

ДЕРЖАВНИЙ ВИЩИЙ НАВЧАЛЬНИЙ ЗАКЛАД
«УЖГОРОДСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ»
НАВЧАЛЬНО-НАУКОВИЙ ІНСТИТУТ ХІМІЇ ТА ЕКОЛОГІЇ
Кафедра фізичної та колоїдної хімії

«ЗАТВЕРДЖУЮ»

Директор Навчально-наукового
інституту хімії та екології

(Лендел В.Г.)

«27» червня 2023 року



РОБОЧА ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

ФІЗИЧНА ХІМІЯ ОБ'ЄКТІВ ДОВКІЛЛЯ


Рівень вищої освіти	перший (бакалаврський)
Галузь знань	10 Природничі науки
Спеціальність	101 Екологія
Освітня програма	Екологія та охорона навколишнього середовища
Статус дисципліни	обов'язкова
Мова навчання	українська

Робоча програма навчальної дисципліни «Фізична хімія об'єктів довкілля» для здобувачів вищої освіти галузі знань **10 Природничі науки спеціальності 101 Екологія** освітньої програми «Екологія та охорона навколишнього середовища».

Розробник: Дзямко Віталій Михайлович, кандидат хімічних наук, доцент, доцент кафедри фізичної та колоїдної хімії ДВНЗ «УжНУ»


Робочу програму розглянуто та затверджено на засіданні кафедри фізичної та колоїдної хімії ДВНЗ «Ужгородський національний університет»

Протокол №10 від «20» червня 2023 р.

Завідувач кафедри  Голуб Н.П.

Схвалено науково-методичною комісією Навчально-наукового інституту хімії та екології ДВНЗ «Ужгородський національний університет»

Протокол №10 від «26» червня 2023 р.

Голова науково-методичної комісії  Сливка М.В.

1. ОПИС НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

Найменування показників	Розподіл годин за навчальним планом	
	Денна форма навчання	Заочна форма навчання
Кількість кредитів ЄКТС – 6	Рік підготовки:	
Загальна кількість годин – 180	3-й	
Кількість модулів – 4	Семестр:	
	5-й, 6-й	
Тижневих годин для денної форми навчання: аудиторних – 2,6 (5-й семестр) 2,6 (6-й семестр)	Лекції:	
	40	
самостійної роботи студента – 3,5	Практичні (семінарські):	
Вид підсумкового контролю: залік, іспит	Лабораторні:	
	48	
Форма підсумкового контролю: усна	Самостійна робота:	
	92	

2. МЕТА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

Метою вивчення навчальної дисципліни «**Фізична хімія об'єктів довкілля**» є оволодіння студентами основними фундаментальними законами фізичної хімії, розуміння принципових можливостей методів дослідження фізичної хімії для розв'язання конкретних хімічних та екологічних проблем, засвоєння загальнохімічних дисциплін та одержання професійної підготовки на сучасному рівні, грамотна постановка і проведення фізико-хімічних дослідів.

Відповідно до освітньої програми, вивчення дисципліни сприяє формуванню у здобувачів вищої освіти таких компетентностей:

- ЗК 6. Здатність спілкуватися з представниками інших професійних груп різного рівня (з експертами з інших галузей знань/видів економічної діяльності);
- ЗК 8. Здатність проведення досліджень на відповідному рівні;
- ЗК 11. Здатність оцінювати та забезпечувати якість виконуваних робіт;
- ФК16. Здатність до критичного осмислення основних теорій, методів та принципів природничих наук;
- ФК 21. Здатність проводити екологічний моніторинг та оцінювати поточний стан навколишнього середовища;
- ФК 27. Здатність до участі в управлінні природоохоронними діями та/або екологічними проектами;
- ФК 28. Здатність використовувати систему екологічної стандартизації, сертифікації та статистичного кодування.

3. ПЕРЕДУМОВИ ДЛЯ ВИВЧЕННЯ НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

Передумовами вивчення навчальної дисципліни «**Фізична хімія об'єктів довкілля**» є опанування таких навчальних дисциплін (НД) освітньої програми (ОП):

- ОК 5 Вища математика
- ОК 6 Фізика
- ОК 22 Хімія з основами біогеохімії

4. ОЧІКУВАНІ РЕЗУЛЬТАТИ НАВЧАННЯ

Відповідно до освітньої програми «**Екологія та охорона навколишнього середовища**», вивчення навчальної дисципліни повинно забезпечити досягнення здобувачами вищої освіти таких програмних результатів навчання (ПРН):

Програмні результати навчання	Шифр ПРН
Розуміти основні концепції, теоретичні та практичні проблеми в галузі природничих наук, що необхідні для аналізу і прийняття рішень в сфері екології, охорони довкілля та оптимального природокористування.	ПРН 3

Знати концептуальні основи моніторингу та нормування антропогенного навантаження на довкілля.	ПРН 5
Поєднувати навички самостійної та командної роботи задля отримання результату з акцентом на професійну сумлінність та відповідальність за прийняття рішень.	ПРН 18
Підвищувати професійний рівень шляхом продовження освіти та самоосвіти.	ПРН 19
Уміти обирати оптимальні методи та інструментальні засоби для проведення досліджень, збору та обробки даних.	ПРН 21

Очікувані результати навчання, які повинні бути досягнуті здобувачами освіти після опанування навчальної дисципліни «**Фізична хімія об'єктів довкілля**»:

