


Донбаська державна машинобудівна академія (ДДМА)
Факультет інтегрованих технологій і обладнання (ФІТО)
Кафедра хімії та охорони праці

“ЗАТВЕРДЖУЮ”
Завідувач кафедри хімії
та охорони праці


_____ А.П. Авдеєнко

3 вересня 2019 року

РОБОЧА ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

«Фізична хімія»

Галузь знань	10 «Природничі науки»
Спеціальність	102 «Хімія»
Освітня програма	«Хімія харчових продуктів»

2019-2020 навчальний рік


Робоча програма навчальної дисципліни «**Фізична хімія**» для студентів галузі знань 10 «Природничі науки», спеціальності 102 «Хімія», освітня програма «Хімія харчових продуктів», 3 вересня 2019 року. –27 с.

Розробник: **Марченко Інна Леонідівна**,
доцент кафедри хімії та охорони праці, к.х.н.

Робоча програма схвалена на засіданні кафедри хімії та охорони праці

Протокол № 1 від 3 вересня 2019 року

Завідувач кафедри хімії та охорони праці


_____ (Авдєєнко А.П.)
(підпис)

3 вересня 2019 року

© Марченко І.Л., 2019 рік
© ДДМА, 2019 рік

Опис навчальної дисципліни
(повна форма навчання)

Найменування показників	Галузь знань, напрям підготовки, освітньо-кваліфікаційний рівень	Характеристика навчальної дисципліни	
		денна форма навчання	
Кількість кредитів –12	Галузь знань 10 «Природничі науки»	Обов'язкова	
	Спеціальність 102 «Хімія»		
Модулів – 3	Освітня програма «Хімія харчових продуктів»	Рік підготовки:	
Змістовних модулів – 6		1-й	2-й
Індивідуальне науково-дослідне завдання _____ (назва)		Семестр	
Загальна кількість годин – 360		2-й	3-й
		Лекції	
Тижневих годин для денної форми навчання: аудиторних – 4 самостійної роботи студента – 6	Освітньо-кваліфікаційний рівень: бакалавр	18 год.	30
		Практичні	
		18 год.	15
		Лабораторні	
		36 год.	15
		Самостійна робота	
		108 год.	120
Індивідуальні завдання: 0 год.			
Вид контролю: іспит			

Примітка.

Співвідношення кількості годин аудиторних занять до самостійної і індивідуальної роботи становить для денної форми навчання становить 360/228.

Опис навчальної дисципліни
(прискорена форма навчання)

Найменування показників (денна/заочна форма навчання)	Галузь знань, напрям підготовки, освітньо-кваліфікаційний рівень	Характеристика навчальної дисципліни
		денна форма навчання
Кількість кредитів – 11	Галузь знань 10 «Природничі науки»	Обов'язкова
	Спеціальність 102 «Хімія»»	
Модулів – 3	Освітня програма «Хімія харчових продуктів»	Рік підготовки:
Змістовних модулів – 6		1-й
Індивідуальне науково-дослідне завдання _____ (назва)		Семестр
Загальна кількість годин – 330		2-й
		Лекції
Тижневих годин для денної форми навчання: аудиторних – 7 самостійної роботи студента – 4,5	Освітньо-кваліфікаційний рівень: бакалавр	36 год.
		Практичні
		36 год.
		Лабораторні
		54 год.
		Самостійна робота
		204 год.
Індивідуальні завдання: 0 год.		
	Вид контролю: залік	

Примітка.

Співвідношення кількості годин аудиторних занять до самостійної і індивідуальної роботи становить для денної форми навчання становить 330/204.

1. Мета та завдання навчальної дисципліни

Метою викладання фізичної хімії 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.

Розвиток фізичної хімії пов'язаний з теоретичною та експериментальною розробкою основ фізико-хімічних методів дослідження, які знайшли широке застосування в різноманітних сферах науки, і, в свою чергу, сприяли їх подальшому розвитку.

В результаті вивчення дисципліни студенти повинні

знати:

- основні поняття та закони фізичної хімії;
- основи хімічної термодинаміки та кінетики хімічних процесів;
- класифікацію та властивості розчинів та дисперсних систем;
- основні положення електрохімії;
- методи аналізу фазових і хімічних рівноваг.

