

**МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ИНГУШСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»**

ХИМИКО-БИОЛОГИЧЕСКИЙ ФАКУЛЬТЕТ

Кафедра химии

СОГЛАСОВАНА

УТВЕРЖДАЮ

Руководитель образовательной программы

И.о. декана химико-биологического

_____ профессор Саламов А.М.

факультета _____ М.К.Дакиева

« 13 » _____ марта _____ 2025 г.

« 18 » _____ марта _____ 2025 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Факультет: химико-биологический

Направление подготовки: 04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия

Профиль подготовки: Органическая химия

Программа: специалитет

Квалификация (степень) выпускника: Химик. Преподаватель химии

Форма обучения: очная

**МАГАС
2025**

1. ЦЕЛИ ОСВОЕНИЯ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Целями освоения дисциплины «Физическая химия» являются:

- формирование у студентов-будущих химиков, способности понимать физико-химическую сущность процессов и использовать основные законы физической химии в комплексной производственно-технологической деятельности;
- формирование способности выполнять расчеты физико-химических параметров химических процессов на основе методов физической химии;
- формирование творческого мышления, объединение фундаментальных знаний основных законов и методов проведения физико-химических исследований, с последующей обработкой и анализом результатов исследований;
- формирование навыков самостоятельного проведения теоретических и экспериментальных физико-химических исследований.

Формируемые дисциплиной знания и умения готовят выпускника данной образовательной программы к выполнению следующих обобщенных трудовых функций (трудовых функций):

Таблица 1.1.

Код и наименование профессионального стандарта	Обобщенные трудовые функции			Трудовые функции		
	Код	Наименование	Уровень квалификации	Наименование	Код	Уровень (подуровень) квалификации
01.001 Педагог (педагогическая деятельность в дошкольном, начальном общем, основном общем, среднем общем образовании) (воспитатель, учитель)	В	Педагогическая деятельность по проектированию и реализации основных общеобразовательных программ	5-6	Педагогическая деятельность по реализации программ основного и среднего общего образования	В/03.6	6

26.003 «Специалист по проектированию изделий из наноструктурированных композиционных материалов»	А	Управление стадиями работ по проектированию изделий из наноструктурированных композиционных материалов	7	Проектирование особо сложных изделий из наноструктурированных композиционных материалов	С/03.7	7
40.011 «Специалист по научно-исследовательским и опытно-конструкторским разработкам»	В	Проведение научно-исследовательских и опытно-конструкторских разработок при исследовании самостоятельных тем	6	Проведение патентных исследований и определение характеристик продукции (услуг)	В/01.6	6
				Проведение работ по обработке и анализу научно-технической информации и результатов исследований	В/02.6	6
				Руководство группой работников при исследовании самостоятельных тем	В/06.6	6
26.013 «Специалист по контролю качества биотехнологического производства препаратов для растениеводства»	А	Контроль качества химической и биотехнологической продукции на всех этапах производственного процесса	6	Контроль качества сырья и материалов в организации по производству биопрепаратов для растениеводства	А/01.6	6

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП ВО

Дисциплина «Физическая химия» изучается в обязательной части Блока 1 и представляет собой теоретическую основу для изучения последующих курсов химического профиля - коллоидной химии, химии твердого тела, химической технологии, физико-химических методов исследования.

Предлагаемый для изучения курс поможет студентам приобрести знания по основным химическим понятиям, понять сущность протекания химических процессов, овладеть основами термодинамики, теории растворов и фазовых равновесий, основами химической кинетики и катализа, механизма химических реакций, электрохимических процессов, коррозии и методов защиты от нее.

Перечень дисциплин, необходимых для изучения физической химии: неорганическая химия, органическая химия, физика, математика.

Таблица 2.1.

Связь дисциплины «Физическая химия» с предыдущими дисциплинами и сроки их изучения

Код дисциплины	Дисциплины, следующие за дисциплиной «Физическая химия»	Семестр
Б1.О.10	Математика	1,2
Б1.О.11	Физика	1,2
Б1.О.17	Информатика	1,2
Б1.О.06	Неорганическая химия	1,2
Б1.В.11	Квантовая химия	4
Б1.В.19	Строение вещества	5

Таблица 2.2.

Связь дисциплины «Физическая химия» с последующими дисциплинами и сроки их изучения

Код дисциплины	Дисциплины, следующие за дисциплиной «Физическая химия»	Семестр
Б1.В.18	Высокомолекулярные соединения	7
Б1.О.09	Коллоидная химия	7
Б1.В.21	Химическая технология	8
Б1.О.14	Физические методы исследования	8

В результате освоения дисциплины обучающийся должен:

знать:

- основные законы физической химии, а также способы их применения для решения теоретических и прикладных задач;
- основы химической кинетики, включая основные математические соотношения формальной кинетики и механизмы химических реакций;
- основы гомогенного и гетерогенного катализа, включая современные теории каталитических реакций и проблемы, существующие в этой области;
- основы электрохимии;
- правила пожарной безопасности и безопасной работы в химической лаборатории при работе с химическими веществами.

уметь:

- самостоятельно формулировать задачу физико-химического исследования в химических системах;
- пользуясь полученными знаниями, выбирать оптимальные пути и методы решения поставленных задач;
- проводить физико-химические исследования систем и процессов с использованием современных методов и приборов ФХМА;
- проводить физико-химические расчеты;
- пользоваться справочной литературой;
- графически отображать полученные зависимости;
- анализировать и обсуждать результаты физико-химических исследований;
- вести научную дискуссию по вопросам физической химии.

владеть:

- основами химической термодинамики и термохимии;
- основными теориями растворов (электролитов и неэлектролитов);
- основами фазовых и химических равновесий;
- элементами статистической термодинамики;
- методами оказания первой помощи при несчастных случаях в химической лаборатории.

3. КОМПЕТЕНЦИИ ОБУЧАЮЩЕГОСЯ, ФОРМИРУЕМЫЕ В РЕЗУЛЬТАТЕ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование элементов следующих компетенций в соответствии с ФГОС ВО по данному направлению:

Таблица 3.1.

Код компетенции	Наименование компетенции	Индикатор достижения компетенции	В результате освоения дисциплины обучающийся должен:
<i>Универсальные компетенции и индикаторы их достижения</i>			
УК-3	Способен организовывать и руководить работой команды, выработывая командную стратегию для достижения постав-	УК-3.1. Понимает эффективность использования стратегии сотрудничества для достижения поставленной цели,	Знать – методики формирования команд; методы разработки командной стратегии и эффективного руководства коллективами; основные теории лидерства и стили руководства.

	ленной цели	<p>определяет свою роль в команде</p> <p>УК-3.2. Понимает особенности поведения выделенных групп людей, с которыми работает /взаимодействует, учитывает их в своей деятельности (выбор категорий групп людей осуществляется образовательной организацией в зависимости от целей подготовки – по возрастным особенностям, по этническому или религиозному признаку, социально незащищенные слои населения и т.п.)</p> <p>УК-3.3. Прогнозирует результаты (последствия) личных действий и планирует последовательность шагов для достижения заданного результата</p> <p>УК-3.4. Эффективно взаимодействует с другими членами команды, в т.ч. участвует в обмене информацией, знаниями и опытом, и презентации результатов работы команды</p>	<p>Уметь – разрабатывать командную стратегию; формулировать задачи членам команды для достижения поставленной цели; применять эффективные стили руководства командой.</p> <p>Владеть: – умением анализировать, проектировать и организовывать коммуникации в команде для достижения поставленной цели; методами организации и управления коллективом.</p>
Общепрофессиональные компетенции и индикаторы их достижения			
ОПК-3	Способен применять расчетно-теоретические методы для изучения свойств веществ и процессов с их участием, используя современное программное обеспечение и базы данных	<p>ОПК-3.1 Применяет теоретические и полумпирические модели при решении задач химической направленности</p> <p>ОПК-3.2. Использует стандартное программное обеспечение, специализированные базы данных при решении задач профес-</p>	<p>Знать: основные понятия теории вероятности и математической статистики, методы анализа численных данных</p>

	профессионального назначения	сиональной направленности	<p>Уметь: строить модели соединений в программах для трехмерного моделирования; производить расчет геометрических и топологических характеристик молекул</p> <p>Владеть: навыками применения расчетно-теоретических методов для расчета структурных характеристик молекул, их реакционной способности и других свойств веществ с использованием современного программного обеспечения и баз данных профессионального назначения</p>
ОПК-6	Способен представлять результаты профессиональной деятельности в устной и письменной форме в соответствии с нормами и правилами, принятыми в профессиональном сообществе	<p>ОПК-6.1. Представляет результаты работы в виде отчета по стандартной форме на русском языке</p> <p>ОПК-6.2 Представляет информацию химического содержания с учетом требований библиографической культуры</p> <p>ОПК-6.3 Готовит презентацию по теме работы и представляет ее на русском и английском языках</p> <p>ОПК-6.4 Представляет результаты работы в виде научной публикации тезисы доклада, статья, обзор) на русском и английском языках</p>	<p>Знать: основные правила представления экспериментального материала</p> <p>Уметь: представлять полученные результаты в виде отчетов</p> <p>Владеть: навыками выступлений с докладом по работе с использованием презентационного материала</p>
Профессиональные компетенции и индикаторы их достижения			

ПК-3	Способен оказывать информационную поддержку специалистам, осуществляющим научно-конструкторские работы и технологические испытания	ПК-3.1 Владеет навыками поиска необходимой информации в профессиональных базах данных (в т.ч. патентных)	Знать: методы ведения конструкторских работ и технологических испытаний Уметь: оказывать информационную поддержку специалистам, осуществляющим научно-конструкторские работы и технологические испытания Владеть: знаниями по видам конструкторских работ и технологических испытаний в выбранной области профессии
		ПК-3.2. Составляет обзор литературных источников по заданной теме, оформляет отчеты о выполненной работе по заданной форме	

4. ОБЪЕМ ДИСЦИПЛИНЫ И ВИДЫ УЧЕБНОЙ РАБОТЫ

Таблица 4.1.

Объем дисциплины и виды учебной работы

Вид учебной работы	Всего часов	5 семестр	6 семестр
Общая трудоемкость дисциплины	504	252	252
Аудиторные занятия	328	184	144
Лекции	132	72	60
Лабораторные занятия	196	112	84
Самостоятельная работа студентов (СРС)	122	41	81
Контроль	54	27	27

5. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ, СТРУКТУРИРОВАННОЕ ПО ТЕМАМ (РАЗДЕЛАМ) С УКАЗАНИЕМ ОТВЕДЕННОГО НА НИХ КОЛИЧЕСТВА АКАДЕМИЧЕСКИХ ИЛИ АСТРОНОМИЧЕСКИХ ЧАСОВ И ВИДОВ УЧЕБНЫХ ЗАНЯТИЙ

5.1. Структура дисциплины

Общая трудоемкость дисциплины составляет 14 зачетных единиц, 504 часа

Таблица 5.1.

№	Раздел дисциплины	Семест		Виды учебной работы (час)	Формы контроля
---	-------------------	--------	--	---------------------------	----------------

п/п				Лек- ции	Лабо- ратор- ные работы	Самос- тояте- льная работа		
1.	Содержание, задачи, методы исследования физической химии	5		2	-	3		
2.	Химическая термодинамика. Основные определения	5		4	6	2		
3.	Нулевой закон термодинамики	5		4	6	2		
4.	Первый закон термодинамики. Работа, энтальпия, внутренняя энергия.	5		4	6	2		
5.	Термохимия. Закон Гесса	5		4	6	2		Контр.раб.
6.	Теплоемкость. Закон Кирхгоффа	5		4	6	2		Коллок- виум
7.	Второй закон термодинамики. Цикл Карно. Энтропия	5		4	6	3		Коллок- виум
8.	Третий закон термодинамики. Постулат Планка	5		4	6	3		
9	Характеристические функции, химический потенциал	5		4	6	2		
10.	Фазовые равновесия. Уравнение Клаузиу-са-Клапейрона	5		4	6	2		Коллок- виум
11.	Правило фаз Гиббса. Однокомпонентные системы	5		4	6	2		
12.	Бинарные системы	5		4	6	3		Коллоков.
13.	Трехкомпонентные системы	5		4	6	2		
14.	Химическое равновесие. Константы равновесия	5		4	6	2		Коллок- виум
15.	Уравнение изотермы химической реакции	5		4	6	2		
16.	Общая характеристика растворов. Уравнение Гиббса-Дюгема	5		4	6	2		Контр.раб.
17.	Идеальные растворы. Уравнения Рауля и Генри	5		4	6	2		
18.	Коллигативные свойства растворов	5		4	8	2		
19.	Реальные растворы	5		2	8	2		
	Итого за 5-й семестр			72	112	41		

1.	Химическая кинетика: Формальная кинетика	6	1	4	4	6		
2.	Кинетика необратимых реакций 1,2,3, n- порядков	6	2,3	4	10	6		
3.	Зависимость скорости реакции от температуры	6	3-5	4	8	6		Контр.раб.
4.	Кинетика сложных реакций (обратимых, параллельных)	6	6,7	4	8	6		Коллок- виум
5.	Кинетические теории	6	8	2	2	6		
6.	Каталитические реакции и катализаторы	6	8,9	4	2	8		Коллок- виум
7.	Гомогенный катализ	6	9,10	6	8	6		
8.	Гетерогенный катализ	6	11, 12	6	8	6		Коллок- виум
9.	Теории гетерогенного катализа	6	13	4	2	6		
10.	Электрохимия: свойства растворов электролитов.	6	14	4	8	8		Коллок- виум
11.	Электропроводность растворов электролитов.	6	14	6	8	6		
12.	ЭДС, электродные потенциалы, галь- ванические элементы	6	15, 16	6	8	6		Коллок- виум
13.	Термодинамика гальванического элемента	6	17, 18	6	8	5		Реферат
	Итого за 6-й семестр			60	84	81		
	Итого за год			132	196	122		

5.2. Содержание дисциплины «Физическая химия»

1. ВВЕДЕНИЕ

Содержание и задачи физической химии. Методы исследования, история развития физической химии и роль отечественных ученых. Терминология. Учебная литература.

2. ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА

Основные понятия и определения. Термодинамические системы и процессы, параметры состояния системы. Уравнение состояния идеальных газов. Экстенсивные и интенсивные свойства.

Первое начало термодинамики. Термодинамический смысл понятий «теплота» и «работа». Связь внутренней энергии, работы и теплоты. Приложения первого начала термодинамики к различным процессам. Изохорный, изобарный, адиабатический и изотермический процессы. Энтальпия, как функция состояния системы. Связь между тепловыми эффектами при постоянном объеме и постоянном давлении.

Термохимия. Тепловые эффекты химических реакций и фазовых переходов и их опытное определение. Закон постоянства теплот реакции (закон Гесса). Приложение закона Гесса к расчету тепловых эффектов реакции (следствия из закона Гесса). Стандартные теплоты сгорания и образования. Интегральная и дифференциальная теплоты растворения. Расчет

теплот фазовых превращений.

Теплоемкость газов. Теплоемкости средняя и истинная, изобарная и изохорная. Зависимость теплоемкости от различных факторов. Интерполяционные уравнения.

Закон Кирхгофа. Расчет тепловых эффектов при разных температурах. Таблицы стандартных энтальпий.

Обратимые процессы как последовательность состояний равновесия. Примеры обратимых и необратимых процессов. Идеальный цикл Карно. Понятие о максимальной работе. Условия получения максимальной работы по циклу Карно. Неравенство Клаузиуса. Направленность процессов в природе. Обратимость химических реакций. Второе начало термодинамики, его физический смысл. Понятие об энтропии. Формулировки второго начала термодинамики, его математическое выражение. Связь первого и второго законов термодинамики. Расчет энтропии идеального газа и реального вещества. Расчет изменения энтропии различных процессов и химических реакций. Изменение энтропии изолированной системы и направленность процесса. Статистическое обоснование второго начала термодинамики.

Третий закон термодинамики. Постулат Планка.

Изохорно-изотермический и изобарно-изотермический потенциалы, как критерии направления процесса. Химическое сродство реагирующих веществ. Способы расчета изобарного и изохорного потенциалов при различных температурах. Метод Темкина-Шварцмана. Уравнения Гиббса – Гельмгольца.

Характеристические функции. Термодинамические уравнения состояния, связывающие характеристические функции с параметрами состояния системы. Характеристические функции реального газа.

Химический потенциал. Расчет химического потенциала компонента в газах и растворах. Представление о летучести и активности веществ. Коэффициент активности. Зависимость коэффициента активности от концентрации. Методы расчета летучести. Уравнение состояния реальных газов.

3. ФАЗОВОЕ РАВНОВЕСИЕ

Фазовые переходы 1 и 2 рода. Термодинамика фазовых равновесий. Связь между теплотой фазового перехода, температурой и давлением. Уравнение Клаузиуса – Клапейрона для различных фазовых переходов.

Понятие "фаза", "компонент", "независимый компонент", "степень свободы". Правило фаз Гиббса. Фазовые диаграммы. Диаграммы состояния однокомпонентных систем. Применение правила фаз Гиббса к диаграмме состояния однокомпонентной системы.

Применение правила фаз к бинарным системам. Диаграммы состояния двухкомпонентных систем. Твёрдые растворы. Диаграммы плавокости для компонентов неограниченно растворимых в жидком и твёрдом состояниях. Диаграммы состояния с образованием химического соединения, плавающего конгруэнтно и инконгруэнтно.

Трехкомпонентные системы. Графическое выражение состава.

4. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Химическое равновесие. Термодинамические условия химического равновесия. Закон действия масс. Константы равновесия химических реакций и способы их выражения через парциальное давление, концентрации, летучести, активности реагирующих веществ. Связь между константами равновесия. Правило Ле-Шателье. Способы экспериментального определения константы равновесия. Зависимость константы равновесия от давления. Химическое равновесие в гетерогенных системах. Константы равновесия гетерогенных систем. Выражение константы равновесия через степень диссоциации. Давление и температура диссоциации.

Уравнение изотермы химической реакции. Стандартная свободная энергия Гиббса. Таблица стандартных термодинамических функций и ее использование при расчетах константы равновесия.

Зависимость константы равновесия от температуры. Изобара и изохора химической

реакции Вант-Гоффа. Расчет константы равновесия химической реакции при различных температурах.

5. РАСТВОРЫ

Терминология. Общая характеристика растворов. Парциальные мольные величины и их значение в термодинамике растворов. Зависимость равновесных свойств растворов от химического потенциала и других величин. Уравнение Гиббса-Дюгема.

Идеальные растворы. Предельно разбавленные растворы. Уравнения Рауля и Генри. Растворимость газов.

Коллигативные свойства растворов. Понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения растворов. Осмос и осмотическое давление. Определение молекулярной массы и степени диссоциации растворенного вещества. Распределение растворенного вещества между двумя несмешивающимися растворителями, коэффициент распределения. Экстракция из растворов.

Реальные растворы. Положительные и отрицательные отклонения от закона Рауля. Закономерности общего давления пара летучих смесей. Законы Коновалова. Совершенные и регулярные растворы.

6. КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Формальная кинетика. Основной закон кинетики. Скорость химической реакции. Константа скорости и кинетический порядок реакции. Кинетическое уравнение. Понятие элементарного акта реакции. Простые реакции. Классификация простых реакций по молекулярности.

Кинетика необратимых реакций первого, второго, третьего и n-ного порядков.

Методы определения порядков реакции.

Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа и уравнение Аррениуса. Температурный коэффициент скорости. Энергия активации химической реакции. Способы расчета энергии активации.

Сложные реакции: обратимые, параллельные, последовательные, сопряженные. Понятие о лимитирующей стадии. Фотохимические реакции. Закон эквивалентности Эйнштейна. Квантовый выход. Химическое действие излучений высоких энергий. Радиоллиз воды. Цепные реакции. Особенности кинетики цепных реакций. Простые и разветвленные цепи. Возникновение и обрыв цепей. Роль радикалов.

Теоретические представления химической кинетики. Теории активированного комплекса и активных столкновений. Теория абсолютных скоростей. Стерический фактор. Энтропийный фактор. Активированный комплекс. Истинная энергия активации химической реакции.

7. КАТАЛИЗ

Каталитические реакции. Механизм реакций. Положительный и отрицательный катализ. Общие свойства катализаторов. Ингибиторы. Промоторы. Отравление и старение катализаторов. Влияние катализатора на энергию активации.

Гомогенный катализ. Теория гомогенного катализа. Роль промежуточных продуктов. Изменение энергии активации при гомогенном катализе.

Гетерогенный катализ. Особенности катализаторов для гетерогенного катализа. Виды твердых катализаторов и способы их получения. Механизм гетерогенно-каталитических реакций. Физическая и химическая адсорбция. Диффузионная и кинетическая области протекания гетерогенного катализа. Изменение энергии при гетерогенном катализе. Истинная и кажущаяся энергии активации гетерогенно-каталитических реакций.

8. ЭЛЕКТРОХИМИЯ

Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации Аррениуса и её ограничения. Основные положения теории сильных электролитов. Ионная атмосфера. Константа и степень диссоциации электролитов. Закон разведения Оствальда. Активность и

коэффициент активности. Ионная сила. Правило ионной силы. Зависимость коэффициента активности от ионной силы.

Удельная и молярная электрические проводимости, зависимость их от различных факторов. Эквивалентная электропроводность при бесконечном разбавлении. Подвижность ионов. Электрофоретическое и релаксационное торможение ионов. Эстафетный механизм переноса ионов гидроксила и гидроксония. Числа переноса ионов. Практическое применение измерений электрической проводимости.

Электродные процессы, гальванические элементы. Возникновение потенциала на границе двух фаз. Строение двойного электрического слоя на границе металл-раствор. Уравнения Нернста для расчета электродного потенциала и ЭДС. Химические и концентрационные гальванические элементы. Электроды I и II рода, газовые электроды, окислительно-восстановительные (редокс) электроды. Стандартные элементы и электроды. Электрохимические цепи.

Термодинамика гальванического элемента. Использование уравнений Гиббса-Гельмгольца для расчета тепловых эффектов электрохимической реакции и гальванического элемента.

6. ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ ТЕХНОЛОГИИ

При изучении теоретического курса на лекциях предусматривается заложение материала в виде презентации. Отдельные лекции излагаются по проблемной технологии.

На лекциях используются в качестве демонстрационного материала Периодическая система элементов Д. И. Менделеева и ряд других справочных таблиц.

При изучении отдельных разделов курса предусматривается постановка лекционных демонстрационных опытов.

Некоторые разделы теоретического курса изучаются с использованием опережающей самостоятельной работы: студенты получают задания на ознакомление с новым материалом до его изложения на лекции.

Перед очередной лекцией, как правило, практикуются «летучки» по материалу предыдущей лекции. Это позволяет определить степень усвоения изложенного ранее материала. Для более основательной оценки усвояемости теоретического материала студентами используются тесты, а также традиционные письменные и устные контрольные мероприятия (коллоквиумы, контрольные работы, собеседование).

При прохождении лабораторного практикума студентам предлагается работать в малых группах: учебная группа разбивается на несколько небольших групп – по 2-3 человека.

Каждая группа выполняет задание (лабораторные опыты) из лабораторного практикума по физической химии. Процесс выполнения лабораторных опытов осуществляется на основе обмена мнениями и выбора оптимального пути решения.

На основании полученных данных по всем опытам каждый студент заполняет свой лабораторный журнал, где записывает результаты опытов, наблюдения, составляет уравнения реакций химических процессов, если нужно производит соответствующие расчеты и результаты представляет в виде графической зависимости.

На собеседовании с преподавателем студент представляет оформленный отчет по данной лабораторной работе и отвечает на вопросы преподавателя, связанные с методикой работы, результатами и выводами. По ряду работ предусматривается применение тестового метода «защиты».

Групповая работа в химической лаборатории стимулирует согласованное взаимодействие между студентами, отношения взаимной ответственности и сотрудничества. При формировании групп учитывается два признака: степень химической подготовленности студентов и характер межличностных отношений. В ряде случаев студентам самим предлагается разбиться на группы, состав которых впоследствии может корректироваться для

повышения качества работы.

В лабораторном практикуме при выполнении отдельных опытов используется метод проблемного обучения: студент получает задание на химический процесс, методику которого он должен подобрать самостоятельно, исходя из имеющихся реактивов, обсудить ее с преподавателем и затем приступить к его выполнению.

7. ПЕРЕЧЕНЬ УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОГО ОБЕСПЕЧЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ (МОДУЛЮ)

Лекционные занятия проводятся 2 раза в неделю в объеме 4 часов в 5 и 6 семестрах. Практические занятия проводятся еженедельно в объеме 6 часов в неделю в 5 и в 6 семестрах. После окончания изучения каждой темы студенты проходят тестирование, собеседование, выполняют контрольные работы.

7.1. Перечень-учебно-методического обеспечения для обучающихся по дисциплине:

1. Герасимов Я.И. и др. Курс физической химии. М.: Химия. 1969, т.1; 1970, т.2.
2. Киреев В.А. Краткий курс физической химии. М.: Химия, 1978
3. Еремин Е.Н. Основы химической кинетики. Учебн. пособие. М.: высшая школа, 1976.
4. Дамаскин Б.Б., Петрий О.А. Электрохимия. Учебн. пособие. М.: высшая школа, 1987.
5. Картушинская А.И. и др. Сборник задач по химической термодинамике. М.: Высшая школа, 1983.
6. Киселева Е.В. и др. Сборник примеров и задач по физической химии. М.: Высшая школа, 1983.
7. Краткий справочник физико-химических величин, под редакцией Равделя А.А. и Пономаревой А.М. Л.: Химия, 1983.

7.2. Указания для обучающихся по освоению дисциплины

Таблица 7.1..