Очікувані результати навчання з дисципліни	Шифр ПРН
Розуміти проблеми та концепції в області фізичної хімії, необхідні для прийняття обґрунтованих рішень у сфері екології та охорони навколишнього середовища	ПРН 3
Знати застосовувати фізико-хімічні методи аналізу для моніторингу та нормування антропогенного навантаження на довкілля.	ПРН 5
Отримувати навички роботи в команді на лабораторних заняттях та самостійно опрацьовувати фахову літературу для відповідального прийняття рішень	ПРН 18
Використовувати додаткову літературу в межах самостійної роботи для підвищення професійного рівня.	ПРН 19
Проводити дослідження та обробляти експериментальні дані шляхом раціонального підбору матеріалів і методів	ПРН 21

5. ЗАСОБИ ДІАГНОСТИКИ ТА КРИТЕРІЇ ОЦІНЮВАННЯ РЕЗУЛЬТАТІВ НАВЧАННЯ

Засоби оцінювання та методи демонстрування результатів навчання

Засобами оцінювання та методами демонстрування результатів навчання з навчальної дисципліни є:

- накопичувальна бально-рейтингова система, що передбачає оцінювання студентів за всі види аудиторної і поза аудиторної навчальної діяльності,

- спрямовані на опанування навчального навантаження з освітньої програми; поточний, модульний та підсумковий контроль;
- поточне оцінювання рівня засвоєння теми здійснюється на кожному лабораторному занятті;
 - рейтингова оцінка формується на основі поточних оцінок та результатів виконання модульних контрольних робіт;
 - підсумкова оцінка за дисципліну може дорівнювати рейтинговій або ж встановлюється за підсумками складання заліку та іспиту.

Форми контролю та критерії оцінювання результатів навчання

Форми поточного контролю: індивідуальна, групова, фронтальна.

Форма модульного контролю: письмова.

Форма підсумкового семестрового контролю: усна, письмова.

Розподіл балів, які отримують здобувачі вищої освіти (модуль 1)

Поточне оцінювання та самостійна робота						Модульна контрольна робота	Сума
T1	T2	T3	T4	T5	T6		
8	8	8	8	10	8	50	100

Тема 1. Вступ. Газоподібний стан речовини; Тема 2. Загальна характеристика рідкого стану; Тема 3. Основи термодинаміки. Закон збереження та перетворення енергії в живій природі; Тема 4. Застосування 1-го закону термодинаміки до хімічних процесів. Біоенергетика; Тема 5. Застосування 2-го закону термодинаміки до хімічних процесів. Живі організми і другий закон термодинаміки; Тема 6. Характеристичні функції та термодинамічні потенціали. 3-й закон термодинаміки.

Розподіл балів, які отримують здобувачі вищої освіти (модуль 2)

Поточне оцінювання та самостійна робота						Модульна контрольна робота	Сума
T7	T8	T9	T10	T11	T12		
10	8	8	8	8	8	50	100

Тема 7. Гетерогенні рівноваги. Правило фаз Гіббса. Рівновага в однокомпонентних системах; Тема 8. Рівновага в дво- і трикомпонентних системах; Тема 9. Термодинаміка розчинів. Значення розчинів для об'єктів довкілля; Тема 10. Явища ебуліоскопії, кріоскопії і осмосу. Роль осмосу в живій природі; Тема 11. Ознаки та закони фізико-хімічних рівноваг; Тема 12. Рівняння ізотерми, ізобари та ізохори хімічної реакції.

Розподіл балів, які отримують здобувачі вищої освіти (модуль 3)

Поточне оцінювання та самостійна робота								Модульна контрольна робота	Сума
T13	T14	T15	T16	T17	T18	T19	T20		
5	5	6	6	6	8	8	6	50	100

Тема 13. Основні поняття хімічної кінетики. Температурні межі життя; Тема 14. Кінетика реакцій в потоці і в розчинах; Тема 15. Теорія активних зіткнень. Мономолекулярні реакції в

газах; Тема 16. Теорія перехідного стану. Тримолекулярні реакції; Тема 17. Кінетика ланцюгових та фотохімічних реакцій. Фотохімічні реакції в атмосфері Землі; Тема 18. Кінетика гетерогенних процесів. Біологічна роль адсорбції; Тема 19. Гомогенні каталітичні процеси. Роль каталізу в промисловості та живій природі; Тема 20. Гетерогенні каталітичні процеси.

Розподіл балів, які отримують здобувачі вищої освіти (модуль 4)

Поточне оцінювання та самостійна робота								Модульна контрольна робота	Сума
T21	T22	T23	T24					50	
10	10	15	15						100

Тема 21. Розчини і розплави електролітів. рН розчинів біологічних систем. Буферні системи в живих організмах; Тема 22. Застосування електропровідності розчинів для дослідження об'єктів довкілля; Тема 23. Електроди. Електродні потенціали; Тема 24. Гальванічні елементи.

Оцінювання окремих видів навчальної роботи з дисципліни

Вид діяльності здобувача вищої освіти	Модуль 1		Модуль 2		Модуль 3		Модуль 4	
	Кількість	Максимальна кількість балів (сумарна)	Кількість	Максимальна кількість балів (сумарна)	Кількість	Максимальна кількість балів (сумарна)	Кількість	Максимальна кількість балів (сумарна)
Лабораторні заняття (допуск, виконання та захист)	3	50	3	50	4	50	3	50
Модульна контрольна робота	1	50	1	50	1	50	1	50
Разом	4	100	4	100	5	100	4	100

Критерії оцінювання модульної контрольної роботи

Модульна контрольна робота з навчальної дисципліни «Фізична хімія об'єктів довкілля» передбачає 30 варіантів завдань. Кожен варіант складається з семи завдань: 3 теоретичні завдання, які оцінюються по 10 балів кожне; два тестові завдання, які оцінюються по 7 балів кожне; два тестові завдання, які оцінюються по 3 бали кожне. Максимальна кількість балів за кожну модульну контрольну роботу становить 50.

