



Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Щёкина Вера Витальевна
Должность: Ректор
Дата подписания: 19.03.2024 04:34:21
Уникальный программный ключ:
a2232a55157e576551a8999b1190892af539894204

	МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
	федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования «Благовещенский государственный педагогический университет»
	ОСНОВНАЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНАЯ ПРОГРАММА Рабочая программа дисциплины

УТВЕРЖДАЮ
Декан естественно-географического
факультета ФГБОУ ВО «БГПУ»
 И.А. Трофимцова
«22» мая 2019 г.

**Рабочая программа дисциплины
ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

**Направление подготовки
04.03.01 ХИМИЯ**

**Профиль
«АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»**

**Уровень высшего образования
БАКАЛАВРИАТ**

**Принята на заседании кафедры химии
(протокол № 8 от «15» мая 2019 г.)**

СОДЕРЖАНИЕ

1 ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА	3
2 УЧЕБНО-ТЕМАТИЧЕСКОЕ ПЛАНИРОВАНИЕ	5
3 СОДЕРЖАНИЕ ТЕМ (РАЗДЕЛОВ)	12
4 МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ (УКАЗАНИЯ) ДЛЯ СТУДЕНТОВ ПО ИЗУЧЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ	18
5 ПРАКТИКУМ ПО ДИСЦИПЛИНЕ	20
6 ДИДАКТИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ КОНТРОЛЯ(САМОКОНТРОЛЯ) УСВОЕННОГО МАТЕРИАЛА	24
7 ПЕРЕЧЕНЬ ИНФОРМАЦИОННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ, ИСПОЛЬЗУЕМЫХ В ПРОЦЕССЕ ОБУЧЕНИЯ	42
8 ОСОБЕННОСТИ ИЗУЧЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ ИНВАЛИДАМИ И ЛИЦА- МИ С ОГРАНИЧЕННЫМИ ВОЗМОЖНОСТЯМИ ЗДОРОВЬЯ	42
9 СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ И ИНФОРМАЦИОННЫХ РЕСУРСОВ	43
10 МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКАЯ БАЗА	44
11 ЛИСТ ИЗМЕНЕНИЙ И ДОПОЛНЕНИЙ	46

1 ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

1.1 Цель дисциплины: сформировать фундаментальные знания в различных разделах физической химии (химическая термодинамика, фазовые, химические и адсорбционные равновесия, учение о растворах, элементы статистической термодинамики и линейной термодинамики необратимых процессов, химическая кинетика, катализ и электрохимия).

1.2 Место дисциплины в структуре ООП

Дисциплина «Физическая химия» относится к дисциплинам обязательной части блока Б1. (Б1.О.19).

Для освоения дисциплины «Физическая химия» обучающиеся используют знания, умения, сформированные в ходе изучения неорганической, аналитической, квантовой химии, кристаллохимии, а также органической химии.

Дисциплина «Физическая химия» обобщает экспериментальный и теоретический материал, полученный в разных разделах химии, является теоретической основой всей химической науки и технологии химических процессов.

1.3 Дисциплина направлена на формирование следующих компетенций: УК-1, ОПК-1, ОПК-2, ПК-1:

-УК-1. Способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, применять системный подход для решения поставленных задач, **индикаторами** достижения которой является:

- УК-1.1 Анализирует задачу, выделяя ее базовые составляющие.
- УК-1.2 Определяет, интерпретирует и ранжирует информацию, требуемую для решения поставленной задачи.
- УК-1.3 Осуществляет поиск информации для решения поставленной задачи по различным типам запросов.
- УК-1.4 При обработке информации отличает факты от мнений, интерпретаций, оценок, формирует собственные мнения и суждения, аргументирует свои выводы и точку зрения, в том числе с применением философского понятийного аппарата.
- УК-1.5 Рассматривает и предлагает возможные варианты решения поставленной задачи, оценивая их достоинства и недостатки.

- ОПК-1. Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений, **индикаторами** достижения которой является:

- ОПК-1.1 Систематизирует и анализирует результаты химических экспериментов, наблюдений, измерений, а также результаты расчетов свойств веществ и материалов.
- ОПК-1.2 Предлагает интерпретацию результатов собственных экспериментов и расчетно-теоретических работ с использованием теоретических основ традиционных и новых разделов химии.
- ОПК-1.3 Формулирует заключения и выводы по результатам анализа литературных данных, собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ химической направленности.

- 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, **индикаторами** достижения которой является:

- ОПК-2.1 Работает с химическими веществами с соблюдением норм техники безопасности.
- ОПК-2.2 Синтезирует вещества и материалы разной природы с использованием имеющихся методик.
- ОПК-2.3 Проводит стандартные операции для определения химического и фазового состава веществ и материалов на их основе.
- ОПК-2.4 Исследует свойства веществ и материалов с использованием серийного научного оборудования.

- **ПК-1.** Владеет системой фундаментальных химических понятий и законов, **индикаторами** достижения которой является:

- ПК-1.1 Понимает основные принципы, законы, методологию изучаемых химических дисциплин, теоретические основы физических и физико-химических методов исследования;

- ПК-1.2 Использует фундаментальные химические понятия в своей профессиональной деятельности;

- ПК-1.3 Интерпретирует полученные результаты, используя базовые понятия химических дисциплин.

1.4 Перечень планируемых результатов обучения. В результате изучения дисциплины студент должен

- **знать:**

- пути поиска информации для использования полученных теоретических и практических знаний в области физической химии;

- основы поиска, критического анализа и синтеза информации, системного подхода для решения поставленных задач в рамках дисциплины физическая химия;

- основные современные методы исследования химических веществ;

- методы и способы обработки информации результатов химического эксперимента, результатов наблюдений и измерений;

- информационные источники справочного, научного, нормативного характера;

- основы современных теорий в области физической химии и способы их применения для решения теоретических и практических задач в любых областях химии;

- **уметь:**

- применять и анализировать основы поиска, критического анализа и синтеза информации, системного подхода для решения поставленных задач;

- анализировать задачу, выделяя ее базовые составляющие и осуществляет декомпозицию задачи;

- грамотно, логично, аргументированно формировать собственные суждения и оценки;

- отличать факты от мнений, интерпретаций, оценок и т.д. в рассуждениях других участников деятельности;

- определять и оценивать практические последствия возможных решений;

- сопоставляет разные источники информации с целью выявления их противоречий и поиска достоверных суждений;

- обрабатывать, анализировать и обобщать результаты наблюдений и измерений;

- выявлять связь между физическими и химическими процессами, между строением и свойствами неорганических веществ,

- решать задачи, используя принципы и методы физической химии;

- объяснять и анализировать на основе экспериментальных данных свойства веществ и процессы, протекающие при их взаимодействии;

- ставить химический эксперимент, анализировать и оценивать лабораторные исследования;

- применять основы и особенности правил техники безопасности при проведении химического эксперимента с неорганическими веществами;

- проводить физико-химические расчеты с помощью известных формул и уравнений, в том числе с помощью компьютерных программ, проводить стандартные физико-химические измерения, пользоваться справочной литературой по физической химии.

- проводить самостоятельный поиск химической информации с использованием различных источников (научно-популярных изданий, компьютерных баз данных, ресурсов Internet);

- **владеть:**

- навыками анализа, применения основ поиска, критического анализа и синтеза информации, системного подхода для решения поставленных задач в рамках дисциплины физическая химия;
- навыками анализа задачи, выделяя ее базовые составляющие и осуществляя декомпозицию задачи;
- навыками грамотно, логично, аргументированно формировать собственные суждения и оценки;
- навыками отличать факты от мнений, интерпретаций, оценок и т.д. в рассуждениях других участников деятельности;
- способностью определять и оценивать практические последствия возможных решений;
- навыками делать заключения и выводы по результатам анализа литературных данных, собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ по физической химии;
- способами безопасного обращения с горючими и токсичными веществами, лабораторным оборудованием;
- навыками интерпретации рассчитанных значений термодинамических функций и на их основе прогнозировать возможность осуществления и направление протекания химических процессов;
- базовыми знаниями в области физической химии;
- методами приготовления растворов заданной концентрации.

1.5 Общая трудоемкость дисциплины «Физическая химия» составляет 16 зачетных единиц (далее – ЗЕ) (576 часов).

Программа предусматривает изучение материала на лекциях, лабораторных и практических занятиях. Предусмотрена самостоятельная работа студентов по темам и разделам. Проверка знаний осуществляется фронтально, индивидуально.

1.6 Объем дисциплины и виды учебной деятельности

Объем дисциплины и виды учебной деятельности

Вид учебной работы	Всего часов	Семестр 5	Семестр 6
Общая трудоемкость	576	288	288
Аудиторные занятия	302	152	150
Лекции	150	76	74
Лабораторные работы	144	72	72
Практические работы	8	4	4
Самостоятельная работа	202	100	102
Вид итогового контроля:	36x2	36 Зачет, экзамен	36 экзамен

2 УЧЕБНО-ТЕМАТИЧЕСКОЕ ПЛАНИРОВАНИЕ

Учебно-тематический план

№	Наименование тем (разделов)	Всего часов	Аудиторные занятия			Самостоятельная работа
			Лекции	Лабораторные занятия	Практические занятия	
5 семестр						

I	Введение в физическую химию	4	2			2
II	Основы химической термодинамики	94	26	30		38
1	Основные понятия химической термодинамики	6	4			2
2	Теплоемкость. Теории теплоемкости	8	4			4
3	Лабораторная работа Определение теплоемкости калориметрической системы	10		6		4
3	Первый закон термодинамики и его приложение к различным процессам	10	6			4
4	Лабораторная работа Определение интегральной теплоты растворения соли в воде	10		6		4
5	Лабораторная работа Определение содержания кристаллизационной воды в кристаллогидрате сульфата меди $\text{CuSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$	10		6		4
6	Лабораторная работа Определение теплоты нейтрализации	10		6		4
7	Лабораторная работа Определение теплоты диссоциации слабого электролита	10		6		4
8	Второй и третий законы термодинамики. Энтропия	10	6			4
9	Термодинамические потенциалы (энергия Гельмгольца и энергия Гиббса)	6	4			2
10	Химический потенциал. Фундаментальные уравнения химической термодинамики Гиббса	4	2			2
III	Термодинамика химического равновесия	28	6	12		10
1	Термодинамика химического равновесия	8	6			2
2	Лабораторная работа Изучение равновесия гомогенной реакции в растворе	10		6		4
3	Лабораторная работа Определение константы равновесия гомогенной химической реакции в растворе	10		6		4
IV	Фазовые равновесия	34	10	12		12

1	Фазовые равновесия в гетерогенных системах. Однокомпонентные системы	6	4			2
2	Фазовые равновесия в двухкомпонентных системах. Термический анализ	6	4			2
3	Лабораторная работа Термический анализ системы фенол-нафталин	8		6		2
4	Фазовые равновесия в трехкомпонентных системах	4	2			2
5	Лабораторная работа Построение диаграммы состояния трехкомпонентной системы	10		6		4
V	Растворы неэлектролитов	36	10	12		14
1	Термодинамика растворов неэлектролитов	6	4			2
2	Термодинамика летучих жидких смесей	6	4			2
	Лабораторная работа Определение коэффициента распределения	10		6		4
3	Коллигативные свойства разбавленных растворов неэлектролитов (равновесие в системе летучий растворитель-нелетучее растворенное вещество)	4	2			2
4	Лабораторная работа Определение молярной массы растворенного вещества методом криоскопии	10		6		4
VI	Адсорбционные равновесия	20	6	6		8
1	Адсорбция	10	6			4
2	Лабораторная работа Адсорбция уксусной кислоты на поверхности активированного угля	10		6		4
VII	Элементы статистической термодинамики	36	16		4	16
1	Основные понятия статистической термодинамики	8	4			4
2	Сумма по состояниям идеальных и реальных газов	12	6		2	4
3	Расчеты в статистической термодинамике. Решеточная теория жидкостей и жидких растворов	10	4		2	4

4	Дефекты кристаллических решеток	6	2			4
	Итого за 5 семестр	252	76	72	4	100
	Экзамен	36				
6 семестр						
VIII	Элементы линейной термодинамики необратимых процессов	20	8			12
1	Основные положения термодинамики необратимых процессов	8	4			4
2	Линейная термодинамика необратимых процессов	6	2			4
3	Неравновесные стационарные состояния	6	2			4
IX	Химическая кинетика	116	34	36	4	42
1	Основные понятия и определения химической кинетики	6	4			2
2	Формальная кинетика односторонних реакций в закрытых и открытых системах	6	4			2
3	Сложные реакции	6	4			2
4	Цепные реакции	6	4			2
5	Фотохимические реакции	4	2			2
6	Теория активных столкновений (соударений)	8	4		2	2
7	Теория активированного комплекса (переходного состояния)	8	4		2	2
8	Реакции в растворах	6	4			2
9	Макрокинетика. Кинетика гетерогенных химических реакций	6	4			2
10	Лабораторная работа Определение константы скорости реакции окисления иодоводородной кислоты	10		6		4
11	Лабораторная работа Определение константы скорости инверсии тростникового сахара (сахарозы)	10		6		4

12	Лабораторная работа Исследование кинетики реакции разложения мочевины в воде методом электропроводности	10		6		4
13	Лабораторная работа Определение константы скорости и энергии активации реакции омыления сложного эфира	10		6		4
14	Лабораторная работа Определение константы скорости йодирования ацетона	10		6		4
15	Лабораторная работа Определение константы скорости реакции разложения мурексида	10		6		4
X	Катализ	34	14	6		14
1	Катализ	6	2			4
2	Гомогенный катализ. Кислотно-основной катализ	6	4			2
3	Ферментативный катализ	6	4			2
4	Гетерогенный катализ	6	4			2
5	Лабораторная работа Каталитическое влияние ионов меди и железа на скорость окисления иодоводородной кислоты персульфатом аммония	10		6		4
XI	Электрохимия	82	18	30		34
1	Введение в электрохимию. Растворы электролитов	4	2			2
2	Электропроводность растворов электролитов	4	2			2
3	Равновесия в электрохимических системах	4	2			2
4	Двойной электрический слой (ДЭС)	4	2			2
5	Типы электродов	4	2			2
6	Электрохимические цепи	4	2			2
7	Неравновесные электродные процессы	4	2			2
8	Химические источники тока	4	2			2
9	Коррозия и защита металлов	4	2			2

