

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Смирнов Сергей Николаевич
Должность: врио ректора
Дата подписания: 14.07.2025 15:28:31
Уникальный программный ключ:
69e375c64f7e975d4e8830e7b4fcc2ad1bf35f08

**МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ**

ФГБОУ ВО «ТВЕРСКОЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Утверждаю:

Руководитель ООП

Феофанова М.А.

14 мая 2025г.



Рабочая программа дисциплины

Физическая химия

Закреплена за кафедрой:	Физической химии
Направление подготовки:	04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия
Направленность (профиль):	Экспертная и медицинская химия: теория и практика.
Квалификация:	Химик. Преподаватель химии
Форма обучения:	очная
Семестр:	5,6

Программу составил(и):

канд. хим. наук, доц., Вишневецкий Дмитрий Викторович; канд. хим. наук, доц., Русакова Наталья Петровна

Тверь, 2025

1. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ДИСЦИПЛИНЫ

Цели освоения дисциплины (модуля):

Физическая химия представляет собой теоретический фундамент современной химии. В свою очередь, химия является важнейшей составной частью естествознания. Поэтому физико-химические теории химических процессов используют для решения самого широкого круга современных научных и технических проблем.

Преподавание физической химии в университетах ставит своей главной целью раскрыть смысл основных законов, научить студента видеть области применения этих законов, четко понимать их принципиальные возможности при решении конкретных задач. Основные разделы современной физической химии - химическая и статистическая термодинамика, химическая кинетика, катализ, электрохимия.

Задачи:

Формирование у студента знаний по физико-химическим основам химических процессов на базе которых возможна разработка и создание новых материалов;

исследование физико-химических свойств новых материалов и анализ поведения в различных условиях эксплуатации; использование физико-химических законов для получения новых веществ с комплексом заданных свойств и осуществления процесса с требуемой скоростью.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ООП

Цикл (раздел) ОП: Б1.О

Требования к предварительной подготовке обучающегося:

Физическая органическая химия

Органическая химия

Аналитическая химия

Физика

Математика

Строение вещества

Неорганическая химия

Дисциплины (модули) и практики, для которых освоение данной дисциплины (модуля) необходимо как предшествующее:

Квантовая механика и квантовая химия

Сtereoхимия

Химическая технология

Высокомолекулярные соединения

Кристаллохимия

Физические методы исследования

Коллоидная химия

3. ОБЪЕМ ДИСЦИПЛИНЫ

Общая трудоемкость	17 ЗЕТ
Часов по учебному плану	612
в том числе:	
аудиторные занятия	246
самостоятельная работа	132
часов на контроль	54

4. ПЛАНИРУЕМЫЕ РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ, СООТНЕСЕННЫЕ С ПЛАНИРУЕМЫМИ РЕЗУЛЬТАТАМИ ОСВОЕНИЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

ОПК-1.3: Формулирует заключения и выводы по результатам анализа литературных данных, собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ химической направленности

- Уровень 1 Теоретическими знаниями при расчете термодинамических, кинетических и электрохимических задач; основами теории фундаментальных разделов химии.
- Уровень 1 Основы современных теорий в области физической химии и способы их применения для решения теоретических и практических задач в любых областях химии.
- Уровень 1 Проводить стандартные физико-химические измерения.

ОПК-2.1: Работает с химическими веществами с соблюдением норм техники безопасности

- Уровень 1 Правила поведения в экстренных ситуациях; правила работы с потенциально опасными веществами (концентрированные кислоты и основания, легковоспламеняющиеся и токсичные вещества) и работы на компьютере.
- Уровень 1 Выполнять химические и физико-химические работы с соблюдением норм техники безопасности и с минимальными рисками для окружающей среды. Применять безопасные приемы при работе с органическими реактивами и химическими приборами.
- Уровень 1 Навыками проведения эксперимента в лабораторных условиях и нормами техники безопасности в лаборатории и технологических условиях. Способами безопасного обращения с химическими материалами с учетом их физических и химических свойств.

ОПК-2.4: Проводит исследования свойств веществ и материалов с использованием серийного научного оборудования

- Уровень 1 Навыками химического эксперимента.
- Уровень 1 Применять основные законы химии при обсуждении полученных результатов, в том числе с привлечением информационных баз данных.
- Уровень 1 Основные методы и приёмы экспериментальной работы; расчетные методы термодинамических характеристик химических реакций.

ОПК-3.1: Применяет теоретические и полуэмпирические модели при решении задач химической направленности

- Уровень 1 Теоретические основы физико-химических методов анализа.
- Уровень 1 Проводить химический анализ по стандартным методикам с использованием современной вычислительной техники.
- Уровень 1 Методиками на основе расчётно-теоретических методов для изучения свойств веществ и химических процессов.

ОПК-3.2: Использует стандартное программное обеспечение при решении задач химической направленности

- Уровень 1 Приёмами синтеза и анализа химической информации по использованию программных продуктов и информационных баз данных для решения задач профессиональной деятельности с учётом основных требований информационной безопасности.
- Уровень 1 Программные продукты и информационные базы данных для решения

задач профессиональной деятельности с учётом основных требований информационной безопасности.

- Уровень 1 Использовать программные продукты и информационные базы данных для решения задач профессиональной деятельности с учётом основных требований информационной безопасности.

ОПК-6.2: Представляет информацию химического содержания с учетом требований библиографической культуры

- Уровень 1 Нормами и правилами при представлении результатов работы в области химической науки.
- Уровень 1 Создавать электронные варианты своей работы и представлять их в устной и письменной форме.
- Уровень 1 Основы представления результатов химического анализа в устной и письменной речи.

5. ВИДЫ КОНТРОЛЯ

Виды контроля в семестрах:	
экзамены	5, 6
курсовые работы	6

6. ЯЗЫК ПРЕПОДАВАНИЯ

Язык преподавания: русский.

7. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Код занят.	Наименование разделов и тем	Вид занятия	Семестр / Курс	Часов	Источники	Примечание
	Раздел 1. I. Химическая термодинамика					
1.1	Основные понятия химической термодинамики: система, термодинамические параметры. Первый закон термодинамики. Теплота, работа, внутренняя энергия, энтальпия. Теплоемкость.	Лек	5	2		
1.2	Основные понятия химической термодинамики: система, термодинамические параметры. Первый закон термодинамики. Теплота, работа, внутренняя энергия, энтальпия. Теплоемкость.	Лаб	5	5		
1.3	Термохимия. Калориметрия. Законы Гесса и Кирхгоффа.	Лек	5	2		
1.4	Термохимия. Калориметрия. Законы Гесса и Кирхгоффа.	Лаб	5	5		
1.5	Второй закон термодинамики. Обратимые и необратимые процессы. Расчет энтропии различных процессов	Лек	5	2		

1.6	Второй закон термодинамики. Обратимые и необратимые процессы. Расчет энтропии различных процессов	Лаб	5	5		
1.7	Термодинамические потенциалы и максимально полезная работа процесса. Свободная энергия Гельмгольца и Гиббса. Понятие химического сродства.	Лек	5	1		
1.8	Термодинамические потенциалы и максимально полезная работа процесса. Свободная энергия Гельмгольца и Гиббса. Понятие химического сродства.	Лаб	5	5		
1.9	Уравнение изотермы химической реакции. Стандартное химическое сродство.	Лек	5	2		
1.10	Уравнение изотермы химической реакции. Стандартное химическое сродство.	Лаб	5	5		
1.11	Влияние внешних условий на химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье. Уравнения изохоры и изобары химической реакции. Расчет констант химического равновесия по табличным данным	Лек	5	2		
1.12	Влияние внешних условий на химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье. Уравнения изохоры и изобары химической реакции. Расчет констант химического равновесия по табличным данным	Лаб	5	5		
1.13	Диаграммы состояния однокомпонентных и двойных систем. Термический анализ и диаграммы плавкости. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса	Лек	5	2		
1.14	Диаграммы состояния однокомпонентных и двойных систем. Термический анализ и диаграммы плавкости. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса	Лаб	5	5		

1.15	Идеальные растворы. Законы Рауля и Генри. Законы Коновалова. Диаграммы кипения. Ректификация	Лек	5	2		
1.16	Идеальные растворы. Законы Рауля и Генри. Законы Коновалова. Диаграммы кипения. Ректификация	Лаб	5	5		
1.17	Коллигативные свойства растворов	Лек	5	2		
1.18	Коллигативные свойства растворов	Лаб	5	5		
1.19	Основные понятия статистической термодинамики	Лек	5	2		
1.20	Основные понятия статистической термодинамики	Лаб	5	5		
1.21	Химическая термодинамика.	Экзамен	5	27		
1.22	Химическая термодинамика.	Ср	5	69		
	Раздел 2. II. Химическая кинетика					
2.1	Введение. Основные понятия. Кинетика необратимых реакций. Методы определения порядков реакций	Лек	5	4		
2.2	Кинетика обратимых и параллельных реакций	Лек	5	2		
2.3	Кинетика последовательных реакций. Метод стационарных концентраций Боденштейна.	Лек	5	3		
2.4	Температурная зависимость скоростей химических реакций. Уравнение Аррениуса.	Лек	5	2		
2.5	Теория столкновений. Мономолекулярные реакции	Лек	5	4		
2.6	Введение. Основные понятия. Кинетика необратимых реакций. Методы определения порядков реакций	Лаб	5	3		
2.7	Кинетика обратимых и параллельных реакций	Лаб	5	3		
2.8	Кинетика последовательных реакций. Метод стационарных концентраций Боденштейна.	Лаб	5	3		
2.9	Температурная зависимость скоростей химических реакций. Уравнение Аррениуса.	Лаб	5	3		
2.10	Теория столкновений. Мономолекулярные реакции	Лаб	5	3		
2.11	Теория активированного комплекса. Статистический аспект.	Лаб	5	3		