Содержание самостоятельной работы обучающихся

№№ п/п	Темы/вопросы, выносимые на самостоятельное изучение	Кол-во часов	Формы работы
	5 семестр		
1.	Графические и аналитические методы оценки отклонений свойств реальных систем от свойств идеальных.	4	собеседование

	Термодинамические системы. Термодинамические системы. Термодинамические переменные. Стандартные состояния и стандартные теплоты химических реакций.		
2.	Зависимость теплоемкости от температуры и расчеты тепловых эффектов реакций.	6	собеседование тестовый контроль
3.	Изменение энтропии изолированной системы и направление процесса.	6	
4.	Постулат Планка и абсолютная энтропия.	6	собеседование тестовый контроль
5.	Фундаментальное уравнение Гиббса. Энергия Гельмгольца, энергия Гиббса и их свойства.	6	собеседование тестовый контроль
6.	Методы расчета энтропии, внутренней энергии, энтальпии, энергии Гельмгольца и энергии Гиббса.	6	собеседование
7.	Условия равновесия и критерии самопроизвольного протекания процессов, выраженных через характеристические функции.	6	собеседование
8.	Уравнение Гиббса-Гельмгольца и его роль в химии. Работа химического процесса.	6	собеседование
9.	Неидеальные жидкие растворы и их свойства.	6	собеседование тестовый контроль
10.	Коэффициенты активности и их определение.	6	собеседование
11.	Растворимость в идеальных и предельно разбавленных растворах.	6	собеседование
12.	Осмотические и мембранные равновесия в растворах.	6	собеседование
13.	Уравнение Клапейрона-Клазиуса и его применение.	6	собеседование
14.	Фазовые переходы второго ряда. Уравнение Эренфеста.	6	собеседование
15.	Системы, образующие твердые растворы и химические соединения с конгруэнтной и инконгруэнтной точкой плавления. Эвтектическая и перитектическая точки.	6	собеседование
16.	Ограниченная взаимная растворимость трех жидкостей.	4	собеседование
17.	Локализованная и делокализованная адсорбция. Изобары и изотермы адсорбции. Адсорбция из раствора. Гиббсовская адсорбция. Полимолекулярная адсорбция. Метод БЭТ.	6	собеседование тестовый контроль
6 семестр			
1.	Термодинамическая трактовка понятия о химическом сродстве.	6	собеседование
2.	Расчеты константы равновесия химических реакций.	6	собеседование
3.	Кислотно-основной катализ в промышленности. Гетерогенный катализ в промышленности. Цеолиты и их свойства. Металлы как катализаторы. Промышленный катализ.	6	собеседование тестовый контроль
4.	Электролиз в промышленности. Борьба с коррозией.	6	собеседование тестовый контроль
	ИТОГО:	122	

8. ОЦЕНОЧНЫЕ СРЕДСТВА ДЛЯ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ УСПЕВАЕМОСТИ И ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ

Вопросы для собеседования

Вариант 1

1. Приведите известные вам формулировки первого начала термодинамики и напишите его математическое выражение. Проведите его анализ при различных условиях.
2. Что называется термодинамической системой? Какие системы называются изолированными?
3. Какие системы называются закрытыми? Открытыми? Приведите примеры.
4. Что такое внутренняя энергия системы?
5. Что называется функцией состояния системы? Перечислите известные вам функции состояния.
6. Что называется тепловым эффектом реакции?
7. Чему равна работа расширения одного моля идеального газа при изохорном, изобарном и изотермическом процессах?
8. Какова связь энтальпии с внутренней энергией?
9. Что называется удельной, молярной, средней и истинной теплоемкостью?
10. Сформулируйте нулевое начало термодинамики.
11. Сформулируйте закон Гесса и его следствия.
12. Что называется стандартной теплотой образования вещества?
13. Что называется стандартной теплотой сгорания вещества?
14. Как рассчитать стандартный тепловой эффект реакции с помощью стандартных теплот образования и сгорания?
15. Какое соотношение имеется между тепловыми эффектами реакции при постоянном объеме и постоянном давлении?
16. Как тепловой эффект химической реакции зависит от температуры? Выведите дифференциальную форму уравнения Кирхгофа.
17. Выведите уравнение Кирхгофа в интегральной форме.
18. Изменение теплоемкости системы в ходе реакции в некотором интервале температур меньше нуля. Как изменяется тепловой эффект этой реакции при повышении температуры в данном интервале?
19. Изменение теплоемкости системы в ходе реакции в некотором интервале температур больше нуля. Как изменяется тепловой эффект этой реакции при повышении температуры в данном интервале?
20. Приведите формулировки второго начала термодинамики. Напишите его математическое выражение для обратимых и необратимых процессов.

Вариант 2

1. Напишите математическое соотношение между энтропией и теплотой необратимого процесса.
2. Как рассчитать изменение энтропии в процессе фазового перехода (испарение, плавление, возгонка)?
3. Как рассчитывается изменение энтропии системы при протекании химических реакций по известным значениям S° участников реакции? Приведите пример.
4. Можно ли судить по значению энтропии о направлении процесса в неизолированной системе (открытой и закрытой)?
5. Как связана энтропия с термодинамической вероятностью системы? Приведите уравнение Больцмана и объясните значения входящих в него величин.
6. Какие Вы знаете термодинамические потенциалы? Приведите формулы для их расчета и

область применения.

7. При каких условиях внутренняя энергия может служить критерием направления процесса?

8. При каких условиях изменение энтальпии является критерием возможности самопроизвольного процесса?

9. Как изменяется энергия Гиббса и энергия Гельмгольца при изотермическом расширении одного моля идеального газа в интервале от V_1 до V_2 ?

10. Чему равно значение ΔG для обратимой реакции в состоянии равновесия?

11. Используя уравнение Больцмана покажите, к какому значению стремится энтропия идеального кристалла при приближении температуры к абсолютному нулю.

12. Приведите формулировку и математическое выражение закона действующих масс для обратимых реакций.

13. Сформулируйте определение химического равновесия. Что произойдет при равновесии со скоростью обратной реакции, если скорость прямой увеличится вдвое?

14. Напишите уравнение изотермы химической реакции Вант-Гоффа и покажите, какие вопросы можно решать, применяя его.

15. Какие факторы влияют на константы равновесия K_p и K_c ?

16. Напишите уравнение зависимости константы химического равновесия от температуры в дифференциальной форме и проанализируйте его.

17. Выведите уравнение зависимости константы равновесия от температуры.

18. Покажите на примерах способы расчета изменения энергии Гиббса и энергии Гельмгольца в ходе химической реакции.

19. Выведите уравнения изохоры и изобары химической реакции. Что можно рассчитать с их помощью?

20. Выведите уравнение для расчета константы химического равновесия реакции с помощью стандартных термодинамических величин – изменения энтальпии и энтропии.

Вариант 3

1. Опишите принцип расчета состава равновесной смеси по исходному составу и константе равновесия. Что такое теоретический выход продукта реакции?

2. Каково влияние давления на положение равновесия реакций, протекающих в газовой фазе? Приведите пример.

3. Приведите пример обратимой гетерогенной реакции. Какая существует зависимость между давлением диссоциации и константой равновесия?

4. Чем отличаются гомогенные и гетерогенные системы? Дайте определение понятий «фаза» и «компонент». Приведите примеры. Что такое число независимых компонентов?

5. Что такое число термодинамических степеней свободы? Сформулируйте правило фаз Гиббса. Рассчитайте вариантность системы, состоящей из водного раствора сахарозы в присутствии водяного пара и находящейся в закрытом стеклянном сосуде.

6. Что такое диаграмма состояния? Изобразите диаграмму состояния однокомпонентной системы (на примере воды) и опишите ее.

7. Выведите уравнение Клапейрона для фазовых превращений индивидуальных веществ. Пользуясь им, объясните наклон линии равновесия жидкая вода – лед в сторону оси давлений на диаграмме состояния воды.

8. Выведите уравнение Клапейрона–Клаузиуса для процессов испарения (кипения). Покажите, как можно использовать это уравнение в технологических процессах.

9. Опишите применение термографического анализа в фармации. Объясните физический смысл отдельных участков кривых охлаждения индивидуальных веществ и бинарных смесей.

10. Изобразите диаграмму плавления неизоморфной бинарной смеси лекарственных веществ, опишите принцип ее построения с использованием кривых охлаждения. Сформулируйте и объясните правило рычага применительно к диаграммам состояния.

11. Используя диаграмму плавления, сформулируйте понятие об эвтектических смесях.

Приведите примеры эвтектических бинарных смесей лекарственных веществ (с указанием температуры плавления и состава).

12. Приведите диаграмму плавления бинарной смеси, образующей в расплаве химическое соединение. Дайте описание всех ее фазовых полей и кривых равновесия.

13. Опишите треугольник Гиббса для отображения состава тройных смесей. Покажите на конкретном примере, как с его помощью определить состав смеси в конкретной точке диаграммы?

14. Сформулируйте закон Рауля и выведите его математическое выражение. Что называется идеальными растворами? Приведите примеры.

15. Как выглядят диаграммы «давление – состав» и «температура – состав» для идеальных и для неидеальных растворов? Сформулируйте закон Дальтона.

16. Сформулируйте первый закон Коновалова. Иллюстрируйте его с помощью диаграммы «давление – состав».

17. Каковы причины отклонений от закона Рауля? Как они отображаются на диаграммах «давление – состав»? Сформулируйте второй закон Коновалова. Что такое азеотропы? Приведите примеры.

18. Опишите свойства азеотропа «этиловый спирт – вода» и способы получения абсолютного (100%) спирта.

19. Опишите способы перегонки растворов с неограниченно растворимыми жидкостями и их общие закономерности. Покажите с помощью диаграмм кипения «температура – состав», какой компонент может быть выделен перегонкой в чистом виде.

20. Как выглядит диаграмма состояния бинарной системы, состоящей из ограниченно растворимых жидкостей? Что такое критическая температура растворения (КТР)? Приведите примеры смесей с верхней КТР.

Вариант 4

1. Сформулируйте правило Алексеева. Изобразите диаграмму растворения системы из двух жидкостей с нижней критической температурой растворения. Приведите примеры таких смесей.

2. Объясните причины и условия ограниченного и неограниченного растворения жидкостей. Приведите примеры ограниченно смешивающихся жидкостей с двумя КТР и опишите их свойства. Изобразите диаграмму растворения.

3. Опишите перегонку веществ с водяным паром. На каком законе основан этот процесс? Выведите уравнение для расчета молярной массы перегоняемого вещества.

4. Опишите применение перегонки с водяным паром в фармации. Выведите уравнение для расчета коэффициента расхода пара.

5. Опишите применение жидкостной экстракции в технологии лекарств. На каком законе основан этот процесс? Приведите математическое выражение закона. Выведите уравнение для вычисления степени извлечения вещества.

6. Сформулируйте закон распределения Нернста. Выведите уравнение для расчета равновесной концентрации экстрагируемого вещества в исходном растворе (рафинате) после однократной и многократных операций экстрагирования.

7. Выведите уравнение для вычисления количества экстрагированного вещества. Что такое степень извлечения при жидкостной экстракции?

8. Сформулируйте понятие о растворах, о растворенном веществе и растворителе. Какие типы растворов существуют? Приведите различные способы выражения концентрации веществ в растворах.

9. Что называется коллигативными свойствами растворов? Какие из них Вы знаете? Опишите криометрический метод определения молярной массы растворенного вещества (неэлектролита). Выведите соответствующее уравнение. Что такое криоскопическая константа?

10. Выведите уравнение для вычисления молярной массы растворенного неэлектролита эбулиометрическим методом. Что такое эбулиоскопическая константа?

11. В чем заключается явление осмоса? Как вычисляется осмотическое давление в растворах неэлектролитов? Приведите уравнение Вант-Гоффа. Опишите осмометрический метод определения молярной массы веществ.
12. Какова величина осмотического давления крови? Приведите классификацию растворов по величине осмотического давления. Как в медицине используются свойства гипертонических растворов? Что такое изотонирование?
13. Как вычисляется осмотическое давление в растворах электролитов? Выведите уравнение, связывающее изотонический коэффициент со степенью диссоциации электролита. Что такое кажущаяся степень диссоциации сильного электролита и как ее вычислить?
14. Что такое лизис, гемолиз, плазмолиз? Приведите примеры. Что такое осмотический коэффициент? Как можно рассчитать его величину?
15. Приведите уравнения для вычисления изотонического коэффициента по соотношению величин осмотического давления, депрессии замедления и повышения температуры кипения растворов электролитов.
16. Изложите основные положения теории электролитической диссоциации Аррениуса.
17. Что называется степенью диссоциации и константой диссоциации электролита? Каким уравнением они связаны друг с другом?
18. Какие свойства растворителя определяют его способность ионизировать растворимое вещество?
19. Что такое pH раствора? Как величина pH связана с ионным произведением воды? Покажите на примере расчет pH по концентрации ионов H^+ и наоборот.
20. Одинакова ли константа диссоциации электролита в различных растворителях? Ответ иллюстрируйте примерами.

Вариант 5

1. Что такое разведение раствора? Выведите уравнение закона разведения Оствальда для бинарного электролита. Перечислите основные положения теории сильных электролитов Дебая–Хюккеля.
2. Что такое активность и коэффициент активности электролита в растворе? Каким уравнением активность связана с концентрацией?
3. Что такое буферные растворы? Выведите уравнение, связывающее pH буферного раствора с соотношением концентраций и объемов растворов компонентов (на примере ацетатного буфера).
4. Что такое буферная емкость раствора? Опишите потенциометрический метод ее экспериментального определения с построением графика «pH – объем титранта».
5. Какие компоненты крови создают ее буферную емкость? Выведите уравнения для вычисления pH и pOH растворов.
6. Что такое подвижность ионов? Чем она отличается от абсолютной скорости движения? Какие ионы обладают наибольшей подвижностью и почему?
7. Дайте определение удельной и эквивалентной электрической проводимости. Каким математическим выражением они связаны друг с другом и с электрическим сопротивлением раствора?
8. Что такое эквивалентная электрическая проводимость при бесконечном разведении? Приведите пример ее расчета с помощью закона Кольрауша. Сформулируйте этот закон.
9. Что такое кондуктометрия? Как с помощью данных кондуктометрических измерений можно рассчитать степень и константу диссоциации (ионизации) слабого электролита?
10. Опишите принцип кондуктометрического титрования. Приведите типы кривых титрования для случаев сильных и слабых кислот и оснований, а также их смесей.
11. Изложите законы Фарадея для электролиза.
12. Что такое электрод? Из чего состоит гальваническая цепь? Как устроен химический источник тока (гальванический элемент)?
13. Что называется электрохимическими реакциями и в чем их отличие от других

окислительно–восстановительных реакций?

