

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ЗАПОРІЗЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
ФАКУЛЬТЕТ БІОЛОГІЧНИЙ
КАФЕДРА ХІМІЇ

ЗАТВЕРДЖУЮ

Декан біологічного факультету



О.Омельянчик

» серпень 2019 р.

ФІЗИЧНА ХІМІЯ

РОБОЧА ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

підготовки бакалавра

спеціальності 102 Хімія

освітньо-професійна програма «Хімія»

Укладач: Лашко Наталія Петрівна к. х. н., доцент, доцент кафедри хімії

Обговорено та ухвалено
на засіданні кафедри хімії

Протокол № 1 від "28" 08 2019 р.
Завідувач кафедри хімії

О.А.Бражко

Ухвалено науково-методичною радою
факультету біологічного

Протокол № 1 від "30" 08 2019 р.
Голова науково-методичної ради
факультету

Н.М.Притула

2019 рік

1. Опис навчальної дисципліни

Найменування показників	Галузь знань, напрям підготовки, рівень вищої освіти	Характеристика навчальної дисципліни
		денна форма навчання
Кількість кредитів – 12	Галузь знань <u>10 Природничі науки</u>	Нормативна дисципліна
		Цикл професійної підготовки
Розділів - 4	Спеціальність <u>102 «Хімія»</u>	Рік підготовки:
Загальна кількість годин – 360		3-й
		Семестри
		5, 6
		Лекції
Тижневих годин для денної форми навчання: аудиторних – 6 самостійної роботи студента – 6	Освітньо-професійна програма <u>«Хімія»</u>	58 год.
		Лабораторні заняття
		116 год.
	Рівень вищої освіти: бакалаврський	Самостійна робота
		186 год.
		Вид підсумкового контролю: екзамен

2. Мета та завдання навчальної дисципліни

Метою викладання навчальної дисципліни « Фізична хімія » є навчити студентів на основі знань головних розділів фізичної хімії з'ясувати можливість протікання хімічних процесів, залежність напряму, швидкості і межі перебігу хімічних процесів від зовнішніх умов та властивостей молекул речовин, які беруть участь в хімічній реакції.

Основними завданнями вивчення дисципліни « Фізична хімія » є: вивчення та пояснення основних закономірностей, що визначають напрямок хімічних процесів, швидкість їх протікання, дії на них середовища, домішок і ін., визначення умов отримання максимального виходу необхідних продуктів.

У результаті вивчення навчальної дисципліни студент повинен **знати:**

– основні закони фізичної хімії, які лежать в основі протікання хімічних процесів.

Перш за все, це 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;

– фізико-хімію поверхневих явищ, яка вивчає сорбцію на нерухомій та рухомій межах поділу фаз;

– закони хімічної кінетики, яка вивчає перебіг хімічних процесів, а саме, механізм їх протікання;

уміти:

– вести розрахунки термодинамічних функцій за основними законами термохімії;

– розраховувати кінетичні параметри систем: порядок, константу швидкості реакції, енергію активації;

– вести розрахунки термодинамічних характеристик рівноважного стану системи;

– розраховувати фазові переходи в одно- та двокомпонентних системах;

– пояснювати і розраховувати властивості розчинів електролітів та неелектролітів;

– 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.

Згідно з вимогами освітньо-професійної програми студенти повинні досягти таких **компетентностей**:

❖ Здатність до абстрактного мислення, аналізу та синтезу **(ЗК 1)**.

❖ Здатність вчитися і оволодівати сучасними знаннями **(ЗК 2)**.

❖ Здатність працювати у команді **(ЗК 3)**.

❖ Навички використання інформаційних і комунікаційних технологій **(ЗК 5)**.

❖ Здатність до пошуку, оброблення та аналізу інформації з різних джерел **(ЗК 10)**.

❖ Здатність застосовувати знання і розуміння математики та природничих наук для вирішення якісних та кількісних проблем у хімії **(СК 1)**.

❖ Здатність розпізнавати і аналізувати проблеми, застосовувати обґрунтовані методи вирішення проблем, приймати обґрунтовані рішення в області хімії **(СК 2)**.

