

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ  
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ  
УЧРЕЖДЕНИЕ  
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
«БЕЛГОРОДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ  
ТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ им. В.Г.ШУХОВА»  
(БГТУ им. В.Г. Шухова)

УТВЕРЖДАЮ  
Директор химико-технологического  
института  
д.т.н., проф. Р.Н. Ястребинский  
« 05 » 05 2021 г.



**РАБОЧАЯ ПРОГРАММА**  
дисциплины

**Физическая химия**

Специальность:

**18.05.02 – Химическая технология материалов современной энергетики**

специализация:

**Ядерная и радиационная безопасность на объектах использования ядерной  
энергии**

Квалификация (степень)

**инженер**

Форма обучения

**Очная**

**Институт: химико-технологический**

**Кафедра теоретической и прикладной химии**

Белгород – 2021



## 1. ПЛАНИРУЕМЫЕ РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

Категория (группа) компетенций	Код и наименование компетенции	Код и наименование индикатора достижения компетенции	Наименование показателя оценивания результата обучения по дисциплине
Общепрофессиональные компетенции	<p><b>ОПК-1.</b> Способен использовать математические, естественнонаучные и инженерные знания для решения задач своей профессиональной деятельности.</p>	<p><b>ОПК-1.1</b> Анализирует и классифицирует физические и химические процессы, протекающие на объекте профессиональной деятельности.</p> <p><b>ОПК-1.2.</b>Выбирает для решения задач профессиональной деятельности фундаментальные законы, описывающие изучаемый процесс или явление</p>	<p><b>Знания:</b> –основных законов физической химии, основ химической термодинамики и кинетики, теории фазовых равновесий; основных закономерностей протекания химических и физико-химических процессов в системах различной компонентности, природы химических взаимодействий и реакционной способности соединений.</p> <p><b>Умения:</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- анализировать и классифицировать физические и химические процессы, протекающие на объектах использования ядерной энергии.</li> <li>- самостоятельно ставить задачу физико-химического исследования в химических системах;</li> <li>- пользуясь полученными знаниями, выбирать оптимальные пути и методы решения поставленных задач;</li> <li>- проводить физико-химические исследования систем и процессов с использованием современных методов и приборов ФХМА;</li> </ul> <p>обсуждать результаты физико-химических исследований, ориентироваться в современной литературе по физической химии.</p> <p><b>Навыки:</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>– применения основных экспериментальных методов исследования физико-химических свойств веществ, а также теоретических законов физической химии к решению практических вопросов химической технологии.</li> <li>– владение методами обработки результатов, приемами поиска необходимых данных с использованием библиотечных и Интернет-ресурсов.</li> </ul>

## 2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

**Компетенция** ОПК-1. Способен использовать математические, естественнонаучные и инженерные знания для решения задач своей профессиональной деятельности.

Данная компетенция формируется следующими дисциплинами:

№	Наименование дисциплины (модуля)
1	Физика
2	Общая и неорганическая химия
3	Органическая химия
4	Физическая химия
5	Коллоидная химия
6	Механика
7	Материаловедение
8	Основы ядерной физики
9	Технология основных материалов современной энергетики

## 3. ОБЪЕМ ДИСЦИПЛИНЫ

Общая трудоемкость дисциплины составляет 10 зач. единиц, 360 часов.

Форма промежуточной аттестации зачет, экзамен.

Вид учебной работы	Всего часов	Семестр № 3	Семестр № 4
Общая трудоемкость дисциплины, час	360	144	180
<b>Контактная работа (аудиторные занятия), в т.ч.:</b>	144	72	72
лекции	68	34	34
лабораторные	68	34	34
практические			
консультации	8	4	4
<b>Самостоятельная работа студентов, в том числе:</b>	216	72	144
Курсовой проект			
Курсовая работа	36		36
Расчетно-графическое задания			
Индивидуальное домашнее задание			
<i>Другие виды самостоятельной работы</i>	144	72	72
Форма промежуточной аттестации (зачет)			
Форма промежуточной аттестации (экзамен)	36		36

## 4.СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

### 4.1.Содержание лекционных занятий

Наименование тем, их содержание и объем

Курс 2 Семестр 3

№ п/п	Наименование раздела (краткое содержание)	Виды учебной нагрузки и их трудоемкость, час.			
		Лекции	Практические занятия	Лабораторные занятия	Самостоятельная работа
1	2	3	4	5	6
<b>1.Первое начало термодинамики. Термохимия</b>					
	<p>Основные понятия и определения. Термодинамические системы и процессы, параметры состояния системы. Уравнение состояния идеальных газов, реальных газов. Вириальные уравнения состояния. Экстенсивные и интенсивные свойства. Первое начало термодинамики Эквивалентность теплоты и работы. Приложения первого начала термодинамики к различным процессам. Функции состояния и процесса. Работа, внутренняя энергия, энтальпия. Математическое выражение первого начала термодинамики.</p> <p>Термохимия. Тепловые эффекты химических реакций. Закон Гесса и следствия из него. Стандартные теплоты сгорания и образования. Интегральная и дифференциальная теплоты растворения. Теплоемкость. Закон Кирхгоффа. Расчеты тепловых эффектов химических реакций. Таблицы стандартных термодинамических величин и их применение в термодинамических расчетах.</p>	4		8	14
<b>2.Второе начало термодинамики. Обратимые и необратимые процессы</b>					
	Круговые термодинамические процессы или циклы. Превращение теплоты в работу в тепловых машинах. Цикл Карно. Сущность и математическое выражение второго начала. Энтропия. Методы расчета энтропии для разных процессов.	2			2
<b>3.Характеристические функции. Термодинамические потенциалы</b>					
	Свойства характеристических функций. Способы расчета. Соотношения между основными термодинамическими функциями. Термодинамические потенциалы. Термодинамические потенциалы как критерии направленности процессов. Дифференциальные уравнения термодинамики. Химический потенциал идеальных и реальных газов. Фугитивность и активность.	6		4	10
<b>4.Третье начало термодинамики</b>					
	Тепловая теорема Нернста. Постулат Планка. Свойства веществ вблизи абсолютного нуля. Расчеты с помощью	2			2

	таблиц стандартных величин энтальпий и энтропий.				
<b>5. Фазовые равновесия в однокомпонентных системах.</b>					
	Термодинамика фазовых равновесий. Связь между теплотой фазового перехода, температурой и давлением. Уравнение Клапейрона - Клаузиуса и его применение к различным фазовым равновесиям. Фазовые переходы первого рода. Фазовые переходы второго рода. Понятие "фаза", "компонент", "независимый компонент", "степень свободы". Правило фаз Гиббса. Фазовые диаграммы. Диаграммы состояния однокомпонентных систем на примере диаграмм состояния воды	4		4	10
<b>6. Фазовые равновесия в бинарных и трехкомпонентных системах</b>					
	Применение правила фаз к бинарным системам. Диаграммы состояния двухкомпонентных систем. Диаграммы плавкости для компонентов неограниченно растворимых в жидком и твёрдом состояниях. Диаграммы состояния с образованием химического соединения, плавящегося конгруэнтно и инконгруэнтно. Растворимость веществ в жидкости. Уравнение Шредера. Твёрдые растворы. Твердые растворы с неограниченно растворимыми компонентами в твердой фазе. Системы, ограниченно растворимые в твердом виде.  Трехкомпонентные системы. Графическое выражение состава.	6		6	12
<b>7. Химическое равновесие</b>					
	Условия химического равновесия. Закон действия масс. Константа химического равновесия. Уравнение изотермы и направление химической реакции. Гетерогенные химические равновесия. Химическое сродство. Стандартная энергия Гиббса. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Влияние температуры на константу равновесия. Уравнение изобары и изохоры. Влияние давления, уравнение Планка. Примеры расчета констант равновесия и составов равновесных смесей.	4		8	12
<b>8. Общая характеристика растворов. Коллигативные свойства растворов</b>					
	Термодинамика бинарных растворов. Парциальные мольные величины. Давление насыщенного пара компонентов над раствором. Уравнения Гиббса-Дюгема, Рауля, Генри. Активность и коэффициент активности.  Растворы жидкостей в жидкости. Закономерности давления паров летучих смесей. Законы Коновалова. Азеотропные смеси. Ограниченно взаимно растворимые жидкости.  Растворы газов и твердых веществ в жидкости. Изменение температуры кипения и температуры	6		4	10

	замерзания растворов. Растворимость веществ в жидкости. Уравнение Шредера. Твердые растворы с неограниченно растворимыми компонентами в твердой фазе. Системы, ограниченно растворимые в твердом виде.				
	Итого	34		34	72

### Курс 2 Семестр 4

№ п/п	Наименование раздела (краткое содержание)	Виды учебной нагрузки и их трудоемкость, час.			
		Лекции	Практические занятия	Лабораторные занятия	Самостоятельная работа
<b>1. Основы формальной кинетики</b>					
	Понятие о скорости химической реакции. Элементарные реакции. Основной постулат химической кинетики. Константа скорости, порядок, молекулярность реакции. Кинетика необратимых реакций нулевого, первого, второго, третьего n-го порядков. Методы определения порядков реакции.	4		4	8
<b>2. Кинетические особенности сложных реакций.</b>					
	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. Кинетические кривые накопления отдельных продуктов и определение констант скорости из опытных данных. Кинетический анализ процессов, протекающих через образование промежуточных продуктов. Стационарное и квазистационарное течение реакции. Кинетика реакций в растворах. Влияние растворителя на скорость химической реакции. Солевые эффекты. Гетерогенные реакции. Специфика и основные стадии гетерогенных процессов. Диффузия. Стационарный и нестационарный режимы гетерогенных процессов. Влияние температуры и перемешивания на скорость гетерогенного процесса. Топохимические реакции. Кинетика растворения и кристаллизации. Цепные и фотохимические реакции.	8		8	12
<b>3. Представления о механизме химической кинетики. Кинетические теории.</b>					
	Зависимость скорости химической реакции от температуры. У Вант-Гоффа и Аррениуса. Энергия активации, методы определения энергии активации и предэкспоненциального множителя. Теория активных соударений, истолкование энергии активации и стерического фактора. Теория соударений в применении к мономолекулярным реакциям. Схема Линдемана и ее значение. Сопоставление с опытными данными. Причины неточности схемы Линдемана. Теория переходного состояния. Активированный комплекс. Энтропия и энтальпия активации. Основное	6		8	12

	уравнение в теории активированного комплекса. Соотношения между "опытной" и "истинной" энергии активации. Теория активированного комплекса в применении к мономолекулярным реакциям. Область применимости полученных соотношений. Объяснение "повышенных" и "заниженных" значений предэкспоненциального множителя. Бимолекулярные реакции. Теория активированного комплекса в применении к бимолекулярным реакциям различного типа.				
<b>4. Каталитические реакции и катализаторы</b>					
	Понятие о катализе и катализаторах. Влияние катализаторов на кинетические параметры химических реакций. Гомогенный катализ. Кислотно-основной катализ. Автокатализ. Металлокомплексный и ферментативный катализ. Гетерогенный катализ. Стадии гетерогенного катализа. Теория активных центров, мультиплетная теория.	2		4	10
<b>5. Электрохимия. Свойства растворов электролитов</b>					
	Сильные и слабые электролиты: константа и степень диссоциации, зависимость от концентрации, температуры, природы растворителя. Электростатическая теория сильных электролитов Дебая- Хюккеля. Особенности термодинамических свойств, коэффициенты активности, расчёты активности и коэффициента активности. Неравновесные явления в растворах электролитов. Электропроводность электролитов: удельная, эквивалентная, молярная. Подвижность ионов, числа переноса. Закон разбавления Оствальда. Электрофоретический и релаксационный эффекты торможения в электролитах. Уравнения Кольрауша, Онзагера.	6		4	10
<b>6. Электродные процессы.</b>					
	Уравнение Нернста. Электроды первого, второго, третьего рода, окислительно-восстановительные, мембранные электроды. Стандартный потенциал. Гальванические элементы. Общие понятия, термодинамика гальванических систем. Основные типы электрохимических цепей. Аккумуляторы	6		4	14
<b>7. Кинетика электрохимических реакций</b>					
	Кинетика электродных процессов. Плотность тока как мера скорости электродного процесса; поляризация электродов. Стадии электродного процесса. Вывод уравнения для тока в теории замедленного разряда. Ток обмена и перенапряжение. Механизмы массопереноса: диффузия, миграция и конвекция. Три основных уравнения диффузионной кинетики и общий подход к решению ее задач. Понятие электрохимической коррозии, защита от коррозии оборудования химических производств.	2		2	6
	Итого	34		34	72

## 4.2. Содержание практических (семинарских) занятий (нет)

## 4.3. Содержание лабораторных занятий

Первое занятие - вводное, инструктаж по технике безопасности, ознакомление с правилами работы, с приборами и оборудованием. На остальных занятиях каждый студент выполняет индивидуально лабораторные работы из приведенного ниже перечня по графику, составляемому ежегодно.