2.12	Теория активированного комплекса. Статистический аспект. Термодинамический аспект.	Лек	6	2		
2.13	Кинетика цепных неразветвленных реакций Фотохимические реакции.	Лек	6	2		
2.14	Кинетика разветвленных цепных реакций, реакции с энергетическим разветвлением цепей	Лек	6	2		
2.15	Гомогенный катализ. Кислотно-основной катализ. Классификация реакций кислотно-основного типа. Кинетика и механизм реакций специфического кислотного катализа. Кинетика и механизм реакций общего кислотного катализа. Уравнение Бренстеда и его использование в кинетике каталитических реакций.	Лек	6	2		
2.16	Ферментативный катализ. Коферменты и ингибиторы. Виды ингибирования	Лек	6	2		
2.17	Гетерогенный катализ. Определение скорости гетерогенной каталитической реакции. Различные режимы протекания реакций (кинетическая и внешняя кинетическая области; область внешней и внутренней диффузии).	Лек	6	2		
2.18	Реакции в открытых системах.	Лек	6	2		
2.19	Теория активированного комплекса. Статистический аспект. Термодинамический аспект.	Лаб	6	9		
2.20	Кинетика цепных неразветвленных реакций Фотохимические реакции.	Лаб	6	6		
2.21	Кинетика разветвленных цепных реакций, реакции с энергетическим разветвлением цепей	Лаб	6	6		

2.22	Гомогенный катализ. Кислотно-основной катализ. Классификация реакций кислотно-основного типа. Кинетика и механизм реакций специфического кислотного катализа. Кинетика и механизм реакций общего кислотного катализа. Уравнение Бренстеда и его использование в кинетике каталитических реакций.	Лаб	6	6		
2.23	Ферментативный катализ. Коферменты и ингибиторы. Виды ингибирования	Лаб	6	6		
2.24	Гетерогенный катализ. Определение скорости гетерогенной каталитической реакции. Различные режимы протекания реакций (кинетическая и внешняя кинетическая области; область внешней и внутренней диффузии).	Лаб	6	6		
2.25	Реакции в открытых системах.	Лаб	6	6		
2.26	Химическая кинетика.	Экзамен	6	13		
2.27	Химическая кинетика.	Ср	6	30		
	Раздел 3. III. Электрохимия					
3.1	Слабые электролиты, теория Аррениуса, степень и константа диссоциации, следствия теории Аррениуса, ее недостатки	Лек	6	1		
3.2	Активность и коэффициенты активности электролитов, средняя ионная активность, закон ионной силы	Лек	6	2		
3.3	Расчет коэффициентов активности. Теория Дебая-Гюккеля	Лек	6	1		
3.4	Сольватация ионов в растворах, энергия и энтальпия сольватации электролитов и ионов. Числа сольватации, энтропия сольватации	Лек	6	1		

3.5	Ионные равновесия в растворах: водородный показатель, его определение, буферные системы, кислотно-основное титрование, гидролиз солей, степень и константа гидролиза, произведение растворимости	Лек	6	1		
3.6	Электропроводность растворов электролитов, зависимость от условий. Подвижности ионов. Закон Кольрауша. Измерение электропроводности. Числа переноса ионов, их измерение	Лек	6	1		
3.7	Типы скачков потенциала на межфазных границах, вольта- и гальвани-потенциалы. Электрохимический потенциал, электрохимическое равновесие	Лек	6	1		
3.8	ЭДС как термодинамическая величина. Уравнение Гиббса-Гельмгольца. Уравнение Нернста. Измерение ЭДС	Лек	6	1		
3.9	Электродные потенциалы как характеристика термодинамики полуреакций. Уравнение Нернста. Использование электродных потенциалов для расчетов электрохимических равновесий	Лек	6	1		
3.10	Классификация электродов: первого и второго рода, газовый (в том числе водородный), окислительно-восстановительные. Ионообменные электроды, стеклянный электрод	Лек	6	1		
3.11	Электрокапиллярные явления, электрокапиллярные кривые, связь пограничного натяжения с адсорбцией. Потенциал нулевого заряда металла. Уравнение Липпмана. Двойной электрический слой, его модели	Лек	6	1		
3.12	Законы Фарадея. Скорость электродных реакций, лимитирующая стадия. Поляризация электрода, перенапряжение стадии электродной реакции. Поляризационные кривые.	Лек	6	1		

3.13	Перенапряжение диффузии, законы Фика. Предельный диффузионный ток. Поляризация в условиях стационарной и нестационарной диффузии. Основы классической полярографии	Лек	6	1		
3.14	Перенапряжение перехода электрона. Энергия активации стадии перехода. Уравнение Фольмера. Уравнение Тафеля. Влияние состава раствора на перенапряжение перехода	Лек	6	1		
3.15	Перенапряжение гетерогенной химической стадии электродной реакции. Уравнение Тафеля	Лек	6	1		
3.16	Коррозия металлов. Термодинамика коррозии. Коррозионные диаграммы, скорость и потенциал коррозии. Анодное окисление металлов. Пассивация металлов. Электрохимические методы коррозионной защиты. Ингибиторы коррозии	Лек	6	1		
3.17	Химические источники тока	Лек	6	1		
3.18	Слабые электролиты, теория Аррениуса, степень и константа диссоциации, следствия теории Аррениуса, ее недостатки	Лаб	6	4		
3.19	Активность и коэффициенты активности электролитов, средняя ионная активность, закон ионной силы	Лаб	6	4		
3.20	Расчет коэффициентов активности. Теория Дебая-Гюккеля	Лаб	6	4		
3.21	Сольватация ионов в растворах, энергия и энтальпия сольватации электролитов и ионов. Числа сольватации, энтропия сольватации	Лаб	6	4		
3.22	Ионные равновесия в растворах: водородный показатель, его определение, буферные системы, кислотно-основное титрование, гидролиз солей, степень и константа гидролиза, произведение растворимости	Лаб	6	4		

3.23	Электропроводность растворов электролитов, зависимость от условий. Подвижности ионов. Закон Кольрауша. Измерение электропроводности. Числа переноса ионов, их измерение	Лаб	6	4		
3.24	Типы скачков потенциала на межфазных границах, вольт- и гальвани-потенциалы. Электрохимический потенциал, электрохимическое равновесие	Лаб	6	4		
3.25	ЭДС как термодинамическая величина. Уравнение Гиббса-Гельмгольца. Уравнение Нернста. Измерение ЭДС	Лаб	6	4		
3.26	Электродные потенциалы как характеристика термодинамики полуреакций. Уравнение Нернста. Использование электродных потенциалов для расчетов электрохимических равновесий	Лаб	6	4		
3.27	Классификация электродов: первого и второго рода, газовый (в том числе водородный), окислительно-восстановительные. Ионнообменные электроды, стеклянный электрод	Лаб	6	4		
3.28	Электрокапиллярные явления, электрокапиллярные кривые, связь пограничного натяжения с адсорбцией. Потенциал нулевого заряда металла. Уравнение Липпмана. Двойной электрический слой, его модели	Лаб	6	4		
3.29	Законы Фарадея. Скорость электродных реакций, лимитирующая стадия. Поляризация электрода, перенапряжение стадии электродной реакции. Поляризационные кривые.	Лаб	6	4		
3.30	Перенапряжение диффузии, законы Фика. Предельный диффузионный ток. Поляризация в условиях стационарной и нестационарной диффузии. Основы классической полярографии	Лаб	6	4		

3.31	Перенапряжение перехода электрона. Энергия активации стадии перехода. Уравнение Фольмера. Уравнение Тафеля. Влияние состава раствора на перенапряжение перехода	Лаб	6	4		
3.32	Перенапряжение гетерогенной химической стадии электродной реакции. Уравнение Тафеля	Лаб	6	4		
3.33	Коррозия металлов. Термодинамика коррозии. Коррозионные диаграммы, скорость и потенциал коррозии. Анодное окисление металлов. Пассивация металлов. Электрохимические методы коррозионной защиты. Ингибиторы коррозии	Лек	6	4		
3.34	Химические источники тока	Лаб	6	3		
3.35	Электрохимия.	Экзамен	6	14		
3.36	Электрохимия.	Ср	6	33		

Образовательные технологии

Образовательные технологии приведены в Приложении 1.

Список образовательных технологий

1	Информационные (цифровые) технологии
2	Технологии развития критического мышления
3	Метод case-study

8. ОЦЕНОЧНЫЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ТЕКУЩЕЙ И ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ

8.1. Оценочные материалы для проведения текущей аттестации

Оценочные материалы приведены в Приложении 1.

8.2. Оценочные материалы для проведения промежуточной аттестации

Приложение 1.

8.3. Требования к рейтинг-контролю

Приложение 1.

9. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

9.1. Рекомендуемая литература

9.2. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети "Интернет"

Э1	https://znanium.ru/catalog/document?pid=469097:
----	--

9.3.1 Перечень программного обеспечения

1	Kaspersky Endpoint Security 10 для Windows
2	Adobe Acrobat Reader
3	Google Chrome
4	Foxit Reader
5	Origin 8.1 Sr2
6	Многофункциональный редактор ONLYOFFICE

9.3.2 Современные профессиональные базы данных и информационные справочные системы

1	СПС "ГАРАНТ"
2	СПС "КонсультантПлюс"
3	ЭБС «ZNANIUM.COM»
4	ЭБС «ЮРАИТ»
5	ЭБС «Университетская библиотека онлайн»
6	ЭБС «Лань»
7	ЭБС BOOK.ru
8	ЭБС ТвГУ
9	Научная электронная библиотека eLIBRARY.RU (подписка на журналы)
10	Репозиторий ТвГУ

10. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Аудит-я	Оборудование
3-408	комплект учебной мебели, переносной ноутбук, проекторы, абсорбциометр, телефоны, ареометр, барометр анероид, дрель, колонки, мешалка магнитная,

11. МЕТОДИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Методические указания приведены в Приложении 1.