Критерії оцінювання підсумкового семестрового контролю

Навчальна діяльність студента з предмету «Фізична хімія об'єктів довкілля» оцінюється наступним чином:

- 50% балів оцінки модульного контролю виставляє лектор на підставі результатів перевірки рівня засвоєння теоретичного матеріалу дисципліни (теоретичний компонент оцінки). Теоретичний компонент оцінки складається з сумарних результатів контрольної роботи.

- 50% балів (практичний компонент) виставляє викладач, який веде лабораторні заняття. Практичний компонент оцінки складає поточна успішність - усні та письмові відповіді під час занять (30% балів) та оцінка самостійної і індивідуальної роботи (20% балів)».

Змістові модулі оцінюються наступним чином:

Модульна контрольна робота	Оцінка за роботу на лабораторних заняттях	Самостійна та індивідуальна робота студента	Всього
50 балів	30	20	100

Шкала оцінювання: національна та ECTS

Сума балів за всі види навчальної діяльності	Оцінка ECTS	Оцінка за національною шкалою	
		для екзамену, курсового проекту (роботи), практик	для заліку
90 – 100	A	відмінно	зараховано
82-89	B	добре	
74-81	C		
64-73	D	задовільно	
60-63	E		
35-59	FX	незадовільно з можливістю повторного складання	не зараховано з можливістю повторного складання
0-34	F	незадовільно з обов'язковим повторним вивченням дисципліни	не зараховано з обов'язковим повторним вивченням дисципліни

Інформація про підсумкову успішність студентів з навчальної дисципліни за семестр подається викладачем в деканат.

6. ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

6.1. Зміст навчальної дисципліни

Модуль 1. ТЕОРІЯ АГРЕГАТНИХ СТАНІВ. ОСНОВИ ХІМІЧНОЇ ТЕРМОДИНАМІКИ.

Змістовий модуль 1. ГАЗОПОДІБНИЙ ТА РІДКИЙ СТАН РЕЧОВИНИ.

Тема 1. Вступ. Газоподібний стан речовини.

Предмет та зміст курсу фізичної хімії. Основні розділи фізичної хімії. Характеристика сучасної фізичної хімії та її роль у розвитку народного господарства. Теоретичні методи фізичної хімії: термодинамічний, статичний, квантово-механічний. Фізико-хімічні методи дослідження об'єктів навколишнього середовища. Історичні етапи становлення і розвитку фізичної хімії. Теорія агрегатного стану речовини. Характеристика ідеальних та реальних газів. Закони ідеальних газів. Рівняння Менделєєва-Клапейрона. Універсальна газова стала, її фізичний зміст та розмірність. Рівняння стану реального газу Ван-дер-Ваальса. Ізотерми стиснення реального газу.

Тема 2. Загальна характеристика рідкого стану.

Поверхневий натяг, його формула, одиниці вимірювання. Фактори, що впливають на величину поверхневого натягу. Поверхнево-активні та поверхнево-неактивні речовини, приклади. Правило Траубе-Дюкло. Рівняння Гібса. Позитивна і негативна адсорбція. Формула Бачинського. Парахор. В'язкість рідин, формула в'язкості. Фактори, що впливають на в'язкість. Рівняння гідродинаміки потоку Ньютона і Пуазейля. Експериментальне визначення в'язкості. Тиск насиченої пари. Природні мінеральні сорбенти. Роль адсорбційних процесів у живих організмах. Практичне використання явища адсорбції.

Змістовий модуль 2. ЗАСТОСУВАННЯ ЗАКОНІВ ТЕРМОДИНАМІКИ ДО ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ.

Тема 3. Основи термодинаміки. Закон збереження та перетворення енергії в живій природі.

Основні поняття, терміни та величини, що використовуються в термодинаміці. Термодинамічний процес. Закон збереження та перетворення енергії в живій природі. Внутрішня енергія, ентальпія, теплота, робота. Теплоємність речовин. Основні формулювання першого закону термодинаміки. Взаємозв'язок теплоти, роботи і зміни внутрішньої енергії в процесах. Вивід рівнянь для розрахунку роботи, зміни ентальпії та внутрішньої енергії в ізотермічному, ізобаричному, ізохоричному та адіабатичному процесах зміни стану ідеального газу. Наслідки з 1-го закону термодинаміки. Зв'язок теплових ефектів при постійному об'ємі та при постійному тиску. Основи термохімії. Термодинамічне обґрунтування закону Гесса. Застосування закону Гесса для розрахунків теплових ефектів та калорійності харчових продуктів.

Тема 4. Застосування 1-го закону термодинаміки до хімічних процесів. Біоенергетика.

Стандартні стани речовин. Таблиці теплот утворення із простих речовин і згорання сполук у стандартних умовах, та їх застосування для обчислення теплових ефектів хімічних реакцій. Застосування першого закону термодинаміки для встановлення взаємозв'язку теплових ефектів проміжних стадій складних процесів. Залежність теплових ефектів хімічних реакцій від температури. Вивід і аналіз рівняння Кірхгофа. Розрахунки (аналітичний та графічний методи) теплових ефектів хімічних реакцій при різних температурах, теплот агрегатних перетворень, теплот розчинення та розведення. Калориметричні методи вимірювання теплових ефектів. Застосування першого закону термодинаміки до біологічних систем. Біоенергетика.

Тема 5. Застосування 2-го закону термодинаміки до хімічних процесів. Живі організми і другий закон термодинаміки.