№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Тема лабораторного занятия	К-во часов	К-во часов СРС
<b>Семестр № 3</b>				
1	<b>Первое начало термодинамики. Термохимия</b>	Техника безопасности и правила работы в лаборатории. 1. Определение средней теплоемкости строительных материалов методом смешения. 2. Определение удельной энтальпии растворения твердого вещества в жидкости. 3. Определение теплоты нейтрализации сильной кислоты сильным основанием. 4. Определение удельной энтальпии гидратации вяжущего. 5. Определение энтальпии образования одного моля твердого раствора из двух твердых компонентов при комнатной температуре	8	8
3	<b>Характеристические функции. Термодинамические потенциалы</b>	1. Определение термодинамических характеристик реакции диссоциации двухцветного индикатора метилового оранжевого	4	4
5	<b>Химическое равновесие</b>	1. Определение термодинамических характеристик реакции между салициловой кислотой и хлорным железом. 2. Изучение равновесия гомогенной реакции в растворе. 3. Определение константы диссоциации одноосновного индикатора фотоколориметрическим методом	4	4
6	<b>Фазовые равновесия в однокомпонентных системах.</b>	1. Изучение зависимости давления насыщенных паров индивидуальных жидкостей от температуры	4	4
7	<b>Фазовые равновесия в двухкомпонентных системах.</b>	1. Построение диаграммы состояния двухкомпонентной системы с неограниченной растворимостью. 2. Построение диаграммы плавкости бинарной смеси веществ 3. Исследование равновесия жидкость – жидкость в бинарной системе с ограниченной растворимостью жидкостей	6	6
8.	<b>Общая характеристика растворов. Коллигативные свойства растворов</b>	1. Изучение зависимости растворимости малорастворимых веществ от температуры 2. Определение растворимости буры в воде, энтальпии растворения и температуры плавления буры. 3. Определение молекулярной массы суперпластификатора для бетонов методом криоскопии.	8	8
<b>ИТОГО:</b>			<b>34</b>	<b>34</b>
<b>Семестр № 4</b>				

1	<b>Основы формальной кинетики</b>	1. Изучение кинетики омыления этилацетата щёлочью потенциометрическим методом. 2. Определение константы скорости и энергии активации реакции второго порядка.	4	4
2	<b>Кинетические особенности сложных реакций.</b>	1 Кинетика растворения гипса в воде. 2. Кинетика растворения оксидов и карбонатов в минеральных кислотах. 3. Изучение кинетики взаимодействия фенолфталеина и щёлочи 4. Изучение кинетики гетерогенной реакции взаимодействия кислоты с металлом	8	8
3	<b>Представления о механизме химической кинетики. Кинетические теории.</b>	1. Изучение скорости йодирования ацетона	4	4
4	<b>Каталитические реакции и катализаторы</b>	1. Кинетика каталитической реакции обмена комплекса соли органической кислоты	4	4
5	<b>Электрохимия. Свойства растворов электролитов</b>	1.Изучение зависимости удельной электропроводности от концентрации электролита. 2. Изучение зависимости эквивалентной электропроводности от концентрации электролита. 3.Определение константы и степени диссоциации слабого электролита 4.Кондуктометрическое титрование.	4	4
6	<b>Электродные процессы.</b>	1. Определение ЭДС элемента Якоби-Даниэля. 2. Определение потенциалов отдельных электродов. 3. Исследование зависимости ЭДС гальванических элементов от температуры и расчёт термодинамических параметров. 4. Определение ПР малорастворимых соединений. 5. Построение буферной диаграммы и определение буферной емкости. 6. Определение pH гидратообразования.	8	8
7	<b>Кинетика электрохимических реакций</b>	1. Определение напряжения разложения	2	2
<b>ИТОГО:</b>			<b>34</b>	<b>34</b>

#### **4.4. Содержание курсового проекта/работы**

Курсовая работа выполняется с целью организации самостоятельной работы студентов и контроля за ее выполнением. На выполнение курсовой работы предусмотрено 36 часов самостоятельной работы студента. Курсовая работа защищается в беседе с преподавателем.

## Примерные темы курсовой работы

### Теоретическая часть

1. Ионоселективные электроды, применение.
2. Влияние природы растворителя на кинетику химической реакции (рассмотреть на конкретном примере)
3. Определение порядка реакции окисления иодид-ионов ионами трехвалентного железа
4. Тримолекулярные реакции
5. Роль и значение физической химии в создании новых технологий и технологических процессов
6. Каталитические процессы в переработке промышленных отходов
7. Основные положения электростатической теории сильных электролитов Дебая и Хюккеля
8. Методы определения констант скоростей химических реакций и энергии активации.
9. Потенциометрическое изучение кинетики твердения минеральных вяжущих
10. Кинетика топохимических реакций.
11. Ионные равновесия в растворах электролитов в присутствии твердой фазы. Произведение растворимости
12. Возникновение электродного потенциала. Строение двойного электрического слоя
13. Химическая поляризация электродов
14. Основные положения теории замедленного разряда
15. Влияние структуры двойного электрического слоя на кинетику разряда и ионизации.
16. Механизм электрохимической коррозии
17. Теория активных соударений для разных видов бимолекулярных реакций
18. Механизмы катализа комплексами металлов.
19. Ферментативный катализ. Схема Михаэлиса-Ментен.
20. Кинетика разветвленных цепных реакций.

### Расчетная часть

1. Расчет кинетических и электрохимических характеристик химических реакций

## Пример расчетной части курсовой работы

### Задание 1. Химическая термодинамика. Расчет равновесного выхода продукта химической реакции и выбор оптимальных условий проведения процесса

1. На основании значений стандартных энтальпий образования веществ  $\Delta_f H_{298}^0$  из приложения (табл.1) определите изобарный тепловой эффект химической реакции  $A$  (табл. 1)  $\Delta_f H_T^0$  (в кДж) при условии, что все вещества, участвующие в реакции, находятся в идеальном газообразном состоянии. Температуру  $T$  для своего варианта возьмите из табл. 1.

2. Установите, как будет меняться тепловой эффект химической реакции  $A$  при повышении температуры. Ответ аргументируйте, используя соответствующие уравнения химической термодинамики.

3. Определите изменение энтропии системы (в Дж/К) в результате химической реакции  $A$ , протекающей между веществами в идеальном газообразном состоянии при стандартном давлении и температуре 298 К. Значения стандартной энтропии для веществ возьмите из табл. 1 приложения.

4. Рассчитайте изменение энтропии  $\Delta_r S_T^0$  (в Дж/К) в ходе реакции  $A$  при температуре  $T$  и стандартном давлении, используя рассчитанные в п.5 значения изменения энтропии при температуре 298 К и  $\Delta_r C_{P,T}^0$ .

5. Определите изменение стандартной энергии Гиббса  $\Delta_r G_T^0$  (Дж) для химической реакции  $A$  при температуре 298 К и при температуре  $T$ .

6. Рассчитайте термодинамическую константу равновесия  $K_a$  реакции  $A$  при температуре 298 К и температуре  $T$ .

7. Определите глубину превращения  $\xi$  в реакции  $A$  при температуре  $T$  и атмосферном давлении при условии, что исходные вещества взяты в стехиометрических количествах.

8. Определите степень превращения исходных веществ.

9. Определите состав равновесной смеси в % (мол.) для химической реакции  $A$  при температуре  $T$  и атмосферном давлении при стехиометрическом соотношении исходных веществ.

10. Установите характер влияния температуры на термодинамическую константу равновесия  $K_a$  и равновесный выход продуктов химической реакции  $A$ . Ответ аргументируйте, используя соответствующие уравнения химической термодинамики. Сопоставьте сделанные выводы с расчетными значениями констант равновесия.

11. Установите характер влияния общего давления на равновесный выход продуктов химической реакции  $A$ . Ответ аргументируйте.

12. Сделайте вывод об оптимальных условиях протекания процесса: при каких температурах и давлениях следует проводить реакцию  $A$  для получения максимального выхода продуктов.

## Задание 2. Кинетические закономерности протекания химических реакций

2.1. Определите порядок и константу скорости реакции  $A$  (табл.2), протекающей при заданной температуре  $T$ , К, пользуясь данными о ходе процесса во времени  $\tau$ .

Таблица 2

Вариант	Реакция $A$	Время, мин	Контроль за ходом реакции (параметр)
1	$2C_2H_5OH + 2Br_2 \rightarrow$ $\rightarrow CH_3COOC_2H_5 + 4HBr$ (спирт в большом избытке)  $(T = 298 \text{ K})$	3	4
			$a \cdot 10^3$ – концентрация $Br_2$ , моль/л
		0	4,24
		4	3,14
		10	2,24
		15	1,78
		0	8,14
		4	6,10
		10	4,45
		15	3,73

2.2. По значениям констант скоростей реакций при двух температурах определите энергию активации, константу скорости при температуре  $T_3$ , температурный коэффициент скорости и количества вещества, израсходованное за время  $\tau$ , если начальные концентрации равны  $C_0$  (табл. 3). Учтите, что молекулярность и порядок реакции совпадают.

Таблица 3

Вариант	Реакция	$T_1$ , К	$k_1$ , мин <sup>-1</sup> · моль <sup>-1</sup> · л	$T_2$ , К	$k_2$ , мин <sup>-1</sup> · моль <sup>-1</sup> · л	$T_3$ , К	$\tau$ , мин	$C_0$ , моль/л
1	2	3	4	5	6	7	8	9
1	$H_2 + Br_2 \rightarrow 2HBr$	574,5	0,0856	497,2	0,00036	483,2	60	0,09
2	$H_2 + Br_2 \rightarrow 2HBr$	550,7	0,0159	524,6	0,0026	568,2	10	0,1

## Задание 2. Электрическая проводимость. Равновесие в растворах электролитов

**2.1.** На основании приведенных в табл. 3 данных о свойствах раствора вещества *A* в воде выполните следующие задания:

1. Постройте график зависимости удельной и эквивалентной электропроводности от разведения *V*.
2. Проверьте, подчиняется ли раствор вещества *A* в воде закону разведения Оствальда.
3. Если раствор вещества является раствором слабой кислоты или слабого основания, определите, при какой концентрации степень диссоциации вещества в растворе равна 0,1 и чему равно рН заданного раствора?
4. Если раствор является сильной кислотой или основанием, вычислите для него рН при  $C = 0,1$  кмоль/м<sup>3</sup> с учетом ионной силы раствора.
5. Для сильного электролита на основании зависимости эквивалентной электропроводности от  $\sqrt{C}$ , которая дается уравнением Кольрауша  $\lambda = \lambda_0 - A\sqrt{C}$ , рассчитайте эквивалентную электропроводность при бесконечном разведении и постоянную уравнения графическим методом.

Таблица 3

Вариант	Раствор электролита	$\lambda_+$	$\lambda_-$	Параметры	Зависимость удельного сопротивления электролита $\rho$ , Ом·м от концентрации $C$ , кмоль/м <sup>3</sup> , при заданной температуре, $T = 298$ К						
		Ом <sup>-1</sup>	Ом <sup>-1</sup>		м <sup>2</sup> /кэquiv	7	8	9	10	11	12
1	HF	35,0	5,4	$C$	0,1	0,05	0,03	0,01	0,005	0,003	0,001
				$\rho$	3,53	4,40	6,36	11,7	16,22	21,90	45,10

### Задание 3. Электродвижущие силы. Электродные потенциалы

**3.1.** Для концентрационного элемента, составленного из металла *A* в растворах электролита *B* с концентрациями  $m_1$  и  $m_2$  (моль/1000 г), рассчитайте ЭДС при 298 К (табл. 4). Активность вычислите по среднему коэффициенту активности, взятому из табл.3 приложения, или (для разбавленных растворов) по ионной силе. Для элемента, составленного из водородного электрода в растворе электролита *C* с концентрацией  $m_3$  и каломельного полуэлемента с концентрацией КС1  $m_4$ , вычислите ЭДС и рН раствора, содержащего электролит *C*. Диффузионную ЭДС не учитывать. При 298 К стандартный потенциал каломельного электрода ( $a_{Cl^-} = 1$ ) равен 0,268 В, а ионное произведение воды  $1,008 \cdot 10^{-14}$ . Константы диссоциации слабых электролитов найдите в справочнике [3].

Таблица 7

Вариант	Вещество		$m_1$	$m_2$	<i>C</i>	$m_3$	$m_4$	$P_{H_2}$ , атм
	<i>A</i>	<i>B</i>						
1	Co	CO(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	0,1	0,5	NH <sub>4</sub> OH	0,4	0,25	0,50

**3.2.** Для окислительно-восстановительного элемента (табл.8) типа



по стандартным электродным потенциалам полуэлементов напишите уравнение и вычислите константу равновесия реакции окисления-восстановления. Вычислите ЭДС элемента ( $T = 298$  К). Укажите, можно ли практически изменить направление реакции за счет изменения концентраций компонентов. Примите  $a_{H_2O} = 1$ ,  $a_{H^+} = 0,2$ .

Таблица 8

Вариант	<i>A</i>	<i>B</i>	<i>C</i>	<i>D</i>	$a_A$	$a_B$	$a_C$	$a_D$
1*	$MnO_4^-$	$Mn^{2+}$	$Cr^{3+}$	$Cr^{2+}$	0,10	0,02	0,01	0,05

\*В реакции участвуют  $H^+$  и  $H_2O$ .

