

МИНОБРНАУКИ РОССИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования

«САРАТОВСКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ
Н.Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО»

Институт химии

УТВЕРЖДАЮ

Директор Института химии

д. х. н., профессор И.Ю. Горячева

" 05 " 10 2021 г.

Рабочая программа дисциплины

ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Направление подготовки бакалавриата

04.03.01 — Химия

Профиль подготовки бакалавриата

Аналитическая химия и химическая экспертиза

Химия низко- и высокомолекулярных веществ

Физическая химия

Квалификация (степень) выпускника

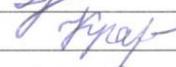
Бакалавр

Форма обучения

очная

Саратов

2021

Статус	ФИО	Подпись	Дата
Преподаватель-разработчик	Казаринов Иван Алексеевич Ушаков Арсений Владимирович Гамаюнова Ирина Михайловна		05.10.21
Председатель НМК	Крылатова Яна Георгиевна		05.10.21
Заведующий кафедрой	Казаринов Иван Алексеевич		05.10.21
Специалист Учебного управления			

1. Цели освоения дисциплины

Целями освоения дисциплины «Физическая химия» являются изучение основных законов, управляющих химическими процессами, в зависимости от свойств веществ и от условий, при которых эти процессы протекают; научить студентов применять эти законов, четко понимать их принципиальные возможности при решении различных химических задач.

2. Место дисциплины в структуре ООП

Дисциплина «Физическая химия» (Б1.О.13) относится к базовой части Блока 1 «Дисциплины (модули)» учебного плана ООП ВО по направлению подготовки 04.03.01 - Химия, профиль «Физическая химия», «Аналитическая химия и химическая экспертиза», «Химия низко- и высокомолекулярных органических веществ» и изучается в 4 и 5 семестрах.

Успешному освоению программы способствуют знания, умения и навыки, формируемые в рамках освоения дисциплин «Неорганическая химия» (Б1.О.10), «Органическая химия» (Б1.О.11), «Физика» (Б1.О.08), «Математика» (Б1.О.05), «Методы математической статистики в химии» (Б1.О.06) — а также умение работать с литературой на иностранном языке (Б1.О.01).

Успешное освоение программы должно способствовать эффективному освоению отдельных разделов дисциплин обязательной части «Аналитическая химия» (Б1.О.12), «Коллоидная химия» (Б1.О.20), а также ряда дисциплин части, формируемой участниками образовательных отношений, по профилям «Аналитическая химия и химическая экспертиза», «Химия низко- и высокомолекулярных органических веществ», «Физическая химия».

3. Результаты обучения по дисциплине

Код и наименование компетенции	Код и наименование индикатора (индикаторов) достижения компетенции	Результаты обучения
УК-1. Способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, применять системный подход для решения поставленных задач.	1.1_Б.УК-1. Анализирует задачу, выделяя ее базовые составляющие. Осуществляет декомпозицию задачи. 2.1_Б.УК-1. Находит и критически анализирует информацию, необходимую для решения поставленной задачи. 3.1_Б.УК-1. Рассматривает различные варианты решения задачи, оценивая	Знать: основы современных теорий в области физической химии и способы их применения для решения теоретических и практических задач в любых областях химии. Уметь: самостоятельно ставить задачу физико-химического исследования в химических системах, выбирать оптимальные пути

	<p>их достоинства и недостатки.</p> <p>4.1_Б.УК-1. Грамотно, логично, аргументированно формирует собственные суждения и оценки. Отличает факты от мнений, интерпретаций, оценок и т.д. в рассуждениях других участников деятельности.</p> <p>5.1_Б.УК-1. Определяет и оценивает практические последствия возможных решений задачи.</p>	<p>и методы решения подобных задач как экспериментальных, так и теоретических.</p> <p>Владеть: методами проведения физико-химических расчетов с помощью известных формул и уравнений, в том числе с помощью компьютерных программ.</p>
<p>ОПК-1. Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений.</p>	<p>ОПК-1.1. Систематизирует и анализирует результаты химических экспериментов, наблюдений, измерений, а также результаты расчетов свойств веществ и материалов</p> <p>ОПК-1.2. Предлагает интерпретацию результатов собственных экспериментов и расчетно-теоретических работ с использованием теоретических основ традиционных и новых разделов химии</p> <p>ОПК-1.3. Формулирует заключения и выводы по результатам анализа литературных данных, собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ химической направленности</p>	<p>Знать: понимать механизмы превращения различных классов химических соединений.</p> <p>Уметь: обсуждать результаты физико-химических исследований, ориентироваться в современной литературе по физической химии, вести научную дискуссию по вопросам физической химии.</p> <p>Владеть: методологией систематизации, анализа и интерпретации собственных результатов химических измерений, а также литературных данных по данной проблематике.</p>
<p>ОПК-2. Способен проводить с соблюдением норм техники безопасности химический эксперимент, включая синтез, анализ, изучение структуры и свойств веществ и материалов, исследование процессов с их участием.</p>	<p>ОПК-2.1. Работает с химическими веществами с соблюдением норм техники безопасности</p> <p>ОПК-2.2. Синтезирует вещества и материалы разной природы с использованием имеющихся методик</p> <p>ОПК-2.3. Проводит стандартные операции для определения химического и фазового состава веществ и материалов на их основе</p> <p>ОПК-2.4. Исследует свойства веществ и материалов с использованием серийного научного оборудования</p>	<p>Знать: нормы техники безопасности при работе с химическими веществами.</p> <p>Уметь: самостоятельно проводить стандартные физико-химические измерения, пользоваться справочной литературой по физической химии.</p> <p>Владеть: стандартными методами определения химического и фазового состава веществ и материалов на их основе</p>
<p>ПК-1.</p>	<p>ПК-1.1. Понимает основные</p>	<p>Знать: теоретические основы</p>

<p>Способен владеть системой фундаментальных химических понятий и законов.</p>	<p>принципы, законы, методологию изучаемых химических дисциплин, теоретические основы физических и физико-химических методов исследования.</p> <p>ПК-1.2. Использует фундаментальные химические понятия в своей профессиональной деятельности</p> <p>ПК-1.3. Интерпретирует полученные результаты, используя базовые понятия химических дисциплин</p>	<p>физических и физико-химических методов исследования химических процессов.</p> <p>Уметь: проводить стандартные физико-химические измерения, пользоваться справочной литературой по физической химии.</p> <p>Владеть: методологией интерпретации собственных результатов химических измерений, а также литературных данных по данной проблематике.</p>
--	---	---

4. Структура и содержание дисциплины.

Структура дисциплины.

Общая трудоемкость дисциплины составляет 19 зачетных единиц, 684 часа.

№ п/п	Раздел дисциплины	Се-местр	Не-дел я семе-стра	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студентов и трудоемкость (в часах)							Формы текущего контроля успеваемости (по неделям семестра) Формы промежуточной аттестации (по семестрам)
				Всего	Лек-ции	Лабораторные занятия		СР	ИКР	Контр-оль	
						Всего	Из них на практическую подготовку				
1	Основы термодинамики 1.1. Первый закон термодинамики и его приложение 1.2. Термохимия 1.3. Второй и третий законы термодинамики и их приложения.	4	1-6 1-2 3 4-6	72	24	36	18	12			Отчет Контрольное задание
2	Химическая термодинамика 2.1. Общая характеристика химического равновесия. 2.2. Влияние основных параметров	4	7-12 7-8 9-10	72	24	36	18	12			Отчет Контрольное Задание

	на химическое равновесие. 2.3. Гетерогенные равновесия.		11-12		8	13	7	4			Контрольное задание
3	Учение о растворах 3.1. Общая характеристика растворов. Газовые растворы. 3.2. Жидкие растворы. 3.3. Растворимость веществ в жидкостях.	4	13-16 13 14-15 16	48	16 4 8 4	24 9 9 6	12 4 5 3	8 3 4 1			Отчет Контрольное задание
4	Статистическая термодинамика 4.1. Предмет статистической термодинамики. Классический и квантовый подходы при определении макро- и микросостояний системы. Основные понятия статистической термодинамики. 4.2. Статистическая молекулярная сумма по состояниям для поступательного движения молекулы и её вклад в термодинамические функции. 4.3. Колебательная молекулярная сумма по состояниям для гармонического осциллятора и вклад колебательного движения в термодинамические функции. 4.4. Статистическая молекулярная сумма по состояниям для жесткого ротатора. Вращательные составляющие термодинамических функций. 4.4.5. Статистическая молекулярная сумма	4	17-18 17 17 17 18	24	8 1 1 1	12 1.5 1.5 1.5	6 0.75 0.75 0.75	4 0.5 0.5 0.5			Отчет Контрольные задания

	по электронным состояниям и её вклад в термодинамические функции. Спин ядра.										
	4.6. Связь суммы по состояниям с термодинамическими функциями.		18		1	1.5	0.75	0.5			
	4.7. Расчет константы химического равновесия методом статистической термодинамики		18		2	3.0	1.5	1.0			
	Промежуточная аттестация			36						36	Зачет Экзамен
	Итого за 4 семестр			252	72	108	54	36		36	
Часть 2 Электрохимия											
1	Введение электрохимия	5	1-9	189	36	54	27	81	18		
2	Теория электролитов (ионика)	5	1-4	84	16	24	12	36	8		Тесты, отчёты по лабораторным работам, индивидуальные задания, коллоквиум, контрольное задание
2.1	Теория электролитической диссоциации С. А. Аррениуса	5	1	10,5	2	3	1,5	4,5	1		Тест Отчёт по лабораторной работе 3 индивидуальных задания
2.2	Ион-дипольное взаимодействие в растворах электролитов	5	1	10,5	2	3	1,5	4,5	1		Индивидуальное задание
2.3	Ион-ионное взаимодействие в растворах электролитов	5	2	21	4	6	3	9	2		Тест Отчёт по лабораторной работе 3 индивидуальных задания
2.4	Неравновесные явления в растворах электролитов	5	3	21	4	6	3	9	2		Тест Отчёт по лабораторной работе 3 индивидуальных задания
2.5	Разнообразие электролитов	5	4	21	4	6	3	9	2		–
3	Электрохимия гетерогенных систем (электродика)	5	5-9	105	20	30	15	45	10		Тесты, отчёты по лабораторным работам, индивидуальные задания, коллоквиум, контрольное задание
3.1	Термодинамика фарадеевских процессов в электрохимических системах	5	5	21	4	6	3	9	2		2 теста Отчёт по лабораторной работе 5 индивидуальных заданий