Приложение 1

8. МЕТОДИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Образовательные технологии

I. Термодинамика

Учебная программа –	Вид занятия	Образовательные
---------------------	-------------	-----------------

наименование разделов и тем (в строгом соответствии с разделом II РПД)		технологии
Основные понятия химической термодинамики: система, термодинамические параметры. Первый закон термодинамики. Теплота, работа, внутренняя энергия, энтальпия. Теплоемкость.	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии
Термохимия. Калориметрия. Законы Гесса и Кирхгофа.	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии
Второй закон термодинамики. Обратимые и необратимые процессы. Расчет энтропии различных процессов	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии

Термодинамические потенциалы и максимально полезная работа процесса. Свободная энергия Гельмгольца и Гиббса. Понятие химического сродства.	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии
Уравнение изотермы химической реакции. Стандартное химическое сродства	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии
Влияние внешних условий на химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье. Уравнения изохоры и изобары химической реакции. Расчет констант химического равновесия по табличным данным	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии

Диаграммы состояния однокомпонентных и двойных систем. Термический анализ и диаграммы плавкости. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии
Идеальные растворы. Законы Рауля и Генри. Законы Коновалова. Диаграммы кипения. Ректификация	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии
Коллигативные свойства растворов	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии

Основные понятия статистической термодинамики	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии
---	---	--

II. Химическая кинетика

Учебная программа – наименование разделов и тем <i>(в строгом соответствии с разделом II РПД)</i>	Вид занятия	Образовательные технологии
Введение. Основные понятия. Кинетика необратимых реакций. Методы определения порядков реакций	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии

Кинетика обратимых и параллельных реакций	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии
Кинетика последовательных реакций. Метод стационарных концентраций Боденштейна.	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии
Температурная зависимость скоростей химических реакций. Уравнение Аррениуса.	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии

Теория столкновений. Мономолекулярные реакции	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии
Теория активированного комплекса. Статистический аспект.	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии
Теория активированного комплекса. Термодинамический аспект.	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии

Кинетика цепных неразветвленных реакций Фотохимические реакции.	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии
Кинетика разветвленных цепных реакций, реакции с энергетическим разветвлением цепей	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии
Гомогенный катализ. Кисотно-основной катализ. Классификация реакций кислотно-основного типа. Кинетика и механизм реакций специфического кислотного катализа. Кинетика и механизм реакций общего кислотного катализа. Уравнение Бренстеда и его использование в кинетике каталитических реакций.	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии

Ферментативный катализ. Коферменты и ингибиторы. Виды ингибирования	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии
Гетерогенный катализ. Определение скорости гетерогенной каталитической реакции. Различные режимы протекания реакций (кинетическая и внешняя кинетическая области; область внешней и внутренней диффузии).	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии
Реакции в открытых системах.	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии

III. Электрохимия

Учебная программа – наименование разделов и тем <i>(в строгом соответствии с разделом II РПД)</i>	Вид занятия	Образовательные технологии
---	-------------	----------------------------

Слабые электролиты, теория Аррениуса, степень и константа диссоциации, следствия теории Аррениуса, ее недостатки	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии
Активность и коэффициенты активности электролитов, средняя ионная активность, закон ионной силы	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии
Расчет коэффициентов активности. Теория Дебая-Гюккеля	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии

Сольватация ионов в растворах, энергия и энтальпия сольватации электролитов и ионов. Числа сольватации, энтропия сольватации	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии
Ионные равновесия в растворах: водородный показатель, его определение, буферные системы, кислотно-основное титрование, гидролиз солей, степень и константа гидролиза, произведение растворимости	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии
Электропроводность растворов электролитов, зависимость от условий. Подвижности ионов. Закон Кольрауша. Измерение электропроводности. Числа переноса ионов, их измерение	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии

Типы скачков потенциала на межфазных границах, вольта- и гальвани-потенциалы. Электрохимический потенциал, электрохимическое равновесие	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии
ЭДС как термодинамическая величина. Уравнение Гиббса-Гельмгольца. Уравнение Нернста. Измерение ЭДС	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии
Электродные потенциалы как характеристика термодинамики полуреакций. Уравнение Нернста. Использование электродных потенциалов для расчетов электрохимических равновесий	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии

Классификация электродов: первого и второго рода, газовый (в том числе водородный), окислительно-восстановительные. Ионообменные электроды, стеклянный электрод	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии
Электрокапиллярные явления, электрокапиллярные кривые, связь пограничного натяжения с адсорбцией. Потенциал нулевого заряда металла. Уравнение Липпмана. Двойной электрический слой, его модели	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии
Законы Фарадея. Скорость электродных реакций, лимитирующая стадия. Поляризация электрода, перенапряжение стадии электродной реакции. Поляризационные кривые.	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии

Перенапряжение диффузии, законы Фика. Предельный диффузионный ток. Поляризация в условиях стационарной и нестационарной диффузии. Основы классической полярографии	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии
Перенапряжение перехода электрона. Энергия активации стадии перехода. Уравнение Фольмера. Уравнение Тафеля. Влияние состава раствора на перенапряжение перехода	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии
Перенапряжение гетерогенной химической стадии электродной реакции. Уравнение Тафеля	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии

Коррозия металлов. Термодинамика коррозии. Коррозионные диаграммы, скорость и потенциал коррозии. Анодное окисление металлов. Пассивация металлов. Электрохимические методы коррозионной защиты. Ингибиторы коррозии	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии
Химические источники тока	• лекция • лабораторная работа в химической лаборатории • решение задач и упражнений • проверка домашних заданий	• традиционные (фронтальная лекция, решение упражнений), • технология исследовательской деятельности (химический эксперимент) • технология модульного и блочно-модульного обучения • здоровьесберегающие технологии

Требования к рейтинг контролю

1 семестр

РАССЧЕТ БАЛЛОВ В 1 СЕМЕСТРЕ

ПО ДИСЦИПЛИНЕ «ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ. ТЕРМОДИНАМИКА»

1 модуль

№	Результат (индикатор)	Вид работы / способ	Критерии оценивания
1	ОПК-1.3	Лабораторные работы-1	1 (1 балл за 1 лабораторную работу)

2	ОПК-2.1 ОПК-2.4 ОПК-3.1 ОПК-3.2	Контрольная работа № 5 Контрольная работа № 6 Контрольная работа № 7	(6 заданий, 1 балл за одно правильное решенное задание)
3	ОПК-6.2	Выполнение домашней работы	7
4		Посещаемость	1
5		Работа на занятии	2
		Итого:	30
6		Экзамен	40 (4 задания в билете по 10 баллов)
		Итого за 1 семестр	100 баллов

2 семестр

РАССЧЕТ БАЛЛОВ ВО 2 СЕМЕСТРЕ

ПО ДИСЦИПЛИНЕ «ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА»

1 модуль

№	Результат (индикатор)	Вид работы / способ	Критерии оценивания
1	ОПК-1.3 ОПК-2.1	Лабораторные работы-3	9 (3 балла за 1 лабораторную работу)
2	ОПК-2.4 ОПК-3.1 ОПК-3.2 ОПК-6.2	Контрольная работа №1 Контрольная работа № 2 Контрольная работа № 3	3* 3 3 *(3 задания, 1 балл за 1 правильно решенное задание)
		Заключительная	7

		контрольная работа по 1 модулю	(содержит 3 задачи повышенной сложности и теоретический вопрос правильное решение задачи 2 балла; правильный ответ на вопрос 1 балл))
3		Выполнение домашней работы,	1
4		Посещаемость	2
5		Работа на занятии	2
		Итого:	30

2 модуль

№	Результат (индикатор)	Вид работы / способ	Критерии оценивания
1	ОПК-1.3 ОПК-2.1	Лабораторные работы - 3	9 (3 балл за 1 лабораторную работу)
2	ОПК-2.4 ОПК-3.1 ОПК-3.2 ОПК-6.2	Контрольная работа № 4 Контрольная работа № 5 Контрольная работа № 6	3* 3 3 *(3 задания, 1 балл за 1 правильно решенное задание)
		Заключительная контрольная	7

		работа по 2 модулю	
3		Выполнение домашней работы	1
4		Посещаемость	2
5		Работа на занятии	2
		Итого:	30
6		Экзамен	40 (4 задания в билете, три теоретических вопроса и задача, по 10 баллов)
		Итого за 1 семестр	100 баллов

2 семестр

РАССЧЕТ БАЛЛОВ ВО 2 СЕМЕСТРЕ

ПО ДИСЦИПЛИНЕ «ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ. ЭЛЕКТРОХИМИЯ»

1 модуль

№	Результат (индикатор)	Вид работы / способ	Критерии оценивания
1	ОПК-1.3	Лабораторные работы-3	3 (1 балл за 1 лабораторную работу)
	ОПК-2.1		
2	ОПК-2.4	Контрольная работа №1	(5 заданий, 1 балл за одно правильное решенное задание)
	ОПК-3.1	Контрольная работа № 2	
	ОПК-3.2	Контрольная работа № 3	
	ОПК-6.2	Контрольная работа № 4	
3		Выполнение домашней работы	2

4		Коллоквиум № 1	2
5		Посещаемость	1
6		Работа на занятии	2
		Итого:	30

2 модуль

№	Результат (индикатор)	Вид работы / способ	Критерии оценивания
1	ОПК-1.3	Лабораторные работы - 4	4 (1 балл за 1 лабораторную работу)
	ОПК-2.1		
2	ОПК-2.4	Контрольная работа № 5 Контрольная работа № 6 Контрольная работа № 7 Контрольная работа № 8	(5 заданий, 1 балла за одно правильное решенное задание)
	ОПК-3.1		
	ОПК-3.2		
	ОПК-6.2		
3		Выполнение домашней работы	2
		Коллоквиум № 2	2
4			
5		Посещаемость	1
6		Работа на занятии	1

		Итого:	30
7		Экзамен	40 (4 задания в билете по 10 баллов)
		Итого за 1 семестр	100 баллов

ОЦЕНОЧНЫЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ТЕКУЩЕЙ АТТЕСТАЦИИ

Текущий контроль успеваемости

Химическая термодинамика

1 модуль

Контрольная работа №1. Тема: «Первое начало термодинамики. Теплоемкость»

Пример

1. Какое количество теплоты потребуется, чтобы нагреть 10 г. паров ртути при 10 °С при постоянном давлении? (пары ртути одноатомны).
2. Истинная атомная теплоемкость ромбической серы выражается уравнением: $C_p = 1498 + 26,11 \cdot 10^{-3} T$. Определить значение средней атомной теплоемкости серы в пределах от 0 до 95,6 °С?
3. Вычислить истинную мольную теплоемкость метана при постоянном давлении и 1300 К, пользуясь таблицей функций Эйнштейна?