#### 4.5. Содержание расчетно-графического задания, индивидуальных домашних заданий

Выполнение расчетно-графического задания по дисциплине «Физическая химия» не предусмотрено учебным планом.

### 5. ОЦЕНОЧНЫЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ, ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ

#### 5.1. Реализация компетенций

**Компетенция** ОПК-1. Способен использовать математические, естественнонаучные и инженерные знания для решения задач своей профессиональной деятельности.

Наименование индикатора достижения компетенции	Используемые средства оценивания
<b>ОПК-1.1</b> Анализирует и классифицирует физические и химические процессы, протекающие на объекте профессиональной деятельности.	Зачет, экзамен, курсовая работа, выполнение и защита лабораторных работ, выполнение разноуровневых заданий, коллоквиумы, тестирование, собеседование.
<b>ОПК-1.2</b> Определяет характеристики физических (химических) процессов (явлений), характерных для объектов профессиональной деятельности, на основе теоретического (экспериментального) исследования	

#### 5.2. Типовые контрольные задания для промежуточной аттестации

##### 5.2.1. Перечень контрольных вопросов (типовых заданий) для зачета

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание вопросов (типовых заданий)
1	Первое начало термодинамики. Термохимия (ОПК-1)	1. Приведите основные термодинамические понятия и определения. Термодинамические системы и процессы, параметры состояния системы. 2. Приведите уравнения состояния идеальных и реальных газов. Вириальные уравнения состояния. Экстенсивные и интенсивные свойства.

		<p>3. Сформулируйте первое начало термодинамики. Что понимается под эквивалентностью теплоты и работы. Дайте определение внутренней энергии и энтальпии.</p> <p>4. Расскажите о применении первого начала термодинамики в различных процессах. Теплота и работа расширения идеальных газов.</p> <p>5. Термохимия. Тепловые эффекты химических реакций. Закон Гесса и следствия из него.</p> <p>6. Зависимость тепловых эффектов от температуры. Закон Кирхгоффа.</p>
2	Второе начало термодинамики. Обратимые и необратимые процессы (ОПК-1)	<p>1. Сущность, различные формулировки и математическое выражение второго начала термодинамики. Энтропия как функция состояния.</p> <p>2. Понятие о процессах обратимых и необратимых, равновесных и неравновесных.</p> <p>3. Круговые термодинамические процессы или циклы. Превращение теплоты в работу в тепловых машинах. Цикл Карно.</p> <p>4. Методы расчета энтропии для разных процессов.</p>
3	Фундаментальное уравнение Гиббса. Характеристические функции (ОПК-1)	<p>1. Изохорно-изотермический и изобарно-изотермический потенциалы, как критерии направления процесса.</p> <p>2. Химическое сродство реагирующих веществ.</p> <p>3. Способы расчета изобарного и изохорного потенциалов при различных температурах. Метод Темкина-Шварцмана. Уравнения Гиббса - Гельмгольца.</p> <p>4. Свойства характеристических функций. Способы расчета. Соотношения между основными термодинамическими функциями.</p> <p>5. Химический потенциал. Расчет химического потенциала компонента в газах и растворах.</p> <p>6. Представление о летучести и активности веществ.</p> <p>7. Коэффициент активности. Зависимость коэффициента активности от концентрации.</p> <p>8. Парциальные мольные величины.</p>
4	Третье начало термодинамики (ОПК-1)	<p>1. Тепловая теорема Нернста. Постулат Планка.</p> <p>2. Свойства веществ вблизи абсолютного нуля.</p>
5	Фазовые равновесия в однокомпонентных системах (ОПК-1)	<p>1. Фазовые равновесия Условия фазового равновесия. Правило фаз Гиббса.</p> <p>2. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса и его применение к различным фазовым равновесиям.</p> <p>3. Однокомпонентные системы. Диаграмма состояния воды.</p> <p>4. Фазовые переходы первого рода. Понятие "фаза", "компонент", "независимый компонент", "степень свободы". Правило фаз Гиббса.</p> <p>5. Фазовые переходы второго рода.</p> <p>6. Фазовые диаграммы.</p> <p>7. Диаграммы состояния однокомпонентных систем на примере диаграммы состояния серы. Применение правила фаз Гиббса.</p>

5	Фазовые равновесия в бинарных и трехкомпонентных системах (ОПК-1)	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Диаграммы плавкости для компонентов неограниченно растворимых в жидком и твёрдом состояниях. Анализ диаграмм с помощью правила фаз Гиббса.</li> <li>2. Диаграммы состояния с образованием химического соединения, плавящегося конгруэнтно.</li> <li>3. Диаграммы состояния с образованием химического соединения, плавящегося инконгруэнтно.</li> <li>4. Растворимость веществ в жидкости. Уравнение Шредера. Твёрдые растворы. Твердые растворы с неограниченно растворимыми компонентами в твердой фазе.</li> <li>5. Системы, ограниченно растворимые в твердом виде.</li> <li>6. Трехкомпонентные системы. Графическое выражение состава. Треугольник Гиббса. Треугольник Розебома.</li> </ol>
6	Химическое равновесие (ОПК-1)	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Термодинамические условия химического равновесия. Закон действия масс. Константы равновесия химических реакций и способы их выражения.</li> <li>2. Связь между константами равновесия.</li> <li>3. Уравнение изотермы и направление химической реакции.</li> <li>4. Гетерогенные химические равновесия.</li> <li>5. Химическое сродство. Стандартная энергия Гиббса.</li> <li>6. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.</li> <li>7. Влияние температуры на константу равновесия. Уравнение изобары и изохоры.</li> <li>8. Влияние давления, уравнение Планка. Примеры расчета констант равновесия и составов равновесных смесей.</li> </ol>
7	Общая характеристика растворов. Коллигативные свойства растворов (ОПК-1)	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Растворы. Общие определения. Уравнения Гиббса-Дюгема, Рауля.</li> <li>2. Термодинамика бинарных растворов. Парциальные мольные величины и их значение в термодинамике растворов.</li> <li>3. Зависимость равновесных свойств растворов от химического потенциала и других величин. Уравнение Гиббса-Дюгема.</li> <li>4. Идеальные растворы. Предельно разбавленные растворы. Уравнения Рауля и Генри. Растворимость газов.</li> <li>5. Коллигативные свойства растворов. Понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения растворов.</li> <li>6. Осмос и осмотическое давление.</li> <li>7. Определение молекулярной массы и степени диссоциации растворенного вещества. Распределение растворенного вещества между двумя несмешивающимися растворителями, коэффициент распределения.</li> <li>8. Экстракция из растворов. Реальные растворы.</li> </ol>



		Положительные и отрицательные отклонения от закона Рауля. Закономерности общего давления пара летучих смесей. Законы Коновалова. Совершенные и регулярные растворы. 9. Свойства летучих неограниченно смешивающихся жидкостей 10. Ограниченно взаимно растворимые жидкости.
--	--	---

**Промежуточная аттестация** в конце 3-го семестра осуществляется в форме **зачета** после изучения разделов дисциплины «Физическая химия», охватывающих первую часть – химическую термодинамику. Обучающийся получает зачет по результатам защит лабораторных работ, коллоквиумов по лекционному материалу, выполненным домашним заданиям.

### Перечень контрольных вопросов (типовых заданий) для проведения экзамена

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание вопросов (типовых заданий)
1	Основы формальной кинетики (ОПК-1)	1. Основные понятия формальной кинетики. Скорость химической реакции. Константа скорости. Закон действующих масс. Молекулярность и порядок реакции. 2. Односторонние реакции нулевого, первого, второго и третьего порядка. Основные представления и уравнения. Вывод и анализ основных уравнений. 3. Способы определения порядка реакции. 4. Период полупревращения вещества в реакции первого порядка при 323 К составляет 100 мин, а при 353 К – 15 минут. Вычислите температурный коэффициент скорости этой реакции. 5. Определите порядок реакции $2\text{CO} = \text{CO}_2 + \text{C}$ , если в одном случае за 30 мин. давление уменьшилось с $1,049 \cdot 10^5$ до $0,924 \cdot 10^5$ Па, а в другом случае за тот же промежуток времени – с $0,714 \cdot 10^5$ до $0,624 \cdot 10^5$ Па. 6. Константа скорости некоторой реакции первого порядка при 300К равна $0,008 \text{ мин}^{-1}$ . Определите, сколько процентов исходного вещества разложится за 1,5 часа. 7. Бимолекулярная реакция, для которой $C_A = C_B$ , протекает за 10 мин на 25%. Сколько времени необходимо, чтобы реакция прошла на 50% при той же температуре.
2	Кинетические особенности сложных реакций (ОПК-1)	1. Односторонние параллельные реакции первого порядка. Вывод и анализ основных уравнений. 2. Односторонние последовательные реакции. Лимитирующая стадия. Основные уравнения. 3. Двухсторонние реакции. Основные понятия и уравнения 4. Особенности гетерогенных процессов. Диффузионная стадия. 5. Влияние внешних параметров на скорость гетерогенных процессов. 6. Кинетика растворения и кристаллизации.

3	<p>Представления о механизме химической кинетики.</p> <p>Кинетические Теории (ОПК-1)</p>	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Анализ уравнений Вант-Гоффа и Аррениуса. Энергия активации, методы определения энергии активации и предэкспоненциального множителя.</li> <li>2. Теория активных соударений, истолкование энергии активации и стерического фактора.</li> <li>3. Теория соударений в применении к мономолекулярным реакциям. Схема Линдемана и ее значение.</li> <li>4. Теория переходного состояния. Активированный комплекс. Энтропия и энтальпия активации.</li> <li>5. Основное уравнение в теории активированного комплекса. Соотношения между "опытной" и "истинной" энергии активации.</li> <li>6. Теория активированного комплекса в применении к мономолекулярным реакциям. Область применимости полученных соотношений. Объяснение "повышенных" и "заниженных" значений предэкспоненциального множителя.</li> <li>7. Бимолекулярные реакции. Теория активированного комплекса в применении к бимолекулярным реакциям различного типа.</li> <li>8. Для реакции <math>2\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 2\text{O}_2</math> по значениям констант при температурах <math>T_1 = 986 \text{ K}</math>; <math>k_1 = 6,72 \text{ л} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{мин}^{-1}</math>. <math>T_2 = 1165 \text{ K}</math>; <math>k_2 = 977 \text{ л} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{мин}^{-1}</math>. Определите энергию активации; константу скорости при <math>T_3 = 1053 \text{ K}</math>; температурный коэффициент скорости реакции <math>\gamma</math>; количество вещества, прореагировавшее при <math>T_1 = 986 \text{ K}</math> за время <math>t = 65 \text{ мин}</math>, если начальная концентрация <math>C_0 = 1,75 \text{ моль/л}</math>. Примите порядок реакции равным молекулярности <math>n = 2</math>.</li> </ol>
4	<p>Каталитические реакции и катализаторы (ОПК-1)</p>	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Понятие о катализе и катализаторах. Влияние катализаторов на кинетические параметры химических реакций.</li> <li>2. Гомогенный катализ. Кислотно-основной катализ.</li> <li>3. Классификация реакций кислотно-основного типа. Кинетика и механизм реакций специфического кислотного катализа. Кинетика и механизм реакций общего кислотного катализа. Автокатализ.</li> <li>4. Гетерогенный катализ. Определение скорости гетерогенной каталитической реакции. Удельная активность. Явления отравления катализаторов.</li> <li>5. Активность и селективность катализаторов. Активные центры гетерогенных катализаторов.</li> <li>6. Роль адсорбции в кинетике гетерогенных каталитических реакций. Металлы как катализаторы.</li> <li>7. Теория мультиплетов Баландина. Область применения теории мультиплетов.</li> <li>8. Теория активных ансамблей Кобозева.</li> <li>9. Ферментативный катализ. Общие сведения о кинетике и механизмах ферментативных реакций. Субстратная специфичность ферментов. Активные и адсорбционные центры ферментов.</li> <li>10. Механизмы ферментативного катализа. Уравнение</li> </ol>