❖ Здатність оцінювати та забезпечувати якість виконуваних робіт, виходячи із

вимог хімічної метрології та професійних стандартів у галузі хімії (СК 3).

- ❖ Здатність застосовувати сучасні методи аналізу даних (СК 5).
- ❖ Здатність здійснювати типові хімічні лабораторні дослідження (СК 7).
- ❖ Здатність здійснювати кількісні вимірювання фізико-хімічних величин, описувати, аналізувати і критично оцінювати експериментальні дані (СК 8).
- ❖ Здатність використовувати стандартне хімічне обладнання (СК 9).
- ❖ Здатність до опановування нових областей хімії шляхом самостійного навчання (СК 10).
- ❖ Розуміння ключових хімічних понять, основних фактів, концепцій, принципів і теорій, що стосуються природничих наук та наук про життя і землю, для забезпечення можливості в подальшому глибоко розуміти спеціалізовані області хімії (СК 12).
- ❖ Вміння застосовувати знання і розуміння для вирішення якісних та кількісних проблем відомої природи (СК 13).

Міждисциплінарні зв'язки. Знання, отримані студентами з дисциплін: «Неорганічна хімія», «Аналітична хімія», «Органічна хімія» є підґрунтям для засвоєння курсу «Фізична хімія».

Навчальна дисципліна «Фізична хімія» забезпечує студентами знаннями і компетентностями, необхідними для вивчення навчальних дисциплін «Фізичні методи дослідження речовин», «Колоїдна хімія», «Фізична хімія біополімерів», «Хімія високомолекулярних сполук», сприяє успішності проходження студентами виробничих практик і подальшої професійної діяльності.

3. Програма навчальної дисципліни

Розділ 1. Основи хімічної термодинаміки.

Тема 1. Предмет і методи термодинаміки. Перший закон термодинаміки.

Термохімія.

Основні поняття і величини. Енергія, теплота та робота. Процеси. Оборотно́сть та необоротно́сть. Нульовий і перший закон термодинаміки. Ентальпія. Застосування першого закону термодинаміки до хімічних процесів. Термохімія. Теплоти хімічних реакцій. Закон Гесса. Теплоти утворення згоряння, розчинення речовин. Теплоємність. Залежність теплового ефекту від температури. Енергія хімічних зв'язків.

Тема 2. Другий закон термодинаміки. Термодинамічні потенціали.

Другий закон термодинаміки. Ентропія, розрахунок її для різних термодинамічних процесів. Основні термодинамічні характеристичні функції, термодинамічні потенціали.

Умови рівноваги. Максимальна робота, як міра хімічної спорідненості. Рівняння Гіббса-Гельмгольца. Поняття про хімічний потенціал. Елементи статистичної термодинаміки. Основні поняття. Механічне описання молекулярної системи. Розподіл молекул за швидкостями та розподіл імовірностей для швидкостей молекул. Підрахунок мікростанів та закон розподілу молекул за енергіями (закон Больцмана).

Тема 3. Загальні умови хімічної рівноваги.

Термодинамічна характеристика рівноважного стану системи. Закон діяння мас. Термодинамічний вивід закону діяння мас і константи рівноваги. Рівняння ізотерми Вант-Гоффа. Максимальна робота і константи рівноваги. Вплив температури на хімічну рівновагу. Рівняння ізобари і ізохори Вант-Гоффа. Залежність константи рівноваги від тиску. Принципи рухомої рівноваги. Принцип Бертолле. Розрахунки константа рівноваги.

Розділ 2. Фазові та хімічні рівноваги.

Тема 4. Термодинаміка одно – та багатокомпонентних систем.

Загальні поняття. Правило фаз Гіббса. Однокомпонентні системи. Рівняння Клапейрона –Клаузіуса. Двокомпонентні системи. Трикомпонентні системи.

Тема 5. Рівновага рідкий розчин – пара.