3.2	Разновидности электродов	5	6	21	4	6	3	9	2		Тест Отчёт по лабораторной работе 2 индивидуальных задания
3.3	Разновидности электрохимических цепей	5	7	10,5	2	3	1,5	4,5	1		Тест Отчёт по лабораторной работе 3 индивидуальных задания
3.4	Нефарадеевские явления	5	7	10,5	2	3	1,5	4,5	1		–
3.5	Введение в электрохимическую кинетику	5	8	21	4	6	3	9	2		1 индивидуальное задание
4	Другие разделы фундаментальной и основные разделы прикладной электрохимии	5	9	21	4	6	3	9	2		–

Часть 3. Химическая кинетика

	Химическая кинетика	5	10-18	189	36	54	27	81	18		
1	Формальная кинетика 1.1. Кинетический анализ простых реакций различных порядков.	5	10-13 10	84 21	16 4	24 6	12 3	36 9	8 2		Посещение и активность на лекции Отчет в лабораторном журнале Решение многовариантных задач (2) Контр. задание
	1.2. Сложные реакции.	5	11	21	4	6	3	9	2		
	1.3. Влияние температуры на скорость химической реакции.	5	12	21	4	6	3	9	2		
	1.4. Цепные реакции. Вероятностная теория цепных реакций	5	13	21	4	6	3	9	2		
2	Молекулярная кинетика 2.1. Теория активных соударений в химической кинетике	5	14-16 14-15	63 31,5,5	12 6	18 9	9 4,5	27 13,5	6 3		Посещение и активность на лекции Отчет в лабораторном журнале Решение многовариантных задач (1) Коллоквиум 1
	2.2. Метод переходного состояния (активированного комплекса)	5	15-16	31,5	6	9	4,5	13,5	3		
3	Катализ 3.1. Гомогенный катализ. 3.2. Гетерогенный катализ.	5	17-18	42	8	12	6	18	4		Посещение и активность на лекции Коллоквиум Итоговое тестирование
	Промежуточная аттестация			54					54		Зачет экзамен
	всего	5	1-18	432	72	108	54	162	36	54	
	Итого	4-5		684	144	216	108	198	36	90	

Содержание дисциплины

Введение

Предмет и особенности физической химии. Ее место в системе образования специалиста химика. Краткий очерк исторического развития. Методы физической химии. Разделы физической химии.

Раздел 1. Основы термодинамики

Тема 1.1. Первый закон термодинамики и его приложения

Определение термодинамики и ее особенности. Значение ее в решении современных задач физической химии. Взаимодействие системы и окружающей среды. Нулевое начало термодинамики. Первый закон термодинамики. Параметры воздействия окружающей среды, координата состояния (экстенсивные свойства) и потенциалы (интенсивные свойства) различных видов энергетического взаимодействия. Аналитическое выражение первого закона термодинамики. Свойства функций внутренней энергии.

Уравнение состояния системы. Идеальные и реальные газы. Анализ уравнения Ван-дер-Ваальса. Приведенное уравнение Ван-дер-Ваальса. Закон соответственных состояний. Условия устойчивости системы.

Теплота и теплоемкость. Калорические коэффициенты, их взаимосвязь. Применение первого закона термодинамики к идеальным газам. Равновесные и неравновесные процессы, их характерные особенности. Понятие максимальной работы. Обратимые процессы. Термохимия. Понятие теплового эффекта. Закон Гесса. Энергия химической связи и ее расчет по термохимическим данным. Зависимость теплового эффекта от температуры. Закон Кирхгоффа.

Практическое занятие по теме 1.1:

Выполнение индивидуальных заданий и решение задач с использованием уравнения состояния идеальных газов.

1. Расчет изменения внутренней энергии в процессах нагревания и испарения (возгонки) по индивидуальным заданиям (Задание 1- Львов А.Л., Коноплянцева Н.А., Дворкина Р.М. Сборник вопросов и задач по термодинамике (электронное учебное пособие), далее [И,2]).

Определение зависимости тепловых эффектов реакций от температуры (Задание 2 в [И,2]).

Контрольное задание

Лабораторные работы по теме 1.1

1. *Определение теплоты нейтрализации щелочи сильной кислотой калориметрическим методом.*

2. *Определение теплоты образования кристаллогидрата калориметрическим методом*

Тема 1.2. Второй и третий законы термодинамики и их приложения

Цикл Карно. Второй закон термодинамики. Аналитическое выражение второго закона термодинамики. Энтропия, ее физический смысл. Критика теории тепловой смерти вселенной. Методы расчета энтропии. Постулат Планка, принцип недостижимости абсолютного нуля температур. Расчет абсолютных значений энтропии.

Дифференциальные соотношения в термодинамике. Характеристические функции. Изотермические потенциалы. Уравнение максимальной работы. Проблема химического сродства. Характеристика состояния равновесия в системе. Принцип максимальной работы. Характеристические функции идеального газа. Летучесть. Методы определения и расчета летучести.

Фазовые переходы первого рода. Уравнение Клаузиуса-Клайперона. Плавление, испарение и возгонка. Зависимость упругости насыщенного пара вещества от

температуры. Истинная химическая постоянная. Понятие о фазовых переходах второго рода. Уравнение Эренфеста.

Практическое занятие по теме 1.2:

Расчет изменения энтропии по индивидуальным заданиям в процессе нагревания и испарения (возгонки) веществ (Задание 3 [И,2]).

Определение зависимости изменения энтропии при химическом превращении в зависимости от температуры. (Задание 5 [И,2]).

Определение зависимости упругости насыщенного пара веществ от температуры (Задание 6 [И,2]).

Лабораторные работы по теме 1.2

1. Определение давления насыщенного пара жидкостей (ацетон, хлороформ, четыреххлористый углерод, аммиак) динамическим методом.

2. Определение теплоты испарения по значениям давления насыщенного пара при двух температурах.

Раздел 2. Химическая термодинамика

Тема 2.1. Химическое равновесие

Условия химического равновесия. Координата состояния и обобщенный потенциал химической реакции. Закон действия масс. Способы выражения констант равновесия химической реакции. Расчет равновесного состава газовой смеси при химическом превращении. Способы составления уравнений нормировки. Изменение изобарного потенциала химической реакции, уравнение изотермы. Гомогенные и гетерогенные химические превращения. Экспериментальные методы определения констант равновесия.

Практическое занятие по теме 2.1:

Определение равновесного состава газовой смеси при химическом превращении в заданных условиях. Составление уравнений материального баланса (Задание 8 [И,2].)

Тема 2.2. Влияние основных параметров на химическое равновесие

Зависимость химического равновесия от температуры и давления. Принцип Ле-Шателье-Брауна. Уравнение изобары и изохоры химической реакции. Уравнение Ван Лаара-Планка. Вычисление зависимости константы равновесия от температуры по табличным данным: способ с определением постоянной интегрирования, способ Шварцмана-Темкина. Тепловой закон Нернста. Его роль в установлении третьего закона термодинамики. Применение его для расчета констант равновесия в конденсированной и газовой фазах. Приближенные методы расчета констант равновесия. Правило Киреева.

Практические занятия по теме 2.2

Вычисление констант равновесия химических реакций по способу Шварцмана-Темкина (Задание 9 [И,2]).

Определение зависимости констант химического равновесия от температуры с вычислением постоянной интегрирования (Задание 10 [И,2]).

Контрольное задание.

Лабораторные работы по темам 2.1 и 2.2:

1. Определение константы равновесия гомогенной реакции.

2. Определение теплового эффекта реакции по значениям константы равновесия при двух температурах.

Тема 2.3. Гетерогенные равновесия

Гетерогенное равновесие и его условия. Правило фаз. Применение его к однокомпонентным системам. Объемная и плоская диаграмма состояния вещества. Метастабильные состояния, явления энантиотропии и монотропии. Применение правила фаз к двухкомпонентным системам. Объемная диаграмма состояния для двухкомпонентной системы.

Гетерогенное равновесие в конденсированных фазах. Образование простой эвтектики. Криогидратные смеси. Термический анализ. Образование химического соединения в бинарной системе. Диаграммы состояния при различной термической устойчивости химического соединения. Физико-химический анализ и его основные принципы. Учение о сингулярных точках.

Образование твердых растворов. Диаграммы состояния твердых растворов замещения и внедрения. Дальтонида и бертолида. Применение правила фаз к трехкомпонентным системам. Треугольник состава. Диаграмма состояния при образовании тройной эвтектики. Монотектический треугольник. Испарение воды из раствора двух солей с общим ионом.

Практические занятия по теме 2.3

Использование данных зависимостей упругости насыщенного пара над жидкостью и твердым веществом от температуры для расчета параметров гетерогенного равновесия (Задание 7 [И,2]).

Лабораторная работа по теме 2.3:

1. *Изучение взаимной растворимости в системе фенол-вода. Построение бинодальной кривой. Определение критической температуры растворимости.*

Раздел 3. Учение о растворах

Тема 3.1. Основные понятия растворов. Газовые растворы

Способы выражения концентрации в растворе. Межмолекулярное взаимодействие в растворах. Энтропийный фактор растворения. Теории растворов.

Изменение изобарного потенциала при смешении. Химический потенциал компонента в растворе. Парциальные молярные величины. Уравнение Гиббса-Дюгема. Влияние силовых полей на равновесие вещества в системе. Полные потенциалы. Термодинамические функции идеальных растворов газов. Реальные растворы газов. Использование метода летучести. Ограниченная растворимость газов.

Тема 3.2. Жидкие растворы

Жидкие растворы. Межмолекулярные взаимодействия в жидких растворах. Равновесие жидкости и пара. Закон Рауля. Идеальные растворы. Термодинамическая классификация растворов. Функции смешения. Избыточные термодинамические функции и их свойства. Положительные и отрицательные отклонения. Законы Коновалова и их обоснование по уравнению Гиббса-Дюгема. Диаграмма бинарного равновесия в системе жидкость-пар. Фракционная перегонка жидкостей. Азеотропные смеси.

Практические занятия по теме 3.2

Определение мольных долей растворимого вещества по парциальному давлению растворителя над раствором и чистым растворителем и расчет различных свойств предельно разбавленных (Задание 11 [И,2]).