		Михаэлиса-Ментен.
5	Электрохимия. Свойства растворов электролитов (ОПК-1)	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Сильные и слабые электролиты: константа и степень диссоциации, зависимость от концентрации, температуры, природы растворителя.</li> <li>2. Электростатическая теория сильных электролитов Дебая- Хюккеля.</li> <li>3. Особенности термодинамических свойств, коэффициенты активности, расчёты активности и коэффициента активности.</li> <li>4. Неравновесные явления в растворах электролитов. Электропроводность электролитов: удельная, эквивалентная, молярная.</li> <li>5. Подвижность ионов, числа переноса.</li> <li>6. Закон разбавления Оствальда.</li> <li>7. Электрофоретический и релаксационный эффекты торможения в электролитах.</li> <li>8. Уравнения Кольрауша, Онзагера. Эффекты Вина и Дебая-Фалькенгагена.</li> <li>9. Аномальная электропроводность: ионы <math>\text{H}_3\text{O}^+</math> и <math>\text{OH}^-</math>.</li> <li>10. Эквивалентная электропроводность водного раствора хлорида калия при бесконечном разведении и <math>25^\circ\text{C}</math> <math>\lambda_{\text{KCl}}^0 = 149,8 \text{ ом}^{-1}\text{см}^2\text{моль-экв}^{-1}</math>. Число переноса иона <math>\text{Cl}^- t = 0,49</math>. Вычислите эквивалентные электропроводности при бесконечном разведении ионов <math>\text{Cl}^-</math> и <math>\text{K}^+</math> и сравните их со справочными значениями. Вычислите число переноса ионов <math>\text{K}^+</math>.</li> <li>11. В сосуд для измерения электропроводности помещены платиновые электроды в форме дисков диаметром 1,3 см, расстояние между электродами 1,7 см. Сосуд заполнен 0,05 моль/л раствором <math>\text{NaNO}_3</math>. При напряжении 0,5 В через данный раствор протекает переменный ток 1,85 мА. Найдите удельную и эквивалентную электропроводность раствора <math>\text{NaNO}_3</math>.</li> <li>12. Рассчитайте эквивалентную электропроводность 0,001 N раствора <math>\text{LiCl}</math> и сравните с опытной величиной <math>96,6 \text{ ом}^{-1}\text{см}^2 \text{ моль-экв}^{-1}</math>. Эквивалентные электропроводности 0,001 N растворов <math>\text{LiNO}_3</math>, <math>\text{NaNO}_3</math>, <math>\text{NaCl}</math> при 291 K равны соответственно 92,9; 102,9; <math>106,5 \text{ ом}^{-1}\text{см}^2 \text{ моль-экв}^{-1}</math>. Произведение растворимости соли <math>\text{AgCl}</math> в воде при 298 K . <math>\text{PP} = 1,73 \cdot 10^{-10}</math> . Вычислите растворимость данной соли в чистой воде; в 0,005m водном растворе <math>\text{KNO}_3</math>; в 0,005m водном растворе <math>\text{AgNO}_3</math>.</li> </ol>
6.	Электродные процессы (ОПК-1)	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Электродные процессы. Механизм возникновения скачка потенциала на границе раздела двух фаз. Электродный потенциал. Уравнение Нернста.</li> <li>2. Равновесные свойства межфазных заряженных частиц. Электрохимическое равновесие и электрохимический потенциал.</li> <li>3. Механизм возникновения двойного электрического слоя на границе раздела фаз.</li> <li>4. Уравнение Нернста. Вольта-потенциал и проблема абсолютного скачка потенциала. ЭДС и электродные потенциалы. 5. Классификация электродов. Электроды</li> </ol>

		<p>первого и второго рода. Электродные реакции. Уравнение Нернста.</p> <p>6. Классификация электродов. Газовые и ред/окс электроды. Электродные реакции. Уравнение Нернста.</p> <p>7. Гальванические элементы и цепи. Классификация. Схемы записи. Суммарные электродные реакции. Уравнение Нернста.</p> <p>8. Термодинамика гальванических систем.</p> <p>9. Составьте гальванический элемент в котором протекает следующая химическая реакция</p> $2\text{Fe}^{3+} + \text{Sn}^{3+} = 2\text{Fe}^{2+} + \text{Sn}^{4+}.$ <p>Приведите уравнение Нернста для расчета ЭДС данного гальванического элемента.</p> <p>10. Вычислить тепловой эффект реакции, протекающей в гальваническом элементе</p> $\text{Zn}   \text{ZnSO}_4    \text{CuSO}_4   \text{Cu},$ <p>если ЭДС цепи при 18 °С равна 1,16В, температурный коэффициент <math>dE/dT = -0,00043</math>.</p> <p>11. Рассчитайте тепловой эффект химической реакции <math>2\text{IO}_3^- + 2\text{H}^+ + 5\text{H}_2\text{O}_2 = \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O} + 5\text{O}_2</math>, если эта реакция протекает в гальваническом элементе при 298 К, а величина ЭДС равна 0,513 В, <math>dE/dT = 0,00067</math> В/град.</p>
--	--	---

**Промежуточная аттестация** в конце 4-го семестра осуществляется в форме экзамена после изучения разделов дисциплины «Физическая химия», охватывающих вторую часть дисциплины – химическую кинетику и катализ, электрохимию, кинетику электрохимических процессов.

При проведении экзамена экзаменационный билет, содержащий три теоретических вопроса и задачу, выбирают сами студенты в случайном порядке. Билеты ежегодно утверждаются на заседании кафедры. Для подготовки студенту отводится время в пределах 45-60 мин.

Экзамен является значимым оценочным средством и решающим в итоговой отметке учебных достижений студента.

### 5.2.2. Перечень контрольных материалов для защиты курсового проекта/ курсовой работы

Курсовая работа по дисциплине «Физическая химия» защищается обучаемым в форме собеседования по теме работы и расчетных задач. Курсовая работа оценивается преподавателем по пятибалльной системе.

### 5.3. Типовые контрольные задания (материалы) для текущего контроля в семестре

**Текущий контроль** осуществляется в течение семестров в форме защиты лабораторных работ, решения разноуровневых задач, защиты коллоквиумов, которые включают сдачу теоретического материала и решение задач по каждой теме. Текущий контроль изучения теоретического материала возможен с использованием тестирования.

Выполнение контрольных работ по дисциплине «Физическая химия» не предусмотрено учебным планом.

Для защиты лабораторной работы необходимо:

- а) выполнить экспериментальную часть работы, произвести обработку результатов в соответствии с требованиями, приведенными в лабораторном практикуме;
- б) подготовить ответы на контрольные вопросы и решить задачи.

Решение домашних задач является частью подготовки к сдаче практической части коллоквиумов.

**Собеседование.** Предполагает опрос студентов на каждом лабораторном занятии, с целью закрепления материала, контроля полученных знаний и выявления слабых мест в усвоении и понимании материала.

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание вопросов (типовых заданий)
3 семестр		
1	<p><b>Первое начало термодинамики.</b>  <b>Термохимия</b>                      (ОПК-1)                      Лабораторные работы:                      1. Определение средней теплоемкости строительных материалов методом смешения.                      2. Определение удельной энтальпии растворения твердого вещества в жидкости.                      3. Определение теплоты нейтрализации сильной кислоты сильным основанием.                      4. Определение энтальпии образования одного моля твердого раствора из двух твердых компонентов при комнатной температуре</p>	<p>1. В каком соотношении находятся <math>\Delta_r U</math> и <math>\Delta_r H</math> химической реакции? В каком случае можно пренебречь разницей между этими величинами?                      2. Как рассчитать теплоту и работу расширения идеальных газов в изохорном и изобарном процессах?                      3. Что такое теплоемкость системы? Как теплоемкость зависит от температуры?                      4. Изменится ли энтальпия и внутренняя энергия изолированной системы, если в системе пройдет реакция сгорания водорода с образованием воды?                      5. Является ли теплота функцией перехода в изобарном процессе? Ответ поясните.                      6. Приведите формулировки первого начала термодинамики.                      7. Объясните основное отличие термометра Бекмана от обычных термометров.                      8. Каковы формы передачи энергии от одной системы к другой, чем они отличаются?                      9. В чем состоит различие экстенсивных и интенсивных величин? Приведите примеры величин каждой группы.                      10. Объясните, почему для любой термодинамической системы <math>c_p &gt; c_v</math>.</p> <p style="text-align: center;">Типовые задачи:</p> <p>1. Через нагреватель, погруженный в калориметр, в течение 5 мин пропускали ток силой 1,0 А и напряжением 4 В. Температура калориметрической системы повысилась на 0,5°С. Какова суммарная теплоемкость калориметрической системы?                      2. Зависимость истинной молярной теплоемкости водяного пара от температуры выражается уравнением:  <math display="block">C_p = 28,83 + 13,74 \cdot 10^{-3} T \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К}).</math>                     Какое количество теплоты выделится при охлаждении 90 г пара от 150 до 100 °С при постоянном давлении <math>1,013 \cdot 10^5 \text{ Па}</math>?                      3. Комната имеет площадь 20 м<sup>2</sup> и высоту 4 м. Какое количество теплоты потребуется, чтобы нагреть воздух в этой комнате от 10 до 20°С при полной термоизоляции, если для азота и кислорода истинная молярная теплоемкость  <math display="block">C_p = 27,19 + 4,18 \cdot 10^{-3} T \text{ Дж}/\text{моль} \cdot \text{К}?</math></p>

<p>2</p>	<p><b>Второе начало термодинамики. Обратимые и необратимые процессы (ОПК-1)</b></p>	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Как зависит тепловой эффект химического процесса от температуры?</li> <li>2. Запишите выражение объединённого уравнения первого и второго начал термодинамики применительно к простым системам и объясните его вид.</li> <li>3. Что такое химический потенциал, как меняется его значение в самопроизвольных процессах?</li> <li>4. Приведите и проанализируйте основные уравнения для расчета потенциалов Гиббса и Гельмгольца.</li> <li>5. Дайте определение характеристическим функциям. Покажите их использование в термодинамических расчетах.</li> <li>6. Напишите выражение для бесконечно малого изменения энтропии как функции внутренней энергии и объема. Найдите частные производные энтропии по этим переменным и составьте соответствующие уравнения Максвелла.</li> <li>7. Запишите уравнения в дифференциальной форме, выражающие зависимость энергии Гиббса индивидуального вещества от температуры и давления. Изобразите схематически графики, иллюстрирующие эту зависимость.</li> <li>8. Для каких систем изменение энтропии является критерием направленности самопроизвольных процессов, как меняется энтропия в этих процессах?</li> <li>9. Получите выражение температурной зависимости стандартного изменения энтальпии в химической реакции с использованием стандартных энтальпий образования и температурной зависимости теплоемкости реагентов и продуктов.</li> </ol> <p>Типовые задачи:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Рассчитайте изменение энтропии при нагревании вещества массой <math>m</math> (табл. 1.12) от 298 до 540 К. Значение теплоемкости возьмите из справочника. (по вариантам)</li> <li>2. Определите изменение энтропии воды массой <math>m</math> при изменении температуры от 273 до <math>T</math> К при давлении <math>P = 1,013 \cdot 10^5</math> Па. (табл. 1.14). Молярная теплота парообразования <math>\Delta_{исп}H = 40590</math> Дж·моль<sup>-1</sup>, молярные теплоемкости при постоянном давлении пара и жидкой воды равны соответственно       <math display="block">C_p^\circ = 30,13 + 11,3 \cdot 10^{-3} T \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1};</math> <math display="block">C_p^\circ = 75,30 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}.</math> </li> </ol>
<p>3.</p>	<p><b>Фундаментальное уравнение Гиббса. Характеристические функции (ОПК-1)</b> Лабораторная работа: 1. Определение термодинамических характеристик реакции диссоциации двухцветного индикатора</p>	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Для некоторой химической реакции температурная зависимость стандартного изменения энергии Гиббса выражается уравнением:       <math display="block">\Delta G_T^0 = A + B \cdot T,</math>       где <math>A</math> и <math>B</math> – эмпирические постоянные. Выведите выражения для температурных зависимостей термодинамической константы равновесия, стандартного изменения энтропии, стандартного изменения энтальпии и изменения теплоемкости в ходе реакции.</li> <li>2. Термодинамические потенциалы как критерии</li> </ol>

	<p>метилового оранжевого</p>	<p>направления процессов.</p> <p>3.Приведите пример газофазной химической реакции, равновесие в которой при увеличении давления смещается в сторону исходных веществ. Пример обоснуйте анализом соответствующих уравнений.</p> <p>4.Какие вещества могут быть использованы в качестве индикаторов? Почему окраска индикаторов зависит от pH?</p> <p>5.На чем основано определение константы диссоциации индикатора?</p> <p>6. Какие из факторов: общее давление, температура, присутствие инертного газа влияют на степень диссоциации HBr по реакции <math>2\text{HBr}_{(г)} = \text{H}_2 + \text{Br}_{2(г)}</math>.</p> <p>7. Запишите уравнение изобары Вант-Гоффа для химической реакции</p> $\text{CH}_4 + 2\text{H}_2\text{O}_{(г)} = 4\text{H}_2 + \text{CO}_2,$ <p>проанализируйте влияние температуры на равновесие в реакции. Приведите схематический график температурной зависимости константы равновесия (в координатах, позволяющих определить энтальпию реакции).</p> <p>8. Выразите в общем виде константу равновесия <math>K_p</math> реакции</p> $4\text{HCl}_{(г)} + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}_{(г)} + 2\text{Cl}_2,$ <p>если общее давление равновесной газовой смеси равно <math>P</math>, равновесный выход <math>\text{Cl}_2</math> обозначен как <math>y</math> моль, а начальные количества взятых для реакции веществ составляют 4 моль HCl и 1 моль <math>\text{H}_2</math>. Продукты реакции в момент её начала в системе отсутствовали. Получите выражение для <math>K_p</math> относительно <math>y</math> и <math>P</math>. Газы считайте идеальными.</p> <p>9.Приведите вывод изотермы химического равновесия.</p> <p>10.Влияние давления на химическое равновесие. Приведите соответствующие уравнения.</p> <p>Типовые задачи:</p> <p>1. Вычислите изменение <math>H, U, A, G, S</math> при одновременном охлаждении от 1000 К до температуры <math>T</math> и расширении от <math>0,5 \text{ м}^3</math> до объема <math>V, \text{ м}^3</math> (табл.1.15) <math>0,5</math> молей гелия (<math>C_v = 3/2 R</math>). Энтропия газа в исходном состоянии равна <math>152,26 \text{ Дж} \cdot \text{К}^{-1} \cdot \text{моль}^{-1}</math>, газ можно считать идеальным.</p>
<p>4.</p>	<p><b>Фазовые равновесия в однокомпонентных системах (ОПК-1)</b>  <b>Лабораторная работа:</b>  Изучение зависимости давления насыщенных паров индивидуальных жидкостей от температуры</p>	<p>1. Расскажите о фазовых равновесиях в однокомпонентных системах.</p> <p>2. Приведите вывод уравнений Клапейрона, Клапейрона- Клаузиуса.</p> <p>3. Приведите правило фаз Гиббса для процесса парообразования и объясните его.</p> <p>4. Как изменяется температура плавления вещества с ростом давления?</p> <p>5. Приведите диаграмму состояния однокомпонентной системы ( диаграмму воды) и проанализируйте ее.</p> <p>6. Изобразите схематически график, которым следует воспользоваться для определения средней энтальпии испарения индивидуальной жидкости.</p>