Загальна характеристика розчинів. Концентрація розчинів. Газові суміші. Основні ознаки ідеальних та гранично розбавлених розчинів. Рівновага рідкий розчин – пара для двокомпонентних систем. Залежність тиску насиченої пари від складу рідкого розчину. Активність компонентів розчину. Відхилення від закону Рауля в реальних розчинах. Закони Коновалова. Азеотропні розчини. Обмежена взаємна розчинність рідин. Перегонка з водяним паром. Коефіцієнт розподілу речовини у двох розчинниках, що не змішуються. Екстракція

Тема 6. Гетерогенні рівноваги тверда речовина – рідина в бінарних системах.

Розчинність твердих речовин у рідинах. Зниження температури замерзання та підвищення температури кипіння розчинів нелетких речовин. Використання методів криоскопії і ебуліоскопії. Осмотичні явища. Закон Вант-Гоффа. Біологічне значення осмотичного тиску.

Розділ 3. Властивості розчинів.

Тема 7. Розчини електролітів.

Розчини електролітів. Електролітична дисоціація та специфіка розчинів електролітів. Ізотонічний коефіцієнт Вант-Гоффа. Теорія розчинів сильних електролітів. Активність і коефіцієнт активності електролітів. Загальна іонна та середньоіонна активність. Правило іонної сили Льюїса-Рендаля. Розрахунок коефіцієнтів активності за рівняннями Дебая-Гюкеля різних наближень. Слабкі електроліти. Термодинамічна

константа дисоціації. Єдина кількісна теорія дисоціації електролітів М.А. Ізмайлова. Протолітична теорія кислот і основ. Склад буферних сумішей. Механізм дії буферних систем. Буферна ємність. Біологічне значення буферних систем.

Тема 8. Електропровідність розчинів електролітів.

Електропровідність розчинів електролітів: питома, еквівалентна (молярна), гранична молярна. Рухливість іонів. Закон Кольрауша про незалежний рух іонів. Ефекти Вінна і Дебая – Фалькенгагена. Електрична провідність неводних розчинів. Числа переносу. Кондуктометрія. Кондуктометричне титрування. Визначення констант дисоціації. Значення електропровідності в біології.

Тема 9. Електрохімічні елементи.

Електродні процеси і електрорушійні сили. Основні поняття: гальванічні елементи, електрорушійна сила елемента, стрибки потенціалу метал-розчин, розчин-розчин, метал-метал, оборотні і необоротні електроди. Термодинаміка електрохімічних систем. Нернстівський потенціал. Виникнення стрибка потенціалу та будова подвійного електричного шару на межі розчин-метал. Стандартний електродний потенціал. Рівняння Нернста. Типи електродів: першого, другого роду, окисно-відновні, або редокс-електроди. Дифузійний та мембранний потенціали. Біологічне значення мембранного потенціалу. Концентраційні ланцюги. Правила запису ЕРС і електродних потенціалів електрохімічних систем. Вимірювання електрорушійних сил. Застосування методу вимірювання ЕРС для визначення різних фізико-хімічних величин. Нерівноважні електродні процеси. Загальна характеристика електрохімічних процесів. Електродна поляризація. Дифузійна перенапруга. Електрохімічна перенапруга. Теорія водневої перенапруги. Електроліз. Напруга розкладу. Електрохімічне виділення, анодне розчинення та пасивність металів. Корозія і захист металів. Хімічні джерела електричної енергії.

Розділ 4. Кінетика та каталіз.

Тема 10. Формальна кінетика.

Основні поняття хімічної кінетики. Швидкість хімічних реакцій. Кінетична класифікація реакцій. Молекулярність і порядок реакцій. Необоротні реакції першого, другого, третього та n-ного порядків. Визначення порядку і константи швидкості реакції. Вплив температури на швидкість хімічних реакцій. Енергія активації. Рівняння Арреніуса, правило Вант-Гоффа.

Тема 11. Теоретичні уявлення хімічної кінетики. Складні реакції.

