

Донбаська державна машинобудівна академія (ДДМА)

Кафедра хімії та охорони праці



Затверджую:

Декан ФІТО

О.Г. Гринь

« 1 » вересня 2022 р.

Грант освітньої програми:

д-р хім. наук, професор

М.А. Турчанін

« 1 » вересня 2022 р.

Розглянуто і схвалено

на засіданні кафедри Х і ОП

Протокол № 1 від 30.08.2022 р.

Завідувач кафедри

/А.П. Авдеєнко /

Робоча програма навчальної дисципліни

«Фізична хімія»

Галузь знань	<u>10 «Природничі науки»</u>
Спеціальність	<u>102 «Хімія»</u>
Освітня програма	<u>«Хімія харчових продуктів»</u>
Освітній рівень	<u>перший (бакалаврський)</u>

Факультет інтегрованих технологій і обладнання

Розробники:

Авдеєнко Анатолій Петрович д.х.н., проф. кафедри хімії та ОП

Турчанін Михайло Анатолійович д.х.н., проф. кафедри ТОЛВ

Марченко Інна Леонідівна к. х. н., доц. кафедри хімії та ОП

Краматорськ – 2022 р.

1. Опис навчальної дисципліни
(денна форма на базі ПЗСО)

Показники	Галузь знань, напрям підготовки, освітньо-кваліфікаційний рівень	Характеристика навчальної дисципліни	
Кількість кредитів –12	ОПП (ОНП) «Хімія харчових продуктів»	Обов’язкова	
Модулів – 3	Професійна кваліфікація: 102 «Хімія»	Рік підготовки:	
Змістовних модулів – 6		1-й	2-й
Індивідуальне науково-дослідне завдання _____ (назва)		Семестр	
Загальна кількість годин – 360		2-й	3-й
Тижневих годин для денної форми навчання: аудиторних – 4 самостійної роботи студента – 7	Освітньо-кваліфікаційний рівень: бакалавр	Лекції	
		18	30
		Практичні	
		18	15
		Лабораторні	
		36	15
		Самостійна робота	
108	120		
Вид контролю			
залік / іспит			

Примітка.

Співвідношення кількості годин аудиторних занять до самостійної і індивідуальної роботи становить для денної форми навчання на базі ПЗСО – 132/228.

Опис навчальної дисципліни
(денна форма на базі ОКР «Молодший бакалавр»)

Показники	Галузь знань, напрям підготовки, освітньо-кваліфікаційний рівень	Характеристика навчальної дисципліни
Кількість кредитів – 11	ОПП (ОНП) «Хімія харчових продуктів»	Обов’язкова
Модулів – 3	Професійна кваліфікація: 102 «Хімія»	Рік підготовки: 1-й
Змістовних модулів – 6		Семестр
Індивідуальне науково-дослідне завдання _____ (назва)		2-й
Загальна кількість годин – 330		Лекції 36
Тижневих годин для денної форми навчання: аудиторних – 7 самостійної роботи студента – 11,33		Практичні 36
	Лабораторні 54	
	Самостійна робота 204	
	Вид контролю: іспит	

Примітка.

Співвідношення кількості годин аудиторних занять до самостійної і індивідуальної роботи становить для денної форми навчання на базі ПЗСО – 126/204.

2. Загальні відомості, мета і завдання дисципліни

Навчальна дисципліна «Фізична хімія» є складовою освітньо-професійної програми підготовки фахівців за освітньо-кваліфікаційним рівнем «бакалавр» галузі знань «Природничі науки» зі спеціальності «Хімія».

Фізична хімія вивчає взаємозв'язок хімічних процесів і фізичних явищ, що їх супроводжують, установлюють закономірності між хімічним складом, будовою речовин і їх властивостями. Фізична хімія існує на межі між хімією і фізикою, оскільки вона вивчає закони взаємоперетворення хімічних і фізичних форм руху матерії. Користуючись теоретичними й експериментальними методами обох наук,

а також власними методами, фізична хімія встановлює закони перебігу хімічних процесів і умови досягнення хімічної рівноваги.