		<p>7. Что называют температурой тройной точки? Отличается ли она от температуры плавления вещества при атмосферном давлении? Покажите тройную точку на схематическом рисунке соответствующей диаграммы, приведите наименования фазовых полей и линий этой диаграммы.</p> <p>8. Сформулируйте правило Трутона. Запишите уравнение температурной зависимости давления насыщенного пара жидкости, подчиняющейся правилу Трутона.</p> <p>9. Как связаны теплоты испарения, сублимации и плавления индивидуального вещества в тройной точке? Приведите соответствующее уравнение и обоснуйте его.</p> <p>10. Что такое давление насыщенного пара легколетучей жидкости?</p> <p style="text-align: center;">Типовые задачи:</p> <p>1. Температура кипения вещества при давлении 101300 Па равна <math>T_1</math>, молярная теплота испарения равна <math>\Delta H</math>. Рассчитайте давление пара вещества при <math>T_2</math></p> <p>2. Плотность вещества в твердом и жидком состоянии при нормальной температуре плавления <math>T</math> равна соответственно <math>\rho_1</math> и <math>\rho_2</math>, изменение объема при плавлении составляет <math>\Delta V</math>, а молярная теплота плавления равна <math>\Delta H</math>. Определите температуру плавления вещества при давлении <math>P</math>.</p>
5.	<p><b>Фазовые равновесия в бинарных и трехкомпонентных системах (ОПК-1)</b></p> <p>Лабораторные работы:</p> <p>1. Построение диаграммы состояния двухкомпонентной системы с неограниченной растворимостью.</p> <p>2. Построение диаграммы плавкости бинарной смеси веществ</p> <p>3. Исследование равновесия жидкость – жидкость в бинарной системе с ограниченной растворимостью жидкостей</p>	<p>1. Что является термодинамическим условием фазового равновесия?</p> <p>2. Сформулируйте правило фаз Гиббса?</p> <p>3. На каких принципах основан термический анализ?</p> <p>4. Чем отличаются кривые охлаждения расплавов чистых веществ от кривых охлаждения их смесей?</p> <p>5. Дайте определения понятия «фаза», «компонент».</p> <p>6. В чем заключается правило рычага, применяемое при анализе диаграмм?</p> <p>7. Какие твердые фазы могут образовываться при кристаллизации расплава?</p> <p>8. Изобразите диаграмму плавкости системы из двух компонентов, образующих устойчивое химическое соединение, не образующее твердых растворов. Проанализируйте, какие фазовые превращения происходят при охлаждении расплава такой системы.</p> <p>9. Что такое эвтектический раствор, линия ликвидуса и линия солидуса?</p> <p>10. Охарактеризуйте перитектическое равновесие в бинарной системе (число и природа равновесных фаз, изменение фазового состава системы при нарушении равновесия, число степеней свободы).</p>
6.	<p><b>Химическое равновесие (ОПК-1)</b></p> <p>Лабораторные работы:</p> <p>1. Определение термодинамических характеристик реакции между салициловой кислотой и хлорным железом.</p> <p>2. Изучение равновесия гомо-</p>	<p>1. Приведите термодинамические и молекулярно-кинетические признаки химического равновесия.</p> <p>2. Запишите уравнения константы химического равновесия. Связь между константами равновесия, выраженными разными способами.</p> <p>3. Какие факторы влияют на константы химического равновесия <math>K_P</math> и <math>K_C</math>, если реагирующую систему</p>



генной реакции в растворе.  
3. Определение константы диссоциации одноосновного индикатора фотоколориметрическим методом.

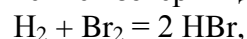
рассматривать как идеальную?

4. Для реакции
- $$\text{MgCO}_{3(\text{тв})} = \text{MgO}_{(\text{тв})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$$
- запишите выражения для термодинамической константы равновесия, выразив ее через активности компонентов, существующих в виде конденсированных фаз, и парциальные давления (летучести) газообразных участников реакции.
5. Приведите пример газофазной химической реакции, равновесие в которой при увеличении давления смещается в сторону продуктов. Пример обоснуйте анализом соответствующих уравнений.
6. Сформулируйте принцип Ле - Шателье. Как, исходя из принципа Ле - Шателье, можно предположить смещение равновесия при изменении температуры?
7. Приведите уравнения изобары и изохоры химической реакции.
8. В каком случае термодинамическая константа равновесия численно совпадает с эмпирическими константами равновесия, выраженными через равновесные концентрации или парциальные давления? Приведите пример соответствующей реакции. Какие факторы влияют на состав равновесной смеси в этой реакции?
9. При изменении температуры от 500 до 800 К при постоянном давлении увеличился равновесный выход СО в реакции



Выделяется или поглощается теплота в ходе данной реакции? Влияет ли изменение общего давления при  $T = \text{const}$  на равновесие в данной реакции? Дайте обоснованный ответ.

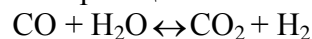
10. Напишите уравнение изотермы для реакции



если все вещества находятся в идеальном газообразном состоянии.

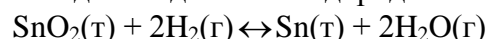
Типовые задачи:

1. Константа равновесия реакции



равна 1,4 при температуре  $T = 1000 \text{ К}$ . В какую сторону пойдет реакция в смеси, состоящей из 50% (мол) СО, 5% (мол)  $\text{H}_2\text{O}$ , 20% (мол)  $\text{CO}_2$  и 25% (мол)  $\text{H}_2$ ?

2. Равновесие в системе, возникающей при восстановлении диоксида олова водородом



характеризуется уравнением

$$\lg K_p = -\frac{2968}{T} - 1,655 \lg T - 9,08 \cdot 10^{-5} T + 8,416 \cdot$$

Рассчитайте значение  $K_p$  и  $\Delta_r H$  для данной реакции при 1073 К.

3. Определите температуру разложения известняка при давлении  $1,013 \cdot 10^5 \text{ Па}$ , если давление

		диссоциации при $900^{\circ}\text{C}$ равно $1,322 \cdot 10^5$ Па, а тепловой эффект реакции при постоянном давлении равен $165,0$ кДж/моль.
7.	<p><b>Общая характеристика растворов.</b></p> <p><b>Коллигативные свойства растворов</b></p> <p>Лабораторные работы (ОПК-1)</p> <p>1. Изучение зависимости растворимости малорастворимых веществ от температуры</p> <p>2. Определение растворимости в воде, энтальпии растворения и температуры плавления буры.</p> <p>3. Определение молекулярной массы суперпластификатора для бетонов методом криоскопии.</p>	<p>1. Что называется раствором?</p> <p>2. Дайте определение идеального раствора. Запишите выражения для энтальпии смешения, энтропии смешения и объёма смешения, характерные для идеальных растворов. Приведите пример системы, включающий практически идеальный раствор в конденсированной фазе.</p> <p>3. Дайте графическую интерпретацию утверждения, что «в области концентраций, где для растворителя соблюдается закон Рауля, для растворённого вещества справедлив закон Генри». Приведите график для системы с положительными отклонениями от идеальности.</p> <p>4. Растворимость газов в жидкостях. Уравнение Генри.</p> <p>5. Зависимость растворимости газов в жидкостях от температуры.</p> <p>6. Растворимость твёрдых тел в жидкостях. Уравнение Шредера.</p> <p>7. Причины положительных и отрицательных отклонений от идеальных процессов при растворении газов и твёрдых тел в жидкостях.</p> <p>8. Запишите уравнения, позволяющие вычислить энергию Гиббса, энтальпию, энтропию и объём смешения для идеальных газов. Справедливы ли эти уравнения для идеальных жидких растворов?</p> <p>9. Объясните, почему растворы газов при невысоких давлениях близки по своему поведению к идеальным, тогда как в случае жидких и твёрдых растворов, как правило, наблюдаются отклонения от идеальности.</p> <p>10. Изобразите схематически график, выражающий зависимости парциальных давлений компонентов бинарного раствора и общего давления от мольной доли (при <math>T = \text{const}</math>), если раствор проявляет отрицательные отклонения от идеальности.</p> <p>Типовые задачи:</p> <p>1. Вычислите молярную и процентную концентрации раствора NaCl, который замерзает при температуре <math>-0,56^{\circ}\text{C}</math>, считая, что хлорид натрия полностью диссоциирован и плотность раствора <math>1 \text{ г/см}^3</math>.</p> <p>2. Раствор, содержащий <math>0,001</math> моль хлорида цинка в <math>1 \text{ кг}</math> воды, замерзает при <math>273,1545 \text{ K}</math>, а раствор, содержащий <math>0,0819</math> моль хлорида цинка в <math>1 \text{ кг}</math> воды, – при <math>272,7746 \text{ K}</math>. Вычислите изотонический коэффициент <math>i</math>. Криоскопическая константа для воды <math>1,86</math>.</p> <p>3. Рассчитайте растворимость нафталина в бензоле при <math>25^{\circ}\text{C}</math>, считая, что образуется идеальный раствор. Энтальпия плавления нафталина при температуре его плавления (<math>80^{\circ}\text{C}</math>) равна <math>19,29 \text{ кДж/моль}^{-1}</math>.</p>
<b>4 семестр</b>		

<p>1</p>	<p><b>Основы формальной кинетики (ОПК-1)</b>          Лабораторные работы:          Изучение кинетики омыления этилацетата щёлочью потенциометрическим методом.          1. Определение константы скорости и энергии активации реакции второго порядка</p>	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Дайте определение скорости гомогенной реакции, протекающей при постоянном объеме. Напишите соответствующее выражение.</li> <li>2. Дайте определение термина «молекулярность химической реакции». Какие значения может принимать молекулярность реакции и почему?</li> <li>3. Что такое константа скорости гомогенной реакции? Выведите выражение для константы скорости односторонней гомогенной реакции первого порядка.</li> <li>4. В каком количественном соотношении находятся константы скорости двух реакций первого порядка, если известно, что период полупревращения первой реакции в пять раз больше, чем второй?</li> <li>5. Приведите дифференциальную и интегральную формы кинетического уравнения односторонней гомогенной реакции второго порядка.</li> <li>6. Какие односторонние гомогенные реакции и при каких условиях могут проявлять нулевой порядок? Приведите кинетические уравнения в дифференциальной и интегральной формах для реакций нулевого порядка, назовите входящие в них величины. Изобразите схематически график соответствующей зависимости. Выведите формулу для времени полупревращения.</li> <li>7. Запишите уравнение, используемое при аналитическом определении порядка реакции методом Оствальда-Нойеса, и назовите входящие в него величины.</li> </ol> <p style="text-align: center;">Типовые задачи:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Реакция <math>A + B = D</math> второго порядка. Если исходные концентрации реагирующих веществ одинаковы, то за 500 секунд реакция проходит на 20%. За какое время она пройдет на 60%.</li> <li>2. Реакция протекает по уравнению:  <math display="block">CH_2ClCOOH + H_2O = CH_2(OH)COOH + HCl</math>           Результаты титрования проб одинаковых объемов раствором щелочи приведены ниже:           <table border="1" style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <tr> <td><math>\tau</math>, мин</td> <td>0</td> <td>600</td> <td>780</td> </tr> <tr> <td><math>V_{NaOH}</math>, см<sup>3</sup></td> <td>12,9</td> <td>15,8</td> <td>16,4</td> </tr> </table>           20,5            Определите порядок реакции и константу скорости.</li> <li>3. Реакция восстановления оксида азота водородом протекает при <math>T=298</math> К по стехиометрическому уравнению           <math display="block">2NO + 2H_2 = N_2 + 2H_2O</math>           Если исходные газы взяты в эквивалентных количествах при <math>P = 0,454 \cdot 10^5</math> Па, то давление их уменьшается вдвое в течении 102 с., если же начальное давление было <math>0,384 \cdot 10^5</math> Па, то оно уменьшится вдвое по истечению 140 с. Определите порядок реакции (<math>V = const</math>), пользуясь зависимостью между временем расхода половины вещества и начальной концентрацией.</li> </ol>	$\tau$ , мин	0	600	780	$V_{NaOH}$ , см <sup>3</sup>	12,9	15,8	16,4
$\tau$ , мин	0	600	780							
$V_{NaOH}$ , см <sup>3</sup>	12,9	15,8	16,4							

