди. Окисно-відновні та іоноселективні електроди. Електроди для вимірювання pH. Практичне застосування.	1 – 2
45	ЛР7	6	Кріоскопічний метод визначення молекулярної маси розчиненої речовини (робота№3). Розрахунки констант рівноваг хімічних реакцій в залежності від температури (Ізобара Вант – Гоффа).	1 – 7
46	Л21	2	**Тема 8. Транспортні процеси в розчинах електролітів** Процеси дифузії і міграції в розчинах електролітів Дифузія в розчинах електролітів : стаціонарні умови, перший закон Фіка Нестаціонарна дифузія. Другий закон Фіка. Дифузійний потенціал. Співвідношення Нернста-Ейнштейна Формула Планка-Гендерсона. Елімінування дифузійного потенціалу**.**	1 – 2, 8
47	Л22	2	**Тема 9. Гальванічні елементи і електрохімічні кола.** Електрохімічні ланцюги і рівноваги в них. Рівняння Нернста для окисно-відновних рівноваг. Застосування рівняння Гіббса - Гельмгольца до електрохімічних систем. Визначення методом ЕРС енергії Гіббса, ентальпії і ентропії хімічної реакції; коефіцієнтів активності та чисел переносу. Електрохімічні кола: класифікація Концентраційні кола Прості хімічні кола Складні хімічні кола. Приклади хімічних джерел енергії .	1 – 2, 8
48	Л23	2	**Тема 10. Термодинаміка електрохімічних систем.** Визначення напряму реакцій Суміщені реакції корозії Діаграми Пурбе: визначення Практичне застосування діаграм Е – pH. Діаграми Пурбе для води. Діаграми Пурбе для заліза.	1 – 2
49	СР	4	*Закони електролізу Фарадея. Підготовка до контрольної роботи та тестового модулю.*	1 – 2
50	ЛР8	6	**Колоквіум. Модульна контрольна робота №3 "Гетерогенні рівноваги"**	1 – 3
55	Л24	2	**Тестовий колоквіум за темою «Електрохімія».**	1 – 2
Разом (годин)		180 96/ 84		

САМОСТІЙНА РОБОТА
3 семестр

№ з/п	Назва видів самостійної роботи	Кількість годин
1	Опрацьовування лекційного матеріалу	8
2	Підготовка до лабораторних і семінарських занять	12
3	Самостійне вивчення тем та питань, які не викладаються на лекційних заняттях	26
4	Виконання індивідуального завдання:	30
5	Інші види самостійної роботи	8
	Разом	84

ІНДИВІДУАЛЬНІ ЗАВДАННЯ

Розрахункове завдання*

№ з/п	Назва індивідуального завдання та (або) його розділів	Терміни виконання (на якому тижні)
1	Термодинаміка хімічної реакції	15
1.1	Визначити рівняння залежності ΔH^0 реакції від температури та побудувати відповідний графік	3
1.2	Визначити рівняння залежності ΔS^0 реакції від температури та побудувати відповідний графік	4
1.3	Визначити рівняння залежності ΔG^0 реакції від температури та побудувати відповідний графік	5
1.4	Визначити рівняння залежності $\ln K_p$ реакції від температури та побудувати графік $\ln K_p = f(1/T)$	7
1.5	За допомогою графіка визначити тепловий ефект реакції при температурі Т і порівняти її з даними розрахунків	8
1.6	Визначити вплив тиску та температури на рівноважний вихід реакції	9
1.7	Розрахувати вихід продуктів реакції при стандартному тиску для заданої температури Т	10
1.8	Визначити, якщо це є можливим, умови (температура і тиск), при яких вихід продуктів досягне 20%.	10

*Варіанти індивідуального завдання складаються викладачем на пілставі реакцій, наведених у Таблиці 1:
http://web.kpi.kharkov.ua/fchem/ru/dots-s-i-rudneva-zadaniya-dlya-zaochnikov-iv-semestr/

МЕТОДИ НАВЧАННЯ

Навчальні заняття з курсу складаються з аудиторних занять (лекції, лабораторні заняття, написання колоквіумів, виконання контрольних робіт, співбесіди з викладачем під час захисту контрольних робіт, консультації, іспити) та самостійної роботи студентів (виконання контрольних робіт, розрахункового завдання, підготовка до їх захисту та іспитів).

Основним видом аудиторної роботи є лекції, під час яких викладачем головна увага приділяється вузловим проблемам теорії, обґрунтуванню методів розробки та практичної реалізації технічних рішень, спрямованих на підвищення ефективності виробництва, зменшення шкідливого впливу на довкілля, технічним та технологічним питанням, що не вирішені на даний час.

Отримані на лекціях знання закріплюються студентами під час інших видів аудиторних занять з метою трансформування їх у знання та навички, необхідні для майбутньої практичної роботи.

Самостійна робота студентів складається з опрацювання лекційного матеріалу, підготовки до лабораторних робіт, що включає складання протоколу лабораторної роботи, розв’язання практичних задач та відповіді на контрольні запитання, виконання та захист розрахункового завдання та підготовки до екзамену.