Метою дисципліни є вивчення закономірностей хімічної кінетики та хімічної термодинаміки, термодинамічної рівноваги в різних умовах та їх зв'язок з особливостями внутрішньої будови речовин. Важливість цих проблем полягає в можливості кількісного обґрунтування нових технологічних процесів та підвищення ефективності існуючих, застосовувати основні принципи термодинаміки та хімічної кінетики для вирішення професійних завдань. Знання умов протікання процесу дає можливість керувати ним.

Завдання викладання дисципліни – навчити студентів розуміти і вміти пояснювати основні фізико-хімічні закономірності перебігу різноманітних хімічних процесів та обирати адекватні експериментальні методики їх дослідження.

Процес вивчення дисципліни спрямований на формування таких **компетенцій**:

- здатність застосовувати знання і розуміння математики, фізики та природничих наук для вирішення якісних та кількісних проблем в хімії;
- здатність використовувати сучасні методи аналізу даних;
- здатність оцінювати ризики, володіння навичками безпечного використання спеціального лабораторного обладнання при підготовці і проведенні експерименту, забезпечення необхідного рівня охорони праці та індивідуальної безпеки у разі виникнення небезпечних ситуацій;
- здатність здійснювати типові хімічні лабораторні дослідження під керівництвом та автономно;
- здатність здійснювати кількісні вимірювання фізико-хімічних величин, описувати, аналізувати і критично оцінювати експериментальні дані;
- здатність використовувати стандартне хімічне обладнання, володіння навичками, що необхідні для проведення експерименту з використанням спеціального лабораторного обладнання та приладів в аналітичній та синтетичній роботі;
- здатність до опанування нових областей хімії шляхом самостійного навчання;

Практична частина дисципліни спрямована на отримання навиків:

- роботи з довідковою й іншою технічною документацією і літературою;
- формулювання загальних і часткових висновків за результатами досліджень.

- проведення основних операцій, що використовуються в фізичній хімії;

Загальні компетентності – знання, розуміння, навички та здатності, якими студент оволодіває у рамках виконання програми навчання, мають універсальний характер.

Загальні компетентності

- здатність до аналізу та синтезу;
- уміння застосовувати знання на практиці;
- грамотне планування та розподіл часу;
- застосування базових знань професії на практиці;

- усне та письмове спілкування;
- робота з сучасною комп'ютерною технікою;
- здатність до самонавчання;
- навички роботи з інформацією;
- здатність до самокритики та критики;
- здатність адаптуватися до нових ситуацій;
- здатність генерувати нові ідеї;
- здатність до прийняття рішень;
- здатність працювати в команді фахівців з різних підрозділів;
- уміння спілкуватися з непрофесіоналами галузі;
- уміння працювати автономно;
- уміння проявляти ініціативність підприємництва;
- дотримання етики.

3. Програма та структура навчальної дисципліни

Денна форма навчання на базі ПЗСО

1-й рік підготовки

Вид навчальних занять або контролю	Розподіл між учбовими тижнями																	
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Лекції	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1
Практ. роботи	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1
Лабор. роботи	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2
Сам. робота	6	6	6	6	6	6	6	6	6	6	6	6	6	6	6	6	6	6
Консультації		КСР		КСР		КСР		КСР		КСР		КСР		КСР		КСР		КСР
Модулі	1																	
Вид контролю	залік																	

2-й рік підготовки

Вид навчальних занять або контролю	Розподіл між учбовими тижнями														
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
Лекції	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2
Практ. роботи	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1
Лаборат. роботи	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1
Сам. робота	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8
Консультації		КСР		КСР		КСР		КСР		КСР		КСР		КСР	
Модулі	1														
Вид контролю	іспит														

Денна форма навчання на базі ОКР «Молодший бакалавр»