Термодинамічно оборотні і необоротні процеси. Робота і теплота оборотного процесу. Ентропія. Аналітичний вираз другого закону термодинаміки для оборотних і необоротних процесів. Основний зміст та значення другого закону термодинаміки. Статистичний характер та основні формулювання другого закону термодинаміки. Живі організми і другий закон термодинаміки. Застосування ентропії як критерію рівноваги та направленості самодовільних процесів в ізольованих системах. Доказ наявності ентропії за допомогою циклу Карно. Термодинамічна ймовірність стану системи. Статистичне формулювання другого закону термодинаміки. Вивід рівняння, яке зв'язує ентропію та термодинамічну ймовірність (формула Больцмана). Другий закон термодинаміки та існування природного начала відліку температури. Об'єднане рівняння 1-го і 2-го законів термодинаміки та його характеристика. Вивід рівнянь, які виражають залежність ентропії твердих, рідких та газоподібних речовин від температури, тиску та об'єму. Зміна ентропії при фазових переходах. Застосування таблиць стандартних величин для розрахунків зміни ентропії в ході хімічних реакцій при різних температурах і концентраціях.

Тема 6. Характеристичні функції та термодинамічні потенціали. 3-й закон термодинаміки.

Характеристичні функції та термодинамічні потенціали. Енергія Гіббса (ізобарно-ізотермічний потенціал, вільна ентальпія). Енергія Гельмгольца (вільна енергія, ізохорно-ізотермічний потенціал). Хімічний потенціал. Фізичний зміст цих величин. Рівняння Гіббса-Гельмгольца для окремих речовин та хімічних реакцій. Застосування енергії Гіббса та енергії Гельмгольца в якості критеріїв направленості самодовільних процесів та рівноваг в ізотермічних системах. Розрахунки енергії Гіббса і Гельмгольца за допомогою таблиць стандартних величин. Теплова теорема Нернста. Формулювання теореми. Наслідки. Постулат Планка. 3-й закон термодинаміки. Розрахунок абсолютних стандартних величин ентропії речовин із термохімічних даних.

Модуль 2. ФАЗОВІ РІВНОВАГИ ТА ВЧЕННЯ ПРО РОЗЧИНИ.

Змістовий модуль 3. ТЕРМОДИНАМІЧНА ТЕОРІЯ ФАЗОВИХ РІВНОВАГ.

Тема 7. Гетерогенні рівноваги. Правило фаз Гіббса. Рівновага в однокомпонентних системах

Загальні умови рівноваги в гетерогенних системах. Поняття “фаза”, “компонент”, “ступінь вільності або варіантність”. Вивід і аналіз правила фаз Гіббса. Термодинамічне обґрунтування і аналіз рівняння, яке виражає умову рівноваги в багатокомпонентних, двокомпонентних і однокомпонентних гомогенних системах при постійній температурі. Фазові переходи першого і другого роду. Термодинамічна умова рівноваги в гетерогенній однокомпонентній системі при постійній температурі. Принцип побудови діаграм стану. Діаграми стану однокомпонентних систем в координатах тиск – температура і тиск – об’єм. Термодинамічна фугітивність та її знаходження.

Тема 8. Рівновага в дво- і трикомпонентних системах.

Зв’язок між рівноважним тиском, зміною об’єму, температурою та теплотою фазового переходу. Залежність теплот фазових переходів від температури. Вивід, інтегрування і аналіз рівняння Клапейрона – Клаузіуса; його застосування для знаходження теплот фазових переходів та для розрахунку рівноважних тисків. Застосування правила фаз для аналізу стану однокомпонентних систем (пояснення на діаграмах стану).

Рівновага в двокомпонентних системах. Діаграми плавкості двокомпонентних систем. Фізико-хімічний аналіз, його наукове та практичне значення. Системи з необмеженою взаємною розчинністю в твердому стані; з простою евтектикою; з обмеженою розчинністю в твердому стані; з утворенням стійких та нестійких хімічних сполук.

Особливості рівноваги в трикомпонентних системах. Графічне вираження складу за допомогою рівностороннього трикутника. Обмежена взаємна розчинність трьох рідин.

Змістовий модуль 4. ТЕОРІЯ РОЗЧИНІВ.

Тема 9. Термодинаміка розчинів. Значення розчинів для об’єктів довкілля.

Загальна характеристика розчиненого стану речовини. Термодинамічні та молекулярно-кінетичні умови утворення розчинів. Дифузія в біологічних системах. Роль взаємодій між частинками. Сили ближньої і дальньої взаємодії. Явище сольватації. Вчення Д.І Менделєєва про розчини.

Основні поняття та термінологія теорії розчинів. Основи термодинаміки розчинів. Характеристика ідеальних та реальних розчинів. Закон Рауля. Реальні розчини. Відхилення від закону Рауля. Парціальні мольні величини та їх знаходження. Хімічний потенціал. Рівняння Гіббса-Дюгема. Термодинамічна теорія розчинності. Вплив температури на розчинність. Особливості рівноваг у системах газ – рідкий розчин. Залежність розчинності газів від тиску. Термодинамічне обґрунтування цієї залежності. Закон Генрі, його застосування для ідеальних та реальних систем. Залежність розчинності газу від температури, природи газу та розчинника.

Тема 10. Явища ебуліоскопії, кріоскопії і осмосу. Роль осмосу в живій природі.

Особливості рівноваги в системах пара – розчини летких рідин. Термодинамічна класифікація цих розчинів. Залежність хімічних потенціалів, активностей, парціальних тисків та загального тиску від складу розчину. Закони Коновалова. Температура кипіння розчинів нелетких речовин. Ебуліоскопія. Фізичний зміст ебуліоскопічної сталої. Температура замерзання розчинів нелетких речовин. Кріоскопія. Фізичний зміст кріоскопічної сталої. Температури замерзання біологічних систем. Азеотропні суміші. Взаємозв'язок діаграм загальний тиск – склад і температура кипіння – склад для розчинів. Позитивні і негативні відхилення від ідеальності, їх термодинамічне тлумачення. Осмотичний тиск розчинів. Біологічна роль осмотичного тиску. Закон осмотичного тиску Вант-Гоффа.