Контрольная работа №2. Тема: «Первое начало термодинамики. Термохимия»

Пример

1. Теплота растворения сульфита натрия при 18 °С -11,3 кДж/моль, а теплота гидратации этой соли при переходе в семи водный гидрат -58,16 кДж/моль. Определите теплоту растворения гидрата?
2. Средняя удельная теплоемкость бензола в интервале температур от 0 до 80 °С 1,745 Дж/г*град. Мольная теплоемкость ацетилен в том же интервале температур 43,93 Дж/моль*град. Тепловой эффект реакции превращения ацетилена в бензол при стандартных условиях 630,8 кДж. Рассчитать тепловой эффект этой реакции при 75 °С?

Контрольная работа №3. Тема: «Второе начало термодинамики»

Пример

1. Рассчитать изменение энтропии в процессе смешения 5 кг. Воды при 80 °С с 10 кг воды при 20 °С? Удельную теплоемкость воды считать постоянной и равной 4,184 Дж/г*град.
2. Определить изменение изохорного потенциала и внутренней энергии при обратимом испарении 1 моль брома при давлении $1,013 \cdot 10^5$ н/м² и температуре кипения 7,3 °С? Теплота испарения брома равна 31,0 кДж/моль.

Контрольная работа №4. Тема: «Закон действия масс. Изотерма химической реакции»

1. При 444 °С константа равновесия реакции: $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$, $K_p=50$. Сколько молей водорода нужно добавить к 1 моль HI, чтобы степень диссоциации стала равной 10%?
2. Для реакции: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$, при некоторой температуре $K_p=1$. Определить состав (в объемных процентах) равновесной реакционной смеси, полученной из 2 л. Водорода и 3 л. Хлора?
3. Для реакции $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$, $K_c=50$ при 444 °С. Определить направление процесса, если исходная смесь имеет следующий состав: $\text{H}_2 - 2 \text{ М}$, $\text{I}_2 - 5 \text{ М}$, $\text{HI} - 10 \text{ М}$

2 модуль

Контрольная работа №5. Тема: «Зависимость константы равновесия химической реакции от температуры»

Пример

1. Определить тепловой эффект реакции диссоциации магнезита, если упругость диссоциации при 490 °С равна 59 мм. рт. ст., а при температуре 540 °С – 747 мм. рт. ст.?
2. Для реакции $\text{COCl}_2 = \text{CO} + \text{Cl}_2$, зависимость константы равновесия от температуры выражается уравнением: $\lg K_p = 5020/T + 1,75 \lg T - 11,58$. Вычислить тепловой эффект реакции при 400 °С?

Контрольная работа №6. Тема: «Фазовое равновесие в одно- и двухкомпонентных системах»

Пример

1. Изменение давления пара воды при увеличении температуры на 1 градус Цельсия вблизи температуры кипения под атмосферным давлением равно $0,0347 \cdot 10^5 \text{ н/м}^2 \cdot \text{град}$. Вычислить теплоту испарения воды при 100 °С и $1,0133 \cdot 10^5 \text{ н/м}^2 \cdot \text{град}$?
2. Давление пара хлороформа при 40 °С равно 369 мм. рт. ст., а при 50 оС – 535 мм. рт. ст.. Вычислить теплоту испарения хлороформа?

Контрольная работа №7. Тема: «Термодинамика растворов»

Пример

1. Рассчитать теплоту растворения 1 моль хлороводорода в 3 моль воды, если изменение парциальных мольных энтальпий воды – 36,28, а $\text{HCl} - 5,77 \text{ кдж/моль}$?
2. Какова должна быть концентрация водного раствора сахара, чтобы давление пара раствора было на 1 % ниже давления пара чистой воды?
3. Определить изменение энтропии при смешении 100 г. метанола со 100 г этанола, считая, что они образуют идеальный раствор?
4. Чему равна активность воды в растворе, если давление водяного пара над ним равно 700 мм. рт. ст. при 100 °С?
5. Растворимость 100 % двуокиси серы в соляровом масле при 10 °С составляет 40,6 г/л, а при 20 °С – 23,4 г/л. Определить молярную теплоту растворения?

Промежуточная аттестация

2.Макет экзаменационного билета по дисциплине «Физическая химия»

(I семестр)

1. Статистическое толкование энтропии. Уравнение Больцмана. Термодинамическая вероятность. Постулат Планка. Вычисление абсолютной энтропии.
2. Пять основных типов диаграмм плавкости двойных систем.

Химическая кинетика

Лабораторные работы по физической химии (химическая кинетика) выполняются по двое или индивидуально (если в группе нечетное число студентов). Время для выполнения лабораторной работы 4 академических часа (две пары). Расчеты по лабораторным работам осуществляются студентами в домашних условиях с использованием компьютера, желательный вид оформления лабораторной работы в Word и Excel с распечаткой на листах белой бумаги формата А4. Лабораторные работы выполняются по заранее составленному графику.

1 модуль

Контрольная работа №1. Тема: Необратимые реакции первого порядка.

В этой теме рассматриваются следующие вопросы:

1. Что называется скоростью химической гомогенной реакции.
2. Молекулярность химической реакции.
3. Закон действующих масс.
4. Константа скорости химической реакции. Размерность константы скорости в зависимости от порядка реакции и размерности используемой концентрации.

Пример типичных заданий

1. В опыте по термическому распаду найдено, что время полураспада триоксана при 185°C по мономолекулярному механизму равно году. Измерение его концентрации через 30 и 135 минут после начала опыта показало, что за время между этими двумя измерениями распалось $1,3 \cdot 10^{16}$ частиц. Чему равна начальная концентрация триоксана?
2. При нагревании раствора дибромянтарной кислоты она разлагается на броммалеиновую и бромистоводородную кислоты, при 323 К в начальный момент

реакции на пробу определенного объема идет 10,095 мл. раствора щелочи известной концентрации. После 214 мин на пробу того же объема идет 10,36 мл, а через 380 мин – 10,57 мл. раствора щелочи. Время везде указано от начала опыта.

Вычислить константу скорости этой мономолекулярной реакции и определить, через сколько времени разложится $1/3$ начального количества дибромянтарной кислоты.

3. Какие из ниже перечисленных реакций могут быть элементарными? Реакция нулевого порядка, реакция первого порядка, обратимая реакция первого порядка, реакция второго порядка, реакция дробного порядка.

Контрольная работа №2. Тема: Необратимые реакции второго порядка.

В этой теме рассматриваются следующие вопросы:

1. Три случая протекания реакций по механизму второго порядка.
2. Размерность константы скорости реакций второго порядка.
3. Период полураспада для реакций односубстратных и двухсубстратных.

Пример

1. Газовая реакция $2A \rightarrow B$ имеет второй порядок по А и протекает при постоянных объеме и температуре с периодом полураспада 1 час. Если начальное давление А равно 1 бар, то каковы парциальные давления А и В и общее давление через 1 час, 2 часа, 3 часа, после окончания реакции?

2. Вычислить среднее значение константы скорости реакции омыления этилацетата едким натром, если найдено, что при взаимодействии 0,3114 молей этилацетата с 0,5638 молей щелочи количество этих веществ в реакционной смеси изменялись следующим образом:

t, сек	0	393	669	1010	1265
NaOH, М	0.5638	0.4866	0.4467	0.4113	0.3879
Эфир, М	0.3114	0.2342	0.1943	0.1589	0.1354

3.Какая из двух реакций закончится раньше (степень превращения 99%) реакция первого порядка или одноступенчатая реакция второго порядка, при условии что численные значения константы скорости реакций равны и начальные концентрации веществ одинаковы.

Контрольная работа №3. Тема: Обратимые реакции первого порядка. Параллельные реакции первого порядка.

В этой теме рассматриваются следующие вопросы:

1. Методы нахождения констант скоростей реакций из кинетических данных.
2. Селективность процесса, интегральная и дифференциальная селективность, нахождение констант с использованием особенностей протекания параллельных реакций.
3. Сопряженные реакции, явление химической индукции.

Пример

1. Константа скорости гомогенного мономолекулярного процесса цис-транс-изомеризации бутена при 417°C равна $1.6 \cdot 10^{-6} \text{с}^{-1}$. Константа равновесия при этой температуре равна 1.14. В начальный момент времени в системе присутствует только цис-изомер. Вычислите время достижения равновесия, время осуществления превращения на 30% от наибольшего возможного, время изменения концентрации цис изомера на 2.6%.
2. Параллельная реакция первого порядка протекает по двум направлениям $A \rightarrow B$, с константой скорости k_1 и $A \rightarrow C$, с константой скорости k_2 . Известно, что в начальный момент времени $[A]_0=0.1\text{M}$; $[B]_0 = [C]_0 =0$. $k_1=100.0\text{с}^{-1}$ и $k_2 = 10.0\text{с}^{-1}$. Определите время полупревращения вещества A. Вычислите текущие концентрации B и C ко времени $t=1.0\text{мс}$.
3. В чем принципиальное отличие сопряженных реакций от параллельных конкурирующих реакций. Что такое химическая индукция?