Лабораторная работа по теме 3.2:

1. *Определение равновесных составов жидкости и пара. Проверка законов Коновалова.*

Тема 3.3. Растворимость веществ в жидкостях

Растворимость газов в жидкостях. Идеальная растворимость. Законы растворимости газов в жидкостях. Зависимость растворимости газов от температуры. Ограниченная растворимость жидкостей и влияние на нее температуры. Несмешивающиеся жидкости, перегонка с водяным паром. Идеальная растворимость твердых веществ в жидкостях. Уравнение Шредера. Реальные растворы твердых веществ в жидкостях. Явления криоскопии и эбулиоскопии. Теория данных явлений. Практика криоскопического опыта. Осмотические явления. Термодинамика осмотического давления. Ограниченная растворимость 3-х компонентной жидкой системы. Правило Тарасенкова. Законы распределения Нернста.

Химический потенциал компонента в реальных растворах. Понятие активности компонента в реальных растворах. Выбор стандартного состояния для определения активности растворителя и растворенного вещества. Коэффициент активности. Избыточные термодинамические функции растворения. Регулярные и атермальные жидкие растворы.

Практические занятия по теме 3.3

Применение закона распределения Нернста для определения активности растворенного вещества в более растворяющей жидкости (Задание 12 [И,2]).

Раздел 4. Статистическая термодинамика

Тема 4.1. Предмет статистической термодинамики. Классический и квантовый подходы при определении макро- и микросостояний системы. Основные понятия статистической термодинамики. Сумма по состояниям. Вырожденность уровня энергии.

Тема 4.2. Статистическая молекулярная сумма по состояниям для поступательного движения молекулы и её вклад в термодинамические функции. Свободное линейное движение. Свободное движение по поверхности. Статистическая молекулярная сумма по состояниям для свободного движения в замкнутом пространстве.

Тема 4.3. Колебательная молекулярная сумма по состояниям для гармонического осциллятора и вклад колебательного движения в термодинамические функции.

Тема 4.4. Статистическая молекулярная сумма по состояниям для жесткого ротатора. Вращательные составляющие термодинамических функций. Свободное вращение. Внутреннее вращение.

Практическое занятие по темам 4.1-4.4

Основные понятия и определения в статистической термодинамике. Молекулярные суммы по состояниям для различных степеней свободы и их вклад в значения термодинамических функций.

Тема 4.5. Статистическая молекулярная сумма по электронным состояниям и её вклад в термодинамические функции. Спин ядра. Полные статистические молекулярные суммы по состояниям.

Тема 4.6. Связь суммы по состояниям с термодинамическими функциями. Внутренняя энергия. Связь суммы по состояниям с энтропией. Связь суммы по состояниям с энергией Гельмгольца и энергией Гиббса.

Тема 4.7. Расчет константы химического равновесия методом статистической термодинамики.

Практическое занятие по теме 4.5 – 4.7

Расчет термодинамических функций и константы равновесия химической реакции методом статистической термодинамики.

Электрохимия

Раздел 1. Введение

Химический и электрохимический механизмы протекания окислительно-восстановительных реакций. Электрохимическая система и её основные составляющие. Законы сохранения вещества и энергии в электрохимических системах. Явления, рассматриваемые электрохимией как разделом химической науки. Основные исторические этапы развития электрохимии.

Раздел 2. Теория электролитов (ионика)

Основное назначение теоретического рассмотрения электролитных систем. Ранние представления об электролитической диссоциации и их отражение в современных представлениях.

Раздел 2.1. Теория электролитической диссоциации С. А. Аррениуса

Отличительные свойства растворов электролитов. Основные положения теории С. А. Аррениуса. Понятия константы диссоциации и степени диссоциации. Закон действующих масс применительно к электролитической диссоциации. Закон разведения Оствальда. Теоретическая зависимость электропроводности растворов электролитов от концентрации; предельные случаи $\alpha \rightarrow 0$, $\alpha \rightarrow 1$.

Приложение теории С. А. Аррениуса к равновесиям в растворах электролитов. Трактровка кислотно-основных равновесий в водных растворах Й. Брэнстеда. Водородный показатель (рН). Показатели кислотности и основности (рК). Буферные растворы. Ионное произведение воды. Произведение растворимости труднорастворимых соединений. Константы устойчивости комплексов. Уязвимости теории С. А. Аррениуса и дальнейшее развитие представлений об электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты.

Раздел 2.2. Ион-дипольное взаимодействие в растворах электролитов

Цель рассмотрения взаимодействия ионов с молекулами растворителя. Механизмы образования растворов электролитов. Ионогены и ионофоры.

Теория сольватации М. Борна. Метод М. Борна оценки энергии кристаллической решетки. Экспериментальные энергии кристаллических решеток галогенидов. Термодинамический цикл Борна–Габера.

Энергия сольватации. Метод М. Борна оценки энергии сольватации. Проверка модели М. Борна для водных растворов. Дальнейшее развитие теории сольватации.

Структура воды и водных растворов. Состояние ионов в водных растворах. Растворители ионофоров. Неводные растворители и растворы.

Раздел 2.3. Ион-ионное взаимодействие в растворах электролитов

Цель рассмотрения межионного взаимодействия.

Термодинамический подход к описанию растворов электролитов. Активность и химический потенциал. Активность соли, среднеионная активность. Фактор асимметрии. Активность и коэффициент активности по моляльной, молярной и рациональной (мольной) шкалам. Размерность активности и коэффициента активности. Стандартное состояние раствора. Преимущества и недостатки термодинамического подхода.

Основные положения теории сильных электролитов (теории П. Дебая и Э. Хюккеля). Математические формулировки теории П. Дебая и Э. Хюккеля. Понятие центрального

иона и ионной атмосферы. Расчёт потенциала и радиуса ионной атмосферы, энергии центрального иона.

Приложение теории П. Дебая и Э. Хюккеля к оценке коэффициента активности. Ионная сила раствора. Первое приближение и предельный закон П. Дебая и Э. Хюккеля, сопоставление с экспериментальными данными и причины концентрационной ограниченности. Второе приближение теории П. Дебая и Э. Хюккеля. Формула Э. Гюнтельберга. Границы применимости второго приближения. Физические основы падения и роста активности по сравнению с концентрацией.

Третье приближение теории П. Дебая и Э. Хюккеля. Формула Гуттенгейма. Дальнейшие модификации и другие теории сильных электролитов. Применение теории П. Дебая и Э. Хюккеля к растворам слабых электролитов и смесям электролитов.

Раздел 2.4. Неравновесные явления в растворах электролитов

Обзор неравновесных явлений в растворах электролитов.

Поток вещества. Плотность потока. Основные составляющие потока частиц в растворах электролитов. Диффузия. Коэффициент диффузии. Миграция. Электрическая подвижность иона. Диффузионно-миграционный поток ионов, обусловленный градиентом электрохимического потенциала. Зависимость подвижности от температуры и концентрации ионов. Уравнение Нернста-Эйнштейна. Конвективная составляющая потока.

Диффузия электролита. Диффузионный потенциал. Удельные сопротивление и электропроводность растворов электролитов, зависимость от температуры и концентрации. Эквивалентная (молярная) электропроводность, зависимость от температуры и концентрации. Закон Кольрауша, формулы для сильного и слабого электролита. Ионные подвижности.

Электрическое число переноса. Электрический и материальный баланс при переносе заряда в электрохимической цепи. Измерение количества электричества (заряда). Кулонометры. Методы определения чисел переноса: Гитторфа, движущейся границы, измерения разности потенциалов. Зависимость чисел переноса от концентрации.

Зависимость чисел переноса от природы иона. Число переноса компонента. Предельные электропроводности и числа переноса ионов. Зависимость подвижности иона от его размера. Гидродинамическая модель движения ионов в растворе. Стоксовский радиус иона. Уравнение Стокса – Эйнштейна. Роль вязкости среды. Правило Вальдена-Писаржевского.

Зависимость транспортных свойств от концентрации раствора электролита. Тормозящие эффекты ионной атмосферы. Электрофоретический эффект. Релаксационный эффект. Уравнение Дебая-Хюккеля-Онзагера. Аномальные транспортные свойства в растворах электролитов и их объяснение в теории П. Дебая и Э. Хюккеля: эффекты Вина и Дебая-Фалькенгагена.

Аномальная подвижность ионов водорода и гидроксид-иона в водных растворах. Гидратация протона в водных растворах. Механизм переноса заряда в системах, содержащих сольватированный протон. Аномальная электропроводность растворов электролитов на основе растворителей с низкой диэлектрической проницаемостью и объяснение явления в концепции ионных ассоциатов. Электропроводность в системах с сольватированными электронами.

Особенности гомогенных реакций в растворах электролитов.

Раздел 2.5. Разнообразие электролитов

Полиэлектролиты. Особенности растворов полиэлектролитов. Неводные растворы электролитов. Ионопроводящие расплавы. Электропроводность расплавленных ионных и ковалентных кристаллов. Твёрдые электролиты. Дефекты в ионных кристаллах как причина ионной проводимости.

Условие равновесия на границе электролитов. Гальвани-потенциал.

Раздел 3. Электрохимия гетерогенных систем (электродика)

Проводники первого рода, проводники второго рода. Предмет электрохимии гетерогенных систем.

Раздел 3.1. Термодинамика фарадеевских процессов в электрохимических системах

Электрохимический потенциал. Поверхностный, внешний и внутренний потенциалы. Гальвани-потенциал и вольт-потенциал. Равновесие на границе раздела проводящих фаз: двух проводников I рода, проводников I и II рода. Уравнение Нернста для гальвани-потенциала. Цепи проводников: замкнутая, неправильно и правильно разомкнутые. Понятия «электрод», «электрохимическая цепь». Схематическая запись электрохимических цепей.

Равновесие в электрохимической цепи на примере $\text{Ag} | \text{Pt}, \text{H}_2 | \text{HCl}_{\text{aq}} | \text{AgCl}, \text{Ag}$. Электродвижущая сила (ЭДС). Вывод формулы ЭДС электрохимической цепи как суммы гальвани-потенциалов. Связь ЭДС и изменения свободной энергии Гиббса.

Измерение ЭДС. Диффузионный потенциал: причины возникновения, роль в электрохимических измерениях, способы элиминирования. Формула Гендерсона. Солевой мост.

Зависимость ЭДС от активностей компонентов. Уравнение Нернста для ЭДС цепи.

Гальванический элемент и электролизёр. Уравнение Гиббса-Гельмгольца применительно к электрохимическим системам. Варианты соотношения энтальпийного и энтропийного факторов в гальваническом элементе. Использование ЭДС для нахождения функций перехода и изменений функций состояния.