10	Лабораторная работа Определение средних коэффициентов активности растворов электролитов	10		6		4
11	Лабораторная работа Определение константы и степени диссоциации слабого электролита кондуктометрическим методом	10		6		4
12	Лабораторная работа Определение ЭДС гальванических элементов. Расчет термодинамических функций гальванического элемента	10		6		4
13.	Лабораторная работа Определение чисел переноса ионов	6		6		
13	Лабораторная работа Коррозия и защита металлов	10		6		4
	Итого за семестр	252	74	72	4	102
	Экзамен	36				
	Итого	576	150	144	8	202

Интерактивное обучение по дисциплине

№	Наименование тем (разделов)	Вид занятия	Форма интерактивного занятия	Кол-во часов
1.	Теплоемкость. Теории теплоемкости	ЛК	Мини-лекция	2
2.	Основные понятия химической термодинамики	ЛК	Лекция-консультация	2
3.	Первый закон термодинамики и его приложение к различным процессам	ЛК	Лекция-брифинг	2
4.	Определение интегральной теплоты растворения соли в воде	ЛБ	Работа в малых группах	6
5.	Второй и третий законы термодинамики. Энтропия	ЛК	Лекция-консультация	2
6.	Химический потенциал. Фундаментальные уравнения химической термодинамики Гиббса	ЛК	Мини-лекция	2
7.	Определение интегральной теплоты растворения соли в воде	ЛБ	Работа в малых группах	6
8.	Определение содержания кристаллизационной воды в кристаллогидрате сульфата меди $\text{CuSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$	ЛБ	Работа в малых группах	6
9.	Определение теплоты диссоциации слабого электролита	ЛБ	Работа в малых группах	6
10.	Построение диаграммы состояния трехкомпонентной системы	ЛБ	Работа в малых группах	6
11.	Фазовые равновесия в гетерогенных системах. Однокомпонентные систе-	ЛК	Лекция-консультация	2

	мы			
12.	Фазовые равновесия в двухкомпонентных системах. Термический анализ	ЛК	Case-study (анализ конкретных практических ситуаций)	4
13.	Термодинамика растворов неэлектролитов	ЛК	Мини-лекция	2
14.	Коллигативные свойства разбавленных растворов неэлектролитов (равновесие в системе летучий растворитель-нелетучее растворенное вещество)	ЛК	Лекция-брифинг	2
15.	Определение молярной массы растворенного вещества методом криоскопии	ЛБ	Работа в малых группах	6
16.	Адсорбция	ЛК	Лекция-консультация	2
17.	Адсорбция уксусной кислоты на поверхности активированного угля	ЛБ	Работа в малых группах	6
18.	Сумма по состояниям идеальных и реальных газов	ЛК	Лекция-брифинг	2
19.	Расчеты в статистической термодинамике. Решеточная теория жидкостей и жидких растворов	ПР	Мозговой штурм	2
20.	Основные положения термодинамики необратимых процессов	ЛК	Мини-лекция	2
21.	Неравновесные стационарные состояния	ЛК	Лекция-брифинг	2
22.	Формальная кинетика односторонних реакций в закрытых и открытых системах	ЛК	Лекция-консультация	2
23.	Цепные реакции и фотохимические реакции	ЛК	Case-study (анализ конкретных практических ситуаций)	2
24.	Исследование кинетики реакции разложения мочевины в воде методом электропроводности	ЛБ	Работа в малых группах	6
25.	Гомогенный катализ. Кислотно-основной катализ	ЛК	Case-study (анализ конкретных практических ситуаций)	4
26.	Гетерогенный катализ	ЛК	Case-study (анализ конкретных практических ситуаций)	2
27.	Каталитическое влияние ионов меди и железа на скорость окисления иодоводородной кислоты персульфатом аммония	ЛБ	Работа в малых группах	6
28.	Введение в электрохимию. Растворы электролитов	ЛК	Лекция-консультация	2
29.	Электропроводность растворов электролитов	ЛК	Лекция-консультация	2
30.	Двойной электрический слой (ДЭС)	ЛК	Лекция-беседа	2

31.	Типы электродов	ЛК	Лекция с ошибками	2
32.	Определение средних коэффициентов активности растворов электролитов	ЛБ	Работа в малых группах	6
ИТОГО				108

3 СОДЕРЖАНИЕ ТЕМ (РАЗДЕЛОВ) ВВЕДЕНИЕ В ФИЗИЧЕСКУЮ ХИМИЮ

Предмет и составные части физической химии. Основные этапы развития физической химии как современной основы теоретической химии. Методы термодинамики, кинетики и квантовой химии в описании химических явлений. Роль полуэмпирических закономерностей в теории химии.

ОСНОВЫ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ

Основные понятия химической термодинамики

Макроскопические системы и термодинамический метод их описания. Термическое равновесие системы. Термодинамические переменные. Температура. Интенсивные и экстенсивные величины. Обратимые и необратимые процессы.

Теплоемкость. Теории теплоемкости

Теплоемкости и их свойства. Уравнение состояния идеального газа, уравнение состояния реального газа Ван-дер-Ваальса. Теорема о соответственных состояниях и общая проблема уравнения состояния. Вириальные уравнения состояния.

Теплота и работы различного рода. Работа расширения для различных процессов.

Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия. Энтальпия. Закон Гесса и его следствия. Стандартные состояния и стандартные теплоты химических реакций. Теплота сгорания. Теплоты образования. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Формула Кирхгофа. Зависимость теплоемкости от температуры и расчеты тепловых эффектов реакций. Таблицы стандартных термодинамических величин и их использование в термодинамических расчетах.

Второй и третий законы термодинамики. Энтропия. Уравнение второго закона термодинамики для обратимых и необратимых процессов. Некомпенсированная теплота Клаузиуса и работа, потерянная в необратимом процессе. (Обоснование второго начала термодинамики. Теорема Карно-Клаузиуса. Понятие о принципе Каратеодори. Абсолютная температура. Основы линейной термодинамики необратимых процессов. Источник энтропии и функция диссипации энергии).

Энтропия как функция состояния. Изменение энтропии при различных процессах. Изменение энтропии изолированных процессов и направление процесса.

Термодинамические потенциалы (энергия Гельмгольца и энергия Гиббса)

Фундаментальные уравнения Гиббса. Характеристические функции. Энергия Гельмгольца, энергия Гиббса и их свойства. Уравнения Максвелла. Использование уравнения Максвелла для вывода различных термодинамических соотношений.

Связь между калорическими и термодинамическими переменными. Методы вычисления из опытных данных энтропии, внутренней энергии, энтальпии, энергии Гельмгольца и энергии Гиббса. Условия равновесия и критерии самопроизвольного протекания процессов, выраженные через характеристические функции.

Уравнение Гиббса-Гельмгольца и его роль в химии. Работа и теплота химического процесса.

Химический потенциал, определение, вычисление и свойства. [Равновесие в поле внешних сил. Полные потенциалы]. Химический потенциал идеального и неидеального газов. Метод летучести Льюиса. Различные методы вычисления летучести из опытных данных.

ТЕРМОДИНАМИКА ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

Закон действия масс. История его открытия и современная трактовка. Различные виды констант равновесия и связь между ними. Химическая переменная. Химическое равно-

весие в идеальных и неидеальных системах. Термодинамический вывод закона действия масс.

Изотерма Вант-Гоффа. Изменение энергии Гиббса и энергии Гельмгольца при химической реакции. Термодинамическая трактовка понятия о химическом сродстве. Принцип Бертло и область его применимости. Расчеты констант равновесия химических реакций с использованием таблиц стандартных значений термодинамических функций. Приведенная энергия Гиббса и ее использование для расчетов химических равновесий.

Расчеты выхода продуктов химических реакций различных типов. Выходы продуктов при совместном протекании нескольких химических реакций.

Зависимость констант равновесия от температуры. Уравнения изобары и изохоры реакции, их термодинамический вывод. Использование различных приближений для теплоемкостей реагентов при расчетах химических равновесий при различных температурах. Гетерогенные химические равновесия и особенности их термодинамического описания.

ФАЗОВЫЕ РАВНОВЕСИЯ

Фазовые равновесия в гетерогенных системах. Однокомпонентные системы. Гетерогенные системы. Понятие фазы, компонента, степени свободы. Правило фаз Гиббса и его вывод.

Диаграммы состояния воды, серы, фосфора и углерода. Фазовые переходы первого рода. Уравнение Клайперона-Клаузиуса и его применение к различным фазовым переходам первого рода. Фазовые переходы второго рода. Уравнение Эренфеста.

Фазовые равновесия в двухкомпонентных системах. Термический анализ. Различные диаграммы состояния двухкомпонентных систем и их анализ на основе правила фаз. Системы, образующие твердые растворы и химические соединения с конгруэнтной и не конгруэнтной точкой плавления. Эвтектическая и перитектическая точки.

Фазовые равновесия в трехкомпонентных системах. Треугольник Гиббса. Диаграммы плавкости трехкомпонентных систем.

РАСТВОРЫ НЕЭЛЕКТРОЛИТОВ

Растворы различных классов. Различные способы выражения состава раствора. Смеси идеальных газов. Термодинамические свойства газовых смесей. Идеальные растворы в различных агрегатных состояниях и общее условие идеальности растворов.

Термодинамика растворов неэлектролитов

Давление насыщенного пара жидких растворов. Закон Рауля и его термодинамический вывод. Неидеальные растворы и их свойства. Метод активностей. Коэффициенты активности и их определение по парциальным давлениям компонент.

Стандартные состояния при определении химических потенциалов компонент. Симметричная и несимметричная системы отсчета.

Термодинамическая классификация растворов. Функция смешения для идеальных и неидеальных растворов. [Энтропия смешения для решеточной модели смешения. Избыточные функции и зависимость коэффициентов активности от температуры и давления]. Предельно разбавленные растворы, атермальные, регулярные, строго регулярные растворы и их свойства.

Парциальные мольные величины и их определение из опытных данных для бинарных систем. Уравнения Гиббса-Дюгема.

Коллигативные свойства разбавленных растворов неэлектролитов (равновесие в системе летучий растворитель-нелетучее растворенное вещество)

Изменение температуры затвердевания различных растворов. Криоскопический метод. Зонная плавка и ее практические применения.

Осмотические явления. Уравнения Вант-Гоффа, его термодинамический вывод и область применимости. Общее рассмотрение коллигативных свойств растворов.

Равновесие жидкость-пар в двухкомпонентных системах. Равновесные составы пара и жидкости. Различные виды диаграмм состояния. Законы Гиббса-Коновалова. Разделение веществ путем перегонки. Азеотропные смеси и их свойства.

АДСОРБЦИОННЫЕ РАВНОВЕСИЯ

Адсорбция. Адсорбент. Адсорбат. Структура поверхности и пористость адсорбента. Виды адсорбции. Локализованная и делокализованная адсорбция. Мономолекулярная и полимолекулярная адсорбция. Изотермы и изобары адсорбции. Уравнение Генри. Константа адсорбционного равновесия. Уравнение Ленгмюра, его термодинамический вывод и условия применимости. Адсорбция из растворов. Гиббсовская адсорбция.

Полимолекулярная адсорбция, ее приближенное описание методом Брунауэра-Эммета-Теллера (БЭТ). Использование уравнения БЭТ для определения поверхности адсорбентов.

ЭЛЕМЕНТЫ СТАТИСТИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ

Основные понятия статистической термодинамики

Механическое описание молекулярной системы. Фазовые G- и μ -пространства. Функция распределения Максвелла-Больцмана. Ее использование для вычисления средних скоростей и энергий молекул в идеальных газах.

Статистические средние значения макроскопических величин. Ансамбли Гиббса. Метод функций распределения для канонического и макроканонического ансамблей. Основные постулаты статистической термодинамики.

Каноническая функция распределения Гиббса. Сумма по состояниям как статистическая характеристическая функция. Статистические выражения для основных термодинамических функций - внутренней энергии, энтропии, энергии Гельмгольца и энергии Гиббса. Статистические расчеты энтропии. Формула Больцмана. Постулат Планка и абсолютная энтропия.

Сумма по состояниям идеальных и реальных газов

Молекулярная сумма по состояниям и сумма по состояниям макроскопической системы. Поступательная сумма по состояниям. Составляющие энтропии, внутренней энергии и теплоемкости, обусловленные поступательным движением. Формула Закура-Тетроде.

Вращательная сумма по состояниям для жесткого ротатора. Составляющие для внутренней энергии, теплоемкости, энтропии, обусловленные вращательным движением. Орто- и пара-водород и их термодинамические свойства. [«Замораживание» вращательной степени свободы на примере H_2 . Зависимость вращательной теплоемкости H_2 от температуры. Заторможенное вращение в многоатомных молекулах и сумма по состояниям для заторможенного вращения].

Колебательная сумма по состояниям для гармонического осциллятора. Составляющие внутренней энергии, теплоемкости и энтропии, обусловленные колебательным движением. «Замороженные» колебательные степени свободы и их свойства.

Расчеты в статистической термодинамике. Решеточная теория жидкостей и жидких растворов

Расчет констант равновесия химических реакций в идеальных газах методом статистической термодинамики.

Межмолекулярные взаимодействия. Статистическая термодинамика реальных систем. Конфигурационный интеграл для реального газа. [Вириальные уравнения состояния. Решеточные модели в теории жидкостей и жидких растворов].

Дефекты кристаллических решеток

Точечные дефекты кристаллических решеток. Вакансии. Междоузельные частицы. Равновесные и неравновесные дефекты решеток. Метод наибольшего слагаемого при вычислении суммы по состояниям для кристаллов с различными видами точечных дефектов. Нестехиометрические соединения и их термодинамическое описание.

ЭЛЕМЕНТЫ ЛИНЕЙНОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ НЕОБРАТИМЫХ ПРОЦЕССОВ

Основные положения термодинамики необратимых процессов

Описание необратимых процессов в термодинамике. Потоки. Силы. Феноменологические законы для скоростей процессов. Открытые и закрытые системы. Необратимые

процессы и производство энтропии. Зависимость скорости производства энтропии от обобщенных потоков и сил. Стационарное состояние системы и теорема Пригожина.

Линейная термодинамика необратимых процессов

Потоки при совместном воздействии нескольких сил. Соотношения взаимности Онсагера и их применения в линейной термодинамике необратимых процессов. Термодиффузия. Коэффициент термодиффузии и его определение на опыте. Уравнение Чепмена-Энскота.

Неравновесные стационарные состояния.

ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА

Основные понятия и определения химической кинетики

Химическая кинетика - наука о скоростях и механизмах химических реакций. Несответствие механизмов реакций и их стехиометрических уравнений. Механизм разложения N_2O , N_2O_5 , синтеза HBr и HI .