2 модуль

Контрольная работа №4. Тема: Последовательные реакции, принцип Боденштейна. Неразветвленные цепные реакции.

В этой теме рассматриваются следующие вопросы:

1. Лабильные вещества в реакциях.
2. Стадии цепных реакций.
3. Принцип неуничтожимости свободной валентности, взаимодействие радикалов друг с другом.
4. Зависимость скорости радикальных цепных реакций от размеров и формы сосуда.

Пример

1. Какая из стадий цепной реакции требует наибольшей энергии активации, ответ поясните.
2. Перечислите наиболее широко используемые способы инициализации радикальных цепных реакций.
3. Объясните почему при последовательном проведении реакции в реакторе может быть плохая воспроизводимость результатов.

Контрольная работа №5. Тема: Влияние температуры на константу скорости реакций, Уравнение Аррениуса. Теория бинарных столкновений.

В этой теме рассматриваются следующие вопросы:

1. Зависимость предэкспоненциального множителя от температуры.
2. Случаи отрицательного температурного коэффициента и их объяснение.

Пример

1. Константа скорости разложения N_2O_5 в газовой фазе при температуре 338 К равна $0,293 \text{ мин}^{-1}$, энергия активации составляет $103,4 \text{ кДж/моль}$. Найти время полупревращения при 353 К.

2. Две реакции одинакового порядка имеют одинаковые предэкспоненциальные множители, но их энергии активации различаются: $E_2 - E_1 = 83,196 \text{ кДж/моль}$.

Рассчитать отношение их констант скоростей k_1/k_2 при 434 К

3. Объясните почему первичный фотохимический процесс не зависит от температуры.

Контрольная работа №6. Тема: Катализ гомогенный и гетерогенный.

В этой теме рассматриваются следующие вопросы:

1. Использование гомогенного и гетерогенного катализа в технике.
2. Виды гомогенного кислотно-основного катализа.
3. Неоднородность поверхности катализатора, Отравление катализатора.

Пример

1. Объясните, почему в гетерогенном катализе довольно часто встречаются реакции нулевого или отрицательного порядка.
2. Критерий отнесения реакций к специфическому кислотно-основному катализу.
3. Наиболее часто встречающиеся каталитические яды для гетерогенных катализаторов.

Электрохимия

1 модуль

Контрольная работа №1. Тема: «Теория Аррениуса. Водородный показатель. Буферные растворы. Гидролиз солей»

Пример

1. Какими методами измеряется величина pH? Поясните сущность каждого метода.
2. Выведите уравнение зависимости степени диссоциации от концентрации электролита.
3. Отношение концентрации ионов водорода в растворе бензойной кислоты к константе диссоциации этой кислоты равно 99. Вычислить концентрацию и степень диссоциации кислоты в растворе?

Контрольная работа №2. Тема: «Активность и коэффициенты активности. Расчет коэффициентов активности»

Пример

1. Почему средний коэффициент активности серной кислоты гораздо меньше среднего коэффициента активности соляной кислоты при одинаковых концентрациях?
2. Вычислить общую активность и среднюю ионную активность сульфата калия в его 0.05 моляльном растворе?
3. Исходя из величины произведения растворимости хлорида серебра, вычислить средние ионные активности в насыщенном растворе хлорида серебра?

Контрольная работа №3. Тема: «Электропроводность растворов электролитов»

Пример

1. В чем сущность релаксационного эффекта? Как влияет концентрация раствора на его величину?
2. Через раствор сульфата натрия пропускается постоянный электрический ток. Как изменится состав католита и анолита в результате электролиза?
3. Эквивалентная электропроводность $1,6 \cdot 10^{-4}$ М раствора уксусной кислоты при 25°C равна 12,77 См*см²*моль⁻¹. Вычислить константу диссоциации и pH раствора?

Контрольная работа №4. Тема: «Типы скачков потенциала на межфазных границах. ЭДС цепи как термодинамическая величина. Электродные потенциалы. Схематическое изображение электрохимических цепей»

Пример

1. Гальванический элемент, работающий обратимо, выделяет тепло в окружающую среду. Как зависит ЭДС данного элемента от температуры?
2. Вычислить электродный потенциал медного электрода, заполненного раствором сульфата меди, молярность которого 0.1?
3. Запишите схемы цепей, в которых идут реакции:
 а) $\text{AgCl}_{(\text{тв.})} + 0.5\text{H}_2 = \text{HCl}_{(\text{р-р.})} + \text{Ag}$
 б) $\text{Zn} + \text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = \text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{Ag}$

Коллоквиум № 1.

- 1) Как зависит степень электролитической диссоциации электролита от а) природы электролита б) природы растворителя в) концентрации электролита г) температуры раствора. Ответы а-г мотивируйте примерами!
- 2) Выведите уравнение зависимости степени диссоциации от концентрации электролита.
- 3) Что называется водородным показателем?
- 4) Два метода измерения pH. Дать развернутый ответ, примеры!
- 5) Механизм действия индикаторов.

- 6) Распишите и поясните механизм действия буферных растворов?
- 7) Почему растворы аминокислот (белков) обладают повышенной буферной емкостью?
- 8) Распишите поэтапно гидролиз хлорида алюминия.
- 9) Раствор слабой одноосновной кислоты довольно высокой концентрации разбавлен в 10 раз. На какую величину изменится pH раствора при этом?
- 10) Отношение концентрации ионов водорода в растворе бензойной кислоты к константе диссоциации этой кислоты равно 100. Вычислить степень диссоциации кислоты в этом растворе?
- 11) После пятикратного разбавления раствора уксусной кислоты довольно высокой концентрации величина pH полученного раствора равна 2.78. Вычислить концентрацию исходного раствора?
- 12) В растворе уксусной кислоты концентрация недиссоциированных молекул в 100 раз превышает концентрацию ионов водорода. Вычислите концентрацию раствора?
- 13) Зависимость константы диссоциации масляной кислоты от температуры выражается уравнением $\lg K = -aT - b/T + c$. Вычислить энтальпию диссоциации кислоты при 298K?
- 14) Вычислить концентрацию всех ионов и недиссоциированных молекул уксусной кислоты в ее 0,3M растворе.
- 15) Вычислить pH 0,2M раствора малеиновой кислоты?
- 16) Раствор нашатырного спирта ($pK_b = 4,75$) с начальной концентрацией C_0 оттитрован на 40% соляной кислотой. Чему будет равна величина pH полученной буферной смеси?
- 17) Какие растворы называют реальными?
- 18) Почему нельзя определить коэффициент активности отдельного сорта ионов в растворе электролита?
- 19) Как зависит величина среднего коэффициента активности электролита от концентрации последнего?
- 20) Почему средний коэффициент активности серной кислоты гораздо меньше такового для соляной кислоты при одинаковых концентрациях?
- 21) Предположите, почему средний коэффициент активности хлорида лития больше такового для хлорида калия при одинаковых концентрациях их растворов?
- 22) Какие факторы и как влияют на плотность и радиус ионной атмосферы?
- 23) Какие допущения сделаны Дебаем и Гюккелем при выводе уравнений для коэффициентов активности?
- 24) Почему сольватация ионов увеличивает величину их коэффициентов активности?
- 25) Вычислить среднюю ионную активность сульфата калия в его 0,05-моляльном растворе?
- 26) Вычислить среднюю ионную активность электролита, полученного при реакции 200мг натрия с 200мл воды?
- 27) В растворе содержатся сульфат натрия и хлорид калия, причем их концентрации одинаковы, а ионная сила равна 0,08. Вычислите средние ионные активности солей в растворе?
- 28) Исходя из величины произведения растворимости хлорида серебра, вычислите средние ионные активности в насыщенном растворе хлорида серебра?
- 29) Рассчитайте среднюю ионную активность хлорида кадмия, при его моляльной концентрации = 0,05 и среднем коэффициенте активности = 0,304?
- 30) Вычислить средние ионные коэффициенты активности электролитов в водных растворах, содержащих хлорид кальция и нитрат натрия моляльные концентрации которых соответственно равны 0,012 и 0,018. $\nu_a = 1,5$.
- 31) Как уменьшить сопротивление металлического проводника?
- 32) Какие факторы и как влияют на величину электропроводности растворов электролитов? Объясните механизм этого влияния.
- 33) Каков физический смысл величины удельной электропроводности?
- 34) Во сколько раз больше или меньше абсолютная скорость иона его подвижности?
- 35) Объясните зависимость удельной электропроводности сильных и слабых электролитов от концентрации?
- 36) Объясните реакциями, почему подвижность катиона гидроксония выше, чем подвижность гидроксид аниона?
- 37) Почему на зависимости растворов многих электролитов появляется максимум, с чем он связан? Объясните эти явления.

- 38) Почему подвижность иона лития меньше подвижности иона натрия?
- 39) Что такое эффект Вина??
- 40) В чем проявляется эффект Дебая-Фалькенгагена?
- 41) Как определить константу диссоциации электролита, измеряя его электропроводность?
- 42) Как определить теплоту диссоциации уксусной кислоты методом кондуктометрии?
- 43) Что произойдет с величинами концентраций католита и анолита в результате электролиза раствора серной кислоты с платиновыми электродами?
- 44) Как рассчитать радиус в гидратированном состоянии иона натрия, если известна вязкость воды при данной температуре? Больше или меньше будет подвижность этого иона в глицерине?
- 45) Эквивалентная электропроводность раствора масляной кислоты при концентрации 0,01М равна 41,3 См/см. Исходя из величины константы диссоциации кислоты вычислите предельную подвижность бутират-аниона?
- 46) Через раствор ляписа в течение 2-х часов пропусклся постоянный ток в 0,5 А. Считая подвижности ионов соли равными предельным, определите убыль (в граммах) в католите и в анолите?
- 47) Объясните, почему размер в гидратированном состоянии иона лития больше, чем иона калия?
- 48) Какая сила при движении частиц в электролитической ячейке противодействует силе электрического поля. Запишите уравнения 3-его закона Ньютона для этих сил и выведите скорость движения иона данного сорта?
- 49) Найдите частные производные объема V металлического проводника цилиндрической формы длиной L и радиуса R ?
- 50) Выведите зависимость коэффициента активности данного сорта ионов в растворе электролита от химических потенциалов такого сорта в этом растворе?