Окислительно-восстановительные полуреакции. Электрод и электродный потенциал. Энергетическая диаграмма границы проводника I рода и проводника II рода. Относительная шкала электродных потенциалов. Шкала стандартного водородного электрода. Стандартный электродный потенциал. Таблица стандартных электродных потенциалов. Использование таблицы стандартных электродных потенциалов при составлении уравнений химических реакций. Расчёт констант равновесия окислительно-восстановительных реакций.

Раздел 3.2. Разновидности электродов

Признаки электродов для классификации. Потенциал отдельного электрода как ЭДС условной цепи со стандартным водородным электродом. Электроды первого рода. Электроды второго рода. Примеры практических электродов второго рода (хлорсеребряный, каломельный и др.). Электроды третьего рода. Окислительно-восстановительные (редокс)электроды. Уравнения Нернста для электродов первого, второго, третьего рода и редокс-электродов. Правило Лютера. Газовые электроды. Примеры практических окислительно-восстановительных электродов (хингидронный, водородный, кислородный, хлорный и др.). Диапазон потенциалов термодинамической устойчивости воды.

Электродные надсистемы. Мембранный потенциал. Теория мембранного равновесия Ф. Доннана. Стекланный электрод: устройство, природа потенциала, применение. Щелочная и кислотная ошибки. Теория стекланный электрода. Уравнение Никольского и его анализ. Ионселективные электроды, чувствительные к определенному иону. Конструкции ионселективных электродов. Ферментные электроды (биоэлектрохимические сенсоры). Электрохимические свойства клеточных мембран. Электрохимический механизм окисления в живых организмах.

Раздел 3.3. Разновидности электрохимических цепей

Признаки электрохимических цепей для классификации.

Физические цепи: гравитационные и аллотропические цепи, цепи с электродами с различной поверхностной энергией.

Концентрационные цепи. Концентрационные цепи с переносом по аниону (с электродами первого рода), по катиону (с электродами второго рода). Оценка ЭДС цепи с переносом. Концентрационные цепи без переноса. Примеры концентрационных цепей без переноса. Химические цепи. Химические цепи без переноса. Химические цепи с переносом. Примеры гальванических элементов.

Раздел 3.4. Нефарадеевские явления

Фарадеевские и нефарадеевские явления. Поверхностный и межфазный слои. Поверхностные избытки вещества и энергии. Явление адсорбции. Положительная и отрицательная адсорбция в электродной системе.

Термодинамика поверхностных явлений. Вывод уравнения Г. Липпмана. Электрокапиллярные явления. Электрокапиллярная кривая. Потенциал нулевого заряда. Приведённый потенциал.

Поверхностный избыток и поверхностная концентрация вещества. Относительный поверхностный избыток. Модели для перехода от поверхностного избытка к поверхностной концентрации.

Двойной электрический слой (ДЭС). Поверхностный и пограничный ДЭС. Ёмкость ДЭС. Характер зависимости ёмкости ДЭС от потенциала и концентрации электролита, специфической адсорбции. Модели строения ДЭС: Гельмгольца, Гуи-Чапмена, Штерна. Преимущества и недостатки каждой из моделей.

Раздел 3.5. Введение в электрохимическую кинетику

Основы электрохимической кинетики. Равновесная ЭДС, напряжение и поляризация. Составляющие тока в электрохимической цепи. Плотность тока. Равновесный потенциал и поляризация электродов, поляризационная характеристика. Стадии электрохимического процесса. Лимитирующая стадия. Стадии электровосстановления ионов гидроксония.

Поляризационная характеристика в условиях лимитирующей стадии массопереноса. Концентрационная поляризация. Стационарное решение уравнений А. Фика в условиях замедленной диффузии. Уравнение предельного диффузионного тока.

Перенапряжение. Теория замедленного разряда. Анализ основного уравнения теории замедленного разряда. Коэффициент переноса, ток обмена, сопротивление стадии разряда-ионизации, поляризуемость электродов. Уравнение Ю. Тафеля.

Раздел 4. Другие разделы фундаментальной и основные разделы прикладной электрохимии

Электрохимические методы анализа. Полярнографический метод. Электрохимия органических соединений. Примеры реакций электросинтеза органических соединений. Предметы изучения фотоэлектрохимии и биоэлектрохимии.

Электрометаллургия: электролиз расплавов, электроэкстракция, электролитическое рафинирование, электрохимическая размерная обработка металлических изделий. Электролиз с нерасходуемыми электродами. Гальванотехника: гальванопластика и гальваностегия. Химическая и электрохимическая коррозия металлов. Методы защиты от коррозии.

Практические гальванические элементы — химические источники тока. Анод, катод, отрицательный и положительный электроды, напряжение разомкнутой цепи. Первичные источники тока, вторичные источники тока (аккумуляторы), топливные, полутопливные и возобновляемые элементы. Основные требования к химическим источникам тока. Электрохимические системы, используемые в современных источниках тока. Примеры первичных и вторичных химических источников тока. Электродные и токообразующие реакции. Применение химических источников тока. Ионисторы (суперконденсаторы).

Химическая кинетика

Раздел 1. Формальная кинетика

Тема 1.1. Кинетический анализ простых реакций различных порядков

Основные понятия химической кинетики. Определение скорости реакции. Кинетические уравнения. Константа скорости и порядок реакции. Понятия о реакциях дробного порядка. Молекулярность элементарных стадий. Кинетический закон действия масс. Необратимые реакции первого, второго и третьего порядков. Определение констант скорости из опытных данных. Методы определения порядка реакций.

Практическое занятие по теме 1.1

1. *Определение констант скорости по экспериментальным данным, полученным методами химического и физико-химического анализа. Определение порядка реакции различными методами. Задачи N 2,3,4,9,11,15,16. Индивидуальное задание N 19, стр. 8-11 (Сборник вопросов, примеров и задач для практических занятий по химической кинетике. М.А.Волгин, И.М. Гамаюнова (электронное учебное пособие), далее {И,4}.*

Лабораторные работы по теме 1.1

- 2. Изучение кинетики омыления сложного эфира щелочью методом титрования.*
- 3. Изучение кинетики омыления сложного эфира в присутствии кислоты методом титрования.*
- 4. Изучение кинетики разложения мочевины методом электропроводности.*

Тема 1.2. Сложные реакции

Принцип независимости скоростей элементарных стадий. Методы составления кинетических уравнений. Обратимые реакции первого и второго порядков. Параллельные реакции. Последовательные реакции. Определение констант элементарных стадий из опытных данных. Кинетический анализ сложных процессов. Принцип стационарности Боденштейна.

Практические занятия по теме 1.2

Кинетический анализ сложных реакций. Графический анализ кинетических кривых для обратимых, параллельных и последовательных реакций I порядка. (Индивидуальные задания N 4, стр. 13 {И,4}.

Определение констант скорости элементарных стадий обратимых и параллельных реакций.

Задачи N 3.4,5,6, стр. 16-17 {И,4}.

Расчет для последовательных реакций I порядка концентрации исходного, промежуточного и конечного продукта в различные моменты времени.

Индивидуальное задание N7, стр. 17 {И,4}.

Применение метода стационарных концентраций Боденштейна при изучении кинетики химических реакций. Составление дифференциальных уравнений.

Кинетический анализ последовательных реакций вида $A \rightleftharpoons B \rightleftharpoons C$ с применением метода стационарных концентраций и квазиравновесного приближения.

Задачи N 1, 2, 5.9.10 стр. 20-22 {И,4}.

Контрольное задание.

Лабораторная работа по теме 1.2

Изучение реакции иодирования ацетона.

Тема 1.3. Влияние температуры на скорость химической реакции

Зависимость константы скорости от температуры. Правило Вант-Гоффа. Эмпирическое уравнение Аррениуса. Теория Аррениуса, ее положения. Вывод уравнения

Аррениуса. “Эффективная” и “истинная” энергия активации. Экспериментальное определение энергии активации.

Практическое занятие по теме 1.3

Расчет температурного коэффициента Вант-Гоффа. Вычисление энергии активации по значениям констант скорости при двух или более температурах. Расчет энергии активации графическим методом и по уравнению линейной регрессии, полученному с помощью метода наименьших квадратов. Расчет предэкспоненциального множителя. Задачи 1,2, 3, 5, 13 стр. 25-27 Индивидуальная задача N 15 стр.27 {И,4}.

Лабораторные работы по теме 1.3

Определение значения энергии активации одной из указанных выше реакций по значениям констант скорости при двух температурах.

Тема 1.4. Кинетика цепных реакций

Цепные реакции. Элементарные процессы зарождения, продолжения, разветвления и обрыва цепей. Длина цепи.

Разветвленные цепные реакции. Предельные явления в разветвленных цепных реакциях на примере окисления водорода. Полуостров воспламенения. Период индукции. Зависимость положения нижнего предела воспламенения от сосуда и природы его поверхности.

Раздел 2. Теории молекулярной кинетики

Тема 2.1. Теория соударений в химической кинетике

Газокинетический диаметр соударений в применении к молекулярным и бимолекулярным реакциям. Схема Линдемана, ее использование и применимость. Поправка Гиншельвуда.

Тема 2.2. Метод переходного состояния (активированного комплекса)

Свойства активированного комплекса. Допущения теории активированного комплекса. Трансмиссионный коэффициент. Статистический расчет константы скорости.

Термодинамический аспект теории активированного комплекса. Энтропия активации. Соотношения между опытной и истинной энергией активации.

Применение теории соударений и активированного комплекса к реакциям в растворах. Роль процессов сольватации в химической кинетике.

Практическое занятие по темам 2.1 и 2.2

Вычисление эффективного диаметра столкновений молекул, общего числа соударений, стерического фактора, энергии активации и константы скорости из теории активных соударений. Задачи 2,4,6,7 стр. 31,32 {И,4}

Раздел 3. Катализ

Тема 3.1. Гомогенный катализ

Определение и общие принципы катализа. Гомогенный катализ. Кислотно-основной катализ. Классификация реакций кислотно-основного типа.

Тема 3.2. Гетерогенный катализ.

Определение скорости гетерогенной каталитической реакции. Удельная активность. Активность и селективность катализаторов. Адсорбция как стадия гетерогенных каталитических реакций. Неоднородность поверхности катализаторов. Металлы как катализаторы. Теория мультиплетов Баландина. Принципы геометрического и

энергетического соответствия. Нанесенные катализаторы. Теория активных ансамблей Кобозева. Катализ на полупроводниках. Теория Волькенштейна.

5. Образовательные технологии, применяемые при освоении дисциплины

Программа дисциплины поделена на разделы, каждый раздел в свою очередь поделен на темы. Лекции читаются всему потоку, практические и лабораторные занятия проводятся в группах по 10-12 студентов.