Вид навчальних занять або контролю	Розподіл між учбовими тижнями																	
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Лекції	2	2	2	2	3	3	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2
Практ. роботи	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2
Лабор. роботи	3	3	3	3	3	3	3	3	3	3	3	3	3	3	3	3	3	3
Сам. робота	11,3	11,3	11,3	11,3	11,3	11,3	11,3	11,3	11,3	11,3	11,3	11,3	11,3	11,3	11,3	11,3	11,3	11,3
Консультації		КСР		КСР		КСР		КСР		КСР		КСР		КСР		КСР		КСР
Модулі	1																	
Вид контролю	іспит																	

4. ЛЕКЦІЇ

МОДУЛЬ 1

Змістовний модуль 1. Хімічна термодинаміка

Тема 1.1 Вступ. Перший закон термодинаміки. Теплоємність

Предмет та задачі фізичної хімії. Засновники фізичної хімії. Роль фізичної хімії в розвитку хімічної та металургійної промисловості. Методи фізичної хімії і молекулярно-кінетичний, термодинамічний та квантово-механічний. Хімічна термодинаміка. Перший закон термодинаміки. Предмет хімічної термодинаміки. Основні поняття термодинаміки: система, фаза, внутрішня енергія, ентальпія, теплота, робота, параметр, процес. Закон збереження енергії. Перший закон термодинаміки та його аналітичний вираз. Робота розширення ідеального газу. Термодинамічні процеси: ізотермічний, ізохорний, ізобарний, адіабатичний.

Теплоємність. Істинна та середня теплоємність. Теплоємність молярна та питома. Теплоємність ізохорна та ізобарна. Залежність теплоємності від температури. Співвідношення між ізохорною та ізобарною теплоємностями.

Література: [1, глава 1, 2; 5, глава 6].

Тема 1.2 Термохімія

Теплові ефекти при сталому об'ємі та сталому тиску. Співвідношення між Q_p та Q_v . Закон Гесса та його наслідки. Застосування закону Гесса для обчислення теплових ефектів процесу. Термохімічні рівняння. Теплота (ентальпія) утворення сполук. Стандартні умови. Таблиці теплот (ентальпій) утворення та теплот (ентальпій) згоряння речовин. Залежність теплового ефекту від температури.

Закон Кірхгофа. Виведення формули Кірхгофа. Інтегрування формули Кірхгофа. Перерахунок стандартних теплових ефектів на теплові ефекти при інших температурах.

Література: [1, глава 2; 6, глава 6].

Тема 1.3 Другий закон термодинаміки. Ентропія

Необоротні та оборотні процеси. Напрямок термодинамічних процесів.

Другий закон термодинаміки, його суть та формулювання. Коефіцієнт корисної дії оборотного ідеального циклу.

Ентропія та її зростання в ізольованій системі. Обчислення ентропії, виходячи з теплоємностей та теплот фазових перетворень. Абсолютне значення ентропії. Абсолютна ентропія речовини в стандартних та нестандартних умовах. Стандартна ентропія речовин.

Розрахунок ентропії хімічної реакції. Молекулярно-статистичне тлумачення другого закону термодинаміки. Ентропія як міра термодинамічної імовірності стану системи.

Література: [1, глава 2; 5, глава 7].

Тема 1.4 Термодинамічні потенціали

Аналітичний вираз першого та другого законів термодинаміки. Максимальна робота. Вільна енергія при сталому об'ємі або енергія Гельмгольца. Зв'язана енергія. Залежність енергії Гельмгольца від об'єму та температури. Умови рівноваги. Вільна енергія при сталому тиску або енергія Гіббса. Максимальна корисна робота.

Залежність енергії Гіббса від тиску та температури. Умови рівноваги. Співвідношення між енергією Гельмгольца та енергією Гіббса. Термодинамічні функції. Залежність термодинамічних функцій від температури. Рівняння Гіббса Гельмгольца. Хімічний потенціал компонента. Напрямок переходу компонента з однієї фази до іншої. Умови рівноваги.

Література: [1, глава 2; 5, глава 7].