2 модуль

Контрольная работа №5. Тема: «Классификация электродов. Классификация электрохимических цепей. Расчеты электрохимических реакций»

Пример

1. Концентрационная цепь состоит из амальгамных цинковых электродов, в которых активность цинка равна $2,73 \cdot 10^{-5}$ и $1,22 \cdot 10^{-5}$ М, а электролитом служит хлорид цинка. Вычислить ЭДС цепи?
2. Все ли электроды первого рода можно реализовать на практике? Почему?
3. От чего зависит величина потенциала на кривой потенциометрического титрования?

Контрольная работа №6. Тема: «Электрокапиллярные явления. Двойной электрический слой. Поляризация электродов»

Пример

1. Почему происходит поляризация электродов при прохождении тока через электрохимическую цепь?
2. Металлическая пластинка размерами $50 \cdot 60 \cdot 2$ мм³ электролитически покрывается серебром. Сколько времени нужно пропускать ток 800 мА, чтобы толщина покрытия составила 0,1 мм?
3. В чем сущность модели ДЭС Штерна?

Контрольная работа №7. Тема: «Перенапряжение диффузии. Перенапряжение перехода. Уравнения Фольмера и Тафеля»

Пример

1. Что называется диффузионным слоем? Какие факторы влияют на его толщину?
2. Равновесный электродный потенциал некоторого электрода первого рода ($z_+=2$) равен $-0,29$ В. Константы a и b уравнения Тафеля для анодной реакции равны соответственно $0,412$ и $0,085$ В. Вычислить потенциал данного электрода в качестве катода, если площадь его поверхности 10 см^2 , а катодный ток равен $0,6 \text{ А}$?
3. Что называется стадией перехода электрона электродной реакции?

Контрольная работа №8. Тема: «Влияние ДЭС на стадию перехода электродной реакции. Перенапряжение химической реакции. Катодное выделение водорода. Анодное окисление металлов. Электрохимическая коррозия металлов и способы защиты от нее»

Пример

1. Какие полуреакции идут на серебряных электродах при электролизе раствора КОН?
2. Какой процесс называется пассивацией металлов? Приведите примеры.
3. Какими способами можно уменьшить скорость коррозии металлов?

Коллоквиум № 2.

- 1) ЭДС элемента, в котором протекает двухэлектронная реакция равна $0,4328$ В при 293 К и $0,4291$ В при 308 К . Вычислить энергию гиббса, энтальпию и энтропию реакции при 298 К .
- 2) Рассчитать потенциал стандартного водородного электрода в щелочной среде.
- 3) Записать уравнение реакции в цепи:
 $\text{Co}|\text{Co}(\text{OH})_2|\text{KOH}|\text{Ag}_2\text{O}|\text{Ag}$
- 4) Запишите уравнение реакции, протекающей в системе:
 $\text{Pt}, \text{H}_2|\text{H}_2\text{SO}_4|\text{Hg}_2\text{SO}_4, \text{Hg}$
- 5) Запишите схему цепи, в которой можно осуществить реакцию:
 $\text{Cu} + 2\text{Fe}^{3+} = \text{Cu}^{2+} + 2\text{Fe}^{2+}$
- 6) Что называется внутренним, внешним и поверхностным потенциалом фаз (физический смысл).
- 7) Физический смысл электрохимического потенциала компонента в фазе.
- 8) Запишите условие электрохимического равновесия.
- 9) Физический смысл температурного коэффициента ЭДС.
- 10) Гальванический элемент работает обратимо и выделяет в окружающую среду тепло. Как зависит ЭДС данного элемента от температуры.
- 11) ЭДС элемента, работающего обратимо, при 275 К больше, чем при 298 К . Выделяется или поглощается тепло при работе данного элемента.
- 12) В гальваническом элементе идет самопроизвольная реакция, в котором из конденсированных веществ образуются газообразные продукты. Как влияет увеличение общего давления на ЭДС элемента.
- 13) Запишите схему цепи, в которой идет реакция:
 $\text{AgCl}(\text{тв.}) + 0,5\text{H}_2 = \text{HCl}(\text{р-р.}) + \text{Ag}$
- 14) Предложите схему цепи и запишите уравнение полуреакций и суммарной реакции в цепи, составленной из электродов:
А) цинкового и ртутносульфатного
Б) серебряного и хлорсеребряного

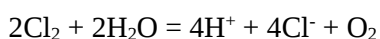
- 15) Как запишется стандартная ЭДС для следующих цепей, если известны стандартные электродные потенциалы соответствующих полуреакций (где катод и анод в этих цепях):



- 16) Рассчитайте ЭДС при 25°C топливного элемента, в котором бутан окисляется кислородом, если парциальные давления всех газов равны 1 атм. (Запишите ответ в общем виде).

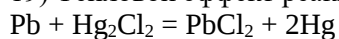
- 17) Зависимость ЭДС элемента от температуры имеет вид: $E = a + bT$. Получите уравнения для энергии Гиббса, энтальпии и энтропии.

- 18) Константа равновесия реакции:



при 298 К равна $1,122 \cdot 10^9$. Вычислите стандартное изменение энергии Гиббса и стандартное значение ЭДС.

- 19) Тепловой эффект реакции:



при 298 К равен -94,2 кДж/моль. ЭДС элемента, в котором протекает эта реакция возрастает на $1,45 \cdot 10^{-3}$ В при повышении температуры на 10 К. Вычислите ЭДС и изменение энтропии при 298 К. Изобразите схему элемента.

- 20) ЭДС элемента: $\text{Zn}|\text{ZnSO}_4|\text{Hg}_2\text{SO}_4(\text{тв.})|\text{Hg}$ концентрация сульфата цинка в котором 0,1 (моляльная) равна 1,375 В. Вычислите по этим данным стандартную ЭДС и константу равновесия.

- 21) Вычислите электродный потенциал кислородного электрода в аммиачном буфере с одинаковыми концентрациями компонентов при парциальном давлении кислорода $1,52 \cdot 10^5$ Па.

- 22) Физический смысл электродного потенциала.

- 23) В чем может заключаться разница в значении стандартных электродных потенциалов хлорсеребряного и йодсеребряного электродов.

- 24) Какая полуреакция и в каких условиях используется в качестве стандартной при введении понятия электродного потенциала.

- 25) Покажите, почему потенциал стандартного водородного электрода равен нулю.

- 26) Что положено в основу классификации электродов.

- 27) Возможно ли увеличение электродного потенциала электродов первого рода при уменьшении концентрации электролита в них. Поясните.

- 28) Литий химически менее активный металл, чем калий. Почему же стандартный электродный потенциал литиевого электрода отрицательнее, чем калиевого.

- 29) Все ли электроды первого рода можно реализовать на практике. Приведите примеры.

- 30) Влияет ли природа металла газового электрода на величину электродного потенциала, рассчитанную по уравнению Нернста.

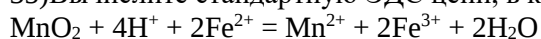
- 31) Опишите строение и принцип работы ионселективных электродов.

- 32) Где и почему возникает диффузионный потенциал и как его убрать.

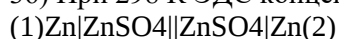
- 33) Имеются два жидкостных соединения, концентрации растворов в них одинаковы: $\text{KCl}|\text{NaCl}|$ и $\text{KCl}|\text{HCl}|$. В чем причина различия диффузионных потенциалов в данных элементах.

- 34) Вычислите электродный потенциал медного электрода, заполненного раствором сульфата меди, моляльность которого 0,1.

- 35) Вычислите стандартную ЭДС цепи, в которой можно осуществить реакцию:



- 36) При 298 К ЭДС концентрационного элемента:



равна 0,0185 В. Моляльность первого раствора – 0,05, второго – 0,005. Вычислите средний коэффициент активности в более концентрированном растворе сульфата цинка, если во втором растворе этот коэффициент = 0,477.

- 37) ЭДС элемента $\text{Pt}, \text{H}_2(1 \text{ атм.})|\text{HCl}|\text{AgCl}(\text{тв.})|\text{Ag}$

При 298 К равна 0,332 В. Вычислите величину рН соляной кислоты в элементе.

- 38) Концентрационная цепь состоит из амальгамных цинковых электродов, в которых активность цинка равна $2,73 \cdot 10^{-5}$ и $1,22 \cdot 10^{-5}$ М, а электролитом служит хлорид цинка. Вычислите ЭДС цепи.