Определение скорости реакции. Кинетические кривые. Кинетические уравнения. Определение константы скорости и порядка реакции. Реакции переменного порядка и изменение порядка в ходе реакции на примере реакции образования HBr . Молекулярность элементарных реакций.

Кинетический закон действия масс и область его применимости. Составление кинетических уравнений для известного механизма реакции. Прямая и обратная задачи химической кинетики. Зависимость константы скорости от температуры. Уравнение Аррениуса. «Эффективная» и «истинная» энергии активации.

Формальная кинетика односторонних реакций в закрытых и открытых системах

Необратимые реакции первого, второго и третьего порядков. Определение констант скорости из опытных данных. Методы определения порядка реакции и вида кинетического уравнения. Реакции в потоке. Реакции идеального вытеснения и идеального смешения. Определение кинетических постоянных для различных реакций первого порядка в реакторе идеального смешения [Колебательные реакции на примере реакции Белоусова-Жаботинского].

Сложные реакции. Принцип независимости элементарных стадий. Методы составления кинетических уравнений. Обратимые реакции первого порядка. Определение элементарных констант из опытных данных. Параллельные реакции. Последовательные реакции на примере двух необратимых реакций первого порядка.

Кинетический анализ процессов, протекающих через образование промежуточных продуктов. Принцип квазистационарности Боденштейна и область его применимости.

Цепные реакции. Элементарные процессы возникновения, продолжения, разветвления и обрыва цепей. Длина цепи. Различные методы расчета скорости неразветвленных цепных реакций. Применение метода стационарности для составления кинетических уравнений неразветвленных цепных реакций на примере темнового образования HBr .

Разветвленные цепные реакции. Кинетические особенности разветвленных цепных реакций. Предельные явления в разветвленных цепных реакциях на примере реакции окисления водорода. Полуостров воспламенения. Период индукции. Зависимость скорости реакции на нижнем пределе воспламенения от диаметра сосуда и природы его поверхности. Применение метода квазистационарных концентраций для описания предельных явлений в окрестностях первого и второго пределов воспламенения. Тепловой взрыв и условия воспламенения на третьем пределе.

Фотохимические реакции. Элементарные фотохимические процессы. Фотохимически активные частицы. Эксимеры, эксиплексы и их свойства. Изменение физических и химических свойств молекул при электронном возбуждении. Квантовый выход. Закон фотохимической эквивалентности Эйнштейна. Определение кинетических постоянных фотохимических реакций методом стационарных концентраций.

Теория активных столкновений (соударений) в химической кинетике в применении к бимолекулярным реакциям. Ее приближенная и более строгая формулировка. Формула

Траутца-Льюиса.

Теория соударений в применении к мономолекулярным реакциям. Схема Линдемана и ее сопоставление с опытными данными. Причины неточности схемы Линдемана [Поправки Хиншельвуда и Касселя. Понятие о теории РРКМ].

Тримолекулярные реакции. Теория активных столкновений в применении к тримолекулярным реакциям.

Элементарные акты химических реакций и физический смысл энергии активации. Поверхность потенциальной энергии для взаимодействия трех атомов водорода. Сопоставление результатов приближенных и точных расчетов поверхности потенциальной энергии для этой системы.

Теория активированного комплекса (переходного состояния)

Метод переходного состояния (активированного комплекса). Свойства активированного комплекса. Статистический расчет константы скорости. Основные допущения теории активированного комплекса и область его применимости. Трансмиссионный коэффициент.

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

Бимолекулярные реакции. Теория активированного комплекса в применении к бимолекулярным реакциям различного типа. Сопоставление результатов теории соударений и теории активированного комплекса.

Мономолекулярные реакции. Теория активированного комплекса в применении к мономолекулярным реакциям. Область применимости полученных соотношений. Объяснение «повышенных» и «заниженных» значений предэкспоненциального множителя.

Тримолекулярные реакции. Применение теории активированного комплекса для описания тримолекулярных реакций с участием оксида азота(II). Теория соударений в применении к тримолекулярным реакциям. Сопоставление результатов обеих теорий.

Реакции в растворах. «Клеточный эффект» и число соударений молекул в жидкостях. Роль явлений сольватации в химической кинетике.

Макрокинетика. Роль диффузии в кинетике гетерогенных реакций. Различные режимы протекания реакций (кинетическая и внешняя кинетическая области; область внешней и внутренней диффузии). [Задача Зельдовича-Тиле. Зависимость режимов протекания реакции от радиуса пор и размера гранул катализатора. Фактор Тиле и фактор диффузионного торможения. Кинетика реакции во внутренней диффузионной области для реакции первого порядка. Энергия активации в кинетической и внутренней диффузионной области].

КАТАЛИЗ

Катализ. Определение катализа. Общие принципы катализа. Роль катализа в химии. Основные промышленные каталитические процессы. Примеры механизмов каталитических процессов.

Гомогенный катализ. Применение принципа стационарности для вычисления начальной скорости гомогенной каталитической реакции с участием одного реагента.

Кислотно-основной катализ. Классификация реакций кислотно-основного типа. Кинетика и механизм реакций специфического кислотного катализа.

Функции кислотности Гаммета и их использование при вычислении скорости реакции и кинетических постоянных. Кинетика и механизм реакций общего кислотного катализа. Уравнение Бренстеда и его использование в кинетике каталитических реакций. Корреляционные уравнения для энергий активации и теплот реакций. Уравнение Семенова в кинетике радикальных реакций. Специфический и общий основной катализ, нуклеофильный и электрофильный катализ. Пуш-пульные механизмы кислотно-основного катализа.

Твердые кислоты как катализаторы. Цеолиты и их свойства. Кислотно-основные катализаторы процессов переработки нефти. Бифункциональные катализаторы. Механизмы каталитического превращения углеводов.

Катализ комплексными соединениями переходных металлов. Гомогенные реакции гидрирования, их кинетика и механизмы. Каталитическое окисление этилена комплексными соединениями палладия.

Ферментативный катализ. Общие сведения о кинетике и механизмах ферментативных реакций. pH-зависимость кинетических постоянных. Температурная зависимость кинетических постоянных. Субстратная специфичность ферментов. Активные и адсорбционные центры ферментов. Общие сведения о механизмах ферментативных реакций. Уравнение Михаэлиса-Ментен. Определение кинетических постоянных этого уравнения из опытных данных. [Кинетика каталитических реакций с конкурентным и неконкурентным ингибированием].

Гетерогенный катализ. Определение скорости гетерогенной каталитической реакции. Удельная и атомная активность. Явления отравления катализаторов. Активность и селективность катализаторов. Роль адсорбции в кинетике гетерогенных каталитических реакций. Энергия активации каталитических реакций. Неоднородность поверхности катализаторов.

Металлы как катализаторы. Теория мультиплетов Баландина. Принцип геометрического и энергетического соответствия. Область применения теории мультиплетов. Нанесенные катализаторы. Теория активных ансамблей Кобозоева.

ЭЛЕКТРОХИМИЯ

Введение в электрохимию. Растворы электролитов

Химический и электрохимический способы осуществления окислительно-восстановительных реакций. Электрохимическая цепь и ее компоненты. Определение теоретической электрохимии, ее разделы и связь с задачами прикладной электрохимии. Понятие электрохимического потенциала.

Развитие представлений о строении растворов электролитов (Т. Гротгус, М. Фарадей, С. Аррениус, И. А. Каблуков). Основные положения теории Аррениуса. Недостатки этой теории. Соотношение между энергией кристаллической решетки и энергией сольватации ионов в рамках модели Борна. Ион-дипольное взаимодействие как основное условие устойчивости растворов электролитов. Термодинамическое описание ион-ионного взаимодействия. Понятие средней активности и среднего коэффициента активности; их связь с активностью и коэффициентом активности отдельных ионов. Основные допущения теории Дебая-Хюккеля. Потенциал ионной атмосферы. Уравнения для коэффициента активности в первом, втором и третьем приближении теории Дебая-Хюккеля. Современные представления о растворах электролитов.

Электропроводность растворов электролитов

Неравновесные явления в растворах электролитов. Потоки диффузии и миграции. Формула Нернста-Эйнштейна. Диффузионный потенциал. Удельная и эквивалентная электропроводность. Числа переноса и методы их определения. Подвижности ионов и закон Кольрауша. Физические основы теории Дебая-Хюккеля-Онсагера; электрофоретический и релаксационный эффекты; эффекты Вина и Дебая-Фалькенгагена. Зависимость подвижности ионов от их природы, от природы растворителя, от температуры и концентрации раствора. Механизм электропроводности водных растворов кислот и щелочей.

Равновесия в электрохимических системах

Условия электрохимического равновесия на границах раздела фаз в электрохимической цепи. Связь ЭДС со свободной энергией Гиббса. Уравнение Нернста и Гиббса-Гельмгольца для равновесной электрохимической цепи. Понятие электродного потенциала. Определение коэффициентов активности и чисел переноса на основе измерений ЭДС.

Двойной электрический слой (ДЭС)

Понятие поверхностного, внешнего и внутреннего потенциалов; разности потенциалов Гальвани и Вольта. Двойной электрический слой и его роль в кинетике электродных процессов. Электрокапиллярные явления; основное уравнение электрокапиллярности; уравнение Липпмана. Емкость двойного электрического слоя; причины ее зависимости от

потенциала электрода. Адсорбционный метод изучения двойного электрического слоя. Теория Гуи-Чапмена-Грэма; сходство и различия этой теории с теорией атмосферы Дебая-Хюккеля.

Типы электродов

Электрохимические цепи

Классификация электродов и электрохимических цепей.

Неравновесные электродные процессы

Плотность тока как мера скорости электродного процесса; поляризация электродов. Стадии электродного процесса. Механизмы массопереноса: диффузия, миграция и конвекция. Три основных уравнения диффузионной кинетики и общий подход к решению ее задач. Зависимость тока от потенциала в условиях медленной стационарной диффузии к плоскому электроду. Полярография. Уравнение тока в теории замедленного разряда; ток обмена и перенапряжения. Зависимость скорости стадии разряда от строения двойного слоя на примере электровосстановления ионов гидроксония и пероксидсульфата на ртутном электроде. Физический смысл энергии активации в условиях замедленного разряда. Сопряженные реакции в электрохимической теории коррозии

Химические источники тока; их виды и основные характеристики.

Коррозия и защита металлов

Методы защиты металлов от коррозии.

4 МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ (УКАЗАНИЯ) ДЛЯ СТУДЕНТОВ ПО ИЗУЧЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Рабочая программа призвана помочь студентам в организации самостоятельной работы по освоению дисциплины «Физическая химия». Физическая химия является теоретической основой химии, т. к. химические реакции связаны с разнообразными физическими процессами: теплопередачей, поглощением или выделением теплоты, поглощением или излучением света, электрическими явлениями, изменением объема и т. д. Необходимость знания физической химии обуславливается все увеличивающимся значением отдельных ее разделов.

Рекомендации:

- перед очередной лекцией необходимо просмотреть по конспекту материал предыдущей лекции. При затруднениях в восприятии материала надо обратиться к основным литературным источникам. Если разобраться в материале опять не удалось, обратитесь к преподавателю по графику его консультаций или на практических занятиях;
- обратить особое внимание на физическую сущность и графическое сопровождение основных рассматриваемых теоретических положений.
- на занятия носить рекомендованную преподавателем литературу;
- обязательно иметь собственный инженерный калькулятор;
- до очередного практического занятия по конспекту (или литературе) проработать теоретический материал, соответствующий теме занятия;
- в начале занятий задать преподавателю вопросы по материалу, вызвавшему затруднения в его понимании и освоении при решении задач, заданных для самостоятельного решения;
- иметь при себе конспект лекций;
- решение задачи всегда начинать с выражения, позволяющего получить конечный результат, а затем находить необходимые компоненты для его получения;
- на занятии доводить каждую задачу до окончательного решения, в случае затруднений обращаться к преподавателю;
- все расчетные величины должны иметь соответствующую размерность, а форма записи расчетов должна иметь вид – символы, числа, результат. Такая форма записи поможет быстро обнаружить неточность в расчетах и получить правильный результат.

**Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы
студентов по дисциплине**

№	Наименование раздела (темы)	Формы/виды самостоятельной работы	Количество часов, в соответствии с учебно-тематическим планом
1.	Введение в физическую химию	Изучение литературы Конспектирование изученных источников	2
2.	Основы химической термодинамики	Изучение литературы Конспектирование изученных источников Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе Решение расчетных задач Подготовка рефератов	38
3.	Термодинамика химического равновесия	Изучение литературы Конспектирование изученных источников Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе Решение расчетных задач	10
4.	Фазовые равновесия	Изучение литературы Конспектирование изученных источников Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе Решение расчетных задач	12
5.	Растворы неэлектролитов	Изучение литературы Конспектирование изученных источников Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе Решение расчетных задач Подготовка рефератов	14
6.	Адсорбционные равновесия	Изучение литературы Конспектирование изученных источников Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе	8

		Решение расчетных задач	
7.	Элементы статистической термодинамики	Изучение литературы Конспектирование изученных источников Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе Решение расчетных задач Подготовка рефератов	16
8.	Элементы линейной термодинамики необратимых процессов	Изучение литературы Конспектирование изученных источников Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе Решение расчетных задач Подготовка рефератов	12
9.	Химическая кинетика	Изучение литературы Конспектирование изученных источников Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе Решение расчетных задач Подготовка рефератов	42
10.	Катализ	Изучение литературы Конспектирование изученных источников Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе Решение расчетных задач Подготовка рефератов	14
11.	Электрохимия	Изучение литературы Конспектирование изученных источников Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе Решение расчетных задач Подготовка рефератов	34
	ИТОГО		202

5 ПРАКТИКУМ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

План лабораторных работ по дисциплине «Физическая химия»

№ п/п	Тема	Литература	Вид работы	Кол-во часов
-------	------	------------	------------	--------------