14. Как называются электроды, на которых происходит реакция восстановления и на которых идет реакция окисления? Как заряжены анод и катод в электролизере и в гальваническом элементе?

15. Какие потенциалы и на каких поверхностях раздела возникают в работающем гальваническом элементе? Какие из них мешают при электрохимических измерениях и как их можно устранить?

16. Опишите устройство и применение электродов первого рода. Приведите примеры электродных реакций, протекающих на них, и формулы записи электродов.

17. Опишите устройство и применение электродов второго рода. Приведите примеры электродных реакций протекающих на них, и формулы записи электродов.

18. Опишите устройство и применение водородного электрода. Что такое стандартный водородный электрод? Чему равен его потенциал при 25°C?

19. Что такое электродвижущая сила гальванического элемента? Как ее рассчитать с помощью электродных потенциалов? Каким уравнением ЭДС связана с ΔG° реакции, протекающей в элементе?

20. Выведите уравнение Нернста для расчета электродвижущей силы гальванического элемента и потенциалов отдельных электродов.

Вариант 6

1. Что называется стандартной электродвижущей силой? Как она связана с константой равновесия реакции, протекающей в гальваническом элементе?

2. Какие гальванические элементы называются концентрационными? Какие величины можно определить с их помощью?

3. Что такое окислительно–восстановительные электроды и гальванические элементы? Какие величины можно определить с их помощью?

4. Что такое потенциометрия? Какие потенциометрические методы Вы знаете?

5. Опишите устройство стеклянного электрода и принцип действия рН–метра.

6. Что называется химической кинетикой? Приведите определение средней и истинной скорости химической реакции.

7. Как изменяются скорость химической реакции и концентрации реагирующих веществ во времени? Приведите графические зависимости.

8. Изложите закон действующих масс и приведите его математическое выражение. Что такое константа скорости?

9. Что такое молекулярность химической реакции? Изложите кинетическую классификацию химических реакций на основе их молекулярности. Приведите примеры.

10. Что такое порядок химической реакции? Как он определяется? В каких случаях кинетический порядок реакции равен молекулярности? Приведите примеры.

11. Можно ли по написанному уравнению химической реакции предсказать ее кинетический порядок? Что называется реакциями псевдопорядка (псевдомолекулярности)?

12. В каких случаях кинетический порядок реакции выражается дробной величиной? Какие процессы относятся к реакциям нулевого порядка? Приведите пример.

13. Выведите и проанализируйте кинетическое уравнение для реакции первого порядка.

14. Приведите и проанализируйте кинетические уравнения реакций второго порядка при одинаковых и различных начальных концентрациях реагентов.

15. Что такое период полупревращения и как он связан с константой скорости для реакций первого и второго порядка? В каком случае он зависит от концентрации?

16. Какие методы применяются для определения порядка реакции?

17. Как влияет температура на скорость химической реакции? Сформулируйте правило Вант–Гоффа. Как вычислить температурный коэффициент?

18. Приведите и проанализируйте уравнение Аррениуса. Объясните физический смысл

величин, входящих в него.

19. Что называется энергией активации реакции? Объясните ее физический смысл. На основании каких данных можно рассчитать энергию активации?

20. Что такое температурный коэффициент скорости реакции? Как его рассчитать? Сформулируйте правило увеличения скорости реакции с увеличением температуры на 10°C.

Вариант 7

1. На основе какого правила разработан метод ускоренного старения для определения сроков годности лекарств? В чем его преимущества перед классическим методом?

2. Изложите основные положения теории активных соударений.

3. Изложите основные положения теории переходного состояния. Что такое активированный комплекс?

4. Какие реакции называются параллельными? Приведите примеры.

5. Приведите примеры последовательных реакций. Постройте график зависимости концентрации реагирующих веществ от времени в последовательной реакции.

6. Перечислите характерные признаки и особенности цепных реакций. К какому типу цепных реакций относится окисление жиров при контакте их с воздухом?

7. Что такое обратимые реакции? Приведите примеры. Как связаны между собой скорости прямой и обратной реакций?

8. Опишите основные особенности протекания гетерогенных реакций. Приведите примеры.

9. Что такое катализ? Какие вещества называются катализаторами? В чем заключается причина каталитического действия? Как влияет катализатор на энергию активации реакции?

10. Перечислите основные признаки, отличающие гомогенный и гетерогенный катализ. Опишите на примере кислотно–основный катализ.

11. Изложите основные положения теорий (мультиплетной, активных ансамблей, электронной) гетерогенного катализа.

12. Что такое ингибиторы? Приведите примеры действия и использования ингибиторов.

13. Что такое ферменты? Какие ферменты вы знаете? В чем заключается главная особенность ферментативного катализа?

14. Опишите схематически механизм ферментативного катализа.

15. Что такое фотохимические реакции? Какие стадии фотохимических реакций вам известны? Приведите примеры реакций с фотоактивацией. Как свет влияет на срок годности лекарств?

16. Изложите закон фотохимической эквивалентности Эйнштейна. Что такое квантовый выход?

17. Сформулируйте фотохимические законы Гротгуса–Дрейпера и Бунзена–Роско. Почему некоторые реакции требуют применения сенситизаторов? Какую роль играет хлорофилл в фотосинтезе?

Примерный комплект заданий для контрольных работ по дисциплине «Физическая химия»

Вариант 1

1. Напишите уравнение реакции сгорания вещества (табл.1). Вычислите стандартную теплоту образования вещества, если известна его стандартная теплота сгорания. Продукты горения имеют следующие теплоты образования (кДж/моль):

$$\Delta H_{\text{f CO}_2(\text{г})}^{\circ} = -393,51; \Delta H_{\text{f H}_2\text{O}(\text{ж})}^{\circ} = -285,84; \Delta H_{\text{f N}_2(\text{г})}^{\circ} = 0.$$

Таблица 1

№ задачи	Вещество	Стандартная теплота сгорания, кДж/моль
1	Мочевина CH_4ON_2 (т)	-632,20
2	Ацетилен C_2H_2 (г)	-1299,63
3	Метан CH_4 (г)	-890,31
4	Нафталин C_{10}H_8 (т)	-5156,78
5	Бензол C_6H_6 (ж)	-3267,58
6	Уксусная кислота $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ (ж)	-874,58
7	Ацетон $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ (ж)	-1785,73
8	Глицерин $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ (ж)	-1661,05
9	Фенол $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}$ (т)	-3063,52
10	Глюкоза $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (т)	-2802,04
11	Сахароза $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (т)	-5646,73

2. При 298 К давления пара хлороформа и тетрахлорметана равны соответственно 26544,4 и 15265,4 Па. Полагая, что жидкости образуют идеальный раствор, определите для смеси (1 моль CHCl_3 + 2 моля CCl_4):

- мольные доли обоих компонентов в смеси;
- парциальные давления обоих компонентов;
- общее давление пара над раствором.

3. Этанол и метанол образуют растворы, близкие к идеальным. При 293 К давление пара над чистым этанолом равно 5932,8 Па, над чистым метанолом -11825,6 Па. Вычислите для смеси 100 г метанола и 200 г этанола

- мольные доли компонентов в растворе;
- парциальные и общее давление пара;
- мольную долю метанола в парах.

4. При нормальном атмосферном давлении вода закипает при температуре 100°C. При каком давлении температура кипения ее может быть снижена до 90°C? Мольная теплота испарения равна 40660 Дж/моль.

5. При 373 К и $1,01325 \times 10^5$ Па мольная теплота испарения воды равна 40660 Дж/моль. Мольный объем жидкой воды 0,01878 л/моль, а мольный объем пара 30,115 л/моль. В каком направлении и на сколько изменится давление при понижении температуры кипения на 5 градусов?

Вариант 2

1. Вычислите температуру кипения водного раствора, если давление в реакторе превышает атмосферное в 2 раза. Мольная теплота испарения воды 40660 Дж/моль. Удельный объем жидкой воды равен 1 л/кг, водяного пара - $1,673 \times 10^3$ л/кг.

2. При какой температуре будет кипеть дистиллированная вода, если атмосферное давление

снизится до 720 мм рт. ст. (95991,8 Па)? Молярная теплота испарения воды при этом равна 41597 Дж/моль.

3. Органическое вещество, практически нерастворимое в воде, перегонялось с водяным паром при нормальном атмосферном давлении при 98,4°C. Содержание его в конденсате 23,1% (масс.). Определите молярную массу вещества и парциальное давление его пара при температуре перегонки, если парциальное давление насыщенного пара воды равно 95658,5 Па.

4. Для очистки анилина от примесей его перегоняют с водяным паром при нормальном атмосферном давлении и температуре 98,4°C. Парциальное давление пара воды при этом равно 96258,5 Па. Вычислите расход пара на 1 кг анилина.

5. Нафталин перегоняют с водяным паром при $1,01325 \times 10^5$ Па при 99,3°C. Сколько нафталина перегоняется с 1 кг пара? Парциальное давление пара воды при температуре перегонки равно $0,98971 \times 10^5$ Па.

Вариант 3

1. Вычислите ΔH° , ΔU° , ΔG° и ΔA° в стандартных условиях для реакций, приведенных в табл. 1. Определите, в каком направлении пойдет реакция. Необходимые для расчета данные взять из Приложения.

Таблица 1

№ задачи	Уравнение реакции	№ задачи	Уравнение реакции
12	$2\text{H}_2 + \text{CO} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{OH}_{(\text{г})}$	18	$\text{CO}_2 + 4\text{H}_2 \leftrightarrow \text{CH}_4 + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$
13	$\text{C}_2\text{H}_6 \leftrightarrow \text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2$	19	$\text{CH}_4 + \text{CO}_2 \leftrightarrow 2\text{CO} + 2\text{H}_2$
14	$\text{C} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \leftrightarrow \text{CO} + \text{H}_2$	20	$\text{CO} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$
15	$4\text{HCl} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} + 2\text{Cl}_2$	21	$\text{CO} + 3\text{H}_2 \leftrightarrow \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$
16	$2\text{NO}_2 \leftrightarrow 2\text{NO} + \text{O}_2$	22	$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$
17	$\text{SO}_2 + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{SO}_2\text{Cl}_2$		

2. Органическое вещество с молярной массой 300 перегоняется при нормальном атмосферном давлении с водяным паром. Парциальное давление пара вещества при температуре перегонки равно 17731,8 Па. Рассчитайте массу водяного пара, необходимого для перегонки 1 кг вещества.

3. Нитробензол перегоняется с водяным паром при нормальном атмосферном давлении при 99,3°C. Парциальное давление пара воды при этом равно 98971 Па. Рассчитайте расход водяного пара на 1 кг получаемого в конденсате нитробензола.

4. Выразите всеми известными Вам способами концентрацию серной кислоты в 20% водном растворе. Плотность раствора $1,145 \times 10^3$ кг/м³.

5. Вычислите pH буферного раствора, полученного смешением равных объемов 0,2 М раствора аммиака и 0,2 М раствора хлорида аммония. Чему равны концентрации ионов H^+ и OH^- в этом растворе?

Вариант 4

1. Рассчитайте тепловой эффект реакции (табл. 1) при температурах 500 и 700 К и давлении $1,0133 \times 10^5$ Па, используя уравнение Кирхгофа для небольшого температурного интервала.

Таблица 1

№ задачи	Уравнение реакции	№ задачи	Уравнение реакции
23	$2\text{H}_2 + \text{CO} = \text{CH}_3\text{OH}_{(г)}$	31	$\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_{2(г)}$
24	$\text{NH}_4\text{Cl} = \text{NH}_3 + \text{HCl}$	32	$\text{CO}_2 + \text{H}_2 = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$
25	$2\text{NO}_2 = 2\text{NO} + \text{O}_2$	33	$2\text{CO}_2 = 2\text{CO} + \text{O}_2$
26	$\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2$	34	$\text{CH}_4 + \text{CO}_2 = 2\text{CO} + 2\text{H}_2$
27	$\text{Mg}(\text{OH})_{2(г)} = \text{MgO}_{(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$	35	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(г)} = \text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$
28	$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_{3(г)}$	36	$\text{CH}_3\text{CHO}_{(г)} + \text{H}_2 = \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(г)}$
29	$\text{SO}_2 + \text{Cl}_2 = \text{SO}_2\text{Cl}_2$	37	$\text{C}_6\text{H}_{6(г)} + 3\text{H}_2 = \text{C}_6\text{H}_{12(г)}$
30	$\text{CO} + 3\text{H}_2 = \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$		

2. Вычислите pH буферного раствора, полученного смешением равных объемов 0,2 М раствора аммиака и 0,2 М раствора хлорида аммония. Чему равны концентрации ионов H^+ и OH^- в этом растворе?