- 39) Почему стандартный электродный потенциал хлорсеребряного электрода больше стандартного электродного потенциала иодсеребряного электрода.
- 40) Каков физический смысл числа Фарадея.
- 41) Что такое выход по току электродной реакции. Может ли он быть больше 1.
- 42) Что можно измерять и изучать методом кулонометрии (приведите по крайней мере 4 пункта).
- 43) Что называется скоростью электродной реакции. Запишите уравнение.
- 44) Почему плотность тока на поверхности электрода есть мера скорости электродной реакции.
- 45) Могут ли различаться скорости реакций на катоде и аноде одной и той же ячейки, если площади поверхности электродов одинаковы.
- 46) В U-образную трубку, содержащую раствор щелочи погружены платиновые электроды. Напишите уравнения полуреакций на каждом электроде при пропускании тока через этот раствор.
- 47) Почему происходит поляризация электродов при пропускании тока через цепь.
- 48) Назовите важнейшие стадии электродной реакции. Какая из них лимитирующая.
- 49) Сколько миллилитров газовой смеси, приведенной к нормальным условиям, соответствует одному кулону электричества, пропущенного через кулометр.
- 50) Электролизеры, один из которых содержит раствор сульфата меди, а второй раствор ляписа, соединены последовательно. При пропускании тока, на катоде первого электролизера выделилось 0,54 г. меди. Сколько граммов серебра выделилось на катоде второго электролизера.
- 51) Какое время надо пропускать ток 5 А через раствор гидроксида натрия, чтобы получить 2 литра сухого водорода при нормальных условиях.
- 52) Металлическая пластинка размерами $50 \times 60 \times 2$ мм³ электролитически покрывается серебром. Сколько времени нужно пропускать ток 800 мА, чтобы толщина покрытия составила 0,1 мм.
- 53) При электролизе раствора серной кислоты с платиновыми электродами, в течение 2 часов на них выделилось 650 мл газа. Вычислить величину постоянного тока в цепи при температуре 24°C, атмосферном давлении 745 мм.рт.ст. и давлении паров воды 0,0304 атм.
- 54) При электролизе раствора сульфата никеля на катоде выделяются никель и водород. Прохождение тока 1,5 А в течение 25 минут сопровождается выделением 20 мл. водорода (н.у.). Вычислите выход никеля по току.
- 55) Через электролизер, содержащий раствор сульфата меди проходит ток 150 мА. Вычислить скорость электродных реакций на электродах, если площади поверхности катода равны 5 и 15 см² соответственно.
- 56) Эквивалентная электропроводность раствора уксусной кислоты равна 0,95 См*см²/г-экв. Вычислить электродный потенциал платинового катода в этом растворе, если абсолютная величина поляризации электрода равна 250 мВ.
- 57) Выведите и запишите основное уравнение электрокапиллярности. Поясните каждый параметр в нем.
- 58) Нарисуйте электрокапиллярные кривые для хлорида калия, бромида калия, иодида калия. Зачем изучают такие кривые (приведите пример для медицины).
- 59) Что такое двойной электрический слой. Нарисуйте модели ДЭС.
- 60) Как измерить поляризацию какого-либо электрода. Нарисуйте схему.
- 61) Что такое перенапряжение диффузии. Выведите уравнение для перенапряжения диффузии.
- 62) Запишите законы Фика и поясните их.
- 63) Как осуществляется качественный и количественный анализ с использованием метода полярографии.
- 64) Что такое перенапряжение перехода.

Промежуточная аттестация

2.Макет экзаменационного билета по дисциплине «Физическая химия»

(II семестр)

1. Кинетический закон действия масс. Константа скорости химической реакции, методы экспериментального определения.
2. Теория бинарных столкновений. Уравнение для константы скорости реакций между двумя различными частицами. Сопоставление расчетных и

экспериментальных данных.

3. Гомогенный катализ. Кислотно-основной катализ. Классификация реакций кислотно-основного типа.

Шкала оценивания выполнения индикаторов:

Индикатор считается выполненным, если либо во время текущей, либо промежуточной аттестации студент набрал как минимум пороговое количество баллов за те виды активности, которые отвечают за данный индикатор.

1-й семестр

№	Индикатор	Текущая аттестация		Промежуточная аттестация (экзамен)	
		Порог	Максимум	Порог	Максимум
1	ОПК-1.3	20	60	20	40
	ОПК-2.1				
	ОПК-2.4				
	ОПК-3.1				
	ОПК-3.2				
	ОПК-6.2				

2-й семестр

№	Индикатор	Текущая аттестация		Промежуточная аттестация (экзамен)	
		Порог	Максимум	Порог	Максимум
1	ОПК-1.3	20	60	20	40
	ОПК-2.1				
	ОПК-2.4				
	ОПК-3.1				
	ОПК-3.2				

Шкала и критерии выставления оценок за дисциплину:

Шкала и критерии выставления оценок «отлично», «хорошо», «удовлетворительно» и «неудовлетворительно» описаны в локальной нормативной документации Тверского государственного университета (Положение о рейтинговой системе обучения студентов ТвГУ). Положительная оценка может быть выставлена только в том случае, если выполнены все индикаторы.

Вопросы для подготовки к экзамену по дисциплине «Физическая химия»**1 семестр**

Основные понятия химической термодинамики: система, фаза, компонент. Термодинамические переменные. Экстенсивные и интенсивные переменные. Постулат равновесия. Нулевой закон термодинамики. Температура. Газовый термометр. Абсолютная температура.

Уравнения состояния системы. Уравнение состояния идеального газа. Уравнение Ван-дер-Ваальса для реального газа. Критическая изотерма. Критическая точка. Свойства воды в сверхкритическом состоянии. Теорема о соответственных состояниях и ее трактовка в классической и статистической термодинамике. Вириальные уравнения. Уравнение состояния для жидкостей и твердых тел.

Первый закон термодинамики. Его формулировка и следствия. Функции состояния и функции пути. Теплота, работа и изменение внутренней энергии для различных процессов в идеальном газе. Энтальпия. Вычисление изменений внутренней энергии и энтальпии из опытных данных.

Закон Гесса. Теплоты реакций Q_V и Q_p . Стандартные энтальпии химических реакций. Энтальпии образования химических соединений. Возможности расчёта энтальпий химических реакций методами квантовой химии.

Теплоемкости. Их определение в классической и статистической термодинамике. Использование теплоемкостей для расчетов изменения энергии, энтальпии и энтропии.

Зависимость энтальпий химических реакций от температуры. Уравнение Кирхгофа.

Второй закон термодинамики. Энтропия, как функция состояния. Изменение энтропии при не обратимых процессах. Неравенство Клаузиуса, производство энтропии, "потерянная работа" и "некомпенсированная теплота".

Математический аппарат термодинамики. Фундаментальное уравнение Гиббса. Внутренняя энергия, как однородная функция объема, энтропии и числа молей. Уравнение Гиббса-Дюгема. Термодинамические потенциалы. Соотношения Максвелла и их использование при расчетах энергии, энтальпии и энтропии. Уравнение Гиббса-Гельмгольца.

Термодинамические потенциалы (характеристические функции) и их свойства. Различные формы записи условий термодинамического равновесия. Критерий самопроизвольного протекания процесса.

Химический потенциал. Его различные определения. Способы вычисления изменений химического потенциала в термодинамике и статистической термодинамике.

Химический потенциал и стандартный химический потенциал идеального газа.

Химический потенциал реальных газов и его расчеты по методу летучести (фугитивности) Льюиса.

Химические равновесия в закрытых системах. Условие химического равновесия. Изотерма химической реакции. Стандартная энергия Гиббса химической реакции.

Химические равновесия в газовой фазе. Различные формы записи констант равновесия и связь между ними. Закон действующих масс и его термодинамический вывод.

Условия фазового равновесия. Условия мембранного равновесия. Правило фаз Гиббса.

Фазовые равновесия в однокомпонентных системах. Уравнение Клапейрона Клаузиуса. Его применение к процессам плавления, сублимации и испарения в однокомпонентных системах (на примере H_2O). Диаграммы состояния серы и фосфора. Энантиотропия и монотропия. Диаграмма состояния углерода. Фазовые переходы первого рода. Пластические фазовые переходы. Жидкие кристаллы. Фазовые переходы второго рода. Уравнения Эренфеста.

Основные понятия термодинамики растворов. Функции смешения, избыточные функции смешения. Мольная энергия Гиббса смешения. Идеальные растворы. Закон Рауля и закон Генри. Стандартный химический потенциал компонента в жидком и твердом растворах. Стандартные состояния "чистое вещество" и "бесконечно-разбавленный раствор".

Неидеальные растворы. Метод активностей Льюиса. Вычисление коэффициентов активности из экспериментальных данных по давлению пара компонентов раствора. Термодинамическая классификация растворов.

Фазовые равновесия в двухкомпонентных системах: зависимость растворимости вещества от температуры, криоскопия, эбулиоскопия. Экстракционное равновесие. Осмос, уравнение Вант-Гоффа.

Уравнения Гиббса-Дюгема-Маргулеса. Обобщенное уравнение Гиббса Дюгема. Мольные (интегральные) и парциальные мольные величины. Их определение для бинарных растворов. Зависимость парциальных мольных объемов от состава в системе $\text{H}_2\text{O} - \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.

Расслаивание в двухкомпонентных системах.

Правило фаз Гиббса и его применение к различным диаграммам состояния бинарных систем (простая эвтектика, диаграмма с конгруэнтно и инконгруэнтно плавящимся соединением).

Равновесие жидкость - пар в двухкомпонентных системах. Различные виды диаграмм состояния в координатах: $P(x_i, y_i)$ - $Tk(x_i, y_i)$ - $x_i(y_i)$. Азеотропные смеси. Законы Гиббса Коновалова.

Химические равновесия в растворах. Константы равновесия при различном выборе стандартных состояний для участников реакции. Химическое равновесие в разбавленном растворе. Влияние инертного растворителя.

Гетерогенные химические равновесия с образованием и без образования твердых растворов/

Зависимость констант равновесия от температуры. Изобара Вант-Гоффа и ее интегрирование.

Третий закон термодинамики. Формулировка Нернста и формулировка

Планка. Расчеты констант равновесия с использованием таблиц стандартных значений термодинамических функций и приведенной энергии Гиббса.

Расчет равновесного состава и выходов продуктов при протекании нескольких химических реакций (на примере реакции образования NH_3 , гидрирования этилена).

Адсорбция и ее определения. Адсорбционное уравнение Гиббса. Изотерма Лэнгмюра, ее анализ и области применимости.

Полимолекулярная адсорбция. Уравнение БЭТ и его применение для определения поверхности твердых тел.

Основные постулаты статистической термодинамики. Метод ячеек Больцмана. Фазовые пространства, плотность вероятности в фазовом пространстве. Микроканонический и канонический ансамбли Гиббса.

Энтропия в статистической термодинамике. (Формула Больцмана, микроканонический ансамбль, канонический ансамбль).