вміти:

- застосовувати знання для розв'язання типових задач;
- застосовувати знання для обробки результатів вимірювань та пояснення наслідків експериментів;
- орієнтуватися в основних фахових поняттях, що пов'язані з фізичною хімією.
- проводити стандартні кількісні хімічні розрахунки;
- проводити простіш термодинамічні і кінетичні розрахунки; – визначати основні небезпечні фактори хімічних виробництв;
- оцінювати небезпечність основних класів хімічних речовин і матеріалів на їх основі;

опанувати навиками:

- 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;

2. Програма навчальної дисципліни

МОДУЛЬ 1

Змістовний модуль 1. Хімічна термодинаміка

Тема 1.1 Вступ. Перший закон термодинаміки. Теплоємність

Предмет та задачі фізичної хімії. Роль фізичної хімії в розвитку хімічної та металургійної промисловості. Хімічна термодинаміка. Перший закон термодинаміки. Предмет хімічної термодинаміки. Основні поняття термодинаміки: система, фаза, внутрішня енергія, ентальпія, теплота, робота, параметр, процес. 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. Теплоємність металів.

Тема 1.2 Термохімія. Закон Кірхгофа

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.

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 ізолюваній 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.

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.

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.

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 двокомпонентної металевої 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.

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 .

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'єміві. Напрямок перебігу реакції в залежності від складу системи.

Хімічна спорідненість. Енергія Гіббса реакції в стандартних умовах. Спорідненість елементів до кисню. Тиск (пружність) дисоціації карбонатів в

залежності від температури. Температури розкладу карбонатів. Тиск (пружність) дисоціації оксидів в залежності від температури. Температура розкладу оксидів.

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 Владимірова.

Змістовний модуль 4. Розчини

Тема 4.1 Способи виразу складу розчину. Гідратна (сольватна) 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.

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. Температура початку кристалізації металів в залежності від вмісту супутніх компонентів. Визначення молекулярної маси розчиненої речовини та атомної маси металів.

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.

Тема 5.2 Електродний потенціал. Гальванічний елемент

Різниця потенціалів на поверхні поділу метал-розчин. Подвійний електричний шар. Робота гальванічного елементу, окислювально-відновлювальні процеси. Електрорушійна сила гальванічного елементу. Термодинаміка гальванічного елементу. 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. Головні типи гальванічних елементів. Нормальний елемент Вестона, вимірювання ЕРС гальванічного елемента.

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.

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.

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. Кінетичний та дифузний режими гетерогенної реакції.

3. Структура навчальної дисципліни (повна форма навчання)

Назви змістових модулів і тем	Кількість годин											
	Денна форма						Заочна форма					
	Усього го	у тому числі					Усього го	у тому числі				
		лек	пр	лаб	інд	с.р.		лек	пр	лаб	інд	с.р.
Модуль 1												
Змістовний модуль 1. Хімічна термодинаміка												
Тема 1.1 Вступ. Перший закон термодинаміки. Теплоємність	24	3	2	4		15						
Тема 1.2 Термохімія. Закон Кірхгофа	24	3	2	4		15						
Тема 1.3 Другий закон термодинаміки. Ентропія	24	3	2	4		15						
Тема 1.4 Термодинамічні потенціали	20	3	2			15						
Модуль 2												
Змістовний модуль 2. Фазова рівновага												
Тема 2.1 Фазова рівновага в багатокомпонентних системах. Правило фаз	24	3	2	4		15						
Тема 2.2 Діаграма стану одно- та двокомпонентної системи. Термодинаміка фазових перетворень	24	3	2	4		15						
Змістовний модуль 3. Хімічна рівновага												
Тема 3.1 Хімічна рівновага. Константа рівноваги	24	3	2	4		15						
Тема 3.2 Рівняння ізотерми хімічної реакції. Хімічна спорідненість	21	3	2	2		14						
Тема 3.3 Залежність константи рівноваги від температури	23	3	2	4		14						
Змістовний модуль 4. Розчини												
Тема 4.1 Способи виразу складу розчину. Гідратна теорія розчинів	25	3	3	4		15						
Тема 4.2 Закони ідеальних розчинів. Реальні розчини	22	3	2	2		15						