5 семестр				
1	Определение теплоемкости калориметрической системы	Практические работы по физической химии / под ред. К. П. Мищенко, А. А. Равделя, А. М. Пономаревой. – М.: Изд-во «Профессия», 2002. – С. 57-63	Лабораторная работа	6
2	Определение интегральной теплоты растворения соли в воде	Термохимия. Методические указания / В. А. Колпаков. – Томск: изд-во ТПУ, 2004. – С. 13-17	Лабораторная работа	6
3	Определение содержания кристаллизационной воды в кристаллогидрате сульфата меди $\text{CuSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$	Термохимия. Методические указания / В. А. Колпаков. – Томск: изд-во ТПУ, 2004. – С. 17-19	Лабораторная работа	6
4	Определение теплоты нейтрализации	Термохимия. Методические указания / В. А. Колпаков. – Томск: изд-во ТПУ, 2004. – С. 20-21	Лабораторная работа	6
5	Определение теплоты диссоциации слабого электролита	Термохимия. Методические указания / В. А. Колпаков. – Томск: изд-во ТПУ, 2004. – С. 22-23	Лабораторная работа	6
6	Изучение равновесия гомогенной реакции в растворе	Практикум по физической химии / О.А. Бурмистрова, М.Х. Карапетьянц, Г.С. Каретников и др. – М.: Высшая школа, 1966. – С. 295-297	Лабораторная работа	6
7	Определение константы равновесия гомогенной химической реакции в растворе	Практикум по физической химии / О.А. Бурмистрова, М.Х. Карапетьянц, Г.С. Каретников и др. – М.: Высшая школа, 1966. – С. 291-295	Лабораторная работа	6
8	Термический анализ системы фенол-нафталин	Фазовое равновесие в двухкомпонентных системах. Термический анализ. Методические указания / С. В. Романенко. – Томск: изд-во ТПУ, 2004. – С. 19-21	Лабораторная работа	6
9	Построение диаграммы состояния трехкомпонентной системы	Практические работы по физической химии / под ред. К. П. Мищенко, А. А. Равделя, А. М. Пономаревой. – М.: Изд-во «Профессия», 2002. – С. 128-132	Лабораторная работа	6

10	Определение коэффициента распределения	Практикум по физической химии / О.А. Бурмистрова, М.Х. Карапетьянц, Г.С. Каретников и др. – М.: Высшая школа, 1966. – С. 252-255	Лабораторная работа	6
11	Определение молярной массы растворенного вещества методом криоскопии	Балезин, С.А. Практикум по физической и коллоидной химии / С.А. Балезин. – М.: Просвещение, 1980. – С. 7-21	Лабораторная работа	6
12	Адсорбция уксусной кислоты на поверхности активированного угля	Балезин, С.А. Практикум по физической и коллоидной химии / С.А. Балезин. – М.: Просвещение, 1980. – С. 128-141	Лабораторная работа	6
6 семестр				
1	Определение константы скорости и энергии активации реакции окисления иодоводородной кислоты пероксидом водорода	Балезин, С.А. Практикум по физической и коллоидной химии / С.А. Балезин. – М.: Просвещение, 1980. – С. 80-89	Лабораторная работа	6
2	Определение константы скорости инверсии тростникового сахара (сахарозы)	Практические работы по физической химии / под ред. К. П. Мищенко, А. А. Равделя, А. М. Пономаревой. – М.: Изд-во «Профессия», 2002. – С. 244-250	Лабораторная работа	6
3	Исследование кинетики реакции разложения мочевины в воде методом электропроводности	Химическая кинетика. Методические указания / В. А. Колпаков, С. В. Романенко. – Томск: изд-во ТПУ, 2004. – С. 14-16	Лабораторная работа	6
4	Определение константы скорости и энергии активации реакции омыления сложного эфира	Химическая кинетика. Методические указания / В. А. Колпаков, С. В. Романенко. – Томск: изд-во ТПУ, 2004. – С. 17-20	Лабораторная работа	6
5	Определение константы скорости реакции йодирования ацетона	Практические работы по физической химии / под ред. К. П. Мищенко, А. А. Равделя, А. М. Пономаревой. – М.: Изд-во «Профессия», 2002. – С. 254-258	Лабораторная работа	6
6	Определение константы скорости реакции разложения мурексида	Практикум по физической химии / М. И. Гельфман; под ред. М. И. Гельфмана. – СПб.; М.; Краснодар:	Лабораторная работа	6

		Лань, 2004. – С. 167-169		
7	Каталитическое влияние ионов меди и железа на скорость окисления иодоводородной кислоты персульфатом аммония	Балезин, С.А. Практикум по физической и коллоидной химии / С.А. Балезин. – М.: Просвещение, 1980. – С. 159-163	Лабораторная работа	6
8	Определение среднего коэффициентов активности растворов электролитов	Равновесные электродные процессы. Потенциометрия. Методические указания / С. В. Романенко. – Томск: изд-во ТПУ, 2004. – С. 30-32	Лабораторная работа	6
9	Определение константы и степени диссоциации слабого электролита кондуктометрическим методом	Растворы электролитов. Электрическая проводимость растворов электролитов. Методическое пособие / В. Е. Катюхин. – Томск: ИПФ ТПУ, 2003. – С. 16-19	Лабораторная работа	6
10	Определение ЭДС гальванических элементов. Расчет термодинамических функций гальванического элемента	Практикум по физической химии / М. И. Гельфман; под ред. М. И. Гельфмана. – СПб.; М.; Краснодар: Лань, 2004. – С. 131-132, 139, 142-143	Лабораторная работа	6
11	Определение чисел переноса ионов	Практические работы по физической химии / под ред. К. П. Мищенко, А. А. Равделя, А. М. Пономаревой. – М.: Изд-во «Профессия», 2002. – С. 212-223	Лабораторная работа	6
12	Коррозия и защита металлов	Балезин, С.А. Практикум по физической и коллоидной химии / С.А. Балезин. – М.: Просвещение, 1980. – С. 171-199	Лабораторная работа	6
	Всего			144

План практических работ по дисциплине «Физическая химия»

№ п/п	Тема	Вид работы	Кол-во часов
5 семестр			
1	Сумма по состояниям идеальных и реальных газов	Практическая работа	2
2	Расчеты в статистической термодинамике. Решеточная теория жидкостей и жидких растворов	Практическая работа	2
	Всего		4
6 семестр			

1	Теория активных столкновений (соударений)	Практическая работа	2
2	Теория активированного комплекса (переходного состояния)	Практическая работа	2
	Всего		4

Правила техники безопасности

1. Студент допускается к работе в лаборатории только после инструктажа по технике безопасности, что подтверждается росписью студента и лица, проводившего инструктаж, в специальном журнале.

2. Все студенты, прошедшие инструктаж, должны строго придерживаться правил техники безопасности. За несоблюдение правил установлена ответственность в административном или судебном порядке.

3. Работа студента в лаборатории разрешается в часы, отведенные по расписанию, а также в дополнительное время, согласованное с преподавателем, под наблюдением преподавателя или лаборанта.

4. Запрещается принимать пищу в лаборатории, пробовать на вкус химические вещества, оставлять какие-либо реактивы в посуде без соответствующей надписи.

5. Все растворы, не подлежащие сливу в канализацию (органические растворители, соли ртути и серебра, легковоспламеняющиеся жидкости, концентрированные кислоты и щелочи и т. д.), следует выливать в особые банки для слива, получив указание лаборанта.

6. Концентрированные кислоты и щелочи, сильнодействующие реактивы (бром и др.) надо хранить в вытяжном шкафу под тягой на подносе и не выносить их оттуда.

7. При всех работах с едкими веществами (кислоты, щелочи и др.) необходимо соблюдать максимальную осторожность, имея в виду, что несчастные случаи всегда происходят в результате неосведомленности, невнимательности или небрежности работающего.

8. Беря вещество для опыта, следует внимательно прочитать этикетку и проверить содержимое по качественным признакам (цвет, запах, консистенция и др.).

9. При попадании едкого вещества на стол или на пол следует это место сразу же засыпать песком, затем песок собрать и вынести из помещения. Облитое кислотой место промыть раствором соды.

10. Реакции, которые могут сопровождаться сильным разогревом (растворение кислот, щелочей), следует проводить только в посуде из химического стекла, а не в толстостенной посуде. При этом реакционный сосуд помещают в кристаллизатор.

11. Засыпать едкие жидкости в пипетку необходимо только с помощью груши или пневмонасоса, а не ртом.

12. Нагревать растворы на плитке следует только в посуде из химического стекла без пробки. При этом посуда должна быть сухой снаружи. Брать нагретые предметы необходимо с помощью полотенца или специальных напальчников.

6 ДИДАКТИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ КОНТРОЛЯ (САМОКОНТРОЛЯ) УСВОЕННОГО МАТЕРИАЛА

6.1 Оценочные средства, показатели и критерии оценивания компетенций

Индекс компетенции	Оценочное средство	Показатели оценивания	Критерии оценивания сформированности компетенций
УК-1 ОПК-1 ОПК-2 ПК-1	Отчет по лабораторной работе	Низкий – неудовлетворительно	ставится, если допущены существенные ошибки (в ходе эксперимента, в объяснении, в оформлении работы, по технике безопасности, в работе с веществами и приборами), которые не ис-

			правляются даже по указанию преподавателя.
		Пороговый – удовлетворительно	ставится, если допущены одна-две существенные ошибки (в ходе эксперимента, в объяснении, в оформлении работы, по технике безопасности, в работе с веществами и приборами), которые исправляются с помощью преподавателя.
		Базовый – хорошо	а) работа выполнена правильно, без существенных ошибок, сделаны выводы; б) допустимы: неполнота проведения или оформления эксперимента, одна-две несущественные ошибки в проведении или оформлении эксперимента, в правилах работы с веществами и приборами
		Высокий – отлично	а) работа выполнена полно, правильно, без существенных ошибок, сделаны выводы; б) эксперимент осуществлен по плану с учетом техники безопасности и правил работы с веществами и приборами; в) имеются организационные навыки (поддерживается чистота рабочего места и порядок на столе, экономно используются реактивы).
	Коллоквиум	Низкий – неудовлетворительно	- незнание программного материала; - при ответе возникают ошибки; - затруднения при выполнении практических работ.
		Пороговый – удовлетворительно	- усвоение основного материала; - при ответе допускаются неточности; - при ответе недостаточно правильные формулировки; - нарушение последовательности в изложении программного материала; - затруднения в выполнении практических заданий.
		Базовый – хорошо	- знание программного материала; - грамотное изложение, без существенных неточностей в ответе на вопрос; - правильное применение теоретических знаний; - владение необходимыми навыками при выполнении и практических задач.
		Высокий – отлично	- глубокое и прочное усвоение программного материала; - полные, последовательные, грамотные и логически излагаемые ответы при видоизменении задания; - свободно справляющиеся с поставленными задачами, знания материала;

			<ul style="list-style-type: none"> - правильно обоснованные принятые решения; - владение разносторонними навыками и приемами выполнения практических работ.
Контрольная работа	Низкий – неудовлетворительно		допустил число ошибок и недочетов превосходящее норму, при которой может быть выставлена оценка «3»
	Пороговый – удовлетворительно		если студент правильно выполнил не менее половины работы или допустил: не более двух грубых ошибок; или не более одной грубой и одной негрубой ошибки и одного недочета; или не более двух-трех негрубых ошибок; или одной негрубой ошибки и трех недочетов; или при отсутствии ошибок, но при наличии четырех-пяти недочетов.
	Базовый – хорошо		студент выполнил работу полностью, но допустил в ней: не более одной негрубой ошибки и одного недочета или не более двух недочетов
	Высокий – отлично		работа выполнена без ошибок, указаны все расчетные формулы, единицы измерения, без ошибок выполнены математические расчеты
Реферат	Низкий – неудовлетворительно		тема реферата не раскрыта, обнаруживается существенное непонимание проблемы.
	Пороговый – удовлетворительно		имеются существенные отступления от требований к реферированию. В частности: тема освещена лишь частично; допущены фактические ошибки в содержании реферата или при ответе на дополнительные вопросы; во время защиты отсутствует вывод.
	Базовый – хорошо		основные требования к реферату и его защите выполнены, но при этом допущены недочёты. В частности, имеются неточности в изложении материала; отсутствует логическая последовательность в суждениях; не выдержан объём реферата; имеются упущения в оформлении; на дополнительные вопросы при защите даны неполные ответы.
	Высокий – отлично		выполнены все требования к написанию и защите реферата: обозначена проблема и обоснована её актуальность, сделан краткий анализ различных точек зрения на рассматриваемую проблему и логично изложена собственная позиция,

			сформулированы выводы, тема раскрыта полностью, выдержан объём, соблюдены требования к внешнему оформлению, даны правильные ответы на дополнительные вопросы.
	Тест	Низкий – неудовлетворительно	Количество правильных ответов на вопросы теста менее 60 %
		Пороговый – удовлетворительно	Количество правильных ответов на вопросы теста от 61-75 %
		Базовый – хорошо	Количество правильных ответов на вопросы теста от 76-84 %
		Высокий – отлично	Количество правильных ответов на вопросы теста от 85-100 %
			а) работа выполнена полно, правильно, без существенных ошибок, сделаны выводы; б) эксперимент осуществлен по плану с учетом техники безопасности и правил работы с веществами и приборами; в) имеются организационные навыки (поддерживается чистота рабочего места и порядок на столе, экономно используются реактивы).

6.2 Промежуточная аттестация студентов по дисциплине

Промежуточная аттестация является проверкой всех знаний, навыков и умений студентов, приобретённых в процессе изучения дисциплины. Формой промежуточной аттестации по дисциплине является зачёт/экзамен.

Для оценивания результатов освоения дисциплины применяется следующие критерии оценивания.

Критерии оценивания устного ответа на зачете

Оценка «зачтено» выставляется студенту, если:

1. вопросы раскрыты, изложены логично, без существенных ошибок;
2. показано умение иллюстрировать теоретические положения конкретными примерами;
3. продемонстрировано усвоение ранее изученных вопросов, сформированность компетенций, устойчивость используемых умений и навыков.

Допускаются незначительные ошибки.

Оценка «не зачтено» выставляется, если:

1. не раскрыто основное содержание учебного материала;
2. обнаружено незнание или непонимание большей или наиболее важной части учебного материала;
3. допущены ошибки в определении понятий, которые не исправлены после нескольких наводящих вопросов;
4. не сформированы компетенции, умения и навыки.

Критерии оценивания устного ответа на экзамене

Оценка «5» (отлично) ставится, если студент:

1. полно раскрыто содержание материала билета;

2. материал изложен грамотно, в определенной логической последовательности, точно используется терминология;
3. показано умение иллюстрировать теоретические положения конкретными примерами, применять их в новой ситуации;
4. продемонстрировано усвоение ранее изученных сопутствующих вопросов, сформированность и устойчивость компетенций, умений и навыков;
5. ответ прозвучал самостоятельно, без наводящих вопросов;
6. допущены одна – две неточности при освещении второстепенных вопросов, которые исправляются по замечанию.
7. правильно решена расчетная задача.