При подготовке к выполнению лабораторных работ со студентом обсуждаются физико-химическая сущность предложенного метода, его особенность при выполнении индивидуальной лабораторной работы. Для самостоятельной подготовки студентам выдаются задания, включающие набор многовариантных и индивидуальных задач. Для проведения расчетов имеется набор компьютерных программ, что позволяет ускорить вычислительную часть задания и, в то же время, способствует развитию навыков использования компьютерных технологий для решения физико-химических задач.

Лабораторный практикум по физической химии выполняется с использованием цифровых технологий. Для этого в лаборатории имеются учебно-лабораторные комплексы «Химия», позволяющие проводить измерения по термодинамике растворов, гомогенных и гетерогенных химических равновесий с использованием компьютерных технологий. Это позволяет увеличить вариативность заданий и дает возможность каждому студенту выполнять индивидуальное задание.

Студент не допускается к выполнению следующей лабораторной работы, пока не отчитался по предыдущей, также как не допускается к выполнению индивидуального задания, пока не отчитался по предыдущему. Если студент не выполняет лабораторную работу или индивидуальное задание в отведённое время на лабораторных занятиях, выполнение производится в счёт его свободного времени.

Текущий контроль знаний осуществляется в форме тестов и контрольных заданий. Промежуточный контроль – в форме зачета и экзамена.

Развитию творческого потенциала обучающихся способствует участие студентов в коллоквиумах, в научно-исследовательской работе, которая проводится в основном в двух формах: выполнение курсовой работы и научная работа по индивидуальному плану.

Химическая кинетика

Темы коллоквиумов

№ п/п	Тема занятия	Интерактивные методы обучения	Количество часов
1	Молекулярная кинетика Теория активных соударений в химической кинетике. Метод переходного состояния (активированного комплекса).	Коллоквиум.	2
2	Катализ Гомогенный катализ. Гетерогенный катализ.	коллоквиум	4

Вопросы к коллоквиумам

3. Теория активных соударений.
4. Теория столкновений для мономолекулярных реакций: теория Линдемана и Гиншельвуда-Линдемана.

5. Теория активированного комплекса. Термодинамический аспект. Поверхность потенциальной энергии. Формула для расчета константы скорости. Понятие долины реагентов. Долины продуктов, водораздельной линии, точки мини-макса.
6. Общие принципы катализа. Гомогенный катализ. Автокаталитические реакции.
7. Гетерогенные каталитические реакции: общая характеристика стадий реакции. Энергия активации каталитического процесса.
8. Стадия адсорбции в гетерогенном катализе.
9. Кинетическая стадия гетерогенной каталитической реакции.
10. Теории гетерогенного катализа: теории мультиплетов, теории активных ансамблей и электронная теория.

Перечень лабораторных работ
Химическая термодинамика

Электрохимия

№ подраздела дисциплины	Название подраздела	Название лабораторной работы
2.1	Теория электролитической диссоциации С. А. Аррениуса	Определение константы диссоциации слабой кислоты методом электропроводности
2.3	Ион-ионное взаимодействие в растворах электролитов	Определение предельной молярной электропроводности сильного электролита
2.4	Неравновесные явления в растворах электролитов	Определение чисел переноса ионов в разбавленном растворе серной кислоты методом И. В. Гитторфа
3.1	Термодинамика фарадеевских процессов в электрохимических системах	Определение ЭДС гальванических цепей
3.2	Разновидности электродов	Определение рН водного раствора с применением хингидронного электрода
3.3	Разновидности электрохимических цепей	Определение произведения растворимости труднорастворимой соли методом ЭДС

Химическая кинетика

№ п/п	№ темы дисциплины	Наименование лабораторных работ
1	1.1	<i>Изучение кинетики омыления сложного эфира щелочью методом титрования или методом измерения эдс.</i>
2	1.1	<i>Изучение кинетики разложения мочевины методом электропроводности.</i>
3	1.1	<i>Изучение реакции иодирования ацетона.</i>
4	1.2	<i>Определение значения энергии активации одной из указанных выше реакций по значениям констант скорости при двух температурах.</i>

В рамках практической подготовки студентов профессиональные навыки формируются при выполнении лабораторных работ, при выполнении работы по индивидуальному научному плану в рамках научной тематике кафедры, формирование

понятийного аппарата, понимание принципов, законов и методологии физической химии происходит в рамках индивидуальных отчетов, коллоквиумов..

Иная контактная работа представляет собой индивидуальные консультации, оказываемые очно и дистанционно с использованием информационных и телекоммуникационных технологий с учетом образовательных возможностей обучающихся.

Адаптивные технологии, применяемые при обучении студентов с ОВЗ и инвалидностью

- обеспечение студентов печатными и электронными образовательными ресурсами;
- проведение текущей и итоговой аттестации с учетом состояния здоровья обучающегося; в случае необходимости – предоставление дополнительного времени для подготовки ответа;
- оказание помощи студенту в организации самостоятельной работы;
- проведение индивидуальных консультаций;
- в случае необходимости содействие обучению по индивидуальному учебному плану или индивидуальному графику обучения.

6. Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины

Самостоятельная работа студентов предполагает освоение теоретического материала, подготовку к лабораторным работам, выполнение письменных домашних заданий, подготовку к контрольным работам, текущему и итоговому контролю. Текущий контроль проводится по тестам. Форма итогового контроля – зачет и экзамен. Билеты для экзамена составляются на основании вопросов для самоконтроля.

6.1 Перечень тем для самостоятельной работы

Химическая термодинамика

№ п/п	№ темы дисциплины	Наименование тем индивидуальных заданий для самостоятельной работы [электронные учебные пособия]
1.	1.1	<i>Выполнение индивидуальных заданий и решение задач с использованием уравнения состояния идеальных газов. Расчет изменения внутренней энергии в процессах нагревания и испарения (возгонки) по индивидуальным заданиям (Задание 1 в [И,2]). Определение зависимости тепловых эффектов реакций от температуры (Задание 2 в [И,2]). Контрольное задание.</i>
2.	1.2	<i>Расчет изменения энтропии по индивидуальным заданиям в процессе нагревания и испарения (возгонки) веществ (Задание 3 [И,2]). Определение зависимости изменения энтропии при химическом превращении в зависимости от температуры. (Задание 5 [И,2]). Определение зависимости упругости насыщенного пара веществ от температуры (Задание 6 [И,2]).</i>
3.	2.1	<i>Определение равновесного состава газовой смеси при химическом превращении в заданных условиях. Составление уравнений материального баланса (Задание 8 [И,2]).</i>

4	2.2	<p>Вычисление констант равновесия химических реакций по способу Шварцмана-Темкина (Задание 9 [И,2]).</p> <p>Определение зависимости констант химического равновесия от температуры с вычислением постоянной интегрирования (Задание 10 [Д,13]).</p> <p>Контрольное задание.</p>
5	2.3	<p>Использование данных зависимостей упругости насыщенного пара над жидкостью и твердым веществом от температуры для расчета параметров гетерогенного равновесия (Задание 7 [И,2]).</p>
6	3.2	<p>Определение мольных долей растворимого вещества по парциальному давлению растворителя над раствором и чистым растворителем и расчет различных свойств предельно разбавленных (Задание 11 [И,2]).</p>
7	3.3	<p>Применение закона распределения Нернста для определения активности растворенного вещества в более растворяющей жидкости (Задание 12 [И,2]).</p> <p>Контрольное задание.</p>
8	4.1-4.4	<p>Основные понятия и определения в статистической термодинамике. Молекулярные суммы по состояниям для различных степеней свободы и их вклад в значения термодинамических функций.</p>
9	4.5-4.7	<p>Расчет термодинамических функций и константы равновесия химической реакции методом статистической термодинамики.</p> <p>Контрольное задание.</p>

Электрохимия

№ подраздела дисциплины	Название подраздела	Индивидуальные задания
2.1	Теория электролитической диссоциации С. А. Аррениуса	<ol style="list-style-type: none"> 1. Оценка рН раствора слабого электролита при известных $K_{\text{дис}}, \alpha, T$ 2. Оценка рН буферного раствора смеси слабой кислоты и её соли при $t = 25^\circ\text{C}$ при известных концентрациях и $K_{\text{дис}}$. 3. Оценка состава буферного раствора аммиака и соли аммония при температуре, отличной от 25°C, при известных рН, общей концентрации веществ и температурной зависимости $K_{\text{дис}}$.
2.2	Ион-дипольное взаимодействие в растворах электролитов	<p>Оценка энергии кристаллической решётки ионофора по модели Борна.</p>
2.3	Ион-ионное взаимодействие в растворах электролитов	<ol style="list-style-type: none"> 1. Оценка средней ионной активности электролита при известных природе, молярности и коэффициенте активности. 2. Оценка эффективного радиуса ионной атмосферы иона в водном растворе известной соли известной концентрации. 3. Оценка рН растворов сильного электролита и смесей сильных электролитов.
2.4	Неравновесные явления в	<ol style="list-style-type: none"> 1. Оценка удельной электропроводности

№ подраздела дисциплины	Название подраздела	Индивидуальные задания
	растворах электролитов	<p>насыщенного раствора труднорастворимой соли</p> <p>2. Оценка растворимости и произведения растворимости труднорастворимого соединения при известных сведениях об электропроводности раствора, чистого растворителя, концентрации хорошо растворимой соли.</p> <p>3. Составление электрического и материального баланса электролизёра и оценка параметра при известных экспериментальных данных</p>
3.1	Термодинамика фарадеевских процессов в электрохимических системах	<p>1. Составление схемы цепи и уравнения реакции, протекающей в цепи с известными электродами. Оценка константы равновесия по термодинамическим и электрохимическим данным.</p> <p>2. Определение направления протекания реакции в гальваническом элементе известной схемы. Оценка ЭДС элемента по электрохимическим и термодинамическим данным. Вывод уравнения В. Г. Нернста для ЭДС через среднюю ионную активность.</p> <p>3. Составление схемы гальванического элемента при известной реакции, протекающей в нём.</p> <p>4. Расчёт ЭДС, функций перехода и изменения функций состояния при известных реакции, температурной зависимости ЭДС и температуре.</p> <p>5. Расчёт ЭДС, функций перехода и изменения функций состояния, определение температурной зависимости ЭДС по термодинамическим данным при известной схеме элемента.</p>
3.2	Разновидности электродов	<p>1. Оценка произведения растворимости по соответствующим электрохимическим данным электродов I и II рода.</p> <p>2. Оценка ЭДС элемента, составленного из хлорсеребряного электрода с известными электролитом и его концентрацией и водородного электрода при заданных типе электролита, его концентрации и парциальном давлении водорода.</p>
3.3	Разновидности электрохимических цепей	<p>1. Вывод формулы для оценки и расчёт ЭДС концентрационной цепи без переноса с заданной схемой.</p> <p>2. Вывод формулы для оценки и расчёт ЭДС концентрационной цепи с переносом для</p>