Назви змістових модулів і тем	Кількість годин										
	Денна форма						Заочна форма				
	Усього го	у тому числі					Усього го	у тому числі			
лек		пр	лаб	інд	с.р.	лек		пр	лаб	інд	с.р.
МОДУЛЬ 3											
Змістовний модуль 5. Електрохімія											
Тема 5.1 Електролітична дисоціація. Електропровідність розчинів ел-тів	24	3	2	4		15					
Тема 5.2 Електродний потенціал. Гальванічний елемент	24	3	2	4		15					
Тема 5.3 Електроліз	20	3	2			15					
Змістовний модуль 6. Хімічна кінетика											
Тема 6.1 Швидкість хімічної реакції, її залежність від концентрацій реагентів	19	3	2	4		10					
Тема 6.2 Залежність швидкості реакції від температури. Кінетика гетерогенних реакцій	18	3	2	3		10					
Усього годин	360	48	33	51		228					

Структура навчальної дисципліни
(прискорена форма навчання)

Назви змістових модулів і тем	Кількість годин										
	Денна форма						Заочна форма				
	Усього го	у тому числі					Усього го	у тому числі			
лек		пр	лаб	інд	с.р.	лек		пр	лаб	інд	с.р.
Модуль 1											
Змістовий модуль 1. Хімічна термодинаміка											
Тема 1.1 Вступ. Перший закон термодинаміки. Теплоємність	24	3	3	4		14					
Тема 1.2 Термохімія. Закон Кірхгофа	24	3	3	4		14					
Тема 1.3 Другий закон термодинаміки. Ентропія	24	3	3	4		14					
Тема 1.4 Термодинамічні потенціали	18	3	3			12					

Назви змістових модулів і тем	Кількість годин									
	Денна форма					Заочна форма				
	Усього го	у тому числі				Усього го	у тому числі			
лек		пр	лаб	інд	с.р.		лек	пр	лаб	інд
Модуль 2										
Змістовний модуль 2. Фазова рівновага										
Тема 2.1 Фазова рівновага в багато компонентних системах. Правило фаз	24	2	2	6		14				
Тема 2.2 Діаграма стану одно- та двокомпонентної системи. Термодинаміка фазових перетворень	22	2	2	4		14				
Змістовний модуль 3. Хімічна рівновага										
Тема 3.1 Хімічна рівновага. Константа рівноваги	22	2	2	4		14				
Тема 3.2 Рівняння ізотерми хімічної реакції. Хімічна спорідненість	20	2	2	4		12				
Тема 3.3 Залежність константи рівноваги від температури	22	2	2	4		12				
Змістовний модуль 4. Розчини										
Тема 4.1 Способи виразу складу розчину. Гідратна теорія розчинів	20	2	2	4		12				
Тема 4.2 Закони ідеальних розчинів. Реальні розчини	20	2	2	4		12				
МОДУЛЬ 3										
Змістовний модуль 5. Електрохімія										
Тема 5.1 Електролітична дисоціація. Електропровідність розчинів ел-тів	20	2	2	4		12				
Тема 5.2 Електродний потенціал. Гальванічний елемент	20	2	2	4		12				
Тема 5.3 Електроліз	16	2	2			12				
Змістовний модуль 6. Хімічна кінетика										
Тема 6.1 Швидкість хімічної реакції, її залежність від	16	2	2			12				

Назви змістових модулів і тем	Кількість годин										
	Денна форма					Заочна форма					
	Усього го	у тому числі					Усього го	у тому числі			
лек		пр	лаб	інд	с.р.	лек		пр	лаб	інд	с.р.
концентрацій реагентів											
Тема 6.2 Залежність швидкості реакції від температури. Кінетика гетерогенних реакцій	20	2	2	4		12					
Усього годин	330	36	36	54		204					

4. ЛЕКЦІЇ МОДУЛЬ 1

Змістовний модуль 1. Хімічна термодинаміка

Тема 1.1 Вступ. Перший закон термодинаміки. Теплоємність

Лекція Перший закон термодинаміки

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.

Дидактичні засоби: табличний та графічний матеріал [4].

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

Завдання на СРС: Розрахунок термодинамічних параметрів металургійного процесу [6].

Лекція Теплоємність

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

Дидактичні засоби: табличний та графічний матеріал [4].

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

Завдання на СРС: Розрахунок термодинамічних параметрів металургійного процесу [6].

Тема 1.2 Термохімія

Лекція 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.

Дидактичні засоби: табличний та графічний матеріал [4].

Література: [1, глава 2; 5, глава 6].