МЕТОДИ КОНТРОЛЮ

(надається опис методів контролю)

Контроль знань та умінь студентів здійснюється у формі поточного та підсумкового контролю. Оцінювання рівня знань студентів проводиться за модульно-рейтинговою системою. Поточний контроль включає контроль знань, умінь та навичок студентів на лекціях, лабораторних заняттях, під час виконання індивідуальних завдань та модульних контрольних робіт.

Контроль складової робочої програми, яка освоюється під час самостійної роботи студента, проводиться під час перевірки виконаних завдань.

Семестровий контроль проводиться в усній формі по екзаменаційних білетах.

Результати поточного контролю (поточна успішність) можуть враховуватись як інформація для виставлення рейтингової оцінки з даної дисципліни.

РОЗПОДІЛ БАЛІВ, ЯКІ ОТРИМУЮТЬ СТУДЕНТИ, ТА ШКАЛА ОЦІНЮВАННЯ ЗНАНЬ ТА УМІНЬ (НАЦІОНАЛЬНА ТА ECTS)

Таблиця 1. Розподіл балів для оцінювання поточної успішності студента

Поточне тестування та самостійна робота у ІІІ семестрі													
Змістовий модуль 1													
Т1	Т2	Т3	Т4	Т5	Т6								Сума
5	5	5	5	5	5								30
Змістовий модуль 2													
Т1	Т2	Т3	Т4	Т5	Т6	Т7							Сума
5	5	4	4	4	4	4							30
Змістовий модуль 3													
Т1	Т2	Т3	Т4	Т5	Т6	Т7	Т8	Т9	Т10				
4	4	4	4	4	4	4	4	4	4				40
Всього за семестр													Сума
													100

Таблиця 2. Шкала оцінювання знань та умінь: національна та ЄКТС

Рейтингова Оцінка, бали	**Оцінка ECTS та її визначення**	**Національна оцінка**	**Критерії оцінювання**	
			позитивні	**негативні**
1	**2**	**3**	**4**	**5**
90-100	A	Відмінно	- **Глибоке знання** навчального матеріалу модуля, що містяться в **основних і додаткових літературних джерелах;** - **вміння аналізувати** явища, які вивчаються, в їхньому взаємозв'язку і розвитку; - **вміння** проводити **теоретичні розрахунки**; - **відповіді** на запитання **чіткі**, **лаконічні, логічно послідовні;** **- вміння вирішувати складні практичні задачі.**	Відповіді на запитання можуть містити **незначні неточності**
82-89	B	Добре	- **Глибокий рівень знань** в обсязі **обов'язкового матеріалу**, що передбачений модулем; - вміння давати **аргументовані відповіді** на запитання і проводити **теоретичні розрахунки**; - вміння вирішувати **складні практичні задачі.**	Відповіді на запитання містять **певні неточності;**

75-81	C	Добре	- **Міцні знання** матеріалу, що вивчається, та його **практичного застосування;** - вміння давати **аргументовані відповіді** на запитання і проводити **теоретичні розрахунки**; - вміння вирішувати **практичні задачі.**	- невміння використовувати теоретичні знання для вирішення **складних практичних задач.**
64-74	D	Задовільно	- Знання **основних фундаментальних положень** матеріалу, що вивчається, та їх **практичного застосування**; - вміння вирішувати прості **практичні задачі**.	Невміння давати **аргументовані відповіді** на запитання; - невміння **аналізувати** викладений матеріал і **виконувати розрахунки;** - невміння вирішувати **складні практичні задачі.**
60-63	E	Задовільно	- Знання **основних фундаментальних положень** матеріалу модуля, - вміння вирішувати найпростіші **практичні задачі**.	Незнання **окремих (непринципових) питань** з матеріалу модуля; - невміння **послідовно і аргументовано** висловлювати думку; - невміння застосовувати теоретичні положення при розвязанні **практичних задач**
35-59	FX (потрібне додаткове вивчення)	Незадовільно	**Додаткове вивчення** матеріалу модуля може бути виконане **в терміни, що передбачені навчальним планом**.	Незнання **основних фундаментальних положень** навчального матеріалу модуля; - **істотні помилки** у відповідях на запитання; - невміння розв’язувати **прості практичні задачі.**

1-34	F (потрібне повторне вивчення)	Незадовільно	-	- Повна **відсутність знань** значної частини навчального матеріалу модуля; **- істотні помилки** у відповідях на запитання; -незнання основних фундаментальних положень; - невміння орієнтуватися під час розв'язання **простих практичних задач**

НАВЧАЛЬНО-МЕТОДИЧНЕ ЗАБЕЗПЕЧЕННЯ НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

(надається перелік складових навчально-методичного забезпечення навчальної дисципліни та посилання на сайт, де вони розташовані)