Оценка «4» (хорошо) ставится, если:

ответ студента удовлетворяет в основном требованиям на оценку «5», но при этом имеет один из недостатков:

1. в изложении допущены небольшие пробелы, не исказившие содержание ответа;
2. допущены один – два недочета при освещении основного содержания ответа, исправленные по замечанию экзаменатора;
3. допущены ошибка или более двух недочетов при освещении второстепенных вопросов, которые легко исправляются по замечанию экзаменатора.
4. в расчетной задаче допущена ошибка.

Оценка «3» (удовлетворительно) ставится, если:

1. неполно или непоследовательно раскрыто содержание материала, но показано общее понимание вопроса и продемонстрированы умения, достаточные для дальнейшего усвоения материала;
2. имелись затруднения или допущены ошибки в определении понятий, использовании терминологии, исправленные после нескольких наводящих вопросов;
3. при неполном знании теоретического материала выявлена недостаточная сформированность компетенций, умений и навыков, студент не может применить теорию в новой ситуации.
4. решение расчетной задачи вызывает затруднения.

Оценка «2» (неудовлетворительно) ставится, если:

1. не раскрыто основное содержание учебного материала;
2. обнаружено незнание или непонимание большей или наиболее важной части учебного материала;
3. допущены ошибки в определении понятий, при использовании терминологии, которые не исправлены после нескольких наводящих вопросов.
4. не сформированы компетенции, умения и навыки.
5. расчетная задача не решена.

6.3 Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки результатов освоения дисциплины

ТРЕБОВАНИЯ К ФОРМЕ ОТЧЕТА ПО ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ

Форма отчета. Отчет должен содержать название, цель работы, описание хода работы, схемы приборов, расчеты, таблицу, графики зависимости, вывод. К лабораторной работе должны быть разобраны вопросы к занятию.

КОМПЛЕКТ ЗАДАНИЙ ДЛЯ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ

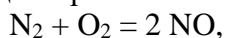
ТЕМА: «Основы химической термодинамики»

Вариант – 1

1. Одноатомный газ объемом 5л нагревают до 600°C при $V = \text{const}$. Определить конечное давление и количество затраченной теплоты.

2. Теплота сгорания сероуглерода равна – 1076 кДж. Определить теплоту образования сероуглерода, если сгорание было полным.

3. Найти температурную зависимость теплового эффекта реакции тепловой эффект реакции при 400 К:



если $\Delta H_{298} = 180,5$ кДж/моль и молярные теплоемкости даются уравнениями:

$$C_p(\text{NO}) = 29,58 + 3,85 \cdot 10^{-3} \cdot T - 0,586 \cdot 105 \cdot T^{-2} \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К});$$

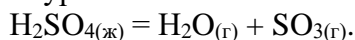
$$C_p(\text{N}_2) = 27,87 + 4,27 \cdot 10^{-3} \cdot T \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К});$$

$$C_p(\text{O}_2) = 31,46 + 3,39 \cdot 10^{-3} \cdot T - 3,76 \cdot 105 \cdot T^{-2} \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К}).$$

4. Рассчитайте изменение энтропии при нагревании 58.82 кг V_2O_3 от 298 до 700 К, если истинная теплоемкость V_2O_3 :

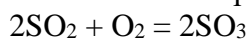
$$C_p = 36.5525 + 106.345 \cdot 10^{-3} T \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К}).$$

5. При низких температурах серная кислота устойчива, а при высоких она диссоциирует по уравнению:



Объясните это явление и рассчитайте температуру, при которой эта реакция возможна.

6. Рассчитайте при помощи данных справочника изменение энтропии для реакции:

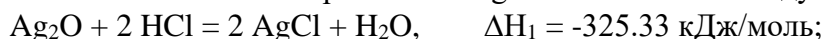


при 500 К, и сделайте вывод о направлении самопроизвольного протекания реакции в этих условиях.

Вариант – 2

1. При адиабатическом сжатии кислорода объемом 0,002 м³ давление газа повысилось от $1,013 \cdot 10^5$ до $2,026 \cdot 10^5$ Па. Чему равен конечный объем?

2. Найти энтальпию образования AgCl на основании следующих данных:



3. Для реакции: $\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})} + 32 \text{O}_{2(\text{г})} = \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + \text{SO}_{2(\text{г})}$ – найти ΔH° и ΔU° при 25 °С, а также ΔH° при 500 К, если

$$C_p(\text{H}_2\text{S}) = 6,25 + 3,67 \cdot 10^{-3} T + 7,11 \cdot 10^{-7} T^2;$$

$$C_p(\text{O}_2) = 6,15 + 3,102 \cdot 10^{-3} T - 9,23 \cdot 10^{-7} T^2;$$

$$C_p(\text{H}_2\text{O}) = 7,22 + 2,37 \cdot 10^{-3} T - 2,67 \cdot 10^{-7} T^2;$$

$$C_p(\text{SO}_2) = 6,796 + 11,588 \cdot 10^{-3} T - 3,015 \cdot 10^{-7} T^2 \text{ кал}/(\text{моль} \cdot \text{К}).$$

4. В одном из сосудов одинаковой вместимости 3 м³ находится 28 кг азота, а в другом 32 кг кислорода при одной и той же температуре. Вычислите изменение энтропии при диффузии в результате соприкосновения содержимого этих сосудов. Принять кислород и азот идеальными газами.

5. Вычислить ΔS при нагревании 1 моль $\text{H}_2\text{O}_{(\text{тв})}$ от температуры плавления до полного испарения при температуре кипения. Теплота плавления льда 335,2 Дж/г, теплота испарения воды 2260 Дж/г, теплоемкость $\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ равна 4,188 Дж/г К.

6. Найти изменение энтропии при нагревании 1 моль серебра от 298 до 498 К. Молярная теплоемкость серебра выражается уравнением:

$$C_p(\text{Ag}) = 23,4 + 6,234 \cdot 10^{-3} \cdot T \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К}).$$

ТЕМА: «РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ»

Вариант – 1

1. Раствор, содержащий 5 г нелетучего вещества в 25 г CCl_4 , кипит при 81.5°C . Определите молярную массу растворенного вещества, если температура кипения чистого четыреххлористого углерода равна 76.8°C , а эбуллиоскопическая постоянная $E = 5.02$.

2. Определите объем раствора, если в 20 %-ном водном растворе метилового спирта парциальные молярные объемы воды и спирта равны 18 и $37.8\text{ см}^3/\text{моль}$, соответственно.

3. Нафталин массой 0.5685 г, растворенный в *n*-толуидине $\text{C}_7\text{H}_9\text{N}$ массой 25 г дал понижение точки замерзания раствора на 0.942°C . Температура плавления чистого *n*-толуидина равна 43°C . Определите криоскопическую постоянную и удельную теплоту плавления *n*-толуидина.

4. Определите относительное понижение давления пара для раствора, содержащего 0.01 моль нелетучего растворенного вещества в 0.5 кг воды.

5. Определите осмотическое давление раствора глицерина массовой долей 10 % при 15°C . Плотность раствора равна $1.023\text{ г}/\text{см}^3$.

Вариант – 2

1. Давление пара воды при 313 К равно 7375,4 Па. Вычислите при данной температуре давление пара раствора, содержащего 92.06 г глицерина в 360 г воды.

2. Раствор, содержащий азобензол $\text{C}_{12}\text{H}_{10}\text{N}_2$ 0.344 г в бензоле массой 26.42 г, кипит при температуре 80.386°C . Удельная теплота испарения бензола при температуре кипения бензола 80.2°C равна 384.8 Дж/г. Вычислите относительную молекулярную массу азобензола.

3. Давление насыщенного пара над хлористым метилом CH_3Cl при 273 К равно $2.64 \cdot 10^5$ Па, а над хлористым этилом $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$ при той же температуре – $0.638 \cdot 10^5$ Па. Считая, что раствор подчиняется закону Рауля, определите состав пара над 50 % (масс.) раствором.

4. При 17°C осмотическое давление раствора мочевины равно 120 кПа. Каково будет осмотическое давление, если раствор разбавить в 3 раза, а температуру повысить до 30°C ?

5. Вычислите, при какой температуре замерзает раствор этиленгликоля массовой долей 40 %. Криоскопическая постоянная воды $1.86\text{ (К}\cdot\text{кг)}/\text{моль}$.

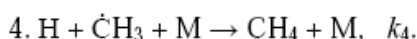
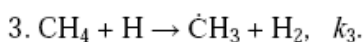
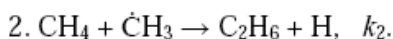
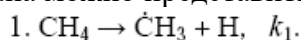
ТЕМА: «ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА», «КАТАЛИЗ»

Вариант – 1

1. Превращение пероксида бензоила в диэтиловый эфир (реакция первого порядка) при 333 К прошло за 10 мин на 75.2 %. Вычислите константу скорости реакции.

2. Для параллельной реакции первого порядка $A \rightarrow B$, $A \rightarrow C$, что время превращения вещества A на 20 % равно 30 мин, выход продукта B равен 60 %. Рассчитайте константы скорости k_1 и k_2 .

3. Механизм пиролиза метана можно представить в виде:



Предполагая, что концентрации H и $\text{CH}_3\cdot$ стационарны, получите кинетическое уравнение реакции.

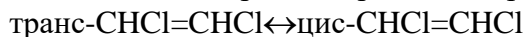
4. Две реакции одинакового порядка имеют одинаковые предэкспоненциальные множители, но их энергии активации различаются на 41.9 кДж/моль. Рассчитайте соотношения констант скоростей этих реакций при 600 К.

5. Приняв средний диаметр молекул H_2 и I_2 равным 2.0 \AA , вычислить константу скорости образования йодоводорода: $H_2 + I_2 = 2HI$ при 700 K , если опытная энергия активации равна $165609 \text{ Дж}\cdot\text{моль}^{-1}$, стерический фактор реакции равен 0.47 .

Вариант – 2

1. Константа скорости газофазной реакции первого порядка разложения N_2O_4 на NO_2 при 1°C равна $4.5 \cdot 10^3 \text{ с}^{-1}$ и энергии активации $58 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$. При какой температуре $k = 1 \cdot 10^4 \text{ с}^{-1}$?

2. Определите константы скоростей прямой и обратной реакций

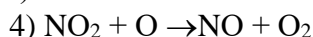
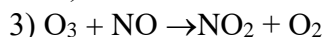
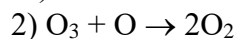
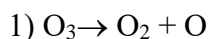


при 573 K на основании данных о концентрации транс- CHCl=CHCl к моменту времени t :

$t, \text{ с}$	0	600	1080	∞
$C, \%$	95	82.88	75.24	41.89

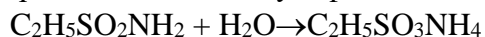
3. Концентрация атомов трития в воздухе приблизительно $5 \cdot 10^{-15}$ моль/л. Период полураспада трития около 12 лет. Через сколько лет распадается 90 % трития, содержащегося в воздухе?

4. Предположено, что одной из причин образования озоновой дыры является реактивная авиация: при сгорании керосина за счет примесей выделяется оксид азота NO , ускоряющий разложение озона по схеме:



Выведите кинетическое уравнение для скорости превращения озона при допущении стационарности по O и NO_2 .

5. Константа скорости гидролиза амидаэтилсульфоокислоты:



при 90°C равна $1.16 \cdot 10^{-3} \text{ л}\cdot\text{моль}\cdot\text{с}^{-1}$, а опытная энергия активации равна: $E_A = 127.61 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$. Найти значения ΔG^\ddagger , ΔH^\ddagger и ΔS^\ddagger реакции.

ТЕМА: «ЭЛЕКТРОХИМИЯ»

Вариант № 1

1. Вычислите, на сколько изменится электродный потенциал меди, погруженной в раствор $CuSO_4$ моляльностью 1 моль/кг , если раствор разбавить в 10 раз, а в исходном и в разбавленном растворах средние коэффициенты активности Cu^{2+} равны, соответственно, 0.0423 и 0.15 при 25°C .

2. ЭДС гальванического элемента $Ag | AgNO_3 || Cd(NO_3)_2 | Cd$ при 25°C равна 1.156 В . Концентрация нитрата серебра 0.1 моль/кг воды. Определите активность ионов кадмия в растворе $Cd(NO_3)_2$. Учтите коэффициенты активности.

3. Вычислить количество PbO_2 , которое выделится на аноде при электролизе соли свинца в азотнокислом растворе током силой 0.16 А в течение 45 мин .

4. Привести пример гальванического элемента, в котором идет следующая реакция: $H_2 + \frac{1}{2}O_2 = H_2O$. Указать схему, и объяснить какие процессы идут на катоде и на аноде. Рассчитайте стандартную ЭДС, ΔG и константу равновесия гальванического элемента.

5. Вычислить концентрацию водного раствора мочевины, если раствор при 27°C изотоничен с 0.5 М раствором $CaCl_2$. Кажущаяся степень диссоциации в 0.5 М $CaCl_2$ 65.4% .

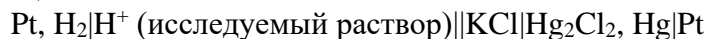
6. Каким – анодным или катодным – покрытием будет серебро, если изделие изготовлено из железа? Напишите схему коррозионного процесса, протекающего при нарушении целостности покрытия в растворе Na_2SO_4 .

7. Для 0.1 м раствора $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ вычислить среднюю ионную моляльность, активность и общую активность электролита при 298 К.

Вариант № 2

1. При 25°C электродный потенциал серебра, погруженного в раствор AgNO_3 концентрации 0.2 моль/кг равен 0.747 В. Средний коэффициент активности ионов Ag^+ равен 0,657. Вычислите стандартный электродный потенциал серебряного электрода.

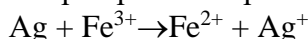
2. При 18 °С ЭДС цепи



равна 0,48 В. Электродный потенциал каломельного электрода при этой температуре равен 0,25 В. Определить рН исследуемого раствора.

3. Рассчитайте стандартный электродный потенциал пары $\text{Hg}^{2+}, \text{Hg}_2^{2+} | \text{Pt}$ по справочным данным о потенциалах пар $\text{Hg}^{2+} | \text{Hg}$ и $\text{Hg}_2^{2+} | \text{Hg}$.

4. Осуществима ли в водном растворе при 298 К реакция по уравнению:



если $a_{\text{Ag}^+} = 1$; $a_{\text{Fe}^{2+}} = 0.01$; $a_{\text{Fe}^{3+}} = 0.1$. Найдите ΔG и константу равновесия реакции. Воспользуйтесь справочными данными.