МОДУЛЬ 2

Змістовний модуль 2. Фазова рівновага

Тема 2.1 Фазова рівновага в багатокомпонентних системах. Правило фаз Рівновага. Умова рівноваги між фазами. Вплив температури та тиску на стан рівноваги.

Компонент. Число незалежних компонентів системи. Ступінь свободи системи та число ступенів свободи системи. Правило фаз для визначення ступенів свободи системи в залежності від числа компонентів. Класифікація систем.

Література: [1, глава 3; 5, глава 8].

Тема 2.2 Діаграма стану одно- та двокомпонентної системи. Термодинаміка фазових перетворень

Діаграма стану однокомпонентної системи. Число фаз і число ступенів свободи системи. Потрійна точка.

Діаграма стану двохкомпонентної металеві системи. Лінії ліквідуса та солідуса. Евтектика, евтектичний склад та евтектична температура. Фізико-хімічний аналіз академіка І.С.Курнакова.

Термодинаміка фазових перетворень. Залежність тиску насиченої пари від температури під час переходу речовини з однієї фази до іншої. Рівняння Клаузіуса Клапейрона. Залежність тиску насиченої пари від температури рідини. Інтегрування рівняння Клаузіуса Клапейрона.

Література: [1, глава 3; 5, глави 9,10].

Змістовний модуль 3. Хімічна рівновага

Тема 3.1 Хімічна рівновага. Константа рівноваги

Природа хімічної рівноваги. Кінетичний та термодинамічний методи виведення закону діючих мас.

Константа рівноваги. Способи вираження константи рівноваги. Співвідношення між K_p та K_c .

Література: [1, глава 3; 5, глава 11].

Тема 3.2 Рівняння ізотерми хімічної реакції. Хімічна спорідненість

Рівняння ізотерми хімічної реакції. Виведення рівняння ізотерми хімічної рівноваги при сталому тиску. Максимальна корисна робота. Рівняння ізотерми реакції при сталому об'ємові. Напрямок перебігу реакції в залежності від складу системи.

Хімічна спорідненість. Енергія Гіббса реакції в стандартних умовах. Спорідненість елементів до кисню.

Література: [1, глава 3; 8, глава 11].

Тема 3.3 Залежність константи рівноваги від температури

Залежність константи рівноваги від температури. Виведення рівнянь ізобари та ізохори хімічної реакції. Інтегрування рівняння ізобари хімічної реакції в залежності від граничних умов [$\Delta C_p=0$; $\Delta C_p=\text{const}$; $\Delta C_p=f(T)$]. Постулат Планка.

Розрахунок константи рівноваги. Методи обчислення енергії Гіббса реакції. Енергія Гіббса утворення речовини. Тепловий ефект реакції та ентропія реакції. Метод Тьомкіна Шварцмана. Енергія Гіббса проміжних реакцій. Наближений метод розрахунку константи рівноваги за методом Владімірова.

Література: [1, глава 3; 5, глава 11, 12].

Змістовний модуль 4. Розчини

Тема 4.1 Способи виразу складу розчину. Гідратна теорія розчинів

Загальна характеристика розчинів. Гідратна (сольватна) теорія розчинів Д.І.Менделєєва. Розчинення як фізико хімічний процес. Теплота розчинення кристалогідрату. Теплота гідратації. Загальна теплота розчинення.

Способи виразу складу розчину. Масовий відсоток. Мольна доля. Мольний процент. Молярність, моляльність, нормальність. Об'ємна частка.

Ідеальні розчини. Термодинамічні властивості ідеальних розчинів. Ентальпія розчину. Ентропія та енергія Гіббса утворення розчину. Розчинність. Розчинність газоподібних речовин в рідинах. Закон Генрі. Коефіцієнт Генрі.

Література: [1, глава 4; 5, глава 9].

Тема 4.2 Закони ідеальних розчинів. Реальні розчини

Тиск насиченої пари над розчином. Відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином. Закон Рауля.