Завдання на СРС: Розрахунок термодинамічних параметрів металургійного процесу [6].

Лекція Закон Кірхгофа

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

Дидактичні засоби: табличний та графічний матеріал [4].

Література: [1, глава 2; 6, глава 6].

Завдання на СРС: Розрахунок термодинамічних параметрів металургійного процесу [6].

Тема 1.3 Другий закон термодинаміки. Ентропія

Лекція Необоротні та оборотні процеси

Необоротні та оборотні процеси. Напрямок термодинамічних процесів.

Дидактичні засоби: табличний та графічний матеріал [4].

Література: [1, глава 2; 5, глава 7].

Завдання на СРС: Розрахунок термодинамічних параметрів металургійного процесу [6].

Лекція Другий закон термодинаміки

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

Дидактичні засоби: табличний та графічний матеріал [4].

Література: [1, глава 2; 5, глава 7].

Завдання на СРС: Розрахунок термодинамічних параметрів металургійного процесу [6].

Лекція Ентропія

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.

Дидактичні засоби: табличний та графічний матеріал [4].

Література: [1, глава 2; 5, глава 7].

Завдання на СРС: Розрахунок термодинамічних параметрів металургійного процесу [6].

Лекція Розрахунок ентропії хімічної реакції.

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

Дидактичні засоби: табличний та графічний матеріал [4].

Література: [1, глава 2; 5, глава 7].

Завдання на СРС: Розрахунок термодинамічних параметрів металургійного процесу [6].

Тема 1.4 Термодинамічні потенціали

Лекція 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.

Дидактичні засоби: табличний та графічний матеріал [4].

Література: [1, глава 2; 5, глава 7].

Завдання на СРС: Розрахунок термодинамічних параметрів металургійного процесу [6].

Лекція Енергія Гіббса.

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.

Дидактичні засоби: табличний та графічний матеріал [4].

Література: [1, глава 2; 5, глава 7].

Завдання на СРС: Розрахунок термодинамічних параметрів металургійного процесу [6].

МОДУЛЬ 2

Змістовний модуль 2. Фазова рівновага

Тема 2.1 Фазова рівновага в багатокомпонентних системах. Правило фаз

Лекція Фазова рівновага в багатокомпонентних системах. Правило фаз

Рівновага. Умова рівноваги між фазами. Вплив температури та тиску на стан рівноваги.

Дидактичні засоби: табличний та графічний матеріал [4].

Література: [1, глава 3; 5, глава 8].

Завдання на СРС: Розрахунок термодинамічних параметрів металургійного процесу [6].

Лекція Класифікація систем

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.

Дидактичні засоби: табличний та графічний матеріал [4].

Література: [1, глава 3; 5, глава 8].

Завдання на СРС: Розрахунок термодинамічних параметрів металургійного процесу [6].

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

Лекція Діаграма стану одно- та двокомпонентної системи.

Діаграма стану однокомпонентної системи. Число фаз і число ступенів свободи системи. Потрійна точка. Діаграма стану двокомпонентної металевої системи. Лінії ліквідуса та солідуса. Евтектика, евтектичний склад та евтектична температура. Фізико-хімічний аналіз академіка І.С.Курнакова та його застосування в металургії.

Дидактичні засоби: табличний та графічний матеріал [4].

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

Завдання на СРС: Розрахунок термодинамічних параметрів металургійного процесу [6].

Лекція Термодинаміка фазових перетворень

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.

Дидактичні засоби: табличний та графічний матеріал [4].

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

Завдання на СРС: Розрахунок термодинамічних параметрів металургійного процесу [6].

Змістовний модуль 3. Хімічна рівновага

Тема 3.1 Хімічна рівновага. Константа рівноваги

Лекція Хімічна рівновага

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

Дидактичні засоби: табличний та графічний матеріал [4].

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

Завдання на СРС: Розрахунок термодинамічних параметрів металургійного процесу [6].

Лекція Константа рівноваги

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

Дидактичні засоби: табличний та графічний матеріал [4].

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

Завдання на СРС: Розрахунок термодинамічних параметрів металургійного процесу [6].

Тема 3.2 Рівняння ізотерми хімічної реакції. Хімічна спорідненість

Лекція Рівняння ізотерми хімічної реакції

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.

Дидактичні засоби: табличний та графічний матеріал [4].