Тема 11. Ознаки та закони фізико-хімічних рівноваг.

Константа хімічної рівноваги. Способи вираження константи рівноваги в гомогенних системах. Обчислення складу рівноважної суміші, виходу продукту, ступеня перетворення вихідних речовин, ступеня дисоціації. Особливості хімічної рівноваги в розчинах Зміщення стану рівноваги. Принцип Ле Шательє. Зв'язок між K_p і K_c . Закон діючих мас. Вивід рівняння ізотерми хімічної реакції (рівняння максимальної роботи хімічної реакції Вант-Гоффа). Хімічна спорідненість речовин. Принцип Бертло.

Тема 12. Рівняння ізотерми, ізобари та ізохори хімічної реакції.

Гетерогенні реакції. Особливості вираження константи рівноваги для гетерогенної реакції. Рівняння ізотерми для гетерогенної реакції. Вивід рівнянь ізобари та ізохори хімічної реакції. Залежність константи рівноваги від температури. Інтегрування рівняння ізобари. Експериментальні методи визначення констант рівноваги та хімічної спорідненості в гомогенних і гетерогенних системах. Методи визначення теплових ефектів, енергії Гіббса ентропії хімічних реакцій із дослідних даних для хімічних рівноваг при різних температурах. Теплова теорема Нернста. Постулат Планка. 3-й закон термодинаміки.

Модуль 3. ХІМІЧНА КІНЕТИКА. КАТАЛІЗ.

Змістовий модуль 5. ХІМІЧНА КІНЕТИКА.

Тема 13. Основні поняття хімічної кінетики. Температурні межі життя.

Основні поняття формальної кінетики: швидкість реакції, її молекулярність та порядок. Залежність швидкості реакції від концентрації. Константа швидкості. Кінетична класифікація необоротних гомогенних хімічних реакцій. Реакції першого, другого, третього, дробового та нульового порядків. Кінетичні рівняння цих реакцій. Період напівперетворення. Експериментальні методи визначення порядку реакції та константи швидкості. Складні реакції: оборотні, паралельні, послідовні, спряжені. Стадії протікання складних реакцій, лімітуюча стадія. Розрахунки швидкостей реакцій, констант швидкостей, концентрацій через різні проміжки часу від початку реакції для реакцій різних порядків.

Тема 14. Кінетика реакцій в потоці і в розчинах.

Кінетика реакцій в потоці. Рівняння Панченкова. Залежність швидкості та константи швидкості хімічної реакції від температури. Рівняння Арреніуса. Теплота активації. Енергія активації та її експериментальне визначення.

Кінетичні особливості реакцій в розчинах. Особливості реакцій між іонами, між іонами та молекулами. Роль розчинника. Вплив електролітів на швидкість реакцій у розчинах. Вплив сольватації на кінетичні параметри реакції.

Тема 15. Теорія активних зіткнень. Мономолекулярні реакції в газах.

Сучасні уявлення про механізм елементарного акту хімічної реакції. Теорія Арреніуса. Теорія активних зіткнень. Трагування енергії активації в рамках цієї теорії. Стеричний фактор. Мономолекулярні реакції в газах. Теорія Лінденмана.

Тема 16. Теорія перехідного стану. Тримолекулярні реакції.

Теорія перехідного стану. Метод активованого комплексу. Вивід рівняння, яке виражає залежність швидкості реакції від концентрації та температури. Термодинамічний аспект теорії активованого комплексу. Ентропія активації та її зв'язок зі стеричним фактором для бімолекулярних та мономолекулярних реакцій. Порівняння теорії активних зіткнень з теорією активованого комплексу. Тримолекулярні реакції з позиції теорії зіткнень.

Тема 17. Кінетика ланцюгових та фотохімічних реакцій. Фотохімічні реакції в атмосфері Землі.

Природа ланцюгових реакцій. Механізм виникнення та обриву ланцюгів. Роль радикалів у ланцюгових реакціях. Типи ланцюгових реакцій. Кінетичні рівняння нерозгалужених та розгалужених ланцюгових реакцій. Довжина ланцюга і довжина розгалуження. Теорія Семенова-Гіншельвуда. Індукційний період. Межі спалаху та вибухів. Тепловий та ланцюговий механізм спалаху та вибуху.

Загальна характеристика фотохімічних реакцій. Основні закони фотохімії. Первинні та вторинні фотохімічні реакції. Квантовий вихід. Типи фотохімічних реакцій. Фотосенсибілізовані реакції. Фотосинтез. Фотохімічні реакції в атмосфері Землі. Кінетичні рівняння фотохімічних реакцій.

Тема 18. Кінетика гетерогенних процесів. Біологічна роль адсорбції.

Особливості кінетики гетерогенних процесів. Дифузія в газах, рідинах та твердих тілах. Коефіцієнт дифузії та його залежність від температури. Закон Фіка. Співвідношення дифузійних та кінетичних факторів швидкості процесу. Стаціонарні стани гетерогенних процесів. Вивід кінетичного рівняння гетерогенної реакції першого порядку, яка супроводжується дифузією реагуючої речовини до зони реакції. Вплив температури та перемішування на швидкість гетерогенного процесу, який містить дифузійну стадію. Особливості кінетики реакцій в системах, утворених твердими фазами. Топохімічні реакції.

Адсорбенти. Природа адсорбційних сил. Ізобара та ізостера адсорбції. Фізична та хімічна адсорбція, їх кінетичні та термодинамічні відмінності. Ізотерма адсорбції Ленгмюра. Інші види ізотерм. Ентальпія та ентропія адсорбції. Експериментальні методи визначення цих величин. Практичне застосування адсорбції.