<p>2</p>	<p><b>Кинетические особенности сложных реакций (ОПК-1)</b>  Лабораторные работы:  1 Кинетика растворения гипса в воде.  2. Кинетика растворения оксидов и карбонатов в минеральных кислотах.  2. Изучение кинетики взаимодействия фенолфталеина и щёлочи</p>	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. В чём заключается принцип независимости протекания элементарных стадий? Для описания каких реакций он применяется?</li> <li>2. Запишите систему дифференциальных кинетических уравнений, описывающую обратимую гомогенную реакцию первого порядка <math>A \xrightleftharpoons[k_2]{k_1} B</math> с константами скорости прямой и обратной реакций <math>k_1</math> и <math>k_2</math> соответственно. Приведите схематическое изображение соответствующих кинетических кривых для случая <math>k_1 &lt; k_2</math>.</li> <li>3. Запишите систему дифференциальных кинетических уравнений, описывающую параллельные гомогенные реакции первого порядка <math>A \rightarrow B</math>, <math>A \rightarrow D</math> с константами скорости <math>k_1</math> и <math>k_2</math> соответственно. Приведите схематическое изображение соответствующих кинетических кривых.</li> <li>4. Запишите уравнение Аррениуса в дифференциальной и интегральной формах.</li> <li>5. Как связаны между собой теплота активации <math>\Delta H^\ddagger</math> и экспериментально определяемая энергия активации <math>E_a</math> для реакции первого порядка согласно теории абсолютных скоростей реакций?</li> <li>6. Дайте определение гетерогенным химическим реакциям. Приведите примеры.</li> <li>7. Получите и проанализируйте уравнение зависимости скорости диффузии гетерогенного процесса от концентрации реагирующего вещества в растворе (концентрация выражена в моль/л).</li> <li>8. Приведите схематически график зависимости <math>\ln k = f(1/T)</math> для гетерогенной химической реакции. Укажите кинетическую и диффузионную области. Приведите и проанализируйте уравнения зависимости скорости гетерогенного процесса от температуры. Покажите, когда процесс будет идти в диффузионной области, а когда в кинетической при изменении температуры.</li> </ol>
<p>3</p>	<p><b>Представления о механизме химической кинетики. Кинетические теории (ОПК-1)</b>  Лабораторные работы: 1. Изучение скорости йодирования ацетона</p>	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Что называют скоростью реакции? Приведите общую формулу кинетического уравнения для скорости химических реакций.</li> <li>2. Запишите реакции, представляющие схему механизма процесса в рамках теории переходного состояния. Исходя из этой схемы и основного уравнения теории, выведите выражение для скорости реакции, которое включает концентрации исходных веществ.</li> <li>3. Как раскрывается физический смысл предэкспоненциального множителя в уравнении Аррениуса по теории переходного состояния? Приведите соответствующее уравнение и назовите входящие в него величины.</li> <li>4. Что такое стерический фактор? В какой теории он используется и с какой целью? Как можно вычислить стерический фактор, основываясь на экспериментальных данных о кинетических</li> </ol>

		<p>характеристиках процесса?</p> <p>5. Напишите уравнение, с помощью которого можно рассчитать число двойных соударений между молекулами в единицу времени в единице объема, если столкновения происходят между однородными молекулами.</p> <p>6. Что учитывает трансмиссионный множитель <math>\chi</math> в уравнении теории переходного состояния?</p> <p>Типовые задачи:</p> <p>1. Рассчитайте величину предэкспоненциального множителя в уравнении Аррениуса при 393 К, если при этой температуре константа скорости реакции равна <math>4,02 \cdot 10^{-4} \text{ с}^{-1}</math>, а при 413 К – <math>19,83 \cdot 10^{-4} \text{ с}^{-1}</math>.</p> <p>2. Время полупревращения вещества в реакции первого порядка при 323 К составляет 120 мин, а при 353 К – 20 мин. Вычислите температурный коэффициент реакции <math>\gamma</math>.</p>
4	<p><b>Каталитические реакции и катализаторы (ОПК-1)</b></p> <p>Лабораторные работы:</p> <p>1. Кинетика каталитической реакции обмена комплекса соли органической кислоты</p>	<p>1. Что такое катализ? Перечислите основные виды катализа. Что является мерой каталитической активности?</p> <p>2. Что является причиной, объясняющей действие любого катализатора? Какие величины, описывающие химическую реакцию, могут изменяться при добавлении катализатора?</p> <p>3. Что такое селективность катализатора? Что является мерой селективности катализатора? Какими принципами объясняется селективность катализатора в случае гетерогенного катализа?</p> <p>4. Перечислите основные стадии гетерогенно-каталитического процесса. Какие из этих стадий могут лимитировать скорость всего процесса?</p> <p>5. Назовите известные варианты гомогенного катализа. Для одного из них проанализируйте механизм превращения и выведите соответствующие кинетические уравнения для скорости образования продукта.</p> <p>6. Добавление катализатора к реакционной смеси при 400 К привело к снижению энергии активации процесса на 10 кДж/моль. Вычислите, во сколько раз возрастет скорость реакции?</p> <p>7. Механизм каталитического процесса представлен схемой</p> $A + K \rightleftharpoons AK$ $AK + B \rightarrow P + K$ <p>Выведите уравнение для скорости образования продукта: <math>\frac{d[P]}{dt}</math>. Зависит ли скорость образования продукта от концентрации катализатора и, если да, то как?</p>
5	<p><b>Электрохимия. Свойства растворов электролитов (ОПК-1)</b></p> <p>Лабораторные работы:</p> <p>1. Изучение зависимости удельной электропроводности от концентрации электролита.</p>	<p>1. Для чего вводится величина постоянной кондуктометрической ячейки? Какой смысл имеет эта величина? Как она определяется?</p> <p>2. Почему при измерении электропроводности используется переменный ток высокой частоты?</p> <p>3. Назовите отличительные признаки, позволяющие отнести раствор к группе слабых электролитов или к группе сильных электролитов. Приведите примеры.</p>

	<p>2. Изучение зависимости эквивалентной электропроводности от концентрации электролита.</p> <p>3. Определение константы и степени диссоциации слабого электролита</p> <p>4. Кондуктометрическое титрование.</p>	<p>4. Сформулируйте основные положения теории электролитической диссоциации Аррениуса.</p> <p>5. Что означает термин «удельная электрическая проводимость»? Какова размерность этой величины? Нарисуйте схематически (с приблизительным соблюдением соотношения величин) график зависимости удельной электрической проводимости от концентрации (в широком диапазоне концентрации) для водных растворов HCl, KCl и уксусной кислоты. Объясните вид представленной зависимости в области малых, средних и высоких концентраций.</p> <p>6. Что означает термин «молярная электрическая проводимость»? Какова размерность этой величины? Какова связь молярной и удельной электропроводности раствора электролита.</p> <p>7. Как изменяется удельная электропроводность водного раствора слабого электролита с ростом концентрации раствора? Приведите соответствующие уравнения. Объясните эту зависимость.</p> <p>8. Приведите в аналитической форме выражения для закона квадратного корня Кольрауша и закона независимости движения ионов Кольрауша. Для каких электролитов и при каких условиях справедливы эти выражения?</p> <p>9. Что означает термин "числа переноса"?</p> <p>Какие данные об электрической проводимости раствора слабого электролита необходимо иметь, чтобы рассчитать теплоту диссоциации этого электролита?</p> <p style="text-align: center;">Типовые задачи:</p> <p>1. При 18°C удельная электропроводность 10%-го раствора хлорида стронция равна <math>886 \cdot 10^{-4} \text{ См} \cdot \text{см}^{-1}</math>, а плотность раствора <math>\rho = 1,0925 \text{ г/см}^3</math>. Определите эквивалентную электропроводность данного раствора.</p> <p>2. Сопротивление раствора <math>\text{KNO}_3</math> с концентрацией 0,01 моль/л, измеренное в сосуде с электродами, емкостное сопротивление которых <math>0,5 \text{ см}^{-1}</math> (постоянная ячейки), равно 423 Ом. Определите величину удельной и эквивалентной электропроводности, если подвижности ионов соответственно равны: 64,5 (<math>\text{K}^+</math>) и 61,6 <math>\text{См} \cdot \text{см}^2 \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{экв}^{-1} (\text{NO}_3^-)</math>.</p>
<p>6.</p>	<p><b>Электродные процессы (ОПК-1)</b></p> <p>Лабораторные работы:</p> <p>1. Определение ЭДС элемента Якоби-Даниэля.</p> <p>2. Определение потенциалов отдельных электродов.</p> <p>3. Исследование зависимости ЭДС гальванических элементов от температуры и расчёт термодинамических параметров.</p> <p>4. Определение ПР малорастворимых</p>	<p>1. Дайте определение гальваническим элементам. Приведите классификацию гальванических элементов (цепей).</p> <p>2. Приведите пример химического гальванического элемента, составленного из электродов первого и второго рода. Запишите уравнения электродных полуреакций и уравнение химической реакции, протекающей при включении данного гальванического элемента во внешнюю цепь.</p> <p>3. Как связан электродный потенциал газового электрода с парциальным давлением соответствующего газа в приэлектродном пространстве? Приведите примеры электродов, потенциалы которых увеличиваются или уменьшаются при росте давления. Запишите</p>

	<p>соединений.</p> <p>5. Построение буферной диаграммы и определение буферной емкости.</p> <p>6. Определение рН гидратообразования.</p>	<p>соответствующие электродные реакции.</p> <p>4. Расскажите о правилах записи схем различных гальванических элементов.</p> <p>5. Рассчитайте при 25°C стандартную ЭДС элемента  <math>Pt, H_2   HCl   AgCl_{ТВ}, Ag.</math>        К какому типу элементов можно отнести этот гальванический элемент?</p> <p>6. Приведите термодинамический вывод уравнения Нернста для расчета электродвижущей силы (ЭДС) гальванического элемента.</p> <p>7. Получите уравнение для расчета ЭДС элемента Якоби-Даниэля.</p> <p>8. Расскажите о возникновении скачка потенциала на границе раздела проводников I и II рода. Обратимые электроды и обратимые гальванические элементы. Условная запись правильно разомкнутого гальванического элемента. Электродвижущая сила (ЭДС) гальванического элемента.</p> <p>9. Приведите определение стандартного потенциала электрода. С помощью какого гальванического элемента и при каких условиях можно экспериментально определить этот потенциал с учетом его знака?        Типовые задачи:</p> <p>1. Напишите уравнение реакции, протекающей в элементе  <math>Zn   ZnCl_{2(p-p)}   AgCl_{ТВ}   Ag</math>        Моляльность хлористого цинка в растворе равна 2,0 моль/кг. Воспользовавшись справочными данными (прил. 5), вычислите <math>E^\circ</math> и <math>E</math> при 298 К для этого элемента. Определите направление реакции в данных условиях.</p> <p>2. Напишите уравнение реакции, протекающей в элементе  <math>Zn   ZnCl_{2(p-p)}   AgCl_{ТВ}   Ag</math>        Моляльность хлористого цинка в растворе равна 2,0 моль/кг. Воспользовавшись справочными данными, вычислите <math>E^\circ</math> и <math>E</math> при 298 К для этого элемента. Определите направление реакции в данных условиях.</p> <p>3. Рассчитайте растворимость хлористого серебра в воде при 50°C, если при этой температуре ЭДС гальванического элемента  <math>Ag, AgCl   AgCl_{(нас)}    AgNO_3 (0,05 m)   Ag</math>        равна 0,199 В, а средний ионный коэффициент активности в данном растворе азотнокислого серебра равен 0,9.</p>
7	<p><b>Кинетика электрохимических реакций (ОПК-1)</b>        Лабораторные работы:        Определение напряжения разложения.</p>	<p>1. Что означает термин электродная поляризация?</p> <p>2. Каковы возможные причины поляризации?</p> <p>3. Каковы основные положения теории концентрационной поляризации?</p> <p>4. Понятие о перенапряжении. Приведите вывод уравнения Тафеля.</p> <p>5. Приведите график зависимости перенапряжения от логарифма плотности тока при выделении водорода из водных растворов HCl.</p> <p>6. Каково значение перенапряжения водорода в электродных процессах?</p> <p>7. По каким признакам отличают химическую</p>

		поляризацию от концентрационной? 8. Какими путями можно снизить перенапряжение на электродах? 9. Расскажите о явлении электролиза. Влияет ли ионная сила раствора на перенапряжение водорода?
--	--	---