3. Рассчитайте объемы растворов уксусной кислоты и ацетата натрия (с одинаковой концентрацией), необходимые для приготовления 30 мл буферного раствора с $\text{pH}=4,5$.

4. Эквивалентная электрическая проводимость 0,117 М раствора уксусной кислоты при 25°C равна $4,815 \text{ Ом}^{-1}\text{см}^2\text{моль}^{-1}$. Рассчитайте степень диссоциации CH_3COOH в этом растворе, константу ее диссоциации и pK_a . Подвижности ионов водорода и ацетата при этой температуре соответственно равны 349,8 и $40,9 \text{ Ом}^{-1}\text{см}^2\text{моль}^{-1}$.

5. В водном растворе объемом 1 л содержится 5 г молочной кислоты $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}$. Константа диссоциации молочной кислоты при 25°C равна $1,36 \times 10^{-4}$. Чему равна концентрация ионов водорода в растворе? Каков его pH?

Вариант 5

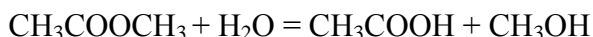
1. Пользуясь данными Приложения, вычислите ΔG° и ΔA° для химических реакций, приведенных в табл. 1. Укажите направление протекания реакции. Рассчитайте K_p и K_c реакции.

Таблица 1

№ задачи	Уравнение реакции	№ задачи	Уравнение реакции
38	$2\text{HCl}_{(г)} \leftrightarrow \text{H}_{2(г)} + \text{Cl}_{2(г)}$	44	$\text{CH}_3\text{CHO}_{(г)} + \text{H}_2 \leftrightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(ж)}$

39	$\text{MgCO}_{3(\text{т})} \leftrightarrow \text{MgO}_{(\text{т})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$	45	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{ж})} \leftrightarrow \text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$
40	$\text{Mg}(\text{OH})_{2(\text{т})} + \text{CO}_2 \leftrightarrow \text{MgCO}_{3(\text{т})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$	46	$\text{C}_2\text{H}_6 \leftrightarrow \text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2$
41	$\text{CaC}_{2(\text{т})} + 3\text{CO}_{(\text{г})} \leftrightarrow \text{CaCO}_{3(\text{т})} + 4\text{C}$	47	$\text{CO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{COCl}_{2(\text{г})}$
42	$\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{т})} + 4\text{H}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 3\text{Fe}_{(\text{т})} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$	48	$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_{3(\text{г})}$
43	$\text{CaC}_{2(\text{т})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} \leftrightarrow \text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{т})} + \text{C}_2\text{H}_{2(\text{г})}$		

2. В водном растворе в присутствии ионов водорода константа скорости реакции гидролиза уксуснометилового эфира



при температуре 25⁰С равна $0,653 \times 10^{-3} \text{ мин}^{-1}$. Рассчитайте:

а) чему равна концентрация непрореагировавшего эфира по истечении 25 минут от начала реакции;

б) время, в течение которого гидролизуеться половина взятого эфира.

Исходная концентрация эфира – 1,2 моль/л. Порядок реакции равен единице.

3. Эквивалентная электрическая проводимость при бесконечном разведении пикрата калия при 25⁰С равна $103,97 \text{ Ом}^{-1}\text{см}^2\text{моль}^{-1}$, подвижность иона калия $76,0 \text{ Ом}^{-1}\text{см}^2\text{моль}^{-1}$. Рассчитайте подвижность пикрат–иона. Какова будет эквивалентная электрическая проводимость раствора, в котором степень диссоциации пикрата калия равна 0,2?

4. Рассчитайте скорость реакции



в растворе с начальной концентрацией тиосульфата натрия 0,05 моль/л и серной кислоты 0,04 моль/л в момент, когда концентрация тиосульфата натрия уменьшится в 2 раза.

Константа скорости $0,05 \text{ с}^{-1}$. (Реакция имеет первый порядок по тиосульфату натрия и нулевой порядок по серной кислоте.

5. Реакция первого порядка проходит на 30% за 35 мин. Какова скорость реакции при концентрации реагирующего вещества 0,01 моль/л?

Вариант 6

1. Определите состав реакционной смеси (в молях) при равновесии для реакции: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$. Составы исходной смеси и константы равновесия K_p при различных условиях приведены в табл. 1.

Таблица 1

№ задачи	K _p	Исходное число молей	
		уксусной кислоты	спирта
49	1	1	1
50	1	2	1
51	1	1	2
52	2	1	1
53	2	2	1

2. Константа скорости реакции $\text{HCHO} + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O}$ при температуре 50°C равна 0,7544 мин⁻¹. Рассчитать:

- а) чему будет равна концентрация пероксида водорода через 50 минут после начала реакции;
б) время, в течение которого прореагирует половина взятого формальдегида.

Начальные концентрации реагентов равны 0,5 моль/л. Порядок реакции равен 2.

3. Реакция $\text{A} \rightarrow \text{B}$ является реакцией первого порядка. Через какое время концентрация вещества А составит 40% от начальной, если время полупревращения реакции равно 40 мин?

4. Вычислите эквивалентную и удельную электрические проводимости 0,03 М CH_3COOH при 25°C, если $\lambda_\infty = 390,7 \text{ Ом}^{-1} \text{ м}^2 \text{ моль}^{-1}$ и $pK_a = 4,75$.

5. Рассчитайте период полупревращения реакции омыления метилацетата в растворе гидроксида натрия при 298 К, если ее константа скорости при этой температуре равна 11,5 мин⁻¹, а начальная концентрация каждого реагента равна 0,03 моль/л. Порядок реакции равен 2.

Вариант 7

1. Какова степень диссоциации слабого электролита в водном растворе с концентрацией С? Рассчитайте рН раствора. (Данные взять из табл. 1).

Таблица 1

№ задачи	Электролит	С, моль/л	pK _a	pK _b
98	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	0,10	—	4,75
99	$\text{CH}_2=\text{CHCOOH}$	0,05	4,26	—
100	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	0,02	4,18	—
101	$\text{C}_4\text{H}_9\text{COOH}$	0,05	4,86	—
102	HCOOH	0,2	3,75	—
103	$\text{C}_{10}\text{H}_7\text{OH}$	0,01	9,85	—
104	CH_3NH_2	0,03	—	2,18
105	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	0,04	—	5,23

2. Константа скорости гидролиза новокаина в водном растворе при 313 К равна $0,66 \text{ сут}^{-1}$, энергия активации реакции равна 55,2 кДж/моль. Сколько процентов новокаина разложится за 10 дней хранения при 293 К?

3. Реакция первого порядка протекает при 25°C на 30% за 30 минут, а при 40°C за 5 минут. Рассчитайте энергию активации этой реакции.

4. Раствор сахарозы с концентрацией 0,3 моль/л в кислой среде в течение 30 мин инвертируется на 33%. Через какое время инвертируется 80% и 90% сахарозы?

5. Разложение N_2O_5 является реакцией первого порядка, константа скорости которой равна $0,002 \text{ мин}^{-1}$ при 300°C. Определите, сколько процентов N_2O_5 разложится за 2 часа.

Вариант 8

1. Рассчитайте изменение энергии Гиббса и константу равновесия реакции, протекающей в гальваническом элементе при 25°C по данным табл. 11.

Таблица 11.

№ задачи	Реакция	ЭДС, В
118	$\text{Zn} + 2\text{AgCl} \leftrightarrow \text{ZnCl}_2 + 2\text{Ag}$	1,015
119	$\text{Zn} + 2\text{AgO} \leftrightarrow \text{ZnO} + \text{Ag}_2\text{O}$	1,83
120	$\text{Ag} + \text{Hg}_2\text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{AgCl} + \text{Hg}$	0,0455
121	$\text{Cd} + \text{PbCl}_2 \leftrightarrow \text{CdCl}_2 + \text{Pb}$	0,188

2. Константа скорости реакции $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2 + \text{H}_2$ при температуре 40°C равна $8,15 \times 10^{-3} \text{ мин}^{-1}$. Начальные концентрации CO и H_2O – по 2 моль/л. Рассчитайте:

а) в течение какого времени концентрации реагентов снизятся до 1 моль/л?

б) чему будут равны концентрации реагентов через 30 минут после начала реакции?

Порядок реакции считать равным молекулярности.

3. В некоторой мономолекулярной реакции половина вещества разлагается за 17 минут. Сколько времени необходимо для разложения 90% его первоначального количества?

4. В течение какого времени через раствор сульфата меди надо пропускать ток силой 1,2 А, чтобы выделить из него 3,2 г меди?

5. Во сколько раз увеличится скорость разложения лекарственного вещества при повышении температуры от 25 до 100°C, если энергия активации равна 12561 Дж/моль?

Вариант 9

1. В табл. 1 приведены значения констант скорости реакций k_1 и k_2 при температурах T_1 и T_2 . Вычислите константу скорости заданной реакции при температуре T_3 и определите, сколько вещества прореагирует ко времени t , если начальные концентрации реагирующих веществ одинаковы и равны C_0 . Порядок реакции считать равным молекулярности.

Таблица 1

№ зада-чи	Реакция	$T_1, ^\circ\text{C}$	k_1	$T_2, ^\circ\text{C}$	k_2	$T_3, ^\circ\text{C}$	$t, \text{мин}$	$C_0, \text{моль/л}$
150	$2\text{HI} \rightarrow \text{H}_2 + \text{I}_2$	356	$8,09 \times 10^{-5}$	389	$5,88 \times 10^{-4}$	374	68	2,5
151	$2\text{NO} = \text{N}_2 + \text{O}_2$	978	1073	1252	47059	900	40	1,5
152	$2\text{NO}_2 = 2\text{NO} + \text{O}_2$	600	83,9	640	407	620	60	2,0

2. Во сколько раз потребуется больше времени, чтобы в мономолекулярной реакции прореагировало 99,9% исходного вещества, по сравнению с тем временем, которое необходимо на первую половину реакции?

3. Реакция первого порядка проходит на 15 % за 25 мин. Какова скорость реакции при концентрации реагирующего вещества 0,1 моль/л?

4. В течение какого времени через раствор сульфата цинка надо пропускать ток силой 1,6 А, чтобы выделить из него 6,2 г цинка?

5. Реакция второго порядка протекает при 30°C на 40% за 20 минут, а при 10°C за 5 минут. Рассчитайте энергию активации этой реакции.

Вариант 10

1. В табл. 1 приведены значения констант скорости реакций при температурах T_1 и T_2 . Вычислите энергию активации реакции и определите, сколько вещества прореагировало при T_1 к моменту времени t , если начальные концентрации реагирующих веществ одинаковы и равны C_0 . Порядок реакции соответствует ее молекулярности.

Таблица 1

№ за-да-чи	Реакция	T_1, K	k_1	T_2, K	k_2	$t, \text{мин}$	$C_0, \text{моль/л}$
153	$\text{H}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow 2\text{HBr}$	497,2	0,00036	574,5	0,0856	60	0,03
154	$\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightarrow 2\text{HI}$	679	0,00146	599	0,0568	28	2,83

155	$2\text{NO} \rightarrow \text{N}_2 + \text{O}_2$	1251	1073	1525	47059	45	2,83
156	$\text{PH}_3 \rightarrow 1/2\text{P}_2 + 3/2\text{H}_2$	918,2	0,0038	953,2	0.0183	80	0,87
157	$\text{SO}_2\text{Cl}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{Cl}_2$	552,2	$6,09 \times 10^{-5}$	593,2	$1,32 \times 10^{-3}$	35	2,5
158	$(\text{CH}_3)_3 \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2$	833,3	0.00687	923,2	0,146	40	1,52
159	$\text{COCl}_2 \rightarrow \text{CO} + \text{Cl}_2$	655	$5,3 \times 10^{-3}$	745	0,676	105	0,8
160	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$	283	2,307	318	21,6	15	0,9
161	$\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$	288	0,0003	313	0,008	90	3,75
162	$\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{Br} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{OC}_2\text{H}_5 + \text{HBr}$	298	1,45	338	2,01	100	2,75

2. Реакция $\text{A} \rightarrow \text{B}$ является реакцией первого порядка. Через какое время концентрация вещества А составит 30% от начальной, если время полупревращения реакции равно 30 мин?

3. Вычислите pH буферного раствора, полученного смешением равных объемов 0,1 М раствора аммиака и 0,1 М раствора хлорида аммония. Чему равны концентрации ионов H^+ и OH^- в этом растворе?

4. Рассчитайте объемы растворов уксусной кислоты и ацетата натрия (с одинаковой концентрацией), необходимые для приготовления 20 мл буферного раствора с $\text{pH}=2,6$.

5. При нормальном атмосферном давлении вода закипает при температуре 100°C . При каком давлении температура кипения ее может быть снижена до 80°C ? Мольная теплота испарения равна 40660 Дж/моль.