Підвищення температури кипіння розчинів. Ебуліоскопічна стала розчинника.

Зниження температури замерзання розчинів. Кріоскопічна стала розчинника. Визначення молекулярної маси розчиненої речовини та атомної маси металів.

Література: [1, глава 4; 5, глава 9].

МОДУЛЬ 3

Змістовний модуль 5. Електрохімія

Тема 5.1 Електролітична дисоціація. Електропровідність розчинів електролітів

Електроліти. Особливості розчинів електролітів. Ступінь та константа дисоціації слабких електролітів. Закон розведення Оствальда. Активність та коефіцієнт активності електроліту та його іонів. Іонна сила електроліту. Електропровідність розчину електроліту. Абсолютна швидкість іонів. Рухливість іонів. Питома та еквівалентна електропровідність. Еквівалентна електропровідність при нескінченному розведенні. Визначення ступеню та константи дисоціації слабких електролітів.

Література: [1, глава 5; 5, глава 14].

Тема 5.2 Електродний потенціал. Гальванічний елемент

Різниця потенціалів на поверхні поділу метал-розчин. Подвійний електричний шар. Робота гальванічного елемента, окислювально-відновлювальні процеси. Електрорушійна сила гальванічного елемента. Термодинаміка гальванічного елемента. Оборотні та необоротні ланцюги. Виведення рівняння Нернста із рівняння ізотерми окислювально-відновлювальної реакції. Енергія Гіббса та ентропія процесу, що відбувається на електродах. Обчислення константи рівноваги реакції, що відбувається на електродах. Електродний потенціал. Нормальний (стандартний) потенціал електроду. Ряд напруги металів. Основні типи електродів. Оборотні та необоротні електроди. Електроди першого роду, електроди другого роду. Окислювально-відновлювальні електроди. Водневий електрод, його будова. Залежність потенціалу водневого електроду від активності іонів водню та парціального тиску водню. Стандартний водневий електрод, його застосування. Каломельний електрод, його будова. Потенціал каломельного електроду в залежності від концентрації KCl, застосування

каломельного електроду. Нормальний елемент Вестона, вимірювання ЕРС гальванічного елемента.

Література: [1, глава 5; 5, глава 15].

Тема 5.3 Електроліз

Потенціал розкладу електроліту. Перенапруга при електролізі. Потенціал виділення (або розчинення) речовини. Послідовність розрядки іонів на електродах. Основні стадії процесу відновлення водню на катоді.

Література: [1, глава 5; 5, глава 15].

Змістовний модуль 6. Хімічна кінетика

Тема 6.1 Швидкість хімічної реакції, її залежність від концентрацій реагентів

Швидкість хімічної реакції. Істинна та середня швидкість реакції. Залежність швидкості реакції від концентрацій реагуючих речовин. Закон дії мас. Константа швидкості реакції. Кінетична класифікація реакції. Молекулярність та порядок реакції. Реакції першого порядку. Виведення рівняння. Реакції другого порядку, виведення рівняння. Період напівреакції (піврозпаду). Визначення порядку реакції. Метод підстановки, графічний метод.

Література: [1, глава 6; 5, глава 16].

Тема 6.2 Залежність швидкості реакції від температури. Кінетика гетерогенних реакцій

Залежність швидкості реакції від температури. Енергія активації. Природа енергетичного бар'єру. Активні молекули. Температурний коефіцієнт швидкості реакції (правило Вант Гоффа). Рівняння Арреніуса. Послідовні стадії гетерогенної реакції, поняття лімітуючої стадії.

Дидактичні засоби: табличний та графічний матеріал [4].

Література: [1, глава 6; 5, глава 17].

5. Практичні роботи

З метою закріплення знань, які одержали студенти при вивченні дисципліни, проводяться практичні заняття.