Складні реакції. Реакції в газовому потоці. Вплив температури на швидкість реакції. Тепловий вибух. Теорія активних зіткнень. Теорія активного комплексу або

перехідного стану. Мономолекулярні реакції, тримолекулярні реакції в розчинах. Ланцюгові і фотохімічні реакції. Гетерогенні процеси. Особливості кінетики біохімічних реакцій.

Тема 12. Каталітичні реакції. Каталіз.

Каталіз, основні поняття і визначення. Гомогенний каталіз. Основні уявлення і закономірності гетерогенного каталізу. Теорія гетерогенного каталізу. Активація в гетерогенних каталітичних реакціях. Кінетика гетерогенних каталітичних реакцій у статичних умовах. Теорії активних центрів у гетерогенному каталізі. Ферментативний каталіз. Механізм ферментативних процесів.

4. Структура навчальної дисципліни

Назви тематичних розділів і тем	Кількість годин			
	денна форма			
	усього	у тому числі		
лекцій		лаб. занять	сам. роб.	
Розділ 1. Основи хімічної термодинаміки.				
Тема 1. Предмет і методи термодинаміки. Перший закон термодинаміки. Термохімія.	22	4	10	8
Тема 2. Другий закон термодинаміки. Термодинамічні потенціали.	34	6	8	20
Тема 3. Загальні умови хімічної рівноваги	34	4	10	20
<i>Разом за розділом 1</i>	90	14	28	48
Розділ 2. Фазові та хімічні рівноваги.				
Тема 4. Термодинаміка одно- та багатокомпонентних систем	32	4	8	20
Тема 5. Рівновага рідкий розчин- пара	22	6	8	8
Тема 6. Гетерогенні рівноваги тверда речовина-рідина в бінарних системах	36	4	12	20
<i>Разом за розділом 2</i>	90	14	28	48
Розділ 3. Властивості розчинів .				
Тема 7. Розчини електролітів	30	6	14	10
Тема 8. Електропровідність розчинів електролітів	28	4	14	10
Тема 9. Електрохімічні елементи	26	6	10	10
<i>Разом за розділом 3</i>	84	16	38	30
Розділ 4. Кінетика та каталіз				
Тема 10. Формальна кінетика	33	4	14	15
Тема 11. Теоретичні уявлення хімічної кінетики . Складні реакції.	26	6	-	20
Тема 12. Каталітичні реакції. Каталіз.	37	4	8	25
<i>Разом за розділом 4</i>	96	14	22	60
Усього годин	360	58	116	186

5. Теми лекційних занять

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
1	2	3
1.	Предмет і методи термодинаміки. Перший закон термодинаміки. Термохімія.	4
2.	Другий закон термодинаміки. Термодинамічні потенціали.	6
3.	Загальні умови рівноваги.	4
4.	Термодинаміка одно- та багатокомпонентних систем.	4
5.	Рівновага рідкий розчин-пара.	6
6.	Гетерогенні рівноваги тверда речовина – рідина у бінарних системах.	4
7.	Розчини електролітів.	6
8.	Електропровідність розчинів електролітів.	4
9.	Електрохімічні елементи.	6
10.	Формальна кінетика.	4
11.	Теоретичні уявлення хімічної кінетики. Складні реакції	6
12.	Каталітичні реакції. Каталіз.	4
	Всього	58

6. Теми лабораторних занять

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
1	2	3
1.	Тема 1. Предмет і методи термодинаміки. Перший закон термодинаміки. Термохімія Термохімія. Розрахункові задачі. Експериментальне визначення теплового ефекту реакції розчинення та нейтралізації.	10
2.	Тема 2. Другий закон термодинаміки. Термодинамічні потенціали. Розрахункові задачі. Експериментальне визначення ентропії.	8
3.	Тема 3. . Термодинамічні потенціали та загальні умови рівноваги. Експериментальний розрахунок гомогенної рівноваги хімічної реакції в розчині.	10
4.	Тема 4. Термодинаміка одно- та багатокомпонентних систем. Розрахункові задачі. Експериментальне визначення кривих плавкості та побудова на їх основі діаграми плавкості двокомпонентної системи фенол-нафталін	8
5.	Тема 5. Рівновага рідкий розчин-пара. Розрахункові задачі. Експериментальна перегонка бінарної суміші оцтова кислота- вода та побудова діаграми стану системи. Експериментальне визначення коефіцієнту розподілення йоду в системі вода-бензол.	8