5. Раствор, содержащий 14.62 г хлорида натрия в 500 мл воды, замерзает при -1.67 °С. Вычислите кажущуюся степень диссоциации электролита в растворе и осмотическое давление раствора при 27 °С. Плотность раствора 1 г/см³.

6. Железное изделие покрыто свинцом. Какое это покрытие катодное или анодное? Составьте соответствующие уравнения процессов во влажном воздухе и в растворе соляной кислоты при нарушении целостности покрытия.

7. Рассчитать средние активности электролитов, приведенных в таблице:

Электролит	Моляльная концентрация, моль/кг	Средний коэффициент активности при 25 °С
КОН	4.5	1.49
КI	4.0	0.673
NH_4NO_3	6.0	0.279
$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	2.0	0.095

ПРИМЕРЫ ТЕСТОВЫХ ЗАДАНИЙ

Вариант № 1

ЧАСТЬ А

К каждому заданию части А даны несколько ответов, из которых только один верный. Выполнив задание, выберите верный ответ и укажите в бланке ответов.

А 1. Выражение первого закона термодинамики, записанное с использованием работы системы А и теплоты процесса Q, имеет вид:

1) $Q = \Delta U - A$; 2) $Q = \Delta U + A$; 3) $\Delta U = Q + A$; 4) $A = \Delta U + Q$

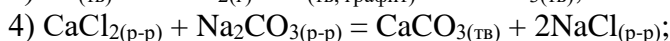
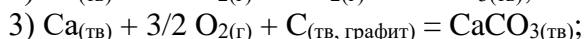
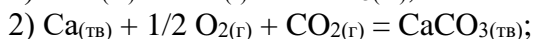
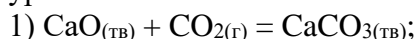
А 2. Выражения, справедливые для адиабатического процесса с идеальным газом (А - работа системы, Q - теплота процесса):

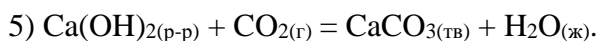
1) $P = \text{const}$; 2) $V = \text{const}$; 3) $T = \text{const}$; 4) $\Delta U = 0$; 5) $A = 0$; 6) $Q = 0$.

А 3. В соответствии с законом Дебая, атомная теплоёмкость кристаллов с объёмной решёткой пропорциональна абсолютной температуре в степени n. Укажите, чему равно n:

1) $n = 4$; 2) $n = 3$; 3) $n = 2$; 4) $n = 1$.

А 4. Уравнение химической реакции, стандартное изменение энтальпии в которой соответствует стандартной энтальпии образования твердого карбоната кальция при температуре 298К:





А 5. Изменение энтропии является критерием протекания процессов в системе:

- 1) открытой; 2) закрытой; 3) изолированной.

А 6. Частная производная энергии Гельмгольца индивидуального вещества по температуре при постоянном объеме равна:

- 1) $-P$; 2) $-S$; 3) V ; 4) $\frac{C_V}{T}$.

А 7. Критерием вероятного протекания самопроизвольного процесса при $V, T = \text{const}$ является:

- 1) $\Delta U < 0$; 2) $\Delta H < 0$; 3) $\Delta F < 0$; 4) $\Delta G < 0$; 5) $\Delta S < 0$.

А 8. Уравнение изотермы Вант-Гоффа для химической реакции в идеальной газовой фазе:

- 1) $\Delta G = \Delta H + T \left(\frac{\partial \Delta G}{\partial T} \right)_P$; 2) $\left(\frac{\partial \ln K_P}{\partial T} \right)_P = \frac{\Delta H}{RT^2}$;
 3) $\left(\frac{\partial \ln K_C}{\partial T} \right)_V = \frac{\Delta U}{RT^2}$; 4) $\Delta G = RT \left(\ln \frac{P_{\text{O}_2} P_{\text{NO}}^2}{P_{\text{NO}_2}^2} - \ln K_P \right)$.

А 9. Для химической реакции в идеальной газовой смеси $\text{CH}_4 + \text{CO}_2 = 2\text{CO} + 2\text{H}_2$ константа равновесия K_P , выраженная через равновесные парциальные давления, связана с константой равновесия K_C , выраженной через равновесные молярные концентрации, выражением $K_P = K_C(RT)^{\Delta n}$, где Δn – некоторое целое число. Укажите число Δn для данной реакции:

- 1) 6; 2) 2; 3) -2; 4) 4.

А 10. Число степеней свободы двухфазной однокомпонентной системы, на которую из внешних условий влияет только температура (давление постоянно) равно:

- 1) 1; 2) 2; 3) 3; 4) 0.

А 11. Метод исследования разбавленных растворов, основанный на сравнении температуры начала кипения раствора и температуры кипения растворителя при постоянном давлении:

- 1) калориметрия; 2) криоскопия;
 3) осмометрия; 4) эбуллиоскопия;
 5) фотометрия; 6) кондуктометрия.

А 12. Изотонический коэффициент Вант-Гоффа – это поправка, учитывающая:

- 1) увеличение равновесного давления пара над чистым растворителем при нагревании;
 2) изменение числа частиц в растворе при диссоциации или ассоциации молекул;
 3) изменение плотности раствора при диссоциации или ассоциации молекул;
 4) изменение изотопного состава молекул растворенного вещества.

А 13. В соответствии с первым законом Гиббса-Коновалова в бинарной системе «жидкость-пар»:

- 1) пар всегда находится при большей температуре, чем равновесная жидкость;
 2) равновесные жидкость и пар всегда имеют одинаковую концентрацию компонентов;
 3) пар по сравнению с жидкостью всегда обогащен более летучим компонентом;
 4) пар по сравнению с жидкостью всегда богаче компонентом с меньшей плотностью;
 5) пар по сравнению с жидкостью всегда богаче компонентом, прибавление которого к равновесной системе повышает общее давление (снижает температуру кипения);
 6) в точках экстремума температуры (при $P = \text{const}$) или давления (при $T = \text{const}$) составы равновесных фаз совпадают.

А 14. В соответствии с теорией Дебая-Хюккеля средний ионный коэффициент активности электролита АВ в первом приближении может быть представлен уравнением:

- 1) $\gamma_{\pm} = \sqrt{\gamma_A^{v_+} \gamma_B^{v_-}}$; 2) $\lg \gamma_{\pm} = -A |z_A z_B| \sqrt{I}$;

□

□

$$3) \lg \gamma_{\pm} = \frac{-A|z_A z_B| \sqrt{I}}{1 + B a \sqrt{I}}; \quad 4) \lg \gamma_{\pm} = \frac{-A|z_A z_B| \sqrt{I}}{1 + B a \sqrt{I}} + bI$$

А 15. Сильный электролит АВ диссоциирует в растворе на **k** ионов **A** и **n** ионов **B**. Выберите формулу, связывающую среднюю ионную активность электролита со средними ионными моляльностью и коэффициентом активности:

$$1) a = (\gamma_{\pm} m_{\pm})^{k+n}; \quad 2) a_{\pm} = \sqrt[k+n]{a_A^k a_B^n};$$

$$2) a_{\pm} = \gamma_{\pm} m_{\pm}; \quad 4) a = a_{\pm}^{k+n}$$

А 16. Уменьшение эквивалентной проводимости водного раствора уксусной кислоты при повышении концентрации электролита обусловлено главным образом:

- 1) электрофоретическим эффектом;
- 2) релаксационным эффектом;
- 3) уменьшением вязкости раствора;
- 4) снижением степени диссоциации;
- 5) увеличением степени диссоциации;
- 6) увеличением кинетической энергии ионов.

А 17. При бесконечном разведении эквивалентная электропроводность водного раствора электролита равна:

- 1) нулю;
- 2) электропроводности воды;
- 3) сумме предельных подвижностей ионов;
- 4) разности предельных подвижностей ионов;
- 5) произведению предельных подвижностей ионов.

А 18. Электрохимическая форма уравнения Гиббса–Гельмгольца имеет вид:

$$1) \Delta S = zF \left(\frac{\partial E}{\partial T} \right)_P;$$

$$2) \Delta G = -zFE;$$

$$3) \Delta G^{\circ} = -zFE^{\circ};$$

$$4) -zFE = \Delta H - zFT \left(\frac{\partial E}{\partial T} \right)_P;$$

$$5) \left(\frac{\partial E}{\partial T} \right)_P = \frac{\Delta S}{zF};$$

$$6) \ln K_a = \frac{zFE^{\circ}}{RT}.$$

А 19. Молекулярностью реакции называется

- 1) количество различных видов частиц исходных веществ;
- 2) количество различных видов частиц исходных веществ и продуктов;
- 3) количество частиц исходных веществ, взаимодействующих в одном элементарном акте превращения;
- 4) количество частиц, взаимодействующих и образующихся в одном элементарном акте превращения;
- 5) показатель степени при концентрации в дифференциальной форме кинетического уравнения;
- 6) показатель степени при концентрации в интегральной форме кинетического уравнения

А 20. Интегральное кинетическое уравнение необратимой реакции третьего порядка (концентрации исходных веществ одинаковы и равны C , t – время)

$$1) k = \frac{1}{t} \ln \frac{C_0}{C};$$

$$2) k = \frac{1}{t} \left(\frac{1}{C} - \frac{1}{C_0} \right);$$

$$3) k = \frac{1}{2t} \left(\frac{1}{C^2} - \frac{1}{C_0^2} \right);$$

$$4) C = C_0 - kt;$$

$$5) C = C_0 + kt;$$

б) $C = C_0 e^{-kt}$.

ЧАСТЬ В

Каждое задание части В содержит ответы, при этом верных ответов может быть несколько. Выполнив задание, выберите все верные ответы и укажите в бланке ответов.

В 1. Внутренняя энергия системы – это:

- 1) функция состояния системы;
- 2) функция перехода (процесса);
- 3) экстенсивная функция;
- 4) интенсивная функция;
- 5) абсолютное значение функции неизвестно.

В 2. Выражения, справедливые для изохорной теплоемкости C_V одного моля идеального газа

1) $\left(\frac{\partial H}{\partial T}\right)_P$; 2) $\left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_V$; 3); 4); 5) $C_P - R$; 6) $\Delta U + A$.

В 3. Условия, отличающие изолированную термодинамическую систему:

- 1) совокупность материальных объектов, занимающих ограниченную область пространства;
 - 2) совокупность материальных объектов, занимающих неограниченную область пространства;
 - 3) исключен обмен веществом и энергией с окружающей средой;
 - 4) возможен обмен энергией с окружающей средой, но исключен обмен веществом;
 - 5) возможен обмен веществом с окружающей средой, но исключен обмен энергией;
- б) возможен обмен веществом и энергией с окружающей средой.

В 4. Математические выражения объединенного уравнения первого и второго законов термодинамики применительно к обратимым равновесным процессам в простых системах (при отсутствии полезной работы):

1) $TdS = dU + PdV + \delta A'$; 2) $TdS \geq dU + PdV + \delta A'$;
3) $TdS \geq dH - VdP$; 4) $TdS \geq dH - VdP$;
5) $TdS = dU + PdV$; 6) $TdS = dH - VdP$.

В 5. Находящаяся в состоянии равновесия система $PCl_{5(ж)} = PCl_{3(г)} + Cl_{2(г)}$:

- 1) гомогенная; 2) гетерогенная;
- 3) однофазная; 4) двухфазная;
- 5) трехфазная; 6) четырехфазная.

В 6. Увеличение электрической проводимости растворов сильных электролитов с ростом температуры может быть обусловлено:

- 1) электрофоретическим эффектом;
- 2) релаксационным эффектом;
- 3) уменьшением вязкости раствора;
- 4) снижением степени диссоциации;
- 5) увеличением степени диссоциации;
- 6) увеличением кинетической энергии ионов.

В 7. Согласно теории адсорбции Лэнгмюра, адсорбция является:

- 1) физической;
- 2) химической;
- 3) мономолекулярной;
- 4) полимолекулярной;
- 5) локализованной;
- 6) нелокализованной.

ЧАСТЬ С

Часть С содержит задачи, при этом даны несколько ответов, из которых только один верный. Решив задачу, выберите верный ответ и укажите в бланке ответов.

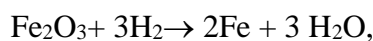
С 1. Вычислить электродный потенциал серебра, погруженного в раствор AgNO_3 концентрации 0.2 моль/кг при 25°C . Средний коэффициент активности ионов Ag^+ равен 0.657.

- 1) 0.851 В;
- 2) 1.319 В;
- 3) 0.747 В
- 4) 0.279 В;
- 5) -0.398 В;
- 6) 0.679 В.

С 2. Определите температуру замерзания раствора, содержащего глюкозу массой 2.42 г в воде массой 25 г. Криоскопическая постоянная воды 1.86 (К·кг)/моль.

- 1) 0°C ;
- 2) 1°C ;
- 3) -1°C ;
- 4) 10°C ;
- 5) -10°C .

С 3. Возможно ли протекание реакции восстановления оксида железа(III) водородом при стандартных условиях:



если $\Delta H_{298}^\circ = 96.61$ кДж/моль, а $\Delta S_{298}^\circ = 138.7$ Дж/(моль·К)? При какой температуре будет проходить этот процесс?

- 1) да; при любой температуре.
- 2) да; 396.5 К;
- 3) да; 696.5 К;
- 4) нет; 396.5 К;
- 5) нет; 696.5 К.

ВОПРОСЫ К КОЛЛОКВИУМУ

Тема 1. ЭЛЕМЕНТЫ СТАТИСТИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ

1. Предмет и метод статистической термодинамики.
2. Функция распределения Максвелла-Больцмана. Ансамбли Гиббса.
3. Каноническая функция распределения Гиббса.
4. Сумма по состояниям.
5. Статистические выражения для основных термодинамических функций. Статистический расчет энтропии.
6. Молекулярная сумма по состояниям и сумма по состояниям макроскопической системы.
7. Составляющие энтропии, внутренней энергии и теплоемкости, обусловленные поступательным движением.
8. Вращательная сумма по состояниям. Составляющие термодинамических функций, обусловленные вращательным движением.
9. Колебательная сумма по состояниям. Составляющие термодинамических функций, обусловленные колебательным движением.
10. Расчет констант равновесия химических реакций в идеальных газах методом статистической термодинамики.
11. Межмолекулярные взаимодействия. Статистическая термодинамика реальных систем.
12. Точечные дефекты кристаллических решеток. Метод наибольшего слагаемого при вычислении суммы по состояниям для кристаллов с различными видами точечных дефектов.