Внаслідок практичних занять студенти повинні знати:

- основні закони фізичної хімії, які лежать в основі протікання хімічних процесів;
- основи хімічної термодинаміки і кінетики, фазові та хімічні рівноваги;
- вчення про розчини та їх властивості на основі сучасної теорії розчинів електролітів та неелектролітів;
- вчення про електрохімічні явища, які зв'язані з електропровідністю речовин, а також з виникненням електродного, мембранного та окислювально-відновного потенціалів, що виникають внаслідок електрохімічних реакцій.

Студенти повинні уміти:

- вести розрахунки термодинамічних функцій за основними законами термохімії;
- вести розрахунки термодинамічних характеристик рівноважного стану системи;
- розраховувати фазові переходи в одно- та двокомпонентних системах;
- пояснювати і розраховувати властивості розчинів електролітів та неелектролітів;
- розраховувати кінетичні параметри систем: порядок, константу швидкості реакції, енергію активації.

№ з/п	Назва теми	Кількість годин	
		Повна форма навчання	Прискорена форма навчання
МОДУЛЬ 1			
1	Перший закон термодинаміки. Теплоємність	2	3
2	Термохімія	2	3
3	Закон Кірхгофа	2	2
4	Другий закон термодинаміки	2	2
5	Термодинамічні потенціали	2	2
МОДУЛЬ 2			
6	Фазові рівноваги	2	3
7	Хімічна рівновага	2	2
8	Розрахунок константи хімічної рівноваги	2	2
9	Способи вираження складу розчинів.	2	2
10	Ідеальні розчини.	2	2
11	Термодинаміка розчину	2	2
МОДУЛЬ 3			
12	Електропровідність та активність електролітів. Робота та ЕРС гальванічного елемента.	3	3
13	Робота та ЕРС гальванічного елемента	2	2
14	Електроліз, поляризація	2	2
15	Швидкість хімічної реакції.	2	2
16	Залежність швидкості реакції від температури	2	2
	Разом	33	36

6. Лабораторні роботи

Метою циклу лабораторних робіт є:

- створення умов, які необхідні студентам для самостійного відтворення основних хімічних явищ;
- навчання студентів працювати з основними вимірювальними та лабораторними приладами;
- навчання найважливішим методикам виміру;
- створення і закріплення навиків ведення протоколів лабораторних дослідів, які з навчальною метою оформляються у вигляді журналів лабораторних робіт;
- закріплення навиків обробки результатів виміру; особливу увагу при цьому необхідно приділяти побудові графіків, оскільки саме на графіках легше всього побачити погрішність експерименту.

Студенти повинні уміти:

- проводити фізико-хімічний експеримент в обсязі лабораторних занять;
- використовувати знання і навички, одержані при вивченні курсу для вирішення теоретичних та експериментальних завдань при проходженні спеціальних дисциплін, а також в подальшій трудовій діяльності.

№ з/п	Назва теми	Кількість годин	
		повна форма	прискорена
МОДУЛЬ 1			
1	Визначення теплоємності металу	3	3
2	Вивчення теплоти розчинення солі	3	3
3	Визначення ентропії міді	3	3
4	Визначення теплового ефекту реакції нейтралізації	3	3
МОДУЛЬ 2			
4	Побудова діаграми фазової рівноваги двокомпонентної системи	3	3
5	Визначення константи рівноваги реакції	3	3
6	Визначення теплоти утворення твердого розчину	3	3
7	Визначення розчинності твердої речовини	3	3
8	Визначення коефіцієнту розподілу третього компоненту між двома рідинами	3	3
9	Визначення верхньої критичної температури розчинення	3	3
10	Визначення коефіцієнту розподілу третього компоненту між двома рідинами	3	3
11	Визначення молекулярної маси речовини криоскопічним методом	3	4

МОДУЛЬ 3			
12	Визначення ступеню та константи дисоціації оцтової кислоти. Визначення розчинності карбонату кальцію	3	3
13	Визначення розчинності карбонату кальцію	3	3
14	Визначення електрорушійної сили гальванічного елемента.	3	3
15	Визначення електродного потенціалу.	3	4
16	Визначення константи швидкості хімічної реакції.	3	3
17	Визначення енергії активації хімічної реакції.	3	4
	Разом	51	54

7. Контрольні заходи

В контрольні заходи входить:

- контрольні опитування в семестрі;
- захист звіту з лабораторних робіт;
- залік.