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

Завдання на СРС: Розрахунок термодинамічних параметрів металургійного процесу [6].

Лекція Хімічна спорідненість

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

Дидактичні засоби: табличний та графічний матеріал [4].

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

Завдання на СРС: Розрахунок термодинамічних параметрів металургійного процесу [5].

Тема 3.3 Залежність константи рівноваги від температури

Лекція 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.

Дидактичні засоби: табличний та графічний матеріал [4].

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

Завдання на СРС: Розрахунок термодинамічних параметрів металургійного процесу [6].

Лекція Розрахунок константи рівноваги

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.

Дидактичні засоби: табличний та графічний матеріал [4].

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

Завдання на СРС: Розрахунок термодинамічних параметрів металургійного процесу [6].

Змістовний модуль 4. Розчини

Тема 4.1 Способи виразу складу розчину. Гідратна теорія розчинів

Лекція 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.

Дидактичні засоби: табличний та графічний матеріал [4].

Література: [1, глава 4; 5, глава 9].

Завдання на СРС: поглиблення теоретичного матеріалу [7].

Тема 4.2 Закони ідеальних розчинів. Реальні розчини

Лекція 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.

Дидактичні засоби: табличний та графічний матеріал [4].

Література: [1, глава 4; 5, глава 9].

Завдання на СРС: поглиблення теоретичного матеріалу [7].

МОДУЛЬ 3

Змістовний модуль 5. Електрохімія

Тема 5.1 Електролітична дисоціація. Електропровідність розчинів електролітів

Лекція 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.

Дидактичні засоби: табличний та графічний матеріал [4].

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

Завдання на СРС: поглиблення теоретичного матеріалу [7].

Тема 5.2 Електродний потенціал. Гальванічний елемент

Лекція 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 КСl, застосування каломельного електроду. Нормальний елемент Вестона, вимірювання ЕРС гальванічного елемента.

Дидактичні засоби: табличний та графічний матеріал [4].
Література: [1, глава 5; 5, глава 15].
Завдання на СРС: поглиблення теоретичного матеріалу [7].

Тема 5.3 Електроліз

Лекція Електроліз

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

Дидактичні засоби: табличний та графічний матеріал [4].
Література: [1, глава 5; 5, глава 15].
Завдання на СРС: поглиблення теоретичного матеріалу [7].

Змістовний модуль 6. Хімічна кінетика

Тема 6.1 Швидкість хімічної реакції, її залежність від концентрацій реагентів.

Лекція 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.

Дидактичні засоби: табличний та графічний матеріал [4].
Література: [1, глава 6; 5, глава 16].
Завдання на СРС: поглиблення теоретичного матеріалу [7].

Тема 6.2 Залежність швидкості реакції від температури. Кінетика гетерогенних реакцій

Лекція 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].
Завдання на СРС: поглиблення теоретичного матеріалу [7].

5. Теми практичних занять

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

№ 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	3
4	Другий закон термодинаміки	2	2
5	Термодинамічні потенціали	2	2
МОДУЛЬ 2			
6	Фазові рівноваги	2	2
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. Теми лабораторних занять

При денній формі навчання студенти виконують 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.

Лабораторні роботи виконуються з використанням методичних вказівок [3].
Всі лабораторні роботи оформлюються студентами у вигляді звітів.

№ з/п	Назва теми	Кількість годин	
		повна форма	прискорена
МОДУЛЬ 1			
1	Визначення теплоємності металу	3	4
2	Вивчення теплоти розчинення солі	3	4
3	Визначення ентропії міді	3	4
4	Визначення теплового ефекту реакції нейтралізації	3	3
МОДУЛЬ 2			
5	Побудова діаграми фазової рівноваги двокомпонентної системи	3	3
6	Визначення константи рівноваги реакції	3	3
7	Визначення теплоти утворення твердого розчину	3	3
8	Визначення розчинності твердої речовини	3	3
9	Визначення коефіцієнту розподілу третього компонента між двома рідинами	3	3
10	Визначення верхньої критичної температури розчинення	3	3
11	Визначення коефіцієнту розподілу третього компонента між двома рідинами	3	3
12	Визначення молекулярної маси речовини криоскопічним методом	3	3
МОДУЛЬ 3			
13	Визначення ступеню та константи дисоціації оцтової кислоти. Визначення розчинності карбонату кальцію	3	3
14	Визначення розчинності карбонату кальцію	3	3
15	Визначення електрорушійної сили гальванічного елемента.	3	3
16	Визначення електродного потенціалу.	3	3
17	Визначення константи швидкості хімічної реакції.	3	3
18	Визначення енергії активації хімічної реакції.	3	3
	Разом	51	54