Критерии оценки ответа студента при выполнении контрольной работы

Оценка	Требования к знаниям
отлично	приведены полные правильные решения, ответы грамотно аргументированы
хорошо	допущены незначительные погрешности при ответах на вопросы, аргументация была не полной
удовлетворительно	В ответах на некоторые вопросы допущены грубые ошибки, часть выводов не аргументирована или аргументирована неправильно
неудовлетворительно	Ответы на 50 и более % вопросов ошибочны, большинство выводов не аргументированы или аргументированы неправильно

Примерные варианты тестовых заданий по теме «Агрегатные состояния вещества» «Газы»

1. Наименьшей плотностью обладают вещества в состоянии:

- газообразном;

- жидком;
- твердом.

2. Давление не оказывает влияния на вещества в состоянии:

- газообразном;
- жидком;
- твердом.

3. Наибольшее межмолекулярное расстояние характерно для состояния:

- газообразного;
- жидкого;
- твердого.

4. Идеальный газ это:

- природный;
- производственный;
- воображаемый.

5. Отклонения реального газа от идеального больше:

- чем ниже температура и выше давление;
- чем ниже температура и ниже давление;
- чем выше температура и выше давление;
- чем выше температура и ниже давление.

6. Для идеальных газов не учитываются:

- только межмолекулярные силы;
- межмолекулярные силы и объем молекул;
- силы взаимодействия учитываются, а объем -нет;
- силы взаимодействия не учитываются, а объем -да.

7. Закон Бойля-Мариотта выражается:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2;$$
$$P_1 V_2 = P_2 V_1;$$
$$P_1 V_1 T_1 = P_2 V_2 T_2;$$
$$P_1 V_1 / T_1 = P_2 V_2 / T_2;$$

8. Линии, выражающие зависимость изменения объема от давления при постоянной температуре называются:

- изотерма;
- изохора;
- изобара;
- адиабата.

9. При нагревании на 1°C при постоянном давлении объем увеличивается:

- в 2-4 раза;
- в 10 раз;
- на $1/273,15$ часть объема при 0°C ;
- не увеличивается.

10. При нагревании на 1°C при постоянном объеме давление увеличивается:

- в 2-4 раза;
- в 10 раз;
- на $1/273,15$ часть давления при 0°C ;
- не увеличивается.

11. Уравнение Гей-Люссака имеет вид;

$$V_t = V_0 (1 + \alpha t);$$

$$V_t = V_0 (1 - \alpha t);$$

$$V_0 = V_t (\alpha + t);$$

$$V_0 = V_t (1 + \alpha t);$$

12. Уравнение Шарля имеет вид;

$$P_0 = P_t (1 + \alpha t);$$

$$P_t = P_0 (1 + \alpha t);$$

$$P_t = P_0 (1 - \alpha t);$$

$$P_t = P_0 (\alpha + t);$$

13. Величина α в уравнении Гей-Люссака называется:

степенью диссоциации;

коэффициентом термического расширения;

термическим коэффициентом упругости;

температурная поправка.

14. Величина α в уравнении Шарля называется:

степенью диссоциации;

коэффициентом термического расширения;

термическим коэффициентом упругости;

температурная поправка.

15. Математическое выражение закона Гей-Люссака (при абсолютной температуре):

$$V = \text{const};$$

$$P = \text{const};$$

$$V \neq \text{const};$$

$$PV = \text{const};$$

16. Математическое выражение закона Шарля (при абсолютной температуре):

$$V = \text{const};$$

$$P = \text{const};$$

$$V \neq \text{const};$$

$$PV = \text{const};$$

17. Уравнение Менделеева -Клапейрона:

$$PV = rT;$$

$$PV = RT;$$

$$PV = nRT;$$

$$PT = nRV.$$

18. Если значение $R = 8,314$, то соответственно единицей измерения является:

Дж/кмоль.град.;

л.атм/кмоль;

мм.рт.ст/кмоль.

19. Физический смысл универсальной газовой постоянной R описывается соотношением:

$$R = A;$$

$$R = T;$$

$$R = -A;$$

$$R = PV;$$

20.Перевод к нормальным условиям осуществляется:

$$P_0V_0/T_0 = P_1V_1/T_1$$

$$P_0V_0T_0 = P_1V_1T_1$$

$$P_0V_0/T_1 = P_1V_1/T_0$$

$$P_0V_0/T_0 = nRT$$

21.Основное уравнение кинетической теории газов:

$$PV = 1/3 N_A \cdot m \cdot \bar{U}^2$$

$$PV = 2/3 N_A \cdot m \cdot \bar{U}_2$$

$$PV = N_A m \cdot \bar{U}$$

$$PVT = 1/3 N_A \cdot m \cdot \bar{U}^2$$

22. Кинетическая энергия молекулы газа:

$$E=3/2RT; \quad E=1/2RT; \quad E=nRT; \quad E=PVT.$$

23.Зависимость скорости движения молекулы от их массы:

$$\frac{\bar{U}_1}{\bar{U}_2} = \sqrt{\frac{m_2}{m_1}}; \quad \frac{\bar{U}_1}{\bar{U}_2} = \sqrt{\frac{m_1}{m_2}}; \quad \frac{\bar{U}_1}{\bar{U}_2} = \frac{m_1}{m_2}; \quad \frac{\bar{U}_1}{\bar{U}_2} = \frac{m_2}{m_1}$$

24.Зависимость скорости движения молекулы от температуры:

$$\frac{\bar{U}_1}{\bar{U}_2} = \sqrt{\frac{T_1}{T_2}}; \quad \frac{\bar{U}_1}{\bar{U}_2} = \sqrt{\frac{T_2}{T_1}}; \quad \frac{\bar{U}_1}{\bar{U}_2} = \frac{T_1}{T_2}; \quad \frac{\bar{U}_2}{\bar{U}_1} = \frac{T_2}{T_1}$$

25. Средняя скорость движения молекул:

$$\bar{U} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}; \quad \bar{U} = \sqrt{\frac{RT}{M}}; \quad \bar{U} = RTm; \quad \bar{U} = \frac{m}{RT}.$$

26. В уравнение Ван-дер-Ваальса вносятся поправки:

только на межмолекулярные силы;

только на объем;

на межмолекулярные силы и объем;

не вносятся никакие.

27. Силы межмолекулярного притяжения возрастают:

обратно пропорционально объему;

обратно пропорционально квадрату объема;

прямо пропорционально объему;

обратно пропорционально квадрату объема.

28. Уравнение Ван-дер-Ваальса имеет вид:

$$(P-a/V^2)(V-b)=RT; \quad (P+a/V)(V-b)=RT;$$

$$(P+a/V^2)(V+b)=RT; \quad (P+a/V^2)(V-b)=RT.$$

29. Критическая температура это температура:

при котором газ сжимается при любом давлении;
при котором газ сжимается при низком давлении;
при котором газ не сжимается ни при каком давлении;
при котором газ сжимается при высоком давлении.

30. Уравнение Ван-дер-Ваальса хорошо выполняется при:

среднем давлении;
низком давлении;
высоком давлении;
не выполняется ни при каком давлении.

31. Приведенное давление определяется:

$$\pi = \frac{P}{P_{кр}}; \quad \pi = \frac{P_{кр}}{P}; \quad \pi = T \cdot P; \quad \pi = T \cdot P_{кр}.$$

32. Приведенная температура определяется:

$$\tau = \frac{\tau_{кр}}{T}; \quad \tau = \frac{T}{\tau_{кр}}; \quad \tau = T \cdot \tau_{кр}; \quad \tau = \tau_{кр} \cdot P.$$

33. Идеальной газовой смесью называется смесь, которая:

имеет критическую температуру;
имеет критическое давление;
подчиняется законам идеальных газов;
не подчиняется законам идеальных газов.

34. Закон Дальтона выражается уравнением:

$$P_{общ} \cdot V_{общ} = RT;$$
$$P_{общ} \cdot V_{общ} = nRT;$$
$$P_{общ} \cdot V_{общ} = \sum nRT;$$
$$P_{общ}/V_{общ} = RT.$$

35. Закон Дальтона (с учетом закона Бойля-Мариотта):

$$P_{общ}/V_{общ} = P_1 V_1;$$
$$P_{общ}/V_{общ} = P_1/V_1;$$
$$P_{общ}/V_{общ} = n P_1 V_1;$$
$$P_{общ}/V_{общ} = nRT.$$

Тема: Термодинамика

- Если при разложении перхлората калия, согласно термохимическому уравнению $\text{KClO}_{4(\text{ТВ})} = \text{KCl}_{(\text{ТВ})} + 2\text{O}_{2(\text{Г})}$ $\Delta_r H^0 = 33$ кДж, образовалось 10 моль кислорода, то количество затраченного тепла равно _____ кДж
а) 165, б) 132, в) 66, г) 660.
- В соответствии с термохимическим уравнением $\text{FeO}_{(\text{ТВ})} + \text{H}_{2(\text{ГАЗ})} = \text{Fe}_{(\text{ТВ})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ГАЗ})}$ $\Delta_r H^0 = 23$ кДж, для получения 560 г железа необходимо затратить _____ кДж теплоты:
а) 23, б) 115, в) 560, г) 230
- Для получения 22,4 л(н.у.) аммиака по реакции $\text{N}_{2(\text{Г})} + 3\text{H}_{2(\text{Г})} = 2\text{NH}_3$ -93,2 кДж, требуется затратить _____ кДж теплоты
- а) 69,9; б) 139,8; в) 93,2; г) 46,6.
- Раствор, содержащий 11,6 г вещества в 400 г воды замерзает при температуре -0,93°C ($K_{\text{H}_2\text{O}} = 1,86$ град.кг/моль). Молярная масса растворенного вещества равна _____ г/моль.
а) 29,0; б) 58; в) 116; г) 87 .

6. Раствор, содержащий 12 г мочевины ($M_r=60$) в 100 г воды ($K_{H_2O} = 1,86$ град.кг/моль). Молярная масса растворенного вещества равна _____ г/моль.
а) 29,0; б) 58; в) 116; г) 87 .
7. Раствор, содержащий 15,6 г неэлектролита в 100 г диэтилового эфира ($E_{эфира} = 2,12$ град.кг/моль), закипает при температуре на 4,24 градуса выше, чем чистый растворитель. Молярная масса растворенного вещества равна _____ г/моль.
а) 78 ; б) 156; в) 117; г) 39.
8. Раствор, содержащий 4,6 г глицерина ($M_r=92$) в 100 воды ($K_{воды} = 1,86$ град.кг/моль), замерзает при температуре:
а) -0,93; б) -0,186; в) -0,372; г) -0,465
9. Раствор, содержащий 9,2 г этилового спирта ($M_r=92$) в 200 воды ($K_{воды} = 1,86$ град.кг/моль), замерзает при температуре:
а) -1,86; б) 0,186; в) 1,86 ; г) -0,186.
10. Молярная масса неэлектролита, раствор бг которого в 100 мл воды кипит при $100,52^{\circ}C$ равна _____ г/моль.
а) 10; б) 6; в) 40; г) 60 .
11. Концентрация раствора глюкозы, кипящего при $100,78^{\circ}C$ ($E_{H_2O} = 0,52$ град.кг/моль), равна _____ г/моль.
а) 0,3; б) 1,5; в) 0,5; г) 1 .
12. Для того, чтобы повысить температуру кипения воды на $1,04^{\circ}C$ необходимо в 500 г воды растворить _____ г глюкозы ($M_r=180$). ($E_{H_2O} = 0,52$ град.кг/моль)
а) 180; б) 90; в) 360; г) 240.
13. Для того, чтобы повысить температуру кипения раствора на $1,04^{\circ}C$ необходимо чтобы концентрация растворенного вещества составила _____ моль/кг ($E_{H_2O} = 0,52$ град.кг/моль)
а) 0,5; б) 0,2; в) 2; г) 1.
14. Для получения раствора этиленгликоля, замерзающего при $-37,2^{\circ}C$, необходимо в 500 г воды растворить _____ г этиленгликоля ($M_r=62$). ($E_{H_2O} = 0,52$ град.кг/моль)
а) 620 ; б) 310; в) 930; г) 465.
12. Осмотическое давление раствора, содержащего 9,0 г глюкозы ($M_r=180$) в 500мл раствора при 298К, равно _____ кПа.
а) 123,9; б) 371,5; в) 247,6; г) 595,2.
13. Осмотическое давление раствора глицерина с молярной концентрацией 0,1 моль/л при $25^{\circ}C$ равно _____ кПа.
а) 51,6; б) 123,8; в) 61,9; г) 247,6.
14. Для несомопроизвольных процессов 11 закон термодинамики можно представить в виде:
а) $\Delta G = 0$; б) $\Delta G < 0$; в) $\Delta G > 0$; а) $\Delta H = 0$.
15. Энтальпии образования $MgSO_4$ соответствует тепловой эффект реакции:

$$Mg + S + 2O_2 = MgSO_4$$

$$MgO + SO_3 = MgSO_4$$

$$Mg + SO_2 + O_2 = MgSO_4$$

$$MgO + S + 3/2 O_2 = MgSO_4$$
15. Наибольшему значению энтропии соответствует состояние H_2O :
 $H_2O_{(газ)}$ при 398К
 $H_2O_{(тв.)}$ при 273К
 $H_2O_{(тв.)}$ при 200К
 $H_2O_{(жид)}$ при 273К
16. При увеличении температуры в системе $C_2H_2(г) + H_2O(г) = C_2H_5OH(г)$ $\Delta H < 0$ равновесие изменится неоднозначно;

сместится в сторону продуктов реакции;
не изменится
сместится в сторону исходных веществ.