Поточний контроль знань та умінь студентів денної форми навчання проводиться шляхом оцінювання лабораторних робіт та проведення письмових контрольних робіт із застосуванням індивідуальних тестових завдань. Оцінювання виконується за стобальною системою з подальшим урахуванням вагового коефіцієнту в межах кожного модулю та вагового коефіцієнту кожного модулю для підсумкової атестації.

Захист звіту з лабораторних робіт проводиться у вигляді співбесіди.

Залік (іспит) студент складає після захисту усіх звітів та модулів.

8. Самостійна робота

Під час самостійної роботи студенти вивчають як матеріал аудиторних занять курсу, так і питання винесенні на самостійне вивчення.

Самостійна робота планується на кожну годину аудиторного часу і на питання винесенні на самостійне вивчення.

Розподіл часу самостійної роботи виконується згідно плану навчального процесу та робочого плану дисципліни.

Під час самостійної роботи студенти звертаються до літератури теоретичного курсу та допоміжної методичної літератури в разі необхідності.

9. Рекомендована література

1 Поляков О.Є, Кузнецов А.А., Авдєєнко А.П. Скорочений курс лекцій з фізичної хімії. – Краматорськ: ДДМА, 2002. – 312 с. ISBN 5-7763-1840-8

(Рекомендовано методичною радою ДДМА для подальшого використання, протокол № 6 від 16.02.2012)

2 Кузнєцов А.А, Авдєєнко А.П., Філенко А.І. Збірник задач з фізичної хімії. – Краматорськ: ДДМА, 2007. – 244 с. ISBN 978-966-379-134-0 (Рекомендовано методичною радою ДДМА для подальшого використання, протокол № 6 від 16.02.2012)

3 Коновалова С. О. , Марченко І. Л. Лабораторний практикум з фізичної хімії: посібник до лабораторних робіт для студентів техн. спеціальностей. – Краматорськ: ДДМА, 2020. – 140 с. ISBN 978-966-379-923-0 (Рекомендовано методичною радою ДДМА для подальшого використання, протокол № 6 від 30.01.2020).

4 Авдєєнко А.П., Кузнєцов А.А., Поляков О.Є. Посібник-довідник до лекційного курсу “Фізична хімія”. – Краматорськ: ДДМА, 1999.– 190 с. (Перезатверджено на засіданні методичної комісії Машинобудівного Факультету ДДМА, протокол № 5 від 30.01.2012).

5. В.А.Киреев. Курс физической химии. М.: Химия, 1975. 775 с.

6. О.Г.Філенко. Збірник задач з фізичної хімії. К.: Вища школа, 1973. 183 с.

7. Эткинс. Физическая химия. Т.1. М.: Мир, 1980. 590 с.; Т.2, 1980, 584 с.

8. Стромберг А. Г., Семченко Д. П. Физическая химия / Под ред. А. Г. Стромберга. Изд. второе, перераб. и доп. – М.: Высш. шк., 1988. – 496 с.

10. Яцимирський В. К. Фізична хімія процесів: Навч. посібник. – К.: ВЦ “Київський університет”, 1999. – 143 с.

11. Антропов Л. І. Теоретична електрохімія. – Київ: Либідь, 1993. – 544 с.

10 Інформаційні ресурси

1. http://www.nnre.ru/fizika/fizicheskaja_himija_konspekt_lekcii: А. В. Березовчук. Фізична хімія: конспект лекцій

2. http://www.mami.ru/storage/files/physchem/Lab._raboty_1_i_2.pdf: лабораторні роботи по фізичній хімії

3. <http://www.nehudlit.ru/books/detail6545.html>: Кудряшов И. В., Каретников Г. С. Збірник задач з фізичної хімії