Тема 2. ЭЛЕМЕНТЫ ЛИНЕЙНОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ НЕОБРАТИМЫХ ПРО-

ЦЕССОВ

1. Задачи линейной термодинамики необратимых процессов. Классификация объектов. Типы макроскопических систем. Типы необратимых процессов. Физико-химическое описание свойств непрерывных систем.
2. Дифференциальные уравнения баланса. Баланс массы. Баланс потенциальной энергии. Баланс кинетической энергии центра масс.
3. Принципы термодинамики для непрерывных систем. Закон сохранения энергии. Баланс внутренней энергии. Принцип локального равновесия. Баланс энтропии. Производство энтропии.
4. Линейные законы. Силы и потоки. Термодинамические уравнения движения. Трансформационные свойства линейных законов.
5. Принцип Кюри. Понятие о свойствах симметрии. Приложение к изотропным системам.
6. Соотношение взаимности. Экспериментальное открытие. Соотношение взаимности для скалярных процессов в изолированных системах.
7. Термогидродинамические дифференциальные уравнения. Вывод.
8. Уравнение теплопроводности. Уравнение диффузии.
9. Перекрестные явления. Термодиффузия.

ТЕМЫ РЕФЕРАТОВ

1. История развития физической химии.
2. Современное состояние физической химии. Работы российских ученых в области физической химии.
3. Теорема о соответственных состояниях и общая проблема уравнения состояний.
4. Абсолютная температура. История вопроса.
5. Развитие представлений об энтропии.
6. Роль выдающихся ученых XIX века Гиббса, Гельмгольца, Максвелла в создании термодинамического метода.
7. Сущность зонной плавки и ее практическое применение.
8. Открытия выдающихся физико-химиков XIX века Рауля, Вант-Гоффа, Нернста и др. в области теории растворов. Роль российских ученых в создании современной теории растворов.
9. Сущность физико-химического метода анализа. Работы Н. С. Курнакова.
10. Работы Н. Н. Бекетова в создании учения о химическом равновесии.
11. Расчеты выхода продуктов химических реакций различных типов.
12. О численных расчетах термодинамических адсорбционных характеристик для моделей реальных систем.
13. Расчет констант равновесия химических реакций в идеальных газах методом статистической термодинамики.
14. Современная термодинамика. От тепловых двигателей до диссипативных структур по Пригожину И.
15. Сопряженные химические реакции.
16. Химические реакции при температурах глубокого холода.
17. Роль советских и российских ученых в создании теорий катализа (В. Н. Ипатьев, А. А. Баландин, Н. И. Кобозев, С. З. Рогинский, Ф. Ф. Волькенштейн и др.).
18. Определение термодинамических функций методом ЭДС.

ВОПРОСЫ К ЗАЧЕТУ

1. Теплоемкость. Измерение теплоемкости калориметрической системы.
2. Первый закон термодинамики и следствия из него. Измерение интегральной теплоты растворения соли в воде.

3. Следствия из закона Гесса. Измерение теплоты образования кристаллогидратов. Расчеты по термохимическим уравнениям.
4. Измерение теплоты нейтрализации. Расчеты по термохимическим уравнениям.
5. Расчет изменения энтальпий, энтропий, энергии Гиббса, энергии Гельмгольца в зависимости от параметров состояния системы
6. Измерение давления пара летучих жидких веществ. Построение диаграмм состояния двухкомпонентных систем и их анализ. Применение правила фаз Гиббса.
7. Криоскопический метод анализа. Определение молярной массы и степени электролитической диссоциации электролитов.
8. Термический анализ.
9. Определение коэффициента распределения и степени ассоциации уксусной кислоты в бензоле.
10. Расчеты по термодинамике химических равновесий.
11. Расчет выхода продуктов химических реакций различных типов. Расчеты выхода продуктов при совместном протекании нескольких химических реакций.
12. Адсорбция уксусной кислоты на поверхности активированного угля. Теории адсорбции.
13. Определение обменной емкости цеолита. Теория ионного обмена.
14. Расчеты в статистической термодинамике: поступательная, вращательная, колебательная суммы по состояниям. Составляющие энтропии, внутренней энергии и теплоемкости, обусловленные поступательным, вращательным и колебательным движениями.

Вопросы к экзамену (5 семестр)

1. Теплоемкость. Виды теплоемкости. Расчет теплоемкости. Уравнения зависимости теплоемкости от температуры.
2. Классическая и квантово-механическая теории теплоемкости газов. Теория теплоемкости твердых тел.
3. Первый закон термодинамики. Приложение первого закона термодинамики к изотермическим, изохорным, изобарным и адиабатическим процессам.
4. Основной закон термохимии Г. И. Гесса и следствия из него.
5. Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры. Закон Р. Кирхгофа. Расчеты изменения энтальпий веществ и химических реакций.
6. Второй закон термодинамики и его различные формулировки. Принцип Каратеодори. Обоснование второго закона термодинамики. Цикл Карно. Теоремы Карно, Клаузиуса-Карно.
7. Энтропия. Уравнение второго закона термодинамики для обратимых и необратимых процессов. Энтропия как критерий направленности процессов в изолированной системе.
8. Расчет энтропии в различных процессах. Зависимость энтропии от параметров состояния.
9. Тепловая теорема Нернста. Абсолютные энтропии химических соединений. Постулат Планка.
10. Критерии самопроизвольного протекания процессов и положения равновесия в изохорно-изотермических и изобарно-изотермических условиях: энергия Гельмгольца и энергия Гиббса.
11. Зависимость термодинамических потенциалов от параметров состояния системы. Уравнение Гиббса-Гельмгольца.
12. Фундаментальные уравнения химической термодинамики Гиббса. Характеристические функции. Уравнения Максвелла.
13. Химические потенциалы, их определение, вычисление и свойства. Метод летучести Льюиса.
14. Основные признаки состояния химического равновесия. Закон действия масс, его

кинетический и термодинамический вывод. Способы выражения констант химического равновесия и взаимосвязь между ними.

15. Уравнение изотермы химической реакции. Термодинамическая трактовка понятия о химическом сродстве.

16. Влияние различных факторов на положение равновесия. Зависимость констант равновесия от температуры, уравнения изохоры и изобары химической реакции. Влияние давления и концентраций на химическое равновесие, уравнение Планка.

17. Расчет констант химического равновесия.

18. Фазовые равновесия. Основные понятия и определения. Правило фаз Гиббса.

19. Фазовые переходы первого и второго рода. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса. Уравнения Эренфеста.

20. Однокомпонентные системы. Диаграмма состояния воды. Энантиотропные и монотропные фазовые переходы.

21. Двухкомпонентные системы. Физико-химический анализ. Термический анализ. Анализ диаграмм плавкости.

22. Диаграммы плавкости двухкомпонентных систем с простой эвтектикой и их анализ на основе правила фаз Гиббса.

23. Диаграммы плавкости двухкомпонентных систем с конгруэнтно и инконгруэнтно плавящимися химическими соединениями. Их анализ на основе правила фаз Гиббса.

24. Диаграммы плавкости двухкомпонентных систем с ограниченной и неограниченной растворимостью в твердой фазе. Их анализ на основе правила фаз Гиббса.

25. Трехкомпонентные системы. Диаграммы состояния трехкомпонентных систем. Закон распределения Нернста.

26. Общая термодинамическая теория растворов. Парциальные молярные величины и их значение в термодинамике растворов. Уравнение Гиббса-Дюгема.

27. Классификация растворов. Способы выражения состава растворов.

28. Давление насыщенного пара компонента над раствором. Уравнение Рауля и Генри. Растворимость газов.

29. Термодинамика жидких летучих смесей. Состав паровой фазы над раствором. Законы Д.П. Коновалова. Азеотропные смеси.

30. Разделение летучих жидких смесей. Уравнение Дюгема-Маргулеса. Перегонка жидких смесей. Ректификация.

31. Ограниченно растворимые и взаимно нерастворимые летучие смеси.

32. Понижение давления насыщенного пара над раствором. Закон Рауля и его термодинамический вывод.

33. Понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения растворов.

34. Осмотические явления растворов. Уравнение Вант-Гоффа.

35. Адсорбция. Основные понятия. Физическая и химическая адсорбция. Локализованная и нелокализованная адсорбция. Количественное и графическое описание адсорбции. Природа адсорбционных взаимодействий.

36. Адсорбция газов. Уравнение Генри.

37. Теория мономолекулярной адсорбции Лэнгмюра. Уравнение Фрейндлиха.

38. Полимолекулярная адсорбция, ее описание методом Брунауэра-Эммета-Теллера.

39. Адсорбция из растворов. Уравнение изотермы адсорбции из растворов, его анализ.

40. Фундаментальное уравнение адсорбции Гиббса, его термодинамический вывод и область применимости.

41. Описание микросостояний системы методом классической механики. Метод ячеек Больцмана. Энтропия и термодинамическая вероятность.

42. Описание микросостояний системы методом классической механики. Метод ансамблей Гиббса. Распределения Гиббса.

43. Описание микросостояний системы методом квантовой механики. Статистики Ферми-Дирака, Бозе-Эйнштейна, Больцмана. Распределение Больцмана.
44. Сумма по состояниям. Свойства суммы по состояниям.
45. Связь суммы по состояниям с термодинамическими функциями.
46. Молекулярная сумма по состояниям идеальных газов.
47. Термодинамические функции идеального газа. Составляющие внутренней энергии, энтропии, обусловленные поступательным движением. Формула Закура-Тетроде.
48. Расчет констант равновесия химических реакций в идеальных газах методом статистической термодинамики.
49. Уравнения состояния идеальных и реальных газов в статистической термодинамике.

(6 семестр)

1. Термодинамика необратимых процессов. Предмет и задачи термодинамики необратимых процессов. Объекты исследования.
2. Уравнения баланса. Уравнения баланса массы, энергии и энтропии. Законы сохранения массы и энергии. Производство энтропии.
3. Производство энтропии при теплопередаче и химических реакциях. Зависимость скорости химической реакции от сродства.
4. Линейные законы. Потоки и силы. Принципы Кюри и Онзагера. Сопряженные химические реакции.
5. Неравновесные стационарные состояния. Теорема Пригожина. Примеры неравновесных стационарных систем.
6. Предмет и задачи химической кинетики. Механизм химических реакций. Скорость химической реакции. Кинетические кривые. Кинетический закон действия масс.
7. Классификация реакций химической кинетики.
8. Формальная кинетика односторонних реакций в закрытых системах.
9. Способы определения порядка химических реакций в закрытых системах.
10. Формальная кинетика односторонних реакций в открытых системах. Реактор идеального смешения. Реактор идеального вытеснения.
11. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Энергия активации.
12. Сложные реакции. Общая характеристика. Обратимые и параллельные реакции первого порядка.
13. Сложные реакции. Общая характеристика. Последовательные реакции. Принцип квазистационарности Боденштейна.
14. Сложные реакции. Общая характеристика. Сопряженные и автокаталитические реакции.
15. Цепные реакции. Основные понятия. Стадии цепных реакций. Неразветвленные цепные реакции. Кинетика цепного неразветвленного процесса на примере темнового образования бромоводорода.
16. Разветвленные цепные реакции. Кинетика цепного разветвленного процесса на примере реакции окисления водорода. Полуостров воспламенения.
17. Фотохимические реакции. Законы фотохимии. Квантовый выход. Изменение физических и химических свойств молекул при электронном возбуждении. Скорость фотохимической реакции.
18. Теория активных столкновений. Основные положения. Бимолекулярные реакции. Истинная и кажущаяся энергия активации.
19. Теория активных столкновений. Мономолекулярные реакции. Модель Линдемана, теория Хиншельвуда, теория РРКМ.
20. Теория активных столкновений. Тримолекулярные реакции.
21. Теория активированного комплекса (переходного состояния). Поверхность потенциальной энергии. Основные положения ТАК. Теория абсолютных скоростей реакций. Статистический и термодинамический аспект ТАК.

22. Теория активированного комплекса (переходного состояния). Бимолекулярные, мономолекулярные и тримолекулярные реакции.
23. Кинетика реакций в растворах.
24. Кинетика гетерогенных химических реакций. Общая характеристика. Роль диффузии. Режимы протекания реакций. Внешняя диффузия.
25. Внутренняя диффузия: задача Зельдовича, задача Тиле.
26. Общие принципы катализа. Механизм каталитического действия. Роль катализа в химии и промышленности.
27. Гомогенный катализ. Общая характеристика кислотно-основного катализа.
28. Кинетика кислотно-основного катализа. Корреляционные уравнения в кислотно-основном катализе.
29. Твердые кислоты как катализаторы.
30. Катализ комплексными соединениями переходных металлов.
31. Ферментативный катализ. Общая характеристика ферментов как катализаторов. Кинетика ферментативных реакций. Уравнение Михаэлиса-Ментен.
32. Ингибирование ферментативных реакций.
33. Гетерогенный катализ. Общая характеристика. Роль адсорбции в кинетике гетерогенных каталитических реакций. Энергия активации гетерогенных каталитических реакций. Профиль пути гетерогенной каталитической реакции. Неоднородность поверхности катализатора.
34. Теории гетерогенного катализа. Теория мультиплетов Баландина. Теория активных ансамблей Кобозова.
35. Предмет электрохимии. Определение теоретической электрохимии, ее разделы и связь с задачами прикладной электрохимии. Основные понятия. Электрохимическая цепь и ее компоненты. Понятие электрохимического потенциала.
36. Растворы электролитов. Коллигативные свойства растворов электролитов. Основные положения теории электролитической диссоциации Аррениуса, недостатки этой теории.
37. Причины и механизм электролитической диссоциации.
38. Соотношение между энергией кристаллической решетки и энергией сольватации ионов в рамках модели Борна.
39. Термодинамика растворов электролитов.
40. Электростатическая теория сильных электролитов Дебая-Хюккеля.
41. Электрическая проводимость растворов электролитов. Зависимость электропроводности от различных факторов. Кондуктометрия.
42. Подвижность ионов. Числа переноса. Методы определения чисел переноса.
43. Физические основы теории Дебая-Хюккеля-Онзагера. Электрофоретический и релаксационный эффект. Уравнение Онзагера. Эффекты Вина и Дебая-Фалькенгагена.
44. Электрохимические системы. Основные понятия. Электродный потенциал.
45. Электрохимические системы. Уравнение Нернста. Уравнение Гиббса-Гельмгольца.
46. Скачок потенциала на межфазных границах: металл-раствор, раствор-раствор, металл-металл.
47. Строение двойного электрического слоя. Механизмы образования ДЭС. Способы изучения ДЭС.
48. Классификация электродов.
49. Электрохимические цепи. Потенциометрия.
50. Неравновесные электродные процессы. Диффузионная кинетика. Концентрационная поляризация.
51. Неравновесные электродные процессы. Электрохимическая кинетика. Теория замедленного разряда. Перенапряжение разряда.
52. Неравновесные электродные процессы. Электролиз. Законы Фарадея.