Змістовий модуль 6. КАТАЛІЗ.

Тема 19. Гомогенні каталітичні процеси. Роль каталізу в промисловості та живій природі.

Загальні принципи каталізу. Роль каталізу в промисловості та живій природі. Класифікація каталітичних реакцій. Каталізатори та інгібітори. Каталіз та хімічна рівновага. Активність та селективність каталізаторів. Вплив каталізатору на кінетичні параметри реакцій.

Гомогенний каталіз у газовій фазі. Доцільність застосування каталізатора. Гомогенний каталіз у розчинах. Класифікація гомогенно-каталітичних реакцій. Роль проміжних продуктів. Вивід кінетичних рівнянь. Кислотно-основний, загальний та специфічний каталіз. Каталіз комплексними сполуками перехідних металів. Ферментативний каталіз.

Тема 20. Гетерогенні каталітичні процеси.

Історія розвитку гетерогенних каталітичних процесів. Класифікація гетерогенних каталітичних реакцій. Стадії проходження каталітичних реакцій. Роль адсорбції в гетерогенному каталізі. Швидкість гетерогенно-каталітичної реакції, її залежність від температури. Активні центри гетерогенних каталізаторів. Каталітичні властивості металів. Отруєння каталізаторів. Промотори та їх роль у гетерогенному каталізі. Нанесені металічні каталізатори, роль носія. Области застосування гетерогенних каталізаторів.

Механізм гетерогенних каталітичних реакцій. Теорія активних центрів Тейлора. Мультиплетна теорія О.О. Баландіна. Принцип геометричної та енергетичної відповідності. Теорія активних ансамблів М.І Кобозєва. Електронні та ланцюгові теорії каталізу. Наукові основи підбору та приготування каталізаторів.

Модуль 4. ЕЛЕКТРОХІМІЯ.

Змістовий модуль 7. ФІЗИКО-ХІМІЯ РОЗЧИНІВ ЕЛЕКТРОЛІТІВ.

Тема 21. Розчини і розплави електролітів. рН розчинів біологічних систем. Буферні системи в живих організмах

Основні поняття та закони електрохімії. Сильні та слабкі електроліти. Термодинаміка електролітичної дисоціації (ступінь та константа дисоціації слабких кислот та основ). Причини дисоціації, сольватація. Залежність ступеня електролітичної дисоціації від концентрації, природи розчинника, температури. Теорія електролітичної дисоціації Арреніуса. Закон розведення Освальда. Електролітична дисоціація води. рН розчинів біологічних систем. Поняття про буферні системи. Буферні системи в живих організмах. Гідроліз. Застосування методів гідролізу. Теорія кислот і основ (Бренстеда-Лоурі, Льюїса, Усановича).

Тема 22. Застосування електропровідності розчинів для дослідження об'єктів довкілля.

Механізм переносу струму в розчинах і розплавах електролітів. Електропровідність розчинів і розплавів. Питома та еквівалентна електропровідність. Залежність електропровідності слабких та сильних електролітів від концентрації і температури. Рухливість іонів, їх залежність від температури та природи іонів. Закон незалежності руху іонів (Закон Кольрауша). Числа переносу. Визначення чисел переносу. Метод Гітторфа. Активність іонів у

електролітах. Залежність коефіцієнту активності та хімічних потенціалів сильних електролітів від концентрації. Електростатична теорія сильних електролітів Дебая-Гюккеля. Іонна атмосфера. Радіус та потенціал іонної атмосфери. Електрофоретичний та релаксаційний ефекти, їх вплив на електропровідність. Практичне застосування електропровідності розчинів для дослідження об'єктів довкілля. Кондуктометричне титрування.

Змістовий модуль 8. ЕЛЕКТРОРУШІЙНІ СИЛИ ТА ЕЛЕКТРОДНІ ПОТЕНЦІАЛИ.

Тема 23. Електроди. Електродні потенціали.

Сучасні уявлення про механізм виникнення електродних потенціалів і подвійного електричного шару. Електродний потенціал. Рівняння Нернста. Роль сольватації у виникненні електродного потенціалу на межі метал-розчин. Класифікація електродів. Ферментні електроди. Гальванічний елемент. Термодинаміка гальванічного елемента. Стандартні потенціали. Ряд активності металів. Водневий електрод. Електроди порівняння. Складний електрод. Вивід та аналіз рівнянь, які виражають залежність електродних потенціалів від активностей компонентів електродних реакцій для електродів різних типів.

Тема 24. Гальванічні елементи.

Класифікація гальванічних елементів. Зворотні та незворотні гальванічні елементи, хімічні, концентраційні, окисно-відновні. Дифузійний потенціал, механізм його виникнення і залежність від активності та природи електролітів. Методи усунення дифузійних потенціалів. Мембранний потенціал. Вимірювання електрорушійних сил. Нормальний елемент Вестона. Електричні ланцюги без переносу і з переносом іонів. Окисно відновні потенціали. Хінгдронний електрод. Потенціометричний метод визначення рН. Потенціометричне титрування. Електрохімічні джерела струму. Джерела струму одноразового використання. Джерела струму багаторазового використання (акумулятори). Електрохімічні генератори (паливні елементи). Поляризація, її типи, причини виникнення, методи усунення. Застосування явища поляризації. Полярографія.

...