6.	Тема 6. Гетерогенні рівноваги тверда речовина – рідина у бінарних системах. Розрахункові задачі. Закон Рауля, два наслідки. Закон Вант Гоффа. Експериментальне визначення криометричним методом : - молекулярної маси розчиненої речовини; - осмотичного тиску розчину електроліту; - коефіцієнту активності та осмотичного коефіцієнту розчину електроліту.	12
7.	Тема 7. Розчини електролітів. Визначення ступеню та константи дисоціації гідроксиду амонію фотометричним методом. Визначення константи дисоціації однокольорового індикатора фотометричним методом. Визначення константи дисоціації одноосновної кислоти спектрофотометричним методом.	14
8.	Тема 8. Електропровідність розчинів електролітів. Електропровідність розчинів електролітів. Розрахункові задачі. Визначення константи та ступеню дисоціації слабкого електроліту методом кондуктометричного титрування. Кондуктометричне титрування барію хлориду розчином натрію сульфату. Визначення розчинності важкорозчинної солі у воді за електропровідністю розчину при різних температурах.	14
9.	Тема 9. Електрохімічні елементи. Електрохімія. Розрахункові задачі. Визначення електрорушійної сили мідно-цинкового гальванічного елемента. Потенціометричне титрування. Визначення концентрації та константи дисоціації слабкої кислоти. Іонометричний метод визначення вмісту нітратів у продукції рослинництва. Вимірювання ЕРС окислювально-відновлювальних елементів.	10
10.	Тема 10. Формальна кінетика. Хімічна кінетика. Розрахункові задачі. Фотометричне вивчення кінетики реакції розкладу комплексного іону оксалату марганцю. Методи визначення порядку реакції. Вивчення впливу температури на швидкість хімічних реакцій.	14
11	Тема 12. Каталітичні реакції. Каталіз. Визначення активності фермента антиоксидантного захисту за реакцією аутоокислення адреналіну при різних температурах.	8
	Всього	116

7. Самостійна робота

№ з/п	Назва теми	Кількість годин
1	2	3
1	Тема 1. Предмет і методи термодинаміки. Перший закон термодинаміки. Термохімія.	8

	Історія розвитку фізичної хімії. Роль фізичної хімії у промисловості, загальної біології, медицині і інших галузях технічних і природничих наук.	
2	Тема 2. Другий закон термодинаміки. Термодинамічні потенціали. Механічне описання молекулярної системи. Розподіл молекул за швидкостями та розподіл імовірностей для швидкостей молекул. Підрахунок мікростанів та закон розподілу молекул за енергіями (закон Больцмана).	20
3	Тема 3. Загальні умови рівноваги. Гетерогені хімічні рівноваги. Комбінування рівноваг. Тепловий закон Нернста. Ентропійний метод розрахунку констант рівноваги.	20
4	Тема 4. Термодинаміка одно- та багатокомпонентних систем. Загальні поняття. Правило фаз Гіббса. Однокомпонентні системи. Рівняння Клапейрона – Клаузуса. Двокомпонентні системи. Трьохкомпонентні системи.	20
5	Тема 5. Рівновага рідкий розчин- пара. Відхилення від закону Рауля в реальних розчинах.	8
6	Тема 6. Гетерогенні рівноваги тверда речовина – рідина у бінарних системах. Закони Коновалова.	20
7	Тема 7. Розчини електролітів. Протолітична теорія кислот і основ. Склад буферних сумішей. Механізм дії буферних систем. Буферна ємність. Біологічне значення буферних систем.	10
8	Тема 8. Електропровідність розчинів електролітів. Дисоціація води. Іонний добуток води. Водневий показник. Реакція середовища в розчинах слабких кислот та основ. Реакція середовища в розчинах солей. Роль концентрації водневих іонів в біологічних процесах. Індикатори та їх властивості. Механізм дії індикаторів. Визначення активної реакції середовища методами колориметрії.	10
9	Тема 9. Електрохімічні елементи. Загальна характеристика електрохімічних процесів. Електродна поляризація. Дифузійна перенапруга. Електрохімічна перенапруга. Теорія водневої перенапруги. Електроліз. Напруга розкладу. Електрохімічне виділення, анодне розчинення та пасивність металів. Корозія і захист металів. Хімічні джерела електричної енергії.	10
10	Тема 10. Формальна кінетика. Метод стаціонарних концентрацій. Вплив температури на швидкість хімічних реакцій. Гетерогенні хімічні реакції.	15
11	Тема 11. Теоретичні уявлення хімічної кінетики. Складні реакції. Особливості кінетики біохімічних реакцій. Реакції у розчинах. Елементарна теорія ланцюгових реакцій. Фотохімічні реакції.	20
12	Тема 12. Каталітичні реакції. Каталіз. Гомогенний каталіз. Кислотно-основний каталіз. Загальна характеристика гетерогенних каталітичних реакцій. Кінетика гетерогенних каталітичних реакцій.	25
	Всього	186