53. Химические источники тока.

54. Коррозия металлов. Методы борьбы с коррозией.

7 ПЕРЕЧЕНЬ ИНФОРМАЦИОННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ, ИСПОЛЬЗУЕМЫХ В ПРОЦЕССЕ ОБУЧЕНИЯ

Информационные технологии– обучение в электронной образовательной среде с целью расширения доступа к образовательным ресурсам, увеличения контактного взаимодействия с преподавателем, построения индивидуальных траекторий подготовки, объективного контроля и мониторинга знаний студентов.

В образовательном процессе по дисциплине используются следующие информационные технологии, являющиеся компонентами Электронной информационно-образовательной среды БГПУ:

- Официальный сайт БГПУ;
- Система электронного обучения ФГБОУ ВО «БГПУ»;
- Система тестирования на основе единого портала «Интернет-тестирования в сфере образования www.i-exam.ru»;
- Система «Антиплагиат.ВУЗ»;
- Электронные библиотечные системы;
- Мультимедийное сопровождение лекций и практических занятий.

8 ОСОБЕННОСТИ ИЗУЧЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ ИНВАЛИДАМИ И ЛИЦАМИ С ОГРАНИЧЕННЫМИ ВОЗМОЖНОСТЯМИ ЗДОРОВЬЯ

При обучении лиц с ограниченными возможностями здоровья применяются адаптивные образовательные технологии в соответствии с условиями, изложенными в разделе «Особенности реализации образовательной программы для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья» основной образовательной программы (использование специальных учебных пособий и дидактических материалов, специальных технических средств обучения коллективного и индивидуального пользования, предоставление услуг ассистента (помощника), оказывающего обучающимся необходимую техническую помощь и т. п.) с учётом индивидуальных особенностей обучающихся.

Для обучающихся с ограниченными возможностями здоровья предусмотрены следующие формы организации педагогического процесса и контроля знаний:

- для слабовидящих:

обеспечивается индивидуальное равномерное освещение не менее 300 люкс;

для выполнения контрольных заданий при необходимости предоставляется увеличивающее устройство;

задания для выполнения, а также инструкции о порядке выполнения контрольных заданий оформляются увеличенным шрифтом (размер 16-20);

- для глухих и слабослышащих:

обеспечивается наличие звукоусиливающей аппаратуры коллективного пользования, при необходимости обучающимся предоставляется звукоусиливающая аппаратура индивидуального пользования;

- для лиц с тяжелыми нарушениями речи, глухих, слабослышащих все контрольные задания по желанию могут проводиться в письменной форме.

Основной формой организации педагогического процесса является интегрированное обучение инвалидов, т.е. все обучающиеся учатся в смешанных группах, имеют возможность постоянно общаться со сверстниками, легче адаптируются в социуме.

9 СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ И ИНФОРМАЦИОННЫХ РЕСУРСОВ

9.1 Литература

Основная литература

1. Байрамов, В. М. Основы химической кинетики и катализа / В. М. Байрамов. – М.:

Издательский центр «Академия», 2003. – 254 с. (47 экз.)

2. Байрамов, В. М. Химическая кинетика и катализ: Примеры и задачи с решениями / В. М. Байрамов. – М.: Издательский центр «Академия», 2003. – 320 с. (28 экз.)

3. Буданов, В. В. Химическая термодинамика / В. В. Буданов, А. И. Максимов. – М.: ИКЦ «Академкнига», 2007. – 311 с. (33 экз.)

4. Горшков, В. И. Основы физической химии / В.И. Горшков, И. А. Кузнецов. – М.: Бином. Лаборатория знаний, 2006. – 407 с. (34 экз.)

5. Дамаскин, Б. Б. Электрохимия / Б. Б. Дамаскин, О. А. Петрий, Г. А. Цирлина. – СПб.: изд-во Лань, 2015. – 672 с. (10 экз.)

6. Задачи по физической химии / В. В. Еремин, С. И. Карпов, И. А. Успенская, Н. Е. Кузьменко, В. В. Лунин. – М.: Изд-во «Экзамен», 2003. – 320 с. (57 экз.)

7. Практические работы по физической химии / Под ред. К. П. Мищенко, А. А. Равделя, А. М. Пономаревой. – М.: Изд-во «Профессия», 2002. – 382с. (43 экз.)

8. Стромберг, А. Г. Физическая химия / А. Г. Стромберг, Д. П. Семченко; под ред. А. Г. Стромберга. – М.: Высшая школа, 1999. – 527 с. (5 экз.)

9. Физическая химия: В 2 кн. Строение вещества. Термодинамика / К. С. Краснов, Н. К. Воробьев, И. Н. Годнев и др.; под ред. К. С. Краснова. – М.: Высшая школа, 2001. – Кн. 1. – 319 с. (23 экз.)

Дополнительная литература

1. Ипполитов, Е. Г. Физическая химия / Е. Г. Ипполитов, А. В. Артемов, В. В. Батраков. – М.: Издательский центр «Академия», 2005. – 447 с. (24 экз.)

2. Колесникова, Л. Г. Основы химической термодинамики: курс лекций / Л. Г. Колесникова. – Благовещенск: Изд-во БГПУ, 2008. – 211 с. (16 экз.)

3. Пурмаль, А.П. А, Б, В ... химической кинетики / А. П. Пурмаль. М.: – ИКЦ «Академкнига», 2004. – 277 с. (14 экз.)

4. Физическая химия: В 2 кн. Электрохимия. Химическая кинетика и катализ / К. С. Краснов, Н. К. Воробьев, И. Н. Годнев и др.; под ред. К. С. Краснова. М.: Высшая школа, 2001. – Кн. 2. – 512 с. (4 экз.)

9.2 Базы данных и информационно-справочные системы

1. XuMuK.ru <http://www.xumuk.ru>

2. Электронная библиотека по химии <http://www.chem.msu.ru/rus/elibrary/>

3. Портал научной электронной библиотеки <http://elibrary.ru/defaultx.asp>

9.3 Электронно-библиотечные ресурсы

1. Polpred.com Обзор СМИ/Справочник <https://polpred.com/news>

2. ЭБС «Юрайт» <https://urait.ru>

10 МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКАЯ БАЗА

Для проведения занятий лекционного и семинарского типа, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации используются аудитории, оснащённые учебной мебелью, аудиторной доской, компьютером(рами) с установленным лицензионным специализированным программным обеспечением, коммутатором для выхода в электронно-библиотечную систему и электронную информационно-образовательную среду БГПУ, мультимедийными проекторами, экспозиционными экранами, учебно-наглядными пособиями (таблицы, мультимедийные презентации). Для проведения лабораторных занятий также используется:

Ауд. 445 «А». Лаборатория физической химии

- Стол лабораторный 2-мест. (10 шт.)
- Стул (20 шт.)
- Стол преподавателя (1 шт.)
- Стул преподавателя (1 шт.)
- Пюпитр (1 шт.)

- Аудиторная доска (1 шт.)
- Компьютер с установленным лицензионным специализированным программным обеспечением (3 шт.)
- 8 - портовый коммутатор D-Link для выхода в электронно-библиотечную систему и электронную информационно-образовательную среду БГПУ (1 шт.)
- Мультимедийный проектор SHARP -10 X(1 шт.)
- Принтер лазерный «CANON» (2 шт.)
- Экспозиционный экран (навесной) (1 шт.)
- ЯМР-спектрометр низкого разрешения «Спин Трэк» (1 шт.)
- Аквадистиллятор ДЭ-10 (1 шт.)
- Весы GF-300 (1 шт.)
- Весы торсионные ВТ-100 (1 шт.)
- Вискозиметр (4 шт.)
- Иономер (3 шт.)
- Кондуктометр анион-4120 (3 шт.)
- КФК-2 (1 шт.)
- Люксмер (1 шт.)
- Мешалка магнитная П-Э-6100 (2 шт.)
- Модуль «Термический анализ» (3 шт.)
- Модуль «Термостат» (3 шт.)
- Модуль «Универсальный контроллер» (3 шт.)
- Модуль «Электрохимия» (3 шт.)
- Модуль универсальный (6 шт.)
- Набор сит КП-131(1 шт.)
- Поляриметр (1 шт.)
- Потенциометр (1 шт.)
- Центрифуга лабораторная ОПН-8 (с ротором) (1 шт.)
- Штатив для электродов (2 шт.)
- Эксикатор с краном (1 шт.)
- Модуль «Общелабораторный» (1 шт.)
- Спектрофотометр (1 шт.)
- Спектрофотометр КФК-3КМ (1 шт.)
- Комплект ариометров (1 шт.)
- Метроном (1 шт.)
- Мост реохордный с сосудом
- Термостат ТС-1/80 СПУ (1 шт.)
- Учебно-наглядные пособия - слайды, таблицы, мультимедийные презентации по дисциплине «Физическая химия»
- Штативы для пробирок, нагревательные приборы, лабораторная посуда
Химические реактивы по тематике лабораторных работ

Самостоятельная работа студентов организуется в аудиториях оснащенных компьютерной техникой с выходом в электронную информационно-образовательную среду вуза, в специализированных лабораториях по дисциплине, а также в залах доступа в локальную сеть БГПУ.

Лицензионное программное обеспечение: операционные системы семейства Windows, Linux; офисные программы Microsoft office, Libreoffice, OpenOffice; Adobe Photoshop, Matlab, DrWeb antivirus и т.д.

Разработчик: Родионова Н.А., кандидат химических наук, доцент кафедры химии.

11 ЛИСТ ИЗМЕНЕНИЙ И ДОПОЛНЕНИЙ

Утверждение изменений и дополнений в РПД для реализации в 2020/2021 уч. г.

РПД обсуждена и одобрена для реализации в 2020/2021 уч. г. на заседании кафедры химии (протокол № 9 от «11» июня 2020 г.). В РПД внесены следующие изменения и дополнения:

В рабочую программу внесены следующие изменения и дополнения:

№ изменения: 1 № страницы с изменением: титульный лист	
Исключить: МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙ- СКОЙ ФЕДЕРАЦИИ	Включить: МИНИСТЕРСТВО ПРОСВЕ- ЩЕНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Утверждение изменений в РПД для реализации в 2021/2022 уч. г.

РПД пересмотрена, обсуждена и одобрена для реализации в 2021/2022 учебном году на заседании кафедры химии (протокол № 7 от 14 апреля 2021 г.).

В рабочую программу внесены следующие изменения и дополнения:

№ изменения: 2 № страницы с изменением: 43	
Исключить:	Включить:
	В пункт 9.3: ЭБС «Юрайт» https://urait.ru/

РПД пересмотрена, обсуждена и одобрена для реализации в 2021/2022 учебном году на заседании кафедры химии (протокол № 4 от 29 декабря 2021 г.).

В рабочую программу внесены следующие изменения и дополнения:

№ изменения: 3 № страницы с изменением: 44	
Исключить:	Включить:
	В пункт 10: Ауд. 118 «А». Лаборатория естественно-научной направленности педагогического технопарка «Кванториум-28» им. С.В. Ланкина <ul style="list-style-type: none">• Доска 1-элементная меловая магнитная (1 шт.)• Парта лабораторная с надстройкой и выдвижным блоком (2 шт.)• Письменный стол (4 шт.)• Стол пристенный химический (3 шт.)• Стол для преподавателя (угловой) правосторонний (1 шт.)• Стеллаж книжный, 12 ячеек (1 шт.)• Полка навесная, белая (1 шт.)• Пуф 80*80 (2 шт.)• Пуф 52*52 (2 шт.)• Диван трёхместный (1 шт.)• Кресло для руководителя Директ плюс (1 шт.)

	<ul style="list-style-type: none"> • Тумба с мойкой накладной для кухонного гарнитура (белая) (2 шт.) • Кулер Silver Arrow 130 (1 шт.) • Ноутбук (4 шт.) • МФУ принтер Brother DCP-L5500 (1 шт.) • Аппарат Киппа (2 шт.) • Стерилизатор для лабораторной посуды воздушный (1 шт.) • Лабораторное оборудование по химии (6 шт.) • Магнитная мешалка (1 шт.) • Цифровая лаборатория по химии «Releon» (6 шт.) • Цифровая лаборатория по физике «Releon» (6 шт.) • Цифровая лаборатория по биологии «Releon» (6 шт.) • Учебно-исследовательская лаборатория биосигналов и нейротехнологий (6 шт.) • Учебная лаборатория точных измерений (6 шт.) • Микроскоп учебный «Эврика» (6 шт.)
--	--

Утверждение изменений и дополнений в РПД для реализации в 2022/2023 уч. г.

РПД пересмотрена, обсуждена и одобрена для реализации в 2022/2023 учебном году на заседании кафедры химии (протокол № 8 от 26 мая 2022 г.).

В рабочую программу внесены следующие изменения и дополнения:

№ изменения: 4	
№ страницы с изменением: 43	
Из пункта 9.3 исключить:	В пункт 9.3 включить:
1. Polpred.com Обзор СМИ/Справочник (http://polpred.com/news.)	1. Научная электронная библиотека eLIBRARY.RU
2. ЭБС «Лань» (http://e.lanbook.com)	(https://elibrary.ru/defaultx.asp?)

РПД пересмотрена, обсуждена и одобрена для реализации в 2022/2023 учебном году на заседании кафедры химии (протокол № 1 от 14 сентября 2022 г.).

В рабочую программу внесены следующие изменения и дополнения:

№ изменения: 5	
№ страницы с изменением: 42-43	
В Раздел 9 внесены изменения в список литературы, в базы данных и информационно-справочные системы, в электронно-библиотечные ресурсы. Указаны ссылки, обеспечивающие доступ обучающимся к электронным учебным изданиям и электронным образовательным ресурсам с сайта ФГБОУ ВО «БГПУ».	

Утверждение изменений и дополнений в РПД для реализации в 2023/2024 уч. г.

РПД пересмотрена, обсуждена и одобрена для реализации в 2023/2024 учебном году на заседании кафедры химии (протокол № 9 от 28 июня 2023 г.).