7. Самостійна робота

№ з/п	Назва теми	Кількість годин	
		повна форма навчання	прискорена форма навчання
МОДУЛЬ 1			
Змістовий модуль 1. Хімічна термодинаміка			
1	Тема 1.1 Вступ. Перший закон термодинаміки. Теплоємність	15	14
2	Тема 1.2 Термохімія. Закон Кірхгофа	15	14
3	Тема 1.3 Другий закон термодинаміки. Ентропія	15	14
4	Тема 1.4 Термодинамічні потенціали	15	12
МОДУЛЬ 2			
Змістовий модуль 2. Фазова рівновага			
5	Тема 2.1 Фазова рівновага в багато компонентних системах. Правило фаз	15	14
6	Тема 2.2 Діаграма стану одно- та двокомпонентної системи. Термодинаміка фазових перетворень	15	14
Змістовий модуль 3. Хімічна рівновага			
7	Тема 3.1 Хімічна рівновага. Константа рівноваги	15	14
8	Тема 3.2 Рівняння ізотерми хімічної реакції. Хімічна спорідненість	14	12
9	Тема 3.3 Залежність константи рівноваги від температури	14	12
Змістовий модуль 4. Розчини			
10	Тема 4.1 Способи виразу складу розчину. Гідратна теорія розчинів	15	12
11	Тема 4.2 Закони ідеальних розчинів. Реальні розчини	15	12
МОДУЛЬ 3			
Змістовий модуль 5. Електрохімія			
12	Тема 5.1 Електролітична дисоціація. Електропровідність розчинів електролітів	15	12
13	Тема 5.2 Електродний потенціал. Гальванічний елемент	15	12
14	Тема 5.3 Електроліз	15	12
Змістовий модуль 6. Хімічна кінетика			
15	Тема 6.1 Швидкість хімічної реакції, її залежність від концентрацій реагентів	10	12

№ з/п	Назва теми	Кількість годин	
		повна форма навчання	прискорена форма навчання
16	Тема 6.2 Залежність швидкості реакції від температури. Кінетика гетерогенних реакцій	10	12
	Разом	228	204

8. Методи навчання

За джерелами знань використовуються такі методи навчання: словесні – розповідь, пояснення, лекція, інструктаж; наочні – демонстрація, ілюстрація.

За характером логіки пізнання використовуються такі методи: аналітичний, синтетичний, аналітико-синтетичний, індуктивний, дедуктивний.

За рівнем самостійної розумової діяльності використовуються методи: проблемний, частково-пошуковий, дослідницький.

Для поліпшення викладання лекційного матеріалу передбачено використання кожним студентом під час лекції дидактичних засобів навчання (слайдів або плакатів та роздавального матеріалу); передбачено постановка проблемних питань при викладанні матеріалу з теми, максимальне використання статистичних даних; використання «Посібника-довідника до лекційного курсу “Фізична хімія”» та наукової літератури при вивченні курсу; використання комп’ютерних програм для рішення окремих питань курсу.

Для покращення засвоєння матеріалу студентами їм рекомендується поглиблене самостійне вивчення окремих питань. Успіх вивчення дисципліни залежить від систематичної самостійної роботи студента з матеріалами лекцій і рекомендованою літературою.

9. Методи контролю

Передбачається використання модульно-рейтингової системи оцінювання знань. Основною формою контролю знань студентів в кредитно модульній системі є складання студентами запланованого модулю. Формою контролю є накопичувальна система. Складання модуля передбачає виконання студентом комплексу заходів, запланованих кафедрою і передбачених семестровим графіком навчального процесу та контролю знань студентів, затверджених деканом факультету.