№ подраздела дисциплины	Название подраздела	Индивидуальные задания
		заданных электрода, электролита и концентраций. 3. Оценка стандартной ЭДС цепи без переноса при известных молярностях и соответствующих им ЭДС, оценка коэффициента активности для раствора известной молярности
3.5	Введение в электрохимическую кинетику	Оценка параметров уравнения Тафеля для процесса электровосстановления иона гидроксония в электролите заданного состава при известных плотностях тока и потенциалах

Перечень контрольных заданий по разделам

№ раздела дисциплины	Название раздела	Контрольные задания
2	Теория электролитов (ионика)	1. Оценка $K_{дис}$ слабой кислоты при $t = 25^\circ C$ при известных pH раствора и концентрации. Оценка pH буферного раствора смеси этой кислоты и её соли при $t = 25^\circ C$ при известных концентрациях. 2. Оценка pH растворов сильного электролита и смесей сильных электролитов при температуре, отличной от $25^\circ C$. 3. Оценка удельной электропроводности насыщенного раствора труднорастворимой соли при $25^\circ C$ или деионизованной воды при заданной температуре. 4. Составление электрического и материального баланса электролизёра и определение неизвестных из соответствующих соотношений по известным данным.
3	Электрохимия гетерогенных систем (электродика)	Анализ предлагаемое электрохимической системы, реализованной в химических источниках тока, по плану: 1. Составление электродных реакций по известной токообразующей реакции и словесному описанию химического источника тока. 2. Оценка теоретической удельной ёмкости электродных материалов. 3. Составление схемы гальванического элемента. 4. Оценка термодинамических функций и электрохимических параметров цепи по справочным термодинамическим данным. 5. Составление уравнения Нернста для

№ раздела дисциплины	Название раздела	Контрольные задания
		отдельных электродов и полной цепи. 6. Оценка ЭДС гальванического элемента в заданных условиях. 7. Общие суждения и доводы о преимуществах и недостатках химических источников тока на основе анализируемой электрохимической системы.

Химическая кинетика

№ п/п	№ темы дисциплины	Наименование тем индивидуальных заданий для самостоятельной работы [электронные учебные пособия]
1	1.1	Определение констант скорости по экспериментальным данным, полученным методами химического и физико-химического анализа. Определение порядка реакции различными методами. Задачи N 2,3,4,9,11,15,16. Индивидуальное задание N 19, стр. 8-11 {И,4}.
2	1.2	Кинетический анализ сложных реакций. Графический анализ кинетических кривых для обратимых, параллельных и последовательных реакций 1 порядка. (Индивидуальные задания N 4, стр. 13 {И,4}). Определение констант скорости элементарных стадий обратимых и параллельных реакций. Задачи N 3,4,5,6, стр. 16-17 {И,4}. Расчет для последовательных реакций I порядка концентрации исходного, промежуточного и конечного продукта в различные моменты времени. Индивидуальное задание N7, стр. 17 {И,4}. Применение метода стационарных концентраций Боденштейна при изучении кинетики химических реакций. Составление дифференциальных уравнений. Кинетический анализ последовательных реакций вида $A \rightarrow B \rightarrow C$ с применением метода стационарных концентраций и квазиравновесного приближения. Задачи N 1, 2, 5,9,10 стр. 20-22 {И,4}.
3	1.3	Расчет температурного коэффициента Вант-Гоффа. Вычисление энергии активации по значениям констант скорости при двух или более температурах. Расчет энергии активации графическим методом и по уравнению линейной регрессии, полученному с помощью метода наименьших квадратов. Расчет предэкспоненциального множителя. Задачи 1,2, 3, 5, 13 стр. 25-27 Индивидуальная задача N 15 стр.27 {И,4}.
4	2.1 – 2.2	Вычисление эффективного диаметра столкновений молекул, общего числа соударений, стерического фактора, энергии активации и константы скорости из теории активных соударений. Задачи 2,4,6,7 стр. 31,32 {И,4}.

6.2. Вопросы для самоконтроля

I. Общая термодинамика

2. Термодинамическая система: изолированная, закрытая, открытая. Уравнения состояния системы. Приведенное уравнение Ван-дер-Ваальса. Закон соответственных состояний.
3. Первый закон термодинамики. Его формулировки и значение.
4. Условие протекания процессов в системе. Нулевое начало термодинамики.
5. Теплота и работа – как формы передачи энергии. Понятие обобщенной силы.
6. Теплоемкость вещества, ее зависимость от температуры. Калорические коэффициенты.
7. Применение первого закона термодинамики к идеальным газам.
8. Равновесные и неравновесные процессы. Понятие максимальной работы.
9. Работа расширения идеального газа при различных процессах. Уравнение адиабаты идеального газа.
10. Закон Гесса и его значение.
11. Стандартные теплоты образования и теплоты сгорания вещества. Расчет тепловых эффектов по теплотам образования и сгорания химических веществ.
12. Тепловые эффекты химической реакции при постоянном объеме и постоянном давлении, связь между ними.
13. Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры. Закон Кирхгофа.
14. Энергия химической связи и методы ее расчета.
15. Условие превращения теплоты в работу. Цикл Карно.
16. Второй закон термодинамики. Его формулировки и значение.
17. Обоснование второго закона термодинамики по Карно-Клаузиусу.
18. Аналитическое выражение второго закона термодинамики. Физический смысл энтропии. Статистическое толкование энтропии.
19. Методы расчета энтропии.
20. Возрастание энтропии при необратимых процессах. Неравенство Клаузиуса. Несостоятельность "тепловой смерти Вселенной".
21. Третий закон термодинамики. Постулат Планка. Абсолютная энтропия. Принцип недостижимости абсолютного нуля температуры.
22. Дифференциальные соотношения в термодинамике.
23. Термодинамические потенциалы и характеристические функции.
24. Уравнение Гиббса-Гельмгольца. Его физический смысл и значение.
25. Условия равновесия и самопроизвольного протекания процессов в системе.
26. Характеристические функции идеального газа.
27. Летучесть. Методы определения летучести.
28. Фазовые переходы первого рода. Уравнение Клаузиуса-Клапейрона.
29. Зависимость давления насыщенного пара от температуры. Истинная химическая постоянная.
30. Понятие о фазовых переходах второго рода.
31. Аксиоматика второго закона термодинамики. Понятие о методе Каратеодори.

II. Химическая термодинамика

1. Термодинамика химического равновесия. Химическая переменная.
2. Закон действия масс. Константа равновесия. Способы выражения константы равновесия.
3. Уравнение изотермы химической реакции.
4. Зависимость константы равновесия от температуры. Уравнение изобары химической реакции.
5. Уравнение изохоры химической реакции.
6. Влияние давления на химическое равновесие. Уравнение Планка-Ван-Лаара.

7. Влияние параметров на химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье- Брауна.
8. Расчет равновесного состава газовых реакций. Уравнение материального баланса.
9. Расчет константы равновесия с вычислением постоянной интегрирования.
10. Расчет константы равновесия по методу Шварцмана-Темкина.
11. Расчет константы равновесия с использованием теплового закона Нернста.
12. Приближенные методы расчета констант равновесия.
13. Расчет равновесного состава, исходя из одного моля исходного вещества.
14. Расчет равновесного состава, зная состав исходной смеси.
15. Расчет равновесного состава через степень превращения.
16. Расчет равновесного состава двух последовательных реакций по методу материального баланса.

III. Растворы и гетерогенные равновесия

1. Фундаментальные уравнения Гиббса. Химический потенциал.
2. Химический потенциал компонента идеального и реального газового раствора.
3. Парциальные молярные величины. Уравнение Гиббса-Дюгема.
4. Межмолекулярное взаимодействие в растворах. Энтропийный фактор растворения.
5. Равновесие жидкости с паром. Идеальные растворы. Закон Рауля.
6. Реальные растворы. Положительные и отрицательные отклонения. Закон Генри. Предельно разбавленные растворы.
7. Первый закон Коновалова, Фракционная перегонка жидкостей.
8. Второй закон Коновалова. Разделение азеотропных смесей.
9. Несмешивающиеся жидкости. Перегонка с водяным паром.
10. Растворимость газов в жидкости: влияние давления, температуры и электролитов.
11. Химический потенциал компонента в жидком растворе. Активность. Коэффициент активности. Выбор стандартного состояния для растворителя и растворенного вещества.
12. Активность растворителя в растворе. Ее определение по криоскопическим данным.
13. Идеальная растворимость твердых тел в жидкостях. Уравнение Шредера. Криоскопия и эбулиоскопия.
14. Термодинамика осмотического давления. Закон Вант-Гоффа.
15. Растворение третьего вещества в двух несмешивающихся жидкостях. Закон распределения Нернста. Экстракция.
16. Регулярные и атермальные растворы.
17. Правило фаз Гиббса.
18. Однокомпонентные системы. Диаграмма состояния воды.
19. Диаграмма состояния серы. Монотропные и энантиотропные превращения.
20. Плоская диаграмма двухкомпонентной системы при образовании эвтектики. Криогидратные смеси.
21. Диаграмма состояния двухкомпонентной системы, образующей химическое соединение, плавящееся конгруентно.
22. Диаграмма состояния двухкомпонентной системы, образующей химическое соединение, плавящееся инконгруентно.
23. Физико-химический анализ. Учение о сингулярных точках.
24. Твердые растворы. Диаграмма состояния двухкомпонентной системы с неограниченной растворимостью в твердом состоянии.
25. Диаграммы состояния двухкомпонентной системы с ограниченной растворимостью в твердом состоянии (I и II типы).
26. Диаграммы состояния двухкомпонентной системы с ограниченной растворимостью компонентов в жидком состоянии. Явление ликвации.
27. Сплавы металлов. Интерметаллические соединения. Дальтонида и бертолида.
28. Трехкомпонентные системы. Треугольник состава Гиббса-Розебома.

29. Объемная диаграмма состояния трехкомпонентной системы при образовании тройной эвтектики.
30. Фазовое равновесие в трехкомпонентной системе вода-две соли с одноименным ионом.