Індивідуальне завдання

Для виконання індивідуального завдання студент повинен опрацювати довідкову, навчальну та наукову літературу, оформити результати у форматі презентації і захистити виконану роботу на одну із запропонованих тем.

1. Сучасні підходи до описання термодинамічних властивостей розчинів електролітів. Теорія Дебая – Гюккеля.
2. Електрохімічні методи аналізу :
 - 2.1 Кондуктометрія.
 - 2.2 Потенціометрія.
 - 2.3 Кулонометрія.
 - 2.4 Полярографія, амперометричне титрування.
3. Хемоелектроніка.
4. Електрометалургія.
5. Гальванотехніка.
6. Акумулятори.
7. Топливні елементи.
8. Хімічні джерела струму на основі неводних електролітів.
9. Біологічні мембрани та біоелектрохімія.
10. Іонселективні електроди.
11. Ферментні електроди.
12. Кінетика ланцюгових реакцій.
13. Кінетика фотохімічних реакцій.
14. Гомогенні каталітичні процеси.
15. Гетерогенні каталітичні процеси.
16. Теоретичні уявлення хімічної кінетики: теорія активних зіткнень та теорія активованого комплексу.
17. Кінетика реакцій у розчинах.

Вимоги до оформлення індивідуального завдання бакалавра.

Індивідуальне завдання оформлюється на стандартних аркушах паперу формату А4, може бути написане зрозумілим почерком або надрукованим.

Обсяг: 15-20 сторінок.

8. Види контролю і система накопичення балів

При викладанні навчальної дисципліни «Фізична хімія» використовується поточний і підсумковий контроль навчальних досягнень студентів. Контроль і оцінювання

навчальної діяльності студентів здійснюється за 100-бальною шкалою. Співвідношення між поточним і підсумковим контролем у загальній оцінці навчальної діяльності студента з дисципліни становить **60:40**.

Таблиця – Види контролю і система накопичення балів за семестр

	<i>Вид контрольного заходу</i>	<i>Кількість контрольних заходів</i>	<i>Кількість балів за 1 захід</i>	<i>Усього балів</i>
1	2	3	4	5
1	Виконання лабораторної роботи та її захист. Терміни виконання – тиждень після лабораторної роботи	6	0- 4	24
2	Атестаційна контрольна робота за результатами вивчення матеріалу <i>Розділу 1, Розділу 2</i> (Проводиться в письмовому вигляді)	2	0-16	32
3	Самостійне проходження тестів за матеріалом <i>Розділу 1, Розділу 2</i> у системі електронного забезпечення навчання ЗНУ (за умови виконання тестів не менше ніж на 85%. Кількість спроб: 1. Час обмежено)	2	0-2	4
4	Індивідуальне практичне завдання	1	0-20	40
	Екзамен Екзаменаційне випробування у письмовій формі за білетами (проводиться під час сесії)	1	0-20	
Усього		20		100

До складання **екзамену** допускаються студенти, які набрали мінімально 35 балів із 60 можливих.