Критерии оценки ответа студента при выполнении тестовых заданий

Оценка	Требования к знаниям
отлично	Оценка «отлично» выставляется студенту, если он глубоко и прочно освоил программный материал, исчерпывающе, последовательно, четко и логически стройно его излагает, умеет тесно увязывать теорию с практикой, свободно справляется с задачами, вопросами и другими видами применения знаний, причем не затрудняется с ответом при видоизменении заданий, правильно обосновывает принятое решение.
хорошо	Оценка «хорошо» выставляется студенту, если он твердо знает материал, грамотно и по существу излагает его, не допуская существенных неточностей в ответе на вопрос, правильно применяет теоретические положения при решении практических вопросов и задач, владеет необходимыми навыками и приемами их выполнения.
удовлетворительно	Оценка «удовлетворительно» выставляется студенту, если он имеет знания только основного характера, но не усвоил его деталей, допускает неточности, недостаточно правильные формулировки, нарушения логической последовательности в изложении программного материала, испытывает затруднения при обосновании ответа.
неудовлетворительно	Оценка «неудовлетворительно» выставляется студенту, который не знает значительной части программного материала, допускает существенные ошибки, имеет затруднения при ответе на вопросы и обосновании ответов. Как правило, оценка «неудовлетворительно» ставится студентам, которые не могут продолжить обучение без дополнительных занятий по соответствующей дисциплине.

Перечень вопросов к экзамену
5 семестр

1. АГРЕГАТНЫЕ СОСТОЯНИЯ ВЕЩЕСТВА. ПОНЯТИЕ ОБ ИДЕАЛЬНЫХ И РЕАЛЬНЫХ ГАЗАХ. ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ МОЛЕКУЛЯРНО-КИНЕТИЧЕСКОЙ ТЕОРИИ ГАЗОВ. РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЧАСТИЦ ПО СКОРОСТЯМ ИХ ДВИЖЕНИЯ. СКОРОСТИ: НАИБОЛЕЕ ВЕРОЯТНАЯ ПРИ ДАННОЙ ТЕМПЕРАТУРЕ, СРЕДНЯЯ АРИФМЕТИЧЕСКАЯ И СРЕДНЯЯ ГЕОМЕТРИЧЕСКАЯ.
2. Уравнение состояния идеального газа. Вывод универсальной газовой постоянной. Изотерма идеального газа.
3. Основные законы идеальных газов: Бойля- Мариотта, Шарля, Гей-Люссака. Изотермы, изобары и изохоры идеальных газов.
4. Реальные газы. Уравнение Ван-дер-Ваальса. Изотерма реального газа. Понятие о критических параметрах. Приведенные параметры.
5. Газовые смеси. Закон Дальтона. Парциальные величины.
6. Жидкое состояние. Поверхностное натяжение жидкостей. Поверхностно-активные и поверхностно-неактивные вещества. Вязкость, коэффициент вязкости. Кинематическая вязкость, текучесть.
7. Испарение и кипение жидкостей.

8. Твердое состояние. Основные свойства твердых веществ. Анизотропия твердых веществ. Плавление и отвердевание веществ. Основные типы кристаллических решеток. Упругость пара над твердыми телами.
9. Основные понятия и величины термодинамики. Система в термодинамике. Типы систем. Фаза, компонент, параметры, функции состояния. Интенсивные и экстенсивные параметры.
10. Абсолютная температура. Функции состояния. Понятие процесса. Равновесное, стационарное и переходное состояния системы. Циклические процессы. Обратимые и необратимые процессы.
11. Нулевой закон термодинамики. Равновесие. Закон термического равновесия.
12. Работа процесса. Измерение работы в различных процессах. Работа расширения идеальных газов в изотермических, изобарных, изохорных и адиабатических процессах.
13. Первый закон термодинамики. Смысл его, основные формулировки. Понятие внутренней энергии. Математическое выражение первого закона термодинамики.
14. Первый закон термодинамики для изобарных и изохорных процессов. Энтальпия. Теплота при постоянных давлении и объеме.
15. Теплоемкость. Средняя теплоемкость. Молярная теплоемкость. C_p и C_v .
16. Термохимия. Закон Гесса. Понятие, формулировка.
17. Расчеты тепловых эффектов химических реакций. Первое следствие из закона Гесса. Понятие теплоемкости образования. Атомная теплота образования.
18. Теплота сгорания. Второе следствие из закона Гесса. Закон Кирхгофа.
19. Энергия химических связей. Третье следствие из закона Гесса.
20. Второе начало термодинамики. Задачи, решаемые 1 и 2 началом термодинамики. Понятие самопроизвольных процессов. Формулировки 2 закона термодинамики.
21. Принцип действия тепловой машины. Вывод термодинамического коэффициента полезного действия (к.п.д.).
22. Обратимый цикл Карно. Математическое выражение 2 закона термодинамики. Энтропия.
23. Понятие об энтропии. Энтропия как мера направленности процесса и предела его протекания.
24. Формула Больцмана. Энтропия обратимых и необратимых процессов. Изменение энтропии в некоторых равновесных процессах.
25. Общие соотношения.
26. Характеристические функции и термодинамические потенциалы. Энергия Гельмгольца или изохорный потенциал.
27. Энергия Гиббса или изобарный потенциал. Критерии самопроизвольного протекания процесса.
28. dF и dG как мера равновесия.
29. Уравнения Масквелла.
30. Третье начало термодинамики или тепловая теорема Нернста. Максимальная работа и химическое сродство.
31. Понятие о растворах. Растворитель и растворенное вещество. Классификация растворов по агрегатному состоянию. Сольватация. Способы выражения концентрации растворов.
32. Сущность процесса растворения.
33. Растворимость газов в жидкостях. Закон Генри и следствия из него. Зависимость растворимости от температуры и наличия посторонних примесей. Растворимость твердых веществ в жидкостях.
34. Взаимная растворимость жидкостей. Пример ограниченной растворимости двух жидкостей (система анилин – вода).
35. Разбавленные растворы. Диффузия и осмос в растворах.
36. Осмос. Осмотическое давление. Методы измерения осмотического давления.

37. Понижение давления насыщенного пара растворителя. Первый закон Рауля, его математическое выражение.
38. Температуры замерзания и кипения растворов. Второй закон Рауля.
39. Свойства разбавленных растворов. Законы Рауля, Генри, Вант-Гоффа. Графическое представление закона Рауля.
40. Положительные и отрицательные отклонения от закона Рауля.
41. Активность. Коэффициент активности.
42. Диаграмма равновесия жидкость – пар в бинарных системах. Первый закон Коновалова. Диаграмма «давление – состав системы». Правило рычага.
43. Фракционная перегонка. Испарение и конденсация растворов на диаграмме «температура кипения – состав раствора».
44. Второй закон Коновалова. Азеотропные растворы.
45. Системы гомогенные и гетерогенные. Фаза. Компонент. Степень свободы в физических и химических системах. Правило фаз.
46. Равновесие в однокомпонентных системах. Диаграмма состояния воды.
47. Равновесие в однокомпонентных системах. Диаграмма состояния серы.
48. Равновесие в двухкомпонентных системах. Понятие о термическом анализе. Диаграмма плавкости Bi-Cd

6 семестр

1. Поверхностные явления. Адсорбция. Основные понятия. Адсорбент, адсорбат. Удельная поверхность.
2. Типы адсорбционных взаимодействий.
3. Изотермы адсорбции. Уравнение Генри.
4. Изотермы адсорбции. Уравнение Ленгмюра.
5. Адсорбция смеси газов.
6. Уравнение изотермы адсорбции паров - уравнение БЭТ.
7. Электрохимия. Введение в электрохимию. Проводники 1 и 2 рода.
8. Классическая теория электролитической диссоциации. Явления, характерные для растворов электролитов: осмотическое давление, давление пара над раствором, тепловой эффект нейтрализации и др. явления.
9. Основные положения теории электролитической диссоциации Аррениуса. Недостатки ее.
10. Ион – дипольное взаимодействие в растворах электролитов. Энергия кристаллической решетки.
11. Энергия сольватации.
12. Реальная и химическая энергии сольватации.
13. Энтропия сольватации и числа сольватации ионов.
14. Ион-ионное взаимодействие в растворах электролитов. Термодинамическое описание равновесий в растворах электролитов.
15. Распределение ионов в растворе электролита и потенциал ионной атмосферы.
16. Теория Дебая – Гюккеля и коэффициент активности.
17. Применение теории Дебая-Гюккеля к слабым электролитам.
18. Неравновесные явления в растворах электролитов. Общая характеристика.
19. Диффузия и миграция ионов.
20. Измерение электропроводности. Удельная электропроводность.
21. Эквивалентная электропроводность. Закон Кольрауша.
22. Числа переноса.
23. Зависимость подвижности, электропроводности и чисел переноса от концентрации. Эффект релаксации и электрофоретический эффект. Закон разведения Оствальда.
24. Термодинамика электрохимических элементов.
25. Возникновение двойного электрического слоя.
26. Электрохимические элементы. Электрическая сила. Скачки потенциала.

27. Строение границы электрод-раствор.
28. Величина и знак электродного потенциала.
29. Измерение ЭДС.
30. Зависимость электродного потенциала от концентрации раствора. Стандартный электродный потенциал. Уравнение Нернста.
31. Электроды сравнения. Электроды 1 и 2 рода.
32. Окислительно-восстановительные электроды. Газовые электроды.
33. Электрохимические элементы и цепи. Концентрационные элементы. Химические элементы.
34. Понятие химической кинетики. Кинетический и термодинамический подходы к рассмотрению скорости химической реакции.
35. Скорость химической реакции. Основные постулаты химической кинетики. Средняя и истинная скорости.
36. Кинетическая классификация реакций. Молекулярность и порядок реакции. Рассмотреть на примерах.
37. Кинетика необратимой реакции 1 порядка.
38. Кинетика необратимой реакции 2 порядка.
39. Кинетика необратимой реакции n -го порядка.
40. Двусторонние реакции 1 и 2 порядков.
41. Параллельные реакции.
42. Последовательные реакции.
43. Сопряженные реакции.
44. Влияние температуры на скорость реакции. Энергия активации. Уравнение Аррениуса.
45. Цепные реакции. Простые и разветвленные цепные реакции.
46. Каталитические реакции. Классификация химических процессов. Основные понятия катализа.
47. Гомогенные каталитические реакции.
48. Кисотно-основной катализ. Теория кислот и оснований.
49. Классификация типов кислотно-основного катализа.
50. Кинетика реакций кислотно-основного катализа. Солевые эффекты в катализе.
51. Развитие учений о гетерогенном катализе. Стадии гетерогенных каталитических процессов.
52. Активация в гетерогенных каталитических процессах.
53. Гетерогенные каталитические реакции.
54. Основные понятия катализа: сродство к катализатору, избирательность действия, отравление и т.д.
55. Потенциальные кривые для некаталитических гомогенных и каталитических гетерогенных реакций.
56. Активированная адсорбция. Кинетическая и диффузионные области гетерогенно-каталитического процесса.
57. Кинетика гетерогенных каталитических реакций в статических условиях (реагирует одно вещество и продукты реакции не тормозят процесс).
58. Кинетика процессов, в которых реагирует одно вещество и продукт реакции тормозит процесс.
59. Истинная и кажущаяся энергия активации гетерогенных химических реакций.

Примеры экзаменационных билетов

ИНГУШСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Экзаменационный билет № 1 (часть 1)

По курсу «ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

для студентов 3 курса специальности «ФиПХ»

- Вопросы.** 1. Уравнение состояния идеального газа. Вывод универсальной газовой постоянной. Изотерма идеального газа.
2. Теплоемкость. Средняя теплоемкость. Молярная теплоемкость. C_p и C_v .
3. Диаграмма равновесия жидкость – пар в бинарных системах. Первый закон Коновалова. Диаграмма «давление – состав системы». Правило рычага.

Билет рассмотрен и утвержден на заседании кафедры _____

Зав. кафедрой, профессор

А.М.Саламов

ИНГУШСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Экзаменационный билет № 2 (часть 1)

По курсу «ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

для студентов 3 курса специальности «ФиПХ»

- Вопросы.** 1. Основные законы идеальных газов: Бойля- Мариотта, Шарля, Гей-Люссака. Изотермы, изобары и изохоры идеальных газов.
2. Работа процесса. Измерение работы в различных процессах. Работа расширения идеальных газов в изотермических, изобарных, изохорных и адиабатических процессах.
3. Диаграмма равновесия жидкость – пар в бинарных системах. Первый закон Коновалова. Диаграмма «давление – состав системы». Правило рычага.

Билет рассмотрен и утвержден на заседании кафедры _____

Зав. кафедрой, профессор

А.М. Саламов

ИНГУШСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Экзаменационный билет № 1

По курсу «ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ» (часть 2)

для студентов 3 курса специальности «Химия» (спец.)

- Вопросы.** 1. Поверхностные явления. Адсорбция. Основные понятия. Адсорбент, адсорбат. Удельная поверхность.
2. Зависимость электродного потенциала от концентрации раствора. Стандартный электродный потенциал. Уравнение Нернста.
3. Потенциальные кривые для некаталитических гомогенных и каталитических

гетерогенных реакций.