Руднева С.И. Физическая химия. Навчальний посібник для самостійного вивчення курсу фізичної хімії – Харків: Видавничий центр НТУ «ХПІ», 2017. – 129
http://web.kpi.kharkov.ua/fchem/wp-content/uploads/sites/30/2022/09/POSOBIE.pdf
S.I. Rudneva, N.D. Sakhnenko, A.V. Djenyuk Physical chemistry: Practical course. – Kharkiv: ФЛП Панов А.Н, 2018. – 148 p.
http://web.kpi.kharkov.ua/fchem/wp-content/uploads/sites/30/2020/02/Physical-Chemistry.pdf
Руднєва С.І., Сахненко М.Д., Дженюк А.В. Гетерогенні рівноваги в хімічній інженерії: навчальний посібник. – Харків : ФОП Панов А.М., 2020. – 116 с.
http://web.kpi.kharkov.ua/fchem/wp-content/uploads/sites/30/2022/09/Geterogenni-rivnovagi-SIR.pdf
Руднєва С.І., Сахненко М.Д., Дженюк А.В., Желавська Ю.А. Фізична хімія ONLINE Ч. І: Навчальний посібник для студентів інженерно-хімічних напрямів освіти – Харків: ФОП Панов А.М., 2021. – 336 с.
http://web.kpi.kharkov.ua/fchem/wp-content/uploads/sites/30/2021/11/FH-ONLINE_S.pdf
Руднєва С.І., Дженюк А.В., Сахненко М.Д. Фізична хімія: навчальний посібник для самостійної та дистанційної підготовки до лабораторних робіт з курсу фізичної хімії для студентів хімічних спеціальностей. – Харків: ФОП Панов А.М., 2020 . – 270 с.
http://web.kpi.kharkov.ua/fchem/wp-content/uploads/sites/30/2022/09/DistLab_s.pdf
A.V. Djenyuk, S.I. Rudneva, N.D. Sakhnenko, O.A. Ovcharenko. Physical Chemistry. Laboratory works Part I. − Харків: ФОП Бровін О.В., 2019. – 160 с
http://web.kpi.kharkov.ua/fchem/wp-content/uploads/sites/30/2020/02/Practicum-I.pdf
Практикум з курсу фізичної хімії", ч. І, /За заг. ред. Ю.І. Долженка, Харків:,НТУ „ХПІ", вид. 2, 2020.− 104 с.
http://web.kpi.kharkov.ua/fchem/wp-content/uploads/sites/30/2022/09/Praktikum-1-semestr-2020.pdf

Відповідно до Постанови КМУ від 30 грудня 2015 р. № 1187 «Про затвердження Ліцензійних умов провадження освітньої діяльності закладів освіти» інформація про навчально-методичне забезпечення навчальної дисципліни оприлюднюється на офіційному сайті університету за електронною адресою: http://web.kpi.kharkov.ua/fchem/uk/osvita/

РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

Базова література

1	Руднева С.И. Физическая химия. Навчальний посібник для самостійного вивчення курсу фізичної хімії – Харків: Видавничий центр НТУ «ХПІ», 2017. – 129 с.
2	S.I. Rudneva, N.D. Sakhnenko, A.V. Djenyuk Physical chemistry: Practical course. – Kharkiv: ФЛП Панов А.Н, 2018. – 148 p.
3	Руднєва С.І., Сахненко М.Д., Дженюк А.В. Гетерогенні рівноваги в хімічній інженерії: навчальний посібник. – Харків : ФОП Панов А.М., 2020. – 116 с.
4	Руднєва С.І., Сахненко М.Д., Дженюк А.В., Желавська Ю.А. Фізична хімія ONLINE Ч. І: Навчальний посібник для студентів інженерно-хімічних напрямів освіти – Харків: ФОП Панов А.М., 2021. – 336 с.
5	Руднєва С.І., Дженюк А.В., Сахненко М.Д. Фізична хімія: навчальний посібник для самостійної та дистанційної підготовки до лабораторних робіт з курсу фізичної хімії для студентів хімічних спеціальностей. – Харків: ФОП Панов А.М., 2020 . – 270 с.
6	A.V. Djenyuk, S.I. Rudneva, N.D. Sakhnenko, O.A. Ovcharenko. Physical Chemistry. Laboratory works Part I. − Харків: ФОП Бровін О.В., 2019. – 160 с.

Допоміжна література

7	Практикум з курсу фізичної хімії", ч. І, /За заг. ред. Ю.І. Долженка, Харків:„НТУ „ХПІ", вид. 2, 2020.− 104 с.
8	Ведь М.В., Сахненко М.Д. Каталітичні та захисні покриття сплавами і складними оксидами: електрохімічний синтез, прогнозування властивостей.- Харків: НТУ «ХПІ», 2010ю − 272 с.

ІНФОРМАЦІЙНІ РЕСУРСИ В ІНТЕРНЕТІ

http://web.kpi.kharkov.ua/fchem/uk/studentam_ukr/

http://studentus.net/book/106-fizichna-ta-koloyidna-ximiya-zbirnik-zadach.html

http://fen.nsu.ru/fen.phtml?topic=meth

http://fen.nsu.ru/posob/phys_ch/Termodynamika/index.html
(електронні задачі з термодинаміки)