Поточний контроль передбачає проведення **лабораторних занять** в аудиторії та оцінювання їх виконання.

Лабораторне заняття складається з двох частин: **перша частина** – теоретична, передбачає перевірку володіння студентами теоретичними положеннями та застосування

їх під час розв'язання задач; **друга частина** - експериментальна, включає виконання лабораторної роботи, оформлення звіту до неї та захист роботи.

Лабораторні роботи містять в собі практичні завдання з кожної теми розділу та питання для самоконтролю. Лабораторна робота має бути оформлена у лабораторному журналі та здана викладачеві до встановленого планом терміну. Оцінка за лабораторне заняття складається таким чином: **1 бал** – за володіння теорією з теми; **1 бал** – за володіння практичними основами експериментальної роботи; **2 бали** – за оформлення, виконання лабораторної роботи та її захист. За результатами навчальної діяльності за одну лабораторну роботу можна отримати максимально **4 бали**, за семестр – **24 бали** (див. табл.).

Після вивчення тем з кожного розділу студенти самостійно проходять **контрольне тестування** в електронному вигляді в системі *Moodle*. Можна отримати за **кожний розділ 0-2 балів**, максимально за семестр – **4 бали** (див. табл.).

Після вивчення тем з кожного розділу студенти пишуть атестаційну контрольну роботу, яка складається з двох теоретичних питань та 5 розрахункових задач різного рівня складності. За бездоганно виконану атестаційну роботу максимально можна отримати **16 балів**, за семестр, в цілому, **32 бали** (див. табл.)

Результати виконання студентом індивідуального практичного завдання оцінюються за наступною **шкалою**:

– вступ (**2 бал**): висвітлюється актуальність обраної тематики, визначається мета роботи ;

– основна частина (**0-13 балів**): цілісність, систематичність, логічна послідовність викладу (1-3 бали), повнота розкриття питання (1-4 бали); опрацювання сучасних наукових інформаційних джерел (1 бал); уміння формулювати висновки по темі (5 балів);

– акуратність оформлення комп'ютерної презентації (**2 бали**): уміння користуватися Інтернет ресурсом; підбір, логічне розміщення графічних та фотозображень; слайд-шоу (близько 7-10 слайдів);

– захист виконаного індивідуального практичного завдання (**3 бали**).

Загальна оцінка визначається як сума балів, отриманих студентом за кожним пунктом. Виконання індивідуального завдання оцінюється **0-20 балів**.

Підсумковий контроль складається з **індивідуального практичного завдання** та проведення **екзамену**.

До складання **екзамену** допускаються студенти, які набрали мінімально 35 балів із 60 можливих.

Екзаменаційне випробування проводиться у **письмовій формі** за білетами, що

включають 4 питання: 1-е і 2-е питання – теоретичні, 3-є і 4-е питання – практичне завдання та розрахункова задача; тривалість екзамену 2 академічні години. *Максимальна оцінка, яку може отримати студент за успішне складання екзамену – 20 балів.*

Шкала оцінювання: національна та ECTS

За шкалою ECTS	За шкалою університету	За національною шкалою	
		Екзамен	Залік
A	90 – 100 (відмінно)	5 (відмінно)	Зараховано
B	85 – 89 (дуже добре)	4 (добре)	
C	75 – 84 (добре)		
D	70 – 74 (задовільно)	3 (задовільно)	
E	60 – 69 (достатньо)		
FX	35 – 59 (незадовільно – з можливістю повторного складання)	2 (незадовільно)	Не зараховано
F	1 – 34 (незадовільно – з обов'язковим повторним курсом)		

9. Рекомендована література

Основна:

1. Лебідь В.І. Фізична хімія. -Харків: Фолю, 2005.- 476 с.
2. Білий О.В. Фізична хімія. - Київ: ЦУЛ, 2002. -364с.
3. Яцимирський В.К. Фізична хімія процесів: Навч. посібник. – К.: НМК ВО, 1992.- 112с.
4. Яцимирський В.К. Фізична хімія рівноважних систем: Навч. посібник.- К.: ВЦ “Київський університет”, 1999.- 112с.
5. Антропов Л.І. Теоретична електрохімія.- Київ: Либідь, 1993.- 544с.
6. Стромберг А.Г., Семченко Д.П. Физическая химия.- Москва: Высшая школа, 1988.- 496 с.
7. Эткинс П. Физическая химия.- Москва: Мир, 1980.- Т.1.- 583с.
8. Эткинс П. Физическая химия.- Москва: Мир, 1980.- Т.2.- 585с.
9. Физическая химия. Теоретическое и практическое руководство / Под ред. акад. Б.Н. Никольского.- 2-е изд., перераб.и доп.- Л.: Химия, 1978.- 880с.
10. Полтораки О.М. Термодинамика в физической химии. - Москва: Высшая школа, 1991. -320 с.
11. Даниэльс Ф., Олберти Р. Физическая химия. -Москва: “Мир”, 1978.- 648 с.
12. Дамаскин Б.Б. Электрохимия.- Москва: Высшая школа, 1987. 295 с.
13. Курс физической химии / Под ред. проф. Я.И.Герасимова - М.: Химия, 1983. 320 с.
14. Киреев В.А. Физическая химия. Москва: Химия, 1975.- 775 с.
15. Barrow G. M. Physical Chemistry. 5th edition. New York : McGraw-Hill, 1988.- 859р.
16. Bromberg P. J. Physical Chemistry. Boston : Allyn and Bacon, 1980.- 882 р.

Додаткова:

1. Мороз А.С., Ковальова А.Г.. Фізична хімія.- Львів: “Світ”, 1994.- 350с.
2. Кнорре Д.Г. Физическая химия. –Москва: “Высшая школа”, 1990.- 450 с.
3. Усков І.А. Физическая химия. –Київ: “Высшая школа”, 1988.- 250 с.
4. Киреев В.А. Сокращенный курс физической химии.- Москва: “Высшая школа”, 1978. - 350 с.
5. Уильямс В., Уильямс Х. Физическая химия. – Москва: “Мир” ,1976. -. 600 с.
6. Равич-Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия. Москва. “Высшая школа” 1985. 250 с.

Інформаційні ресурси:

1. ЛЕКЦИИ ПО ФИЗИЧЕСКОЙ ХИМИИ. URL: [HTTP://WWW.PHYSCHEM.CHIMFAK.RSU.RU](http://WWW.PHYSCHEM.CHIMFAK.RSU.RU)
2. ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ. URL: [HTTP://WWW.TWIRPX.COM/FILES/CHIDNUSTRY/PHYSCHEM](http://WWW.TWIRPX.COM/FILES/CHIDNUSTRY/PHYSCHEM)
3. Учебные материалы по физической химии. URL: http://chem.donnu.edu.ua/student/methodic/chem_thermodinamic.pdf
4. Учебные материалы по физической химии. URL: <http://www.chem.msu.su/rus/teaching/phys.html>:

Методичне забезпечення

1. Лашко Н.П., Данілевська Л.О., Коваленко Д.С. Методичні вказівки до лабораторних робіт з курсу «Фізична та колоїдна хімія» для студентів напрямку біологія та екологія денної та заочної форм навчання.- Запоріжжя : ЗНУ, 2005.- 48с.
2. Лашко Н.П., Данілевська Л.О., Коваленко Д.С. Навч. методичний посібник для лаб. робіт та самопідготовки студентів напрямку «Хімія» денної форми навчання Запоріжжя: ЗНУ, 2007. -103 с.
3. Лашко Н.П., Данілевська Л.О., Коваленко Д.С. Навч. методичний посібник до виконання контрольних робіт з курсу «Колоїдна хімія» для студентів напрямку «Біологія» денної та заочної форм навчання .- Запоріжжя: ЗНУ, 2007.- 117с.
4. НМКД з фізичної хімії.
5. Тестові завдання.

Погоджено _____
навчальний відділ
« _____ » _____