Статистические суммы по состояниям Z и Q . Расчет с их помощью внутренней энергии, энтропии, энергии Гельмгольца и энергии Гиббса.

Поступательная сумма по состояниям и ее вклады в термодинамические функции. Формула Закура Тетроде для энтропии идеального газа.

μ - пространство. Распределение молекул по скоростям и энергиям в идеальном газе. Средние скорости, средние энергии.

Теорема равнораспределения и область ее применимости. Характеристические температуры. Применение к теории теплоемкостей.

Колебательная сумма по состояниям. Теории теплоемкости Эйнштейна и Дебая (без вывода).

Вращательные суммы по состояниям. Вклады вращательного движения термодинамические функции для модели жесткого ротатора.

Электронная и ядерная суммы по состояниям. Орто- и пара- водород. Электронная составляющая теплоемкости атомарного хлора.

Статистический расчет константы химического равновесия для многоатомных идеальных газов. Сопоставление статистического и классического термодинамического расчетов.

Статистическая теория реальных газов. Метод Урселла Майер (использование первых двух слагаемых ряда). Статистическое рассмотрение вириального уравнения.

Метод ячеек в статистической термодинамике жидкостей. Расчет энтропии смешения в рамках решеточной модели раствора.

2 семестр

Основные понятия и постулаты формальной кинетики. Прямая и обратная кинетические задачи. Параметры кинетических уравнений.

Молекулярность и порядок реакции. Методы определения порядка реакции. Реакции переменного порядка (привести примеры).

Уравнение Аррениуса. Способы определения опытной энергии активации и ее связь с энергиями активации элементарных процессов.

Кинетическое описание необратимых реакций первого порядка в закрытых системах. Время полупревращения и среднее время жизни исходных молекул.

Обратимая реакция первого порядка и определение ее кинетических параметров. Скорость реакции и химическое сродство.

Необратимые реакции нулевого и второго порядков, определение константы скорости из опытных данных. Время полупревращения (при одинаковых концентрациях компонентов).

Необратимые последовательные реакции первого порядка (точное и приближенное решения кинетической задачи). Принцип квазистационарных концентраций и область его применения.

Методы квазистационарных и квазиравновесных концентраций в химической кинетике (на любом примере).

Уравнение Михаэлиса-Ментен. Определение его кинетических параметров из опытных данных. Сопоставление со схемой Лэнгмюра-Хиншельвуда в гетерогенном катализе.

Кинетика ферментативных реакций с конкурентным ингибированием.

Неразветвленные цепные реакции. Скорость темновой и фотохимической реакции образования HBr . Уравнение Боденштейна-Линда.

Вывод кинетического уравнения для разветвленных цепных реакций и его анализ (на примере горения водорода). Метод квазистационарности Семенова.

Разветвленные цепные реакции: полуостров воспламенения и причины появления нескольких пределов воспламенения. Положение первого предела воспламенения для смеси водорода с кислородом.

Положение второго предела воспламенения для реакции $\text{H}_2 + \text{O}_2$.

Скорости реакций в открытых системах. Уравнение для стационарной скорости реакции в реакторах идеального смешения и идеального вытеснения. Скорости реакции первого порядка в реакторе идеального смешения (необратимая,

обратимая и последовательная реакция ($A \rightarrow B \rightarrow C$)). Определение констант скорости по стационарным концентрациям исходного вещества и продукта реакции.

Использование адиабатического приближения для описания химической реакции частиц: поверхность потенциальной энергии, путь реакции, энергия активации.

Теория активированного комплекса и статистический вывод основного уравнения. Взаимосвязь опытной и истинной энергий активации.

Термодинамический аспект теории активированного комплекса. Реакции в растворах. Уравнение Бренстеда - Бьеррума.

Теория активных соударений. Уравнение Траутца—Льюиса.

Применение теории активных соударений к бимолекулярным реакциям.

Использование теории активированного комплекса для оценки стерического множителя теории активных соударений.

Интерпретация предэкспоненциального множителя в статистическом и термодинамическом аспектах теории активированного комплекса. Энтропия активации.

Мономолекулярные реакции и их описание в теории активированного комплекса (в статистическом и термодинамическом аспектах).

Кинетические особенности мономолекулярных реакций. Применение теории соударений. Схема Линдемана. Поправка Хиншельвуда.

Реакции в растворах. Уравнение Смолуховского (без вывода) и его применение в кинетике бимолекулярных реакций. «Клеточный эффект».

Кинетические характеристики элементарных процессов фотохимии. Принцип Франка-Кондона. Физические и химические свойства молекул в электронно-возбужденном состоянии.

Законы фотохимии. Квантовый выход. «Двухквантовые процессы». Кинетическая схема Штерна - Фольмера.

Основные понятия и классификации в катализе. Механизмы каталитических реакций. Особенности гетерогенно-каталитических процессов.

Механизмы кислотно-основных каталитических реакций и их классификация. Цеолиты и их свойства. Твердые кислоты как катализаторы.

Кинетика реакций специфического кислотного катализа. Механизмы и лимитирующие стадии. Функция кислотности Гаммета.

Кинетика реакций общего кислотного и общего основного катализа. Механизмы реакций и лимитирующие стадии процесса. Уравнение Бренстеда и его анализ.

Корреляционные соотношения между теплотами и энергиями активации различных процессов. Уравнения Бренстеда. Уравнение Семенова

для радикальных реакций.

Кинетика Лэнгмюра-Хиншельвуда для реакции на однородной поверхности катализатора. Особенности кинетики и записи константы равновесия в адсорбционном слое (общий случай).

Кинетика гетерогенно-каталитических реакций с диффузионными ограничениями. Внешняя диффузия (метод равнодоступной поверхности). Внутренняя диффузионная кинетика (без вывода).

Кинетика каталитических реакций во внутренней диффузионной области. Решение кинетической задачи Зельдовича-Тиле для необратимой реакции первого порядка.

Основные положения теории Аррениуса. Причины устойчивости ионов в растворах электролитов. Энергии кристаллической решетки и сольватации ионов.

Теория сильных электролитов Дебая-Хюккеля: вывод формулы для потенциала ионной атмосферы в растворе 1,1-валентного электролита.

Первое и второе приближения теории Дебая-Хюккеля для расчета среднего ионного коэффициента активности.

Современные подходы к теории сильных электролитов.

Удельная и эквивалентная электропроводности электролитов. Подвижности отдельных ионов. Первоначальная и современная формулировки закона Кольрауша.

Числа переноса, их зависимость от концентрации раствора. Методы определения чисел переноса.

Зависимость эквивалентной электропроводности от температуры и концентрации раствора. Уравнение Онзагера.

Процессы диффузии и миграции в растворах электролитов. Формула Нернста-Эйнштейна. Диффузионный потенциал на границе двух растворов.

Разности потенциалов в электрохимических системах. Потенциалы Вольта и Гальвани. Потенциал нулевого заряда и методы его определения.

Электрохимический потенциал. Условия равновесия на границе электрода с раствором и в электрохимической цепи. Уравнение Нернста.

Относительные и стандартные электродные потенциалы. Расчет ЭДС с помощью таблиц стандартных потенциалов.

Классификация электродов и электрохимических цепей.

Уравнение Гиббса-Гельмгольца и его применение к электрохимическим системам.

Определение методом ЭДС энергии Гиббса, энтальпии и энтропии химической реакции.

Определение методом ЭДС коэффициентов активности, рН раствора и чисел переноса.

Применение кондуктометрии и потенциометрии для определения термодинамических величин и аналитических целей.

Электрокапиллярные явления. Основное уравнение электрокапиллярности и уравнение Липпмана. Потенциал нулевого заряда.

Модельные представления о двойном электрическом слое (модели Гельмгольца, Гуи-Чапмена, Штерна и Грэма).

Лимитирующие стадии в электрохимических реакциях. Поляризация электрода и ток обмена.

Диффузионная кинетика электродных процессов: три основных уравнения, вывод уравнения поляризационной кривой для реакции типа .

Полярография: сущность метода, вывод уравнения полярографической волны. Уравнение Ильковича.

Основы теории замедленного разряда: вывод основного уравнения Батлера - Фольмера и его анализ. Уравнение Тафеля.

Теория замедленного разряда: влияние двойного электрического слоя на скорость электровосстановления ионов H_2O + и $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$.

Электрохимическая теория коррозии: стационарный потенциал и ток саморастворения металла. Методы защиты металлов от коррозии.

Химические источники тока. Термодинамические и кинетические аспекты их работы.

Перечень основной и дополнительной учебной литературы, необходимой для освоения дисциплины:

1.

а) Основная литература:

1. Зарубин Д. П. Физическая химия: Учебное пособие. – М.: ООО "Научно-издательский центр ИНФРА-М", 2017. - 474 с. – Электронный ресурс. – Режим доступа: <http://znanium.com/go.php?id=469097>

б) Дополнительная литература:

1. Свиридов В. В. Физическая химия. Учебное пособие. - Москва : Лань", 2016. – Электронный ресурс. – Режим доступа: http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=87726

2. Программное обеспечение

а) Лицензионное программное обеспечение:

- Microsoft Office профессиональный плюс 2013
- Microsoft Windows 10 Enterprise
- HyperChem

б) Свободно распространяемое программное обеспечение

- Google Chrome

3. Современные профессиональные базы данных и информационные справочные системы

- ЭБС «ZNANIUM.COM» www.znanium.com;
- ЭБС «Университетская библиотека онлайн» <https://biblioclub.ru/>;
- ЭБС «Лань» <http://e.lanbook.com>

4. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», необходимых для освоения дисциплины

1. Виртуальная образовательная среда ТвГУ (<http://moodle.tversu.ru>)
2. Научная библиотека ТвГУ (<http://library.tversu.ru>)

Сведения об обновлении рабочей программы дисциплины

№п.п.	Обновленный раздел рабочей программы дисциплины	Описание внесенных изменений	Реквизиты документа, утвердившего изменения
1.			
2.			