IV. Статистическая термодинамика

1. Микро- и макросостояние системы. Классический и квантовый подход при описании микросостояния системы.
2. Основные понятия статистической термодинамики. Сумма по состояниям. Вырожденность уровня энергии.
3. Связь суммы по состояниям с термодинамическими функциями. Внутренняя энергия.
4. Связь суммы по состояниям с энтропией.
5. Связь суммы по состояниям с энергией Гельмгольца и энергией Гиббса.
6. Статистическая молекулярная сумма по состояниям для поступательного движения молекулы и её вклад в термодинамические функции. Свободное линейное движение. Свободное движение по поверхности.
7. Статистическая молекулярная сумма по состояниям для свободного движения в замкнутом пространстве.
8. Колебательная молекулярная сумма по состояниям для гармонического осциллятора и вклад колебательного движения в термодинамические функции.
9. Статистическая молекулярная сумма по состояниям для жесткого ротатора. Вращательные составляющие термодинамических функций. Свободное вращение. Внутреннее вращение.
10. Статистическая молекулярная сумма по электронным состояниям и её вклад в термодинамические функции. Спин ядра.
11. Полные статистические молекулярные суммы по состояниям.
12. Расчет химического равновесия методом статистической термодинамики.

Электрохимия

Раздел 1. Введение

1. Химический и электрохимический механизмы протекания окислительно-восстановительных реакций.
2. Электрохимическая система и её основные составляющие.
3. Законы сохранения вещества и энергии в электрохимических системах.
4. Явления, рассматриваемые электрохимией как разделом химической науки.
5. Основные исторические этапы развития электрохимии.

Раздел 2. Теория электролитов (ионика)

1. Теория электролитической диссоциации, её количественные характеристики. Причины устойчивости ионных систем.
2. Энергия и теплота разрушения кристаллической решётки. Уравнение Борна. Ион-дипольные взаимодействия. Механизмы образования и причины устойчивости ионных систем.
3. Ион-дипольное взаимодействие в растворах электролитов. Активность, коэффициент активности. Эмпирическое правило Льюиса-Рендала.
4. Ион-ионные взаимодействия в растворах сильных электролитов. Модель Дебая-Хюккеля. Ионная атмосфера и её количественные характеристики.
5. Теория сильных электролитов Дебая-Хюккеля. Уравнения для среднего ионного коэффициента активности в I, II и III-ем приближениях.
6. Неравновесные свойства растворов электролитов. Диффузия и миграция ионов. Удельная и эквивалентная электропроводность. Скорость движения ионов.

- Электрическая подвижность и ионная электропроводность. Поток миграции. Вывод закона Кольрауша.
7. Влияние концентрации на удельную и эквивалентную электропроводность для слабых и сильных электролитов. Эмпирическое уравнение Кольрауша. Уравнение Онзагера.
 8. Влияние различных факторов на подвижность ионов. Аномальная подвижность ионов гидроксония и гидроксида. Электропроводность неводных растворов. Явление ассоциации ионов.
 9. Числа переноса и методы их определения.

Раздел 3. Электрохимия гетерогенных систем (электродика)

1. Скачки потенциала на разных межфазных границах. Гальвани-потенциал. Электрохимический потенциал. Процессы, происходящие на границах металл-металл, раствор-раствор и металл-раствор.
2. Условие перехода заряженной частицы через границу металл-раствор. Условие электрохимического равновесия. Формула Нернста для гальвани-потенциала.
3. Понятие электродного потенциала. Водородный электрод и его роль в электрохимии. Значение водородной шкалы потенциалов.
4. Термодинамика гальванического элемента. Формула Нернста для ЭДС электрохимической цепи. Расчёт константы равновесия и термодинамических функций. Уравнение Гиббса-Гельмгольца и его исследование.
5. Классификация электродов. Формула Нернста для электродного потенциала.
6. Измерение рН методом ЭДС. Хингидронный, водородный и стеклянный электроды.
7. Определение коэффициентов активности методом ЭДС.
8. Классификация электрохимических цепей. Обратимые и необратимые химические цепи. Элемент Вестона.
9. Концентрационные цепи без переноса и с переносом. Причины возникновения диффузионного потенциала и способы его элиминирования.
10. Сдвоенные химические цепи и их применение.
11. Двойной электрический слой. Механизм его возникновения. Модельные представления о строении двойного электрического слоя.
12. Основные уравнения диффузионной кинетики в условиях стационарной диффузии для неподвижного и вращающегося дискового электродов.
13. Полярография. Качественный и количественный анализ электролита.
14. Теория замедленного разряда-ионизации и её современное обоснование. Анализ основного уравнения. Формула Тафеля.

Раздел 4. Другие разделы фундаментальной и основные разделы прикладной электрохимии

1. Анодная поляризация ионов. Явление пассивности. Анодная защита.
2. Коррозия металлов. Химическая и электрохимическая коррозия. Термодинамика коррозионного процесса. Кинетические кривые. Понятие равновесного и стационарного потенциала.
3. Термодинамика Водородного и кислородного электродов. Диаграмма устойчивости воды и её значение.

Химические источники тока. Требования, предъявляемые к ХИТ. Первичные источники тока. Аккумуляторы и топливные элементы

Химическая кинетика Кинетика химических реакций

1. Кинетический анализ простых необратимых реакций нулевого, 1-го, 2-го и 3-го порядков (случай равных концентраций).

2. Кинетический анализ обратимых реакций 1-го и 2-го порядков.
3. Кинетический анализ простой необратимой реакции 2-го порядка: случай разных концентраций. Кинетический анализ параллельных реакций первого порядка.
4. Последовательные реакции: кинетический анализ реакций типа: $A \xrightarrow{k^1} B \xrightarrow{k^2} C$.
5. Метод стационарных и квазиравновесных концентраций.
6. Методы определения порядка реакции
7. Общая характеристика цепных реакций. Стадии цепной реакции
8. Кинетика неразветвленных цепных реакций.
9. Разветвленные цепные реакции. Теория взрывов и воспламенений
10. Теория активных соударений.
11. Теория столкновений для мономолекулярных реакций: теория Линдемана и Гиншельвуда-Линдемана.
12. Теория активированного комплекса: расчет поверхности потенциальной энергии и истинной энергии активации химической реакции.
13. Теория активированного комплекса: расчет скорости элементарных реакций по заданной энергии активации.
14. Теория активированного комплекса: термодинамический аспект.
15. Диффузионная стадия гетерогенного каталитического процесса.
16. Общие принципы катализа. Гомогенный катализ. Солевые эффекты.
17. Автокаталитические реакции.
18. Гетерогенные каталитические реакции: общая характеристика стадий реакции. Энергия активации каталитического процесса.
19. Стадия адсорбции в гетерогенном катализе.
20. Кинетическая стадия гетерогенной каталитической реакции.
21. Теории гетерогенного катализа: теории мультиплетов, теории активных ансамблей и электронная теория.
22. Гомогенный катализ. Кислотно-основной катализ. Кинетика ферментативных каталитических реакций.

7. Данные для учета успеваемости студентов в БАРС

Таблица 1.1 (а) Таблица максимальных баллов по видам учебной деятельности.

1	2	3	4	5	6	7	8	9
Семестр	Лекции	Лабораторные занятия	Практические занятия	Самостоятельная работа	Автоматизированное тестирование	Другие виды учебной деятельности	Промежуточная аттестация	Итого
4	0	30	0	10	0	30	30 (зачет)	100
4	10	0	0	20	0	30	40 (экзамен)	100
5	0	20	0	20	0	30	30 (зачет)	100
5	10	0	0	20	0	30	40 экзамен	100

Программа оценивания учебной деятельности студента

4 семестр

Для зачета

Лекции - оценивание не предусмотрено

Лабораторные работы – от 0 до 30 баллов, оцениваются самостоятельность при выполнении работы (10 баллов), грамотность в оформлении (5 баллов), правильность выполнения (15 баллов).

Практические занятия — не предусмотрены

Самостоятельная работа – от 0 до 10 баллов, оценивается качество подготовки к лабораторным занятиям: устный отчет по теории лабораторной работы (5 баллов), правильное описание хода эксперимента (5 баллов).

Автоматизированное тестирование — не предусмотрено

Другие виды учебной деятельности (контрольные задания) – от 0 до 30 баллов, оцениваются самостоятельность выполнения (10 баллов), правильность (15 баллов), аккуратность (5 баллов).

Промежуточная аттестация (зачет) — от 0 до 30 баллов, зачет при необходимости проходит в виде устного опроса: знание основных определений и законов (10 баллов), умение записать итоговые уравнения (10 баллов), анализ основных уравнений, пределы их применимости, практическая значимость (10 баллов)

При проведении промежуточной аттестации

ответ на «отлично» / «зачтено» оценивается от 25 до 30 баллов;

ответ на «хорошо» / «зачтено» оценивается от 18 до 24 баллов;

ответ на «удовлетворительно» / «зачтено» оценивается от 10 до 17 баллов;

ответ на «неудовлетворительно» / «не зачтено» от 0 до 9 баллов.

Таким образом, максимально возможная сумма баллов за все виды учебной деятельности студента за 4 семестр по дисциплине «Физическая химия» за зачет составляет 100 баллов.

Таблица 2.1 Таблица пересчета полученной студентом суммы баллов по дисциплине «Физическая химия 1» в оценку (зачет)

60 баллов и более	«зачтено»
меньше 60 баллов	«не зачтено»

Программа оценивания учебной деятельности студента

Для экзамена

4 семестр

Лекции – от 0 до 10 баллов, оцениваются посещаемость (7 баллов), активность в аудитории (3 балла).

Лабораторные работы — оценивание не предусмотрено

Практические занятия — не предусмотрены

Самостоятельная работа – от 0 до 20 баллов, оцениваются качество и количество выполненных домашних работ (15 баллов), грамотность в оформлении (5 баллов).

Автоматизированное тестирование — не предусмотрено

Другие виды учебной деятельности (домашние задания) – от 0 до 30 баллов, своевременность выполнения домашних заданий (10 баллов), правильность выполнения домашних заданий (20 баллов).

Промежуточная аттестация (экзамен) — от 0 до 40 баллов, экзамен проходит в виде устного опроса: знание основных определений и законов (10 баллов), умение записать

итоговые уравнения (10 баллов), анализ основных уравнений, пределы их применимости, практическая значимость (20 баллов)

При проведении промежуточной аттестации

ответ на «отлично» оценивается от **35** до **40** баллов;

ответ на «хорошо» оценивается от **28** до **34** баллов;

ответ на «удовлетворительно» оценивается от **20** до **27** баллов;

ответ на «неудовлетворительно» оценивается от **0** до **19** баллов

Таким образом, максимально возможная сумма баллов за все виды учебной деятельности студента за 4 семестр по дисциплине «Физическая химия» за экзамен составляет 100 баллов.