### Типовые варианты тестов для текущего контроля в семестре

Раздел дисциплины	Вопросы	Ответы
<b>Первое начало термодинамики. Термохимия (ОПК 01)</b>	Функция состояния, характеризующая состояние системы при постоянном давлении, называется	а) энтальпией в) внутренней энергией б) энтропией г) работой
	Энтальпия образования $\text{H}_2\text{S}(\text{г})$ равна $-21$ кДж/моль. При взаимодействии 16 г серы и 11,2 л водорода выделяется ___ кДж теплоты	а) 5,25 б) 21 в) 10,5 г) 42
	Теплота изобарного процесса определяется по уравнению	а) $Q = C_V(T_2 - T_1) = \Delta U$ б) $Q = C_P(T_2 - T_1) = \Delta H$ в) $Q = W = \nu RT \ln \frac{V_2}{V_1}$ г) $Q = 0$
	Термодинамические параметры, изменение которых зависит от пути перехода из одного состояния в другое, называют	а) функциями состояния б) функциями перехода в) экстенсивными свойствами г) интенсивными свойствами
	Отличительной чертой самопроизвольно протекающих процессов является их:	а) обратимость; б) равновесность; в) необратимость; г) изотермичность
	Стандартная молярная энтальпия образования газообразного иодоводорода $\Delta_f H^0 = +24$ кДж/моль. Какой реакции она соответствует?	а) $\text{H}(\text{г}) + \text{I}(\text{г}) = \text{HI}(\text{г})$ ; б) $0,5\text{H}_2(\text{г}) + 0,5\text{I}_2(\text{г}) = \text{HI}(\text{г})$ ; в) $\text{H}(\text{г}) + 0,5\text{I}_2(\text{г}) = \text{HI}(\text{г})$ ; г) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) = 2\text{HI}(\text{г})$ .
	Теплота сгорания моноклинной серы $-297,4$ кДж, а ромбической $-297,07$ кДж. Чему равен тепловой эффект перехода моноклинной серы в серу ромбическую?	а) 330 Дж; б) $-330$ Дж; в) 594,43 кДж; г) $-594,43$ кДж.
	Выражения, справедливые для изобарной теплоемкости $C_p$ одного моля идеального газа	а) $\left(\frac{\partial H}{\partial T}\right)_p$ ; б) $\left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_v$ ; в) $\left(\frac{\partial G}{\partial T}\right)_p$ ; г) $\left(\frac{\partial A}{\partial T}\right)_v$ ;
	Термохимическое уравнение Кирхгофа может выражать зависимость:	а) теплоемкости вещества от температуры при постоянном давлении;



		<p>б) энтальпии вещества от давления при постоянной температуре;</p> <p>в) теплоемкости вещества от давления при постоянной температуре;</p> <p>г) изменения энтальпии в процессе от температуры при постоянном давлении.</p>
	Укажите реакцию, для которой можно пренебречь разностью между изменением энтальпии и изменением внутренней энергии:	<p>а) <math>\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{p-p}) + \text{CO}_2(\text{г}) = \text{CaCO}_3(\text{тв}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж})</math></p> <p>б) <math>\text{CaO}(\text{тв}) + \text{CO}_2(\text{г}) = \text{CaCO}_3(\text{г})</math></p> <p>в) <math>2\text{AsH}_3(\text{г}) = 2\text{As}(\text{тв}) + 3\text{H}_2(\text{г})</math></p> <p>г) <math>\text{Pb}(\text{тв}) + \text{PbO}_2(\text{тв}) = 2\text{PbO}(\text{тв})</math></p>
	Выражение первого начала термодинамики, записанное с использованием работы системы $W$ и теплоты процесса $Q$ , имеет вид	<p>а) <math>Q = \Delta U - W</math> ;</p> <p>б) <math>Q = \Delta U + W</math> ;</p> <p>в) <math>\Delta U = Q + W</math> ;</p> <p>г) <math>\Delta U = W - Q</math> ;</p>
<b>Основы формальной кинетики (ОПК 01)</b>	Скорость химической реакции – это...	<p>а) Изменение объема реакционной смеси в единицу времени.</p> <p>б) Изменение концентрации данного вещества в единицу времени при условии постоянства объема системы.</p> <p>в) Изменение концентрации реагирующих веществ в единицу времени при условии, что исходные концентрации реагирующих веществ равны единице.</p> <p>г) Время, за которое полностью расходуется одно из исходных веществ.</p>
	Укажите кинетическое уравнение и выражение для константы скорости реакции третьего порядка при равных концентрациях исходных веществ	<p>а) <math>-\frac{dC}{d\tau} = k \cdot C^3</math>; <math>k = \frac{1}{\tau} \left( \frac{1}{C_0^2} - \frac{1}{C^2} \right)</math>;</p> <p>б) <math>-\frac{dC}{d\tau} = k \cdot C^3</math>; <math>k = \frac{1}{3\tau} \left( \frac{1}{C} - \frac{1}{C_0} \right)</math>;</p> <p>в) <math>-\frac{dC}{d\tau} = k \cdot C^3</math>; <math>k = \frac{1}{2\tau} \left( \frac{1}{C^2} - \frac{1}{C_0^2} \right)</math>;</p> <p>г) <math>-\frac{dC}{d\tau} = k \cdot C^3</math>; <math>k = \frac{1}{\tau} \left( \frac{1}{C^2} - \frac{1}{C_0^2} \right)</math>;</p>
	Сумму показателей степеней при концентрациях, входящих в кинетическое уравнение, называют	<p>а) общим кинетическим порядком реакции;</p> <p>б) стехиометрическими коэффициентами;</p> <p>в) порядком по веществу;</p> <p>г) молекулярностью.</p>

	<p>Укажите уравнение зависимости константы скорости реакции от температуры в дифференциальной форме.</p>	<p>а) <math>\frac{d \ln k}{dT} = \frac{E}{RT^2}</math>;</p> <p>б) <math>\ln k = \frac{E}{RT^2}</math>;</p> <p>в) <math>\ln k = -\frac{E}{RT}</math>;</p> <p>г) <math>\frac{dk}{dT} = \frac{E}{RT^2}</math>;</p>
	<p>Какие экспериментальные данные необходимы для решения вопроса о порядке реакции?</p>	<p>а) Данные об изменении константы скорости реакции при изменении температуры.</p> <p>б) Данные об изменении концентрации реагирующих веществ при изменении температуры.</p> <p>в) Данные об изменении константы скорости реакции с течением времени.</p> <p>г) Данные об изменении концентрации одного из реагирующих веществ с течением времени при постоянной температуре.</p>
	<p>Температурный коэффициент скорости реакции равен 3. Начальная скорость 4 моль/л·с. Какова будет скорость этой при повышении температуры на 40<sup>0</sup>С?</p>	<p>а) 120 б) 480; в) 240; г) 324 моль/л·с.</p>
	<p>Молекулярностью химической реакции называется</p>	<p>а) количество различных видов частиц исходных веществ; б) количество частиц исходных веществ, взаимодействующих в одном элементарном акте превращения; в) количество частиц, взаимодействующих и образующихся в одном элементарном акте превращения; г) показатель степени при концентрации в дифференциальной форме кинетического уравнения;</p>
	<p>Период полупревращения <math>\tau_{1/2}</math> исходного вещества в односторонней реакции первого порядка выражается формулой (<math>c_0</math> - начальная концентрация, <math>k</math> - константа скорости реакции):</p>	<p>а) <math>t_{1/2} = \frac{C_0}{k}</math> б) <math>t_{1/2} = \frac{1}{kC_0}</math> в) <math>t_{1/2} = \frac{C_0}{2k}</math> г) <math>t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}</math></p>
	<p>Увеличение скорости химической</p>	<p>а) энергии столкновения</p>

	реакции при введении катализатора происходит в результате уменьшения...	б) теплового эффекта в) скорости движения частиц г) энергии активации
--	---	---

#### 5.4. Описание критериев оценивания компетенций и шкалы оценивания

При промежуточной аттестации в форме экзамена и дифференцированного зачета используется следующая шкала оценивания: 2 – неудовлетворительно, 3 – удовлетворительно, 4 – хорошо, 5 – отлично.

Критериями оценивания достижений показателей являются:

Показатель оценивания результата обучения по дисциплине	Критерий оценивания
Знания	Знание терминов, определений, понятий
	Знание основных законов физической химии
	Объем освоенного материала
	Полнота ответов на вопросы
	Четкость изложения и интерпретации знаний
Умения	Умение применять основные законы и соотношения физической химии (химической термодинамики, электрохимии, химической кинетики, основы фазовых равновесий и переходов) для решения теоретических и прикладных задач
	Умение проводить эксперименты по изучению физико-химических свойств индивидуальных веществ, многокомпонентных систем
	Умение использовать термодинамические справочные данные и результаты физико-химического эксперимента для определения направления химических реакций, для вычисления равновесного выхода продуктов, для определения тепловых эффектов реакций; для определения состава сосуществующих фаз в двухкомпонентных системах.
	Умение использовать термодинамические справочные данные и результаты физико-химического эксперимента для нахождения важнейших электрохимических величин (активности, ионной силы, степени и константы диссоциации электролитов, электродных потенциалов, ЭДС гальванических элементов и др.), для определения констант скоростей химических реакций различных порядков и энергии активации.
	Умение прогнозировать потенциальную возможность реализации той или иной химической или электрохимической реакции в данных условиях.
	Умение применять различные методики установления кинетических закономерностей протекания физико-химических процессов
	Умение применять результаты физико-химического эксперимента для решения задач профессиональной деятельности.
Навыки	Владеть навыками применения основных экспериментальных методов исследования физико-химических свойств веществ, а также теоретических законов физической химии к решению практических вопросов химической технологии
	Владеть методами обработки результатов, приемами поиска необходимых данных с использованием библиотечных и Интернет-

	ресурсов
	Владеть методами работы на основных физико-химических приборах и практическими навыками самостоятельного проведения химического эксперимента.

Оценка преподавателем выставляется интегрально по всем показателям и критериям оценивания.

Оценка сформированности компетенций по показателю Знания.

Критерий	Уровень освоения и оценка			
	2	3	4	5
Знание терминов, определений, понятий	Не знает терминов и определений	Знает термины и определения, но допускает неточности формулировок	Знает термины и определения	Знает термины и определения, может корректно сформулировать их самостоятельно
Знание основных законов физической химии	Не знает основные законы физической химии	Знает основные законы физической химии, но допускает неточности в формулировках и объяснении	Знает основные законы физической химии, умеет применять в решении практических задач, допуская некоторые неточности	Твердо знает основные законы физической химии, умеет применять в решении практических задач
Объем освоенного материала	Не знает значительной части материала дисциплины	Знает только основной материал дисциплины, не усвоил его деталей	Знает материал дисциплины в достаточном объеме	Обладает твердым и полным знанием материала дисциплины, владеет дополнительными знаниями
Полнота ответов на вопросы	Не дает ответы на большинство вопросов	Дает неполные ответы на все вопросы	Дает ответы на вопросы, но не все - полные	Дает полные, развернутые ответы на поставленные вопросы
Четкость изложения и интерпретации знаний	Излагает знания без логической последовательности	Излагает знания с нарушениями в логической последовательности	Излагает знания без нарушений в логической последовательности	Излагает знания в логической последовательности, самостоятельно их интерпретируя и анализируя
	Не иллюстрирует изложение поясняющими примерами	Приводит поясняющие примеры, но с ошибками	Приводит поясняющие примеры корректно и понятно	Применяет знания к решению различных проблем в смежных областях химии и химической технологии, раскрывая полноту усвоенных знаний
	Неверно излагает и интерпретирует знания	Допускает неточности в изложении и интерпретации знаний	Грамотно и по существу излагает знания	Грамотно и точно излагает знания, самостоятельно и в полном объеме выполняет анализ и оценку полученных знаний

Оценка сформированности компетенций по показателю Умения.