Билет рассмотрен и утвержден на заседании кафедры _____

Зав. кафедрой, профессор

А.М. Саламов

ИНГУШСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Экзаменационный билет № 2 (часть 2)

По курсу «ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

для студентов 3 курса специальности «Химия» (спец.)

Вопросы. 1. Типы адсорбционных взаимодействий.

2. Понятие химической кинетики. Кинетический и термодинамический подходы к рассмотрению скорости химической реакции.

3. Истинная и кажущаяся энергия активации гетерогенных химических реакций.

Билет рассмотрен и утвержден на заседании кафедры _____

Зав. кафедрой, профессор

А.М.Саламов

Критерии оценки ответа на экзамене

4-балльная шкала (уровень освоения)	Показатели	Критерии
Отлично (повышенный уровень)	1. Полнота изложения теоретического материала; 2. Полнота и правильность решения практического задания; 3. Правильность и/или аргументированность изложения (последовательность действий);	Студентом дан полный, в логической последовательности развернутый ответ на поставленный вопрос, где он продемонстрировал знания предмета в полном объеме учебной программы, достаточно глубоко осмысливает дисциплину, самостоятельно, и исчерпывающе отвечает на дополнительные вопросы, приводит собственные примеры по проблематике поставленного вопроса, решил предложенные практические задания без ошибок.
Хорошо (базовый уровень)	4. Самостоятельность ответа; 5. Культура речи; 6. и т.д.	Студентом дан развернутый ответ на поставленный вопрос, где студент демонстрирует знания, приобретенные на лекционных и семинарских занятиях, а также полученные посредством изучения

		обязательных учебных материалов по курсу, дает аргументированные ответы, приводит примеры, в ответе присутствует свободное владение монологической речью, логичность и последовательность ответа. Однако допускается неточность в ответе. Решил предложенные практические задания с небольшими неточностями.
Удовлетворительно (пороговый уровень)		Студентом дан ответ, свидетельствующий в основном о знании процессов изучаемой дисциплины, отличающийся недостаточной глубиной и полнотой раскрытия темы, знанием основных вопросов теории, слабо сформированными навыками анализа явлений, процессов, недостаточным умением давать аргументированные ответы и приводить примеры, недостаточно свободным владением монологической речью, логичностью и последовательностью ответа. Допускается несколько ошибок в содержании ответа и решении практических заданий.
Неудовлетворительно (уровень не сформирован)		Студентом дан ответ, который содержит ряд серьезных неточностей, обнаруживающий незнание процессов изучаемой предметной области, отличающийся неглубоким раскрытием темы, незнанием основных вопросов теории, несформированными навыками анализа явлений, процессов, неумением давать аргументированные ответы, слабым владением монологической речью, отсутствием логичности и последовательности. Выводы поверхностны. Решение практических заданий не выполнено. Т.е студент не способен ответить на вопросы даже при дополнительных наводящих вопросах преподавателя.

Примерная тематика курсовых работ

1. Элементы кинетической теории газов.
2. Ион-дипольное взаимодействие в растворах электролитов.
3. Кинетика реакций в растворах.
4. Основные законы термохимии. Закон Гесса.
5. Классическая теория электролитической диссоциации.
6. Элементарная теория активных столкновений.

7. Кинетика цепных реакций.
8. Теория активированного комплекса.
9. Применение основного закона кинетики к сложным реакциям.
10. Некоторые сведения о растворах.
11. Правило фаз.
12. Второй и третий законы термодинамики.
13. Общие понятия термодинамики и уравнения состояния.
14. Элементы статической термодинамики.
15. Применение второго закона термодинамики.

Критерии оценки курсовой работы

<i>Оценка</i>	<i>Критерии оценки</i>
Отлично	работа выполнена в соответствии с утвержденным планом, полностью раскрыто содержание каждого вопроса, студентом сформулированы собственные аргументированные выводы по теме работы. Оформление работы соответствует предъявляемым требованиям. При защите работы студент свободно владеет материалом и отвечает на вопросы.
Хорошо	работа выполнена в соответствии с утвержденным планом, полностью раскрыто содержание каждого вопроса. Незначительные замечания к оформлению работы. При защите работы студент владеет материалом, но отвечает не на все вопросы.
Удовлетворительно	работа выполнена в соответствии с утвержденным планом, но не полностью раскрыто содержание каждого вопроса. Студентом не сделаны собственные выводы по теме работы. Грубые недостатки в оформлении работы. При защите работы студент слабо владеет материалом, отвечает не на все вопросы.
Неудовлетворительно	работа выполнена не в соответствии с утвержденным планом, не раскрыто содержание каждого вопроса. Студентом не сделаны выводы по теме работы. Грубые недостатки в оформлении работы. При защите работы студент не владеет материалом, не отвечает на вопросы.

9. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

9.1. Учебная литература

а) Основная:

1. Герасимов Я.И. и др. Курс физической химии. М.: Химия. 1969, т.1; 1970, т.2.
2. Киреев В.А. Краткий курс физической химии. М.: Химия, 1978
3. Еремин Е.Н. Основы химической кинетики. Учебн. пособие. М.: высшая школа, 1976.
4. Дамаскин Б.Б., Петрий О.А. Электрохимия. Учебн. пособие. М.: высшая школа, 1987.

5. Картушинская А.И. и др. Сборник задач по химической термодинамике. М.: Высшая школа, 1983.
6. Киселева Е.В. и др. Сборник примеров и задач по физической химии. М.: Высшая школа, 1983.
7. Краткий справочник физико-химических величин, под редакцией Равделя А.А. и Пономаревой А.М. Л.: Химия, 1983.

б) дополнительная литература

1. Полторак О.М. Термодинамика в физической химии. М: Высшая школа, 1991
2. Практические работы по физической химии. Под редакцией Мищенко К.П., Равделя З.А.А., Пономаревой А.М. Л.: Химия, 1982.
4. Практикум по физической химии. Под редакцией Буданова В.В. и Воробьева Н.К. М: Химия, 1986.
5. Новоселова А.В. Методы исследования гетерогенных систем. М.: Высшая школа, 1980.

9.2. Интернет-ресурсы:

<http://fizrast.ru/sitemap.html>
<http://www.don-agro.ru>
<http://xn-80abucjiibhv9a.xn-plai/>
<http://www.agroxxi.ru/> (РГБ)
<http://elibrary.rsl.ru> Научная электронная библиотека
<http://elibrary.ru/default.asp> Российская национальная библиотека
<http://primo.nl.ru> <http://nbmgu.ru> Электронная библиотека Российской государственной библиотеки

9.3. Программное обеспечение

Университет обеспечен необходимым комплектом лицензионного и свободно распространяемого программного обеспечения, в том числе отечественного производства.

Каждый обучающийся в течение всего периода обучения обеспечен индивидуальным неограниченным доступом к электронной информационно-образовательной среде университета из любой точки, в которой имеется доступ к информационно-телекоммуникационной сети «Интернет» как на территории университета, так и вне ее.

Университет обеспечен следующим комплектом лицензионного программного обеспечения.

1. Лицензионное программное обеспечение, используемое в ИнГУ
 - 1.1. Microsoft Windows 7
 - 1.2. Microsoft Office 2007
 - 1.3. Программный комплекс ММИС “Визуальная Студия Тестирования”
 - 1.4. Антивирусное ПО Eset Nod32
 - 1.5. Справочно-правовая система “Гарант”

Наряду с традиционными изданиями студенты и сотрудники имеют возможность пользоваться электронными полнотекстовыми базами данных:

Таблица 9.1.

Название ресурса	Ссылка/доступ
Электронная библиотека онлайн «Единое окно к образовательным ресурсам»	http://window.edu.ru
«Образовательный ресурс России»	http://school-collection.edu.ru
Федеральный образовательный портал: учреждения, программы, стандарты, ВУЗы, тесты ЕГЭ, ГИА	http://www.edu.ru –
Федеральный центр информационно-образовательных ресурсов (ФЦИОР)	http://fcior.edu.ru -
ЭБС "КОНСУЛЬТАНТ СТУДЕНТА". Электронная библиотека технического вуза	http://polpred.com/news
Издательство «Лань». Электронно-библиотечная система	http://www.studentlibrary.ru -
Русская виртуальная библиотека	http://rvb.ru –
Издательство «Лань». Электронно-библиотечная система	http://e.lanbook.com -
Еженедельник науки и образования Юга России «Академия»	http://old.rsue.ru/Academy/Archives/Index.htm
Научная электронная библиотека «e-Library»	http://elibrary.ru/defaultx.asp -
Электронно-библиотечная система IPRbooks	http://www.iprbookshop.ru -
Электронно-справочная система документов в сфере образования «Информо»	http://www.informio.ru
Информационно-правовая система «Гарант»	Сетевая версия, доступна со всех компьютеров в корпоративной сети ИнГГУ
Электронно-библиотечная система «Юрайт»	https://www.biblio-online.ru

10. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Требования к аудитории для лекционных и практических занятий: бесшумная светлая аудитория на 25 посадочных мест с доской.

Требования к аудитории для лабораторных занятий: лаборатория 60-70 м² с вытяжкой, общим и местным (над шестью рабочими столами) освещением, канализацией (холодная и горячая вода).

Требования к специализированному оборудованию: вытяжной шкаф, химически стойкая раковина, шесть лабораторных столов со стойким покрытием, один стол преподавателя, двенадцать лабораторных стульев, доска, технические и аналитические весы.

Теоретический курс:

1. Лекции, презентации
2. Контрольные тесты.
3. Списки вопросов для проведения коллоквиумов.
4. Таблицы - диск и бумажный вариант большого формата.
5. Варианты заданий для контрольных работ.
6. Варианты заданий для самостоятельной расчетной работы (специально разработанный и изданный практикум для студентов).
7. Набор реактивов и оборудования для лекционных опытов.

Лабораторный практикум:

1. Тематика и описание лабораторных работ (специально разработанный и изданный лабораторный практикум для студентов химического направления).
2. Набор химических реактивов к каждой лабораторной работе.
3. Лабораторные установки, оборудование.

11. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Дисциплина «Физическая химия» направлена на формирование компетенций: УК-3, ОПК—3, ОПК-6, ПК-3.

Промежуточная аттестация предполагает зачет.

Приступая к изучению дисциплины, необходимо в первую очередь ознакомиться с содержанием рабочей программы дисциплины (РПД).

Лекции имеют целью дать систематизированные основы научных знаний.

При изучении и проработке теоретического материала необходимо:

- повторить законспектированный на лекционном занятии материал и дополнить его с учетом рекомендованной по данной теме литературы;
- при самостоятельном изучении теоретической темы сделать конспект, используя рекомендованные в РПД литературные источники и ресурсы информационно-телекоммуникационной сети «Интернет»
- при подготовке к промежуточной аттестации по модулю использовать материалы фонда оценочных средств.

Практические занятия проводятся с целью углубления и закрепления знаний, полученных на лекциях и в процессе самостоятельной работы над нормативными документами, учебной и научной литературой.

При подготовке к практическому занятию необходимо:

- изучить, повторить теоретический материал по заданной теме;
- при выполнении домашних расчетных заданий, изучить, повторить типовые задания, выполняемые в аудитории.

Рекомендации по работе с научной и учебной литературой

Работа с учебной и научной литературой является главной формой самостоятельной работы и необходима при подготовке к устному опросу на семинарских занятиях, к модульным контрольным работам, опросу, экзамену. Она включает проработку лекционного материала – изучение рекомендованных источников и литературы по тематике лекций. Конспект лекции должен содержать реферативную запись основных вопросов лекции, предложенных преподавателем схем (при их демонстрации), основных источников и литературы по темам, выводы по каждому вопросу. Конспект должен быть выполнен в отдельной тетради по предмету. Он должен быть аккуратным, хорошо читаемым, не содержать не относящуюся к теме информацию или рисунки.

Конспекты научной литературы при самостоятельной подготовке к занятиям должны быть выполнены также аккуратно, содержать ответы на каждый поставленный в теме вопрос, иметь ссылку на источник информации с обязательным указанием автора, названия и года издания используемой научной литературы. Конспект может быть опорным (содержать лишь основные ключевые позиции), но при этом позволяющим дать полный ответ по вопросу, может быть подробным. Объем конспекта определяется самим обучающимся.

В процессе работы с учебной и научной литературой обучающийся может:

- делать записи по ходу чтения в виде простого или развернутого плана (создавать перечень основных вопросов, рассмотренных в источнике);
- составлять тезисы (цитирование наиболее важных мест статьи или монографии, короткое изложение основных мыслей автора);
- готовить аннотации (краткое обобщение основных вопросов работы);
- создавать конспекты (развернутые тезисы).

Рабочая программа дисциплины «Физическая химия» составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВО по специальности 04.05.01. «Фундаментальная и прикладная химия», утвержденного приказом Министерства образования и науки Российской Федерации от 13 июля 2017 г. № 652

Программу составила: профессор кафедры химии Арчакова Р.Д.

Рабочая программа утверждена на заседании кафедры химии

Протокол заседания № 7 от «13» марта 2025 г.

Рабочая программа одобрена учебно-методическим советом

химико-биологического факультета

Протокол заседания № 6 от «18» марта 2025 г.

Сведения о переутверждении программы на очередной учебный год и регистрации изменений

Учебный год	Решение кафедры (№ протокола, дата)	Внесенные изменения	Подпись зав. кафедрой