6.2. Структура навчальної дисципліни

Назви змістових модулів і тем	Кількість годин				
	Форма навчання: денна				
	усього	у тому числі			
лекції		лаб. роботи	практ. роботи	самоств. робота	
1	2	3	4	5	6
Модуль 1. Теорія агрегатних станів. Основи хімічної термодинаміки					
Змістовий модуль 1. Газоподібний та рідкий стан речовини.					
Тема 1. Вступ. Газоподібний стан	9	1	3		5

речовини.					
Тема 2. Загальна характеристика рідкого стану.	4	1	3		
Разом за змістовим модулем 1	13	2	6		5
Змістовий модуль 2. Застосування законів термодинаміки до хімічних процесів.					
Тема 3. Основи термодинаміки. Закон збереження та перетворення енергії в живій природі.	5	2	3		
Тема 4. Застосування 1-го закону термодинаміки до хімічних процесів. Біоенергетика.	4	2	2		
Тема 5. Застосування 2-го закону термодинаміки до хімічних процесів. Живі організми і другий закон термодинаміки.	9	2	2		5
Тема 6. Характеристичні функції та термодинамічні потенціали. 3-й закон термодинаміки.	8	2			6
Разом за змістовим модулем 2	26	8	7		11
Разом за модулем 1	39	10	13		16
Модуль 2. Фазові рівноваги та вчення про розчини.					
Змістовий модуль 3. Термодинамічна теорія фазових рівноваг.					
Тема 7. Гетерогенні рівноваги. Правило фаз Гібса. Рівновага в однокомпонентних системах	4	2	2		
Тема 8. Рівновага в дво- і трикомпонентних системах.	4	2	2		
Разом за змістовим модулем 3	8	4	4		
Змістовий модуль 4. Теорія розчинів.					
Тема 9. Термодинаміка розчинів. Значення розчинів для об'єктів довкілля.	15	2	3		10
Тема 10. Явища ебуліоскопії, кріоскопії і осмосу. Роль осмосу в живій природі	5	1	4		
Тема 11. Ознаки та закони фізико-хімічних рівноваг.	8	1			7
Тема 12. Рівняння ізотерми, ізобари та ізохори хімічної реакції.	9	2			7
Разом за змістовим модулем 4	37	6	7		24
Разом за модулем 2	45	10	11		24

Модуль 3. Хімічна кінетика. Каталіз.

Змістовий модуль 5. Хімічна кінетика.

Тема 13. Основні поняття хімічної кінетики. Температурні межі життя.	12	2	2		8
Тема 14. Кінетика реакцій в потоці і в розчинах.	4	1	3		
Тема 15. Теорія активних зіткнень. Мономолекулярні реакції в газах.	2	2			
Тема 16. Теорія перехідного стану. Тримолекулярні реакції.	2	2			
Тема 17. Кінетика ланцюгових та фотохімічних реакцій. Фотохімічні реакції в атмосфері землі.	13	2	3		8
Тема 18. Кінетика гетерогенних процесів. Біологічна роль адсорбції.	1	1			
Разом за змістовим модулем 5	34	10	8		16

Змістовий модуль 6. Каталіз.

Тема 19. Гомогенні каталітичні процеси. Роль каталізу в промисловості та живій природі.	9	1	2		6
Тема 20. Гетерогенні каталітичні процеси.	12	2	2		8
Разом за змістовим модулем 6	21	3	4		14
Разом за модулем 3	55	13	12		30

Модуль 4. Електрохімія.

Змістовий модуль 7. Фізико-хімія розчинів електролітів.

Тема 21. Розчини і розплави електролітів. рН розчинів біологічних систем. Буферні системи в живих організмах	4	1	3		
Тема 22. Застосування електропровідності розчинів для дослідження об'єктів довкілля.	13	2	3		8
Разом за змістовим модулем 7	17	3	6		8

Змістовий модуль 8. Електрорушійні сили та електродні потенціали.

Тема 23. Електроди. Електродні потенціали.	12	2	3		7
Тема 24. Гальванічні елементи.	12	2	3		7
Разом за змістовим модулем 8	24	4	6		14

Разом за модулем 4	41	7	12		22
Усього годин	180	40	48		92

6.3. Теми лабораторних занять

№ з/п	Назва теми	К-сть годин
Модуль 1		
1.	Визначення густини пари і молекулярного об'єму речовини в пароподібному стані.	3
2.	Визначення поверхневого натягу на межі рідина-повітря і парахору індивідуальних речовин.	2
3.	Визначення теплоти розчинення і теплоти гідратації солі.	3
4.	Визначення концентрації сильної кислоти при нейтралізації її сильним лугом	3
5.	Визначення тиску насиченої пари рідин і молекулярної прихованої теплоти пароутворення	3
Модуль 2		
6.	Градування термометра опору.	2
7.	Калібрування термопари.	2
8.	Вивчення взаємної розчинності в трикомпонентній системі.	3
9.	Визначення молекулярної маси розчиненої речовини криоскопічним методом.	3
Модуль 3		
10.	Визначення константи швидкості інверсії тростникового цукру.	3
11.	Визначення константи швидкості реакції другого порядку.	3
12.	Фотохімічний розклад H_2O_2 .	2
13.	Визначення швидкості розкладу H_2O_2 газометричним способом.	3
Модуль 4		
14.	Визначення електропровідності електролітів і обчислення ступеня дисоціації.	3
15.	Визначення концентрації кислоти методом кондуктометричного титрування.	3
16.	Вимірювання електрорушійної сили гальванічного елемента і визначення електродних потенціалів окремих електродів.	2
17.	Визначення добутку розчинності важкорозчинних сполук.	3
18.	Визначення водневого показника потенціометричним методом.	2