Таблица 2.2 Таблица пересчета полученной студентом суммы баллов по дисциплине «Физическая химия» в оценку (экзамен):

86 – 100 баллов	«отлично»
70 – 85 баллов	«хорошо»
50 – 69 баллов	«удовлетворительно»
0 – 49 баллов	«не удовлетворительно»

5 семестр

Для зачета

Лекции – 0 баллов

не оцениваются

Лабораторные занятия – от 0 до 20 баллов, (четыре лабораторные работы по 5 баллов каждая) оцениваются самостоятельность при выполнении работы (2 балла), грамотность в оформлении (1 балл), своевременное оформление работы (2 балла)

Практические занятия – 0 баллов

не предусмотрены

Самостоятельная работа – от 0 до 20 баллов (четыре лабораторные работы по 5 баллов каждая), оцениваться качество подготовки к лабораторным занятиям: устный отчет по теории лабораторной работы (3 балла), правильное описание хода эксперимента (2 балл).

Автоматизированное тестирование – 0 баллов

не предусмотрено

Другие виды учебной деятельности – от 0 до 30 баллов,

контрольное задание 10 баллов

«5 баллов» - все задания выполнены правильно

«4 баллов» - алгоритм решения задач правильный, имеются ошибки в вычислениях

«3» балла – ошибки в алгоритме решения задач, правильно выполнено половина заданий

«2» балла – правильно решено менее половины заданий

Результат умножаются на 2

Итоговое тестирование – 20 баллов (результат тестирования по 100-балльной шкале умножается на 0,2)

Промежуточная аттестация (зачет) — от 0 до 30 баллов, при необходимости проходит в виде устного опроса: знание основных определений и законов (10 баллов), умение записать итоговые уравнения (10 баллов), анализ основных уравнений, пределы их применимости, практическая значимость (10 баллов)

при проведении промежуточной аттестации

ответ на «отлично» / «зачтено» оценивается от 25 до 30 баллов;

ответ на «хорошо» / «зачтено» оценивается от 18 до 24 баллов;

ответ на «удовлетворительно» / «зачтено» оценивается от 10 до 17 баллов;

ответ на «неудовлетворительно» / «не зачтено» от 0 до 9 баллов.

Таким образом, максимально возможная сумма баллов за все виды учебной деятельности студента за 5 семестр по дисциплине «**Физическая химия**» составляет 100 баллов за зачет

Таблица 2.1 Таблица пересчета полученной студентом суммы баллов по дисциплине «**Физическая химия**» в зачет

60 баллов и более	«зачтено»
меньше 60 баллов	«не зачтено»

5 семестр

Для экзамена

Лекции – от 0 до 10 баллов, оцениваются посещаемость (5 баллов), активность в аудитории (5 баллов)

Диапазон баллов	Критерий оценки
0 баллов	Посещение менее 40% лекционных занятий
1 балла	Посещение 40-64% лекционных занятий
2 балла	Посещение 65-84% лекционных занятий
3 балла	Посещение 85-100% лекционных занятий
5 баллов	Посещение 85-100% лекционных занятий и участие в лекционных дискуссиях

Лабораторные занятия – 0 баллов
не оцениваются

Практические занятия – 0 баллов
не предусмотрены

Самостоятельная работа – от 0 до 20 баллов, оцениваться качество выполненных домашних многовариантных заданий (всего 4 задания по 5 баллов каждое), правильность выполнения и сдача задания вовремя (5 баллов), правильное решение, но сдача не в срок (2 балла).

Автоматизированное тестирование – 0 баллов
не предусмотрено

Другие виды учебной деятельности (коллоквиум) от 0 до 30 баллов два коллоквиума по 15 баллов каждый

	0	1-2	3-4	5
Коллоквиум)	Не участвовал	Способность выполнять задания, но отсутствие личной активности и самостоятельности при работе в команде	Проявление инициативы в работе команды, но отсутствие способности грамотно преподнести материал	Присутствуют групповые и индивидуальные элементы работы, активность и грамотная подача материала

Результаты умножаются на 3

Промежуточная аттестация (экзамен) — от 0 до 40 баллов, проходит в виде устного опроса: знание основных определений и законов (10 баллов), умение записать итоговые уравнения (10 баллов), анализ основных уравнений, пределы их применимости, практическая значимость (20 баллов)

при проведении промежуточной аттестации
ответ на «отлично» оценивается от 35 до 40 баллов;
ответ на «хорошо» оценивается от 27 до 34 баллов;
ответ на «удовлетворительно» оценивается от 20 до 26 баллов;
ответ на «неудовлетворительно» от 0 до 19 баллов.

Таким образом, максимально возможная сумма баллов за все виды учебной деятельности студента за 5 семестр по дисциплине **«Физическая химия»** составляет 100 баллов за экзамен

Таблица 2.2 Таблица пересчета полученной студентом суммы баллов по дисциплине **«Физическая химия»** в оценку (экзамен):

85-100 баллов	«отлично»
70-84 балла	«хорошо»
55-69 баллов	«удовлетворительно»
0-54 баллов	«неудовлетворительно»

8. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины.

а) литература:

1. Химическая термодинамика: теория, задачи и вопросы / И. А. Казаринов, Н. А. Коноплянцева. – Саратов: Изд-во Саратов. ун-та, 2017. – 256 с. ✓38
2. Борщевский, А. Я. Физическая химия [Электронный ресурс] : учебник: Том 1: Общая химическая термодинамика / А. Я. Борщевский. - 1. - Москва : ООО "Научно-издательский центр ИНФРА-М", 2017. - 606 с. - ISBN 9785160117850 : Б. ц. <http://znanium.com/go.php?id=543133> ✓
3. Борщевский, А. Я. Физическая химия [Электронный ресурс] : учебник: Том 2: Статистическая термодинамика / А. Я. Борщевский. - 1. - Москва : ООО "Научно-издательский центр ИНФРА-М", 2017. - 382 с. - ISBN 9785160117881 : Б. ц. <http://znanium.com/go.php?id=543170> ✓
4. Стромберг А.Г., Семченко Д.П. Физическая химия: Учеб. для хим. спец. вузов. – М.: Высшая школа, 2003. – 527 с.1. ✓69

б) программное обеспечение и Интернет-ресурсы

1. Microsoft Excel версии 2003 или новее или соответствующий аналог свободно распространяемых пакетов офисных приложений;
2. Microsoft Word версии 2003 или новее или соответствующий аналог свободно распространяемых пакетов офисных приложений.
3. И. М. Гамаюнова, М. М. Бурашникова, М.П. Смотров. «Электронные тестовые задания по химической термодинамике» [Электронный ресурс], 50 с, 2014 г.
http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/1046.pdf

9. Материально-техническое обеспечение дисциплины

Для реализации учебного плана дисциплины «Физическая химия 1» имеющееся материально-техническое обеспечение включает в себя:

- лекционные (поточные или групповые) аудитории;
- лабораторные практикумы по физической химии;
- аудитории для семинарских занятий;
- лаборатории для проведения научно-исследовательской работы.

Имеющаяся материальная база обеспечивает:

- проведение лекций - различной аппаратурой для демонстрации иллюстративного материала;
- выполнение лабораторных работ - химическими реактивами, лабораторной посудой и учебным (учебно-научным) оборудованием в соответствии с программой лабораторных работ;
- проведение семинарских занятий - компьютерами для выполнения вычислений и использования информационных систем.

При использовании электронных изданий каждый обучающийся обеспечен во время самостоятельной подготовки рабочим местом в компьютерном классе с выходом в Интернет в соответствии с объемом

изучаемой дисциплины.

Для обработки результатов измерений и их графического представления, расширения коммуникационных возможностей обучающиеся имеют возможность работать в компьютерных классах с соответствующим программным обеспечением и выходом в Интернет.

Все компьютеры обеспечены необходимым комплектом лицензионного программного обеспечения: Microsoft Office 2003, 2007, Mathcad, Matlab.

Использование технических средств является доступным для широкого круга пользователей с ограниченными возможностями здоровья и позволяет осуществлять прием-передачу информации в доступной форме.

Место осуществления практической подготовки: учебные лаборатории Института химии

Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению подготовки 04.03.01- Химия и профилю «Физическая химия», «Аналитическая химия и химическая экспертиза», «Химия низко- и высокомолекулярных органических веществ».

Авторы:

Зав. кафедрой физической химии,
д.х.н. , профессор

И.А. Казаринов.

доцент кафедры физической химии
к.х.н.

А.В. Ушаков

·
доцент кафедры физической химии
к.х.н., доцент

И.М. Гамаюнова

Программа одобрена на заседании кафедры физической химии от 05 октября 2021 года, протокол № 2.

Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

Рекомендуемая литература:

1. Основы физической химии : учебник : в 2 ч. Ч. 1 : Теория / В. В. Еремин, С. И. Каргов, И. А. Успенская, Н. Е. Кузьменко, В. В. Лунин. – М.: Лаборатория знаний, 2019. – 348 с.
2. Основы физической химии [Электронный ресурс] / В. И. Горшков. - Москва : БИНОМ. Лаборатория знаний, 2013. - 407 с. : ил. - ISBN 978-5-9963-2284-8 : Б. ц. (ЭБС «Айбукс»).
3. Карякин Н.В. Основы химической термодинамики: Учеб. пособие для вузов. – Н. Новгород: Изд-во ННГУ; М.: ИЦ «Академия», 2003. – 464 с.
4. Бажин Н.М., Иванченко В.А., Пармон В.Н. Термодинамика для химиков. – М.: Химия, КолосС, 2000. – 416 с.
5. Эткинс П., де Паула Дж. Физическая химия. В 3-х ч. Ч.1: Равновесная термодинамика. – М.: Мир, 2007. – 494 с.
6. Ягодовский В.Д. Статистическая термодинамика в физической химии. – М.: БИНОМ. Лаборатория знаний, 2005. – 495 с.
7. Пригожин И., Кондепуди Д. Современная термодинамика. От тепловых двигателей до диссипативных структур. – М.: Мир, 2002. – 461 с.
8. Краткий справочник физико-химических величин / Под ред. А.А. Равделя и А.М. Пономаревой. – СПб.: «Иван Федоров», 2003. – 240 с.