Критерий	Уровень освоения и оценка			
	2	3	4	5
Умение применять основные законы и соотношения физической химии (химической термодинамики, электрохимии, химической кинетики, основы фазовых равновесий и переходов) для решения теоретических и прикладных задач	Не умеет применять основные законы и соотношения физической химии для решения теоретических и прикладных задач	Умеет частично применять основные законы и соотношения физической химии (химической термодинамики, электрохимии, химической кинетики, основы фазовых равновесий и переходов) для решения теоретических задач	Умеет применять основные законы и соотношения физической химии (химической термодинамики, электрохимии, химической кинетики, основы фазовых равновесий и переходов) для решения теоретических и прикладных задач, но допускает неточности	Умеет применять основные законы и соотношения физической химии (химической термодинамики, электрохимии, химической кинетики, основы фазовых равновесий и переходов) для решения теоретических и прикладных задач
Умение проводить эксперименты по изучению физико-химических свойств индивидуальных веществ и многокомпонентных систем	Не умеет проводить эксперименты по изучению физико-химических свойств индивидуальных веществ, многокомпонентных систем	Умеет проводить эксперименты по изучению физико-химических свойств индивидуальных веществ, многокомпонентных систем, но обработка экспериментальных данных затруднена	Умеет проводить эксперименты по изучению физико-химических свойств индивидуальных веществ, многокомпонентных систем и обработку полученных экспериментальных данных.	Умеет самостоятельно планировать и проводить эксперименты по изучению физико-химических свойств индивидуальных веществ, многокомпонентных систем и проводить обработку и анализ полученных экспериментальных данных
Умение использовать термодинамические справочные данные и результаты физико-химического эксперимента для определения направления химических реакций, для вычисления равновесного выхода продуктов, для определения тепловых эффектов реакций; для определения	Не умеет использовать термодинамические справочные данные и результаты физико-химического эксперимента для определения направления химических реакций, для вычисления равновесного выхода продуктов, для определения тепловых эффектов реакций; для определения	Умеет использовать термодинамические справочные данные для определения направления химических реакций, тепловых эффектов реакций, но не умеет использовать результаты физико-химического эксперимента для объяснения физико-химических	Умеет использовать термодинамические справочные данные и результаты физико-химического эксперимента для определения направления химических реакций, для вычисления равновесного выхода продуктов, для определения тепловых эффектов реакций; для определения	Умеет использовать термодинамические справочные данные и результаты физико-химического эксперимента для определения направления химических реакций, для вычисления равновесного выхода продуктов, для определения тепловых эффектов реакций; для определения

состава сосуществующих фаз в двухкомпонентных системах.	состава сосуществующих фаз в двухкомпонентных системах.	характеристик реакции.	состава сосуществующих фаз в двухкомпонентных системах, но допускает ошибки в расчетах.	состава сосуществующих фаз в двухкомпонентных системах.
Умение использовать термодинамические справочные данные и результаты физико-химического эксперимента для нахождения важнейших электрохимических величин (активности, ионной силы, степени и константы диссоциации электролитов, электродных потенциалов, ЭДС гальванических элементов и др.), для определения констант скоростей химических реакций различных порядков и энергии активации.	Не умеет использовать термодинамические справочные данные и результаты физико-химического эксперимента для нахождения важнейших электрохимических величин (активности, ионной силы, степени и константы диссоциации электролитов, электродных потенциалов, ЭДС гальванических элементов и др.), для определения констант скоростей химических реакций различных порядков и энергии активации.	Умеет использовать термодинамические справочные данные, но не умеет самостоятельно применять результаты физико-химического эксперимента для нахождения важнейших электрохимических величин, для определения констант скоростей химических реакций различных порядков и энергии активации.	Умеет использовать термодинамические справочные данные и результаты физико-химического эксперимента для нахождения важнейших электрохимических величин, для определения констант скоростей химических реакций различных порядков и энергии активации, но допускает ошибки в расчетах и выводах.	Умеет использовать термодинамические справочные данные и результаты физико-химического эксперимента для нахождения важнейших электрохимических величин (активности, ионной силы, степени и константы диссоциации электролитов, электродных потенциалов, ЭДС гальванических элементов и др.), для определения констант скоростей химических реакций различных порядков и энергии активации.
Умение прогнозировать потенциальную возможность реализации той или иной химической или электрохимической реакции в данных условиях.	Не умеет прогнозировать потенциальную возможность реализации той или иной химической или электрохимической реакции в данных условиях.	Ошибается при прогнозировании потенциальной возможности реализации той или иной химической или электрохимической реакции в данных условиях.	Умеет прогнозировать потенциальную возможность реализации той или иной химической или электрохимической реакции в данных условиях, но допускает неточности.	Умеет прогнозировать потенциальную возможность реализации той или иной химической или электрохимической реакции в данных условиях.
Умение применять различные методики установления кинетических закономерностей протекания физико-	Не умеет применять различные методики установления кинетических закономерностей протекания	Умеет применять одну методику установления кинетических закономерностей протекания физико-химических	Умеет применять в неполном объеме несколько методик установления кинетических закономерностей протекания физико-	Умеет применять в полном объеме различные методики установления кинетических закономерностей протекания

химических процессов	физико-химических процессов	процессов	химических процессов	физико-химических процессов
Умение применять результаты физико-химического эксперимента для решения задач профессиональной деятельности	Не умеет применять результаты физико-химического эксперимента для решения задач профессиональной деятельности	Частично умеет применять результаты физико-химического эксперимента для решения задач профессиональной деятельности	Умеет применять результаты физико-химического эксперимента для решения задач профессиональной деятельности, но затрудняется с обоснованием выбора.	Умеет в полном объеме применять результаты физико-химического эксперимента для решения задач профессиональной деятельности

### Оценка сформированности компетенций по показателю Навыки .

Критерий	Уровень освоения и оценка			
	2	3	4	5
Владеть навыками применения основных экспериментальных методов исследования физико-химических свойств веществ, а также теоретических законов физической химии к решению практических вопросов химической технологии	Не владеет навыками применения основных экспериментальных методов исследования физико-химических свойств веществ, а также теоретических законов физической химии к решению практических вопросов химической технологии	Владеет навыками применения основных экспериментальных методов исследования физико-химических свойств веществ, а также теоретических законов физической химии к решению практических вопросов химической технологии не в полном объеме	Владеет навыками применения основных экспериментальных методов исследования физико-химических свойств веществ, а также теоретических законов физической химии к решению практических вопросов химической технологии, но допускает неточности	Владеет навыками применения основных экспериментальных методов исследования физико-химических свойств веществ, а также теоретических законов физической химии к решению практических вопросов химической технологии в полном объеме
Владеть методами обработки результатов, приемами поиска необходимых данных с использованием библиотечных и Интернет-ресурсов	Не владеет методами обработки результатов, приемами поиска необходимых данных с использованием библиотечных и Интернет-ресурсов	Владеет методами обработки результатов, приемами поиска необходимых данных с использованием библиотечных и Интернет-ресурсов не в полном объеме	Владеет методами обработки результатов, приемами поиска необходимых данных с использованием библиотечных и Интернет-ресурсов, но допускает неточности	Владеет методами обработки результатов, приемами поиска необходимых данных с использованием библиотечных и Интернет-ресурсов в полном объеме
Владеть методами работы на основных физико-химических приборах и практическими навыками	Не владеет методами работы на основных физико-химических приборах и практическими	Владеет методами работы на основных физико-химических приборах и практическими навыками	Владеет методами работы на основных физико-химических приборах и практическими навыками	Владеет методами работы на основных физико-химических приборах и практическими навыками

самостоятельного проведения химического эксперимента.	навыками самостоятельного проведения химического эксперимента	самостоятельного проведения химического эксперимента не в полном объеме	самостоятельного проведения химического эксперимента, но допускает неточности	самостоятельного проведения химического эксперимента в полном объеме
---	---	---	---	--

## 6. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ И УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ

### 6.1. Материально-техническое обеспечение

№	Наименование специальных помещений и помещений для самостоятельной работы	Оснащенность специальных помещений и помещений для самостоятельной работы
1.	Учебные аудитории для проведения лекционных занятий и промежуточной аттестации	Специализированная мебель. Мультимедийный проектор, экран, компьютер, ноутбук
2.	Читальный зал библиотеки для самостоятельной работы	Специализированная мебель; компьютерная техника, подключенная к сети «Интернет», имеющая доступ в электронную информационно-образовательную среду
3.	Учебные лаборатории для проведения лабораторных занятий, групповых и индивидуальных консультаций, текущей и промежуточной аттестации	Специализированная мебель. Мост переменного тока Р577, потенциостат П-58-46, баня водяная, ультратермостат, вискозиметр, фотоэлектроколориметр КФК-2, вакуумный сушильный шкаф, рефрактометр, экотест-01, дистиллятор, аквадистиллятор, термостат, весы ВЛКТ, холодильник, лазерный анализатор размеров частиц серия Zetatrac, модуль «Термический анализ» с персональным компьютером, модуль УЛК «Термостат», модуль «Универсальный контроллер», мост переменного тока П-577, установка «Исследование теплоемкости газов и их смесей ТТ-2», кондуктометр «Эксперт», весы лабораторные ВК-600, центрифуга, информационные стенды, химическая посуда и реактивы. Имеются компьютеры и соответствующее программное обеспечение для сопровождения эксперимента и ведения сложных расчетов, а также для экспресс-контроля входных знаний и умений работы с соответствующим оборудованием.

### 6.2. Лицензионное и свободно распространяемое программное обеспечение



№	Перечень лицензионного программного обеспечения.	Реквизиты подтверждающего документа
1	Microsoft Windows 10 Корпоративная	Соглашение Microsoft Open Value Subscription V6328633. Соглашение действительно с 02.10.2017 по 31.10.2023). Договор поставки ПО 0326100004117000038-0003147-01 от 06.10.2017
2	Microsoft Office Professional Plus 2016	Соглашение Microsoft Open Value Subscription V6328633. Соглашение действительно с 02.10.2017 по 31.10.2023
3	Kaspersky Endpoint Security «Стандартный Russian Edition»	Сублицензионный договор № 102 от 24.05.2018. Срок действия лицензии до 19.08.2020 Гражданско-правовой Договор (Контракт) № 27782 «Поставка продления права пользования (лицензии) Kaspersky Endpoint Security от 03.06.2020. Срок действия лицензии 19.08.2023г.
4	Google Chrome	Свободно распространяемое ПО согласно условиям лицензионного соглашения
5	Mozilla Firefox	Свободно распространяемое ПО согласно условиям лицензионного соглашения

### 6.3 Перечень учебных изданий и учебно-методических материалов

1. Павленко В.И. Химическая термодинамика: Учебник /В.И. Павленко. – Белгород.: Изд-во БГТУ им. В.Г. Шухова, 2019. – 356 с.
2. Мухачева В.Д. Физическая химия: учебное пособие / В.Д. Мухачева, Н.А. Шаповалов, В.А. Полуэктова. – Белгород.: Изд-во БГТУ им. В.Г. Шухова, 2016. – 252 с.
3. Мухачева В.Д. Физическая химия. Лабораторный практикум. Ч.І: учеб. пособие / В.Д. Мухачева. – Белгород: Изд-во БГТУ, 2021.– 136 с.
4. Мухачева В.Д. Химическая кинетика и электрохимия: учеб. пособие / В.Д. Мухачева, В.А. Полуэктова. – Белгород: Изд-во БГТУ, 2015.– 290 с.
5. Мухачева В.Д. Физическая химия. Лабораторный практикум. Ч.ІІ: учеб. пособие / В.Д. Мухачева, В.А. Полуэктова. – Белгород: Изд-во БГТУ, 2021.– 115 с.
6. Стромберг А.Г. Физическая химия./ А.Г.Стромберг, Д.П. Семченко. – М.: Высшая школа. 2006. – 528 с.
7. Мухачева В.Д. Физическая химия [Электронный ресурс]: учебное пособие /В.Д. Мухачева, Н.А. Шаповалов, В.А. Полуэктова. – Электрон. Текстовые данные. - Белгород: Изд-во БГТУ, 2016. – 252с. – Режим доступа: <https://elib.bstu.ru/Reader/Book/2017011715240371600000652596>
8. Мухачева В.Д. Химическая кинетика и электрохимия: [Электронный ресурс]: учеб.пособие / В.Д. Мухачева, В.А. Полуэктова. – Электрон.текстовые данные – Белгород: Изд-во БГТУ, 2015.–290с.–Режим доступа: <https://elib.bstu.ru/Reader/Book/2015110710585298300000657738>
9. Кудряшов, И.В. Сборник примеров и задач по физической химии / И.В.Кудряшов, Е.В.Киселева, Г.С. Каретников. – М.: Высшая школа. – 1998. – 527 с.
10. Буданов В.В. Химическая кинетика: Учебное пособие / В.В. Буданов, Т.Н. Ломова, В.В. Рыбкин – СПб.: Изд-во «Лань», 2014. – 288 с.
11. Краткий справочник физико–химич. величин./ Под ред. А.А. Равделя, А.Н. Пономаревой.- Л.: Химия. – 1999.

#### **6.4. Перечень интернет ресурсов, профессиональных баз данных, информационно-справочных систем**

1. Электронная библиотечная система изд-ва Лань: <http://e.lanbook.com>
2. Электронная библиотека БГТУ им. В.Г. Шухова: <https://elib.bstu.ru/>
3. Электронно-библиотечная система «IPRSMART» <http://www.iprbookshop.ru/>
4. Электронно-библиотечная система IPRBooks: <http://www.iprbookshop.ru/>
5. Электронно-библиотечная система «Консультант студента» <http://www.studentlibrary.ru/>
6. Научная электронная библиотека eLIBRARY.RU: <http://elibrary.ru/>
7. Национальная электронная библиотека: <http://xn--90ax2c.xn--p1ai/>
8. Электронная библиотечная система «Юрайт»: <https://biblio-online.ru/>
9. Электронная библиотека НИУ БелГУ: <http://library-mp.bsu.edu.ru/MegaPro/Web>
10. Электронно-библиотечная система «Университетская библиотека онлайн»  
<http://biblioclub.ru/>