Підсумкова оцінка за модуль виставляється за 100-бальною шкалою. При умові, що студент успішно здає всі контрольні точки, набравши з кожної з них не менше мінімальної кількості балів, необхідної для зарахування відповідної контрольної точки, має за результатами роботи в триместрі підсумковий рейтинг не менше 55 балів, то за бажанням студента в залежності від суми набраних балів йому виставляється підсумкова екзаменаційна оцінка за національною шкалою і

шкалою ECTS. Переведення набраних студентом балів за 100-бальною шкалою в оцінки за національною (5-бальною) шкалою та шкалою ECTS здійснюється в відповідності до таблиці:

Рейтинг студента за 100-бальною шкалою	Оцінка за національною шкалою	Оцінка за шкалою ECTS
90-100 балів	відмінно	A
81-89 балів	добре	B
75-80 балів	добре	C
65-74 балів	задовільно	D
55-64 балів	задовільно	E
30-54 балів	незадовільно з можливістю повторного складання	FX
1-29 балів	незадовільно з обов'язковим повторним вивченням дисципліни	F

Контроль знань студентів передбачає проведення вхідного, поточного і підсумкового контролю.

Вхідний контроль знань проводиться на першому тижні триместру, в якому вивчається навчальна дисципліна, і включає контроль залишкових знань з окремих навчальних дисциплін, які передують вивченню дисципліни «Фізична хімія» і є базовими для її засвоєння.

Поточний контроль знань студентів включає письмові контрольні роботи з окремих тем модулів дисципліни на кожному практичному занятті, виконання індивідуального розрахункового завдання та усне опитування під час проведення лабораторних робіт.

Підсумковий контроль знань включає визначення рейтингу за підсумками роботи студента в триместрі.

Екзамен (залік при прискореній формі навчання) проводиться після завершення вивчення дисципліни з метою визначення остаточного рейтингу з навчальної дисципліни.

Кредитно-модульна система оцінки знань студентів

№ п/п	№ модуля	Форма контролю	№ навч. тижня	Кількість балів		Короткий зміст контрольної точки й час на її проведення	Література
				макс.	мін.		
1	Модуль 1	КР 1	2(8)	20	11	Проводяться на практичних заняттях та включають теоретичні питання та розрахункові задачі з відповідної теми.	[1,2,4]
		КР 2	4(8)	20	11		
		КР 3	5(8)	20	11		
		ЛР 1,2	1(8)	10	5	Усне опитування проводиться на лабораторних заняттях та включає теоретичні питання з відповідної теми.	[3,5]
		ЛР 3, 4	3(8)	10	5		
Разом			100	55			
2	Модуль 2	КР 4	8(8)	20	12	Проводяться на практичних заняттях та включають теоретичні питання та розрахункові задачі з відповідної теми.	[1,2,4]
		КР 5	2(9)	20	13		
		ЛР 5-7	5(8)	10	5	Усне опитування проводиться на лабораторних заняттях та включає теоретичні питання з відповідної теми.	[3, 5]
		ЛР8-10	7(8)	10	5		
		ЛР 11-12	1(9)	10	5		
Разом			100	55			
3	Модуль 3	КР 6	4(9)	20	11	Проводяться на практичних заняттях та включають теоретичні питання та розрахункові задачі з відповідної теми.	[1,2,4]
		КР 7	6(9)	20	11		
		КР 8	8(9)	15	9		
		ЛР 13,14	3(9)	15	8	Усне опитування проводиться на лабораторних заняттях та включає теоретичні питання з відповідної теми.	[3, 5]
		ЛР 15,16	5(9)	15	8		
ЛР 17,18	7(9)	15	8				
Разом			100	55			
Кінцевий контроль – іспит							

10. Методичне забезпечення

1 Поляков О.Є, Кузнєцов 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).

11. Рекомендована література

Базова

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. А.А.Жуховицкий, Л.А.Шварцман. Физическая химия. М.: Металлургия, 1987. 687 с.

Допоміжна

9. 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.

12. Інформаційні ресурси

1. <http://www.mon.gov.ua> – Офіційний сайт Міністерства освіти і науки України.
2. <http://www.dgma.donetsk.ua/metodicheskoe-obespechenie-hiop.html> - Сайт ДДМА, сторінка методзабезпечення кафедри хімії та ОП.
3. <https://yadi.sk/d/Hvbs4DeGbdTgT> - Методичні матеріали для студентів денної форми навчання.
4. <https://yadi.sk/d/rGy3LfjdaRdp> - Методичні матеріали для студентів заочної форми навчання.

Робоча програма складена
доц. кафедри ХіОП, к.х.н.



Марченко І.Л.