Усього годин	48
--------------	----

6.4. Самостійна робота

№ з/п	Назва теми (завдання)	Кількість годин
1	Ізотерми стиснення реального газу. Зв'язок між термодинамічними потенціалами і деякими параметрами системи.	6
2	Рівняння для розрахунку ентропії 1-го молу ідеального газу при $C_p = f(T)$. Формула для обчислення абсолютного значення ентропії твердих, рідких та газоподібних речовин.	7
3	Розрахунки енергій Гібса і Гельмгольца за допомогою таблиць стандартних величин.	7
4	Застосування принципу відповідних станів для знаходження коефіцієнту фугітивності.	7
5	Розчинність газів і твердих речовин у рідинах. Обмежена взаємна розчинність рідин. Вплив температури на взаємну розчинність. Теоретичні основи перегонки з водяною парою.	7
6	Методи розрахунку хімічної спорідненості речовин. Вплив температури на хімічну спорідненість.	5
7	Розрахунок констант рівноваги з використанням таблиць стандартних величин термодинамічних функцій.	7
8	Експериментальні методи визначення порядку реакції та константи швидкості. Необоротні реакції I-го, II-го та n-го порядків. Кінетичні рівняння цих реакцій. Оборотної реакції I-го, II-го та n-го порядків. Кінетичні рівняння цих реакцій. Складні реакції: паралельні, послідовні, спряжені. Кінетичні рівняння цих реакцій.	7
9	Фотохімічні реакції в атмосфері Землі. Особливості кінетики гетерогенних процесів. Дифузійна теорія гетерогенної кінетики. Кінетичний режим гетерогенних реакцій. Топохімічні реакції.	7
10	Каталіз комплексними сполуками перехідних металів. Каталітичні властивості металів. Нанесені металічні каталізатори, роль носія.	7
11	Рухливість іонів, їх залежність від температури та природи іонів. Закон незалежності руху іонів (Закон Кольрауша).	7
12	Числа переносу. Визначення чисел переносу. Метод Гітторфа.	3
13	Електрохімічні джерела струму. Джерела струму	7

	одноразового використання. Джерела струму багаторазового використання (акумулятори). Електрохімічні генератори (паливні елементи).	
14	Поляризація, її типи, причини виникнення, методи усунення. Застосування явища поляризації. Полярографія.	8
	Усього годин	92

Самостійна робота над навчальною дисципліною також включає: опрацювання теоретичних основ прослуханого лекційного матеріалу; вивчення окремих тем питань, що передбачені для самостійного опрацювання; поглиблене вивчення літератури на задану тему та пошук додаткової інформації; підготовка до лабораторних занять; систематизацію вивченого матеріалу перед іспитом тощо.

7. РЕКОМЕНДОВАНІ ДЖЕРЕЛА ІНФОРМАЦІЇ

Аудиторна, самостійна та індивідуальна робота студентів забезпечується всіма навчально-методичними засобами, необхідними для вивчення навчальної дисципліни чи окремої теми: підручниками, навчальними та навчально-методичними посібниками, методичними рекомендаціями (вказівками), практикумами, конспектами лекцій, навчально-лабораторним обладнанням, електронно-обчислювальною технікою, науковою літературою та періодичними виданнями.

Основна література

1. Дзямко В.М., Голуб Н.П., Козьма А.А. Методичні вказівки для самостійної роботи студентів з курсу «Фізична хімія об'єктів довкілля» ОС «Бакалавр» (спец. 101- Екологія), Ужгород, 2023, ПП Роман О.І.- 111с.
2. Дзямко В.М., Голуб Н.П. Самостійна робота студентів з курсу «Фізична хімія». Навчально-методичний посібник для студентів 3-го курсу хімічного факультету УжНУ спеціальності – Екологія та охорона навколишнього середовища, Ужгород, 2013.- 100с.
3. Методичний посібник до лабораторного практикуму з фізичної хімії (основи термодинаміки, термодинаміка розчинів, хімічна термодинаміка, гетерогенні фазові рівноваги) для студентів хімічного факультету (екологів) /Єршов Б.М., Гам М.С., Голуб Н.П., Дзямко В.М.// Ужгород, 1998.- 109с.
4. Єршов Б.М., Гам М.С., Голуб Н.П. Методичний посібник до лабораторного практикуму з фізичної хімії (Електрохімія, кінетика, каталіз) для студентів хімічного факультету, Ужгород, 1998.- 86с.

5. Гомонай В.І., Гомонай О.В. Фізична хімія. Частина 1. Хімічна термодинаміка.- Ужгород: Мистецька лінія, 2000.-292с.
6. Гомонай В.І., Гомонай О.В. Фізична хімія. Частина 2. Хімічна кінетика. Каталітичні реакції. Фізико-хімія поверхневих явищ. Фото- та радіаційно-хімічні процеси. Електрохімія.- Ужгород: Мистецька лінія, 2003.-479с.
7. Гомонай В.І., Гомонай О.В. Фізична хімія.- Ужгород: ВАТ “Патент”, 2004.-712.
8. Янчук О.М., Марчук О.В. Фізична хімія. Хімічна та статистична термодинаміка: конспект лекцій для студентів факультету хімії, екології та фармації. Луцьк, 2020. 132с.

Допоміжна література

1. Яцимирський В.К. Фізична хімія рівноважних систем, Київ, 1992.- 110с.
2. Янчук О.М., Марчук О.В. Фізична хімія. Збірник задач: посібник для вузів.- Луцьк: ЛДТУ, 2005. 332с.
3. Український хімічний журнал (Інститут загальної та неорганічної хімії ім.В.І. Вернадського НАН України)

Інформаційні ресурси в мережі Інтернет

1. www.mon.gov.ua (МОНМС України)
2. Практичний курс фізичної хімії. Режим доступу: <https://epub.chnpu.edu.ua/jspui/bitstream/123456789/11/1/Практикум%20з%20фізичної%20хімії.pdf>