

**МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ
ФЕДЕРАЦИИ**

**Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего
образования «Кабардино-Балкарский государственный
университет им. Х.М. Бербекова» (КБГУ)**

Институт химии и биологии

Кафедра неорганической и физической химии

СОГЛАСОВАНО

Руководитель образовательной
программы

УТВЕРЖДАЮ

Директор института

_____ Х.Б. Кушхов.

_____ А.М. Хараев

«___» _____ 2021 г.

«___» _____ 2021 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

«Физическая химия»

04.03.01 - Химия

(код и наименование направления подготовки)

Профили подготовки

Неорганическая химия и химия координационных соединений, Физическая химия
(наименование профиля подготовки)

Квалификация (степень) выпускника

«Бакалавр»

Форма обучения

очная

Нальчик 2021

Рабочая программа дисциплины «Физическая химия»

Составитель Х.Б Кушхов - Нальчик: ФГБОУ ВО КБГУ, 2021. – 81 с.

Рабочая программа предназначена для преподавания дисциплины обязательной части студентам очной формы обучения по направлению подготовки 04.03.01 Химия, 6 и 7 семестров, 3 и 4 курса.

Рабочая программа составлена с учетом федерального государственного образовательного стандарта высшего образования по направлению 04.03.01 Химия и профилю подготовки «Неорганическая химия и химия координационных соединений», «Химия окружающей среды, химическая экспертиза и экологическая безопасность», утвержденного приказом Министерства образования и науки Российской Федерации от 17.07.2017 N 671 (Зарегистрировано в Минюсте России 02.08.2017 N 47644)

Содержание

1. Цели и задачи освоения дисциплины	4
3. Требования к результатам освоения дисциплины (модуля).	4
4. Содержание и структура дисциплины (модуля)	5
5. Оценочные материалы для текущего и рубежного контроля успеваемости и промежуточной аттестации.....	22
5.1 Оценочные материалы для текущего контроля.	22
5.1.1. Вопросы по темам дисциплины «Физическая химия»	22
5.1.2. Оценочные материалы для лабораторных работ обучающегося	27
5.1.3. Оценочные материалы для самостоятельной работы обучающегося	28
5.2. Оценочные материалы для рубежного контроля.	46
5.2.1. Оценочные материалы для контрольной работы:	46
5.2.2.Оценочные материалы: Типовые тестовые задания по дисциплине Физическая химия	48
5.2.3 Оценочные материалы для промежуточной аттестации.	51
6. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности	52
7.Учебно-методическое обеспечение дисциплины	61
7.1. Нормативно-законодательные акты	61
7.2 Основная литература	61
7.3. Дополнительная литература	62
7.4. Периодические издания (газета, вестник, бюллетень, журнал)	62
7.5. Интернет-ресурсы	62
7.6. Методические указания по проведению различных учебных занятий и самостоятельной работы	66
8. Материально-техническое обеспечение дисциплины	73
Приложение 1	76
Приложение 2	77
Приложение 3	Error! Bookmark not defined.

1. Цели и задачи освоения дисциплины

Целью освоения дисциплины «Физическая химия» является формировать и раскрыть смыслы основных законов и знаний у студентов в области физической химии, научить студентов видеть области применения этих законов и знаний, понимать их принципиальные возможности при решении конкретных задач, показать роль физической химии как теоретического фундамента современной химии, научить основам химической термодинамики, теории растворов и фазовых равновесий, элементам статистической термодинамики, основам химической кинетики и катализа, электрохимии, дать представления о механизмах химических реакций.

Задачи дисциплины:

- формирование естественно научного мировоззрения у студентов;
- приобретение студентами основ знаний по физико-химическим закономерностям химических процессов;
- формирование практических умений и навыков, а также подготовка и выполнение физико-химических экспериментов, их математической обработка и интерпретация, умений решать и ставить физико-химические задачи.
- приобретение навыков удовлетворяющих требованиям профессионального стандарта «Педагог (педагогическая деятельность в сфере дошкольного, начального общего, основного общего, среднего общего образования) (воспитатель, учитель)» утвержденный приказом Минтруда России от 18 октября 2013 г. N 544н

2. Место дисциплины в структуре ОПОП ВО

Дисциплина «Физическая химия» является дисциплиной обязательной части Блок 1 «Дисциплины (модули) основной образовательной программы по направлению 04.03.01 Химия.

Изучение дисциплины «Физическая химия» базируется на сумме знаний, полученных студентами в ходе изучения следующих дисциплин: «Математика», «Физика», «Неорганическая химия», «Аналитическая химия», «Квантовая химия», «Строение вещества», «Кристаллохимия» и др.

Дисциплина «Физическая химия» является предшествующей для таких дисциплин как: «Коллоидная химия», «ВМС», «Физические методы исследования», «Химическая технология».

Изучение данной дисциплины направлено на освоение обобщенных трудовых функций

ПС «Педагог (педагогическая деятельность в сфере дошкольного, начального общего, основного общего, среднего общего образования) (воспитатель, учитель)» утвержденный приказом Минтруда России от 18 октября 2013 г. N 544н ОТФ - Педагогическая деятельность по проектированию и реализации образовательного процесса в образовательных организациях дошкольного, начального общего, основного общего, среднего общего образования.

3. Требования к результатам освоения дисциплины (модуля).

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование следующих компетенций в соответствии с ФГОС ВО и ОПОП ВО по направлению подготовки 04,03,01 – химия (уровень бакалавриата)

ОПК-1. Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений

ОПК-2. Способен проводить с соблюдением норм техники безопасности химический эксперимент, включая синтез, анализ, изучение структуры и свойств веществ и материалов, исследование процессов с их участием

ОПК-3. Способен применять расчетно-теоретические методы для изучения свойств веществ и процессов с их участием с использованием современной вычислительной техники

ОПК-4. Способен планировать работы химической направленности, обрабатывать и интерпретировать полученные результаты с использованием теоретических знаний и практических навыков решения математических и физических задач

ОПК-6. Способен представлять результаты своей работы в устной и письменной форме в соответствии с нормами и правилами, принятыми в профессиональном сообществе

В результате изучения дисциплины «Физическая химия» студент должен:

- **знать:** основные законы и закономерности, определяющие направление и результат протекания процессов в гомогенных и гетерогенных системах, способы аналитического представления этих закономерностей .
- **уметь:** формулировать конкретные химические задачи на основе законов и закономерностей, освоенных в курсе физической химии; получать физико-химические данные, проводить их математическую обработку, обобщать полученные результаты.

владеть: простейшими расчетными методами решения физико-химических задач, навыками поиска физико-химических данных в открытых источниках (в том числе, в информационных базах данных) и применения их при решении практических химических задач .

Приобрести опыт деятельности: в анализе, формулировке и решении конкретных химических задач, интересующих фундаментальную науку и практику

Приобрести опыт деятельности: в анализе, формулировке и решении конкретных химических задач, интересующих фундаментальную науку и практику (ПС «Педагог (педагогическая деятельность в сфере дошкольного, начального общего, основного общего, среднего общего образования) (воспитатель, учитель)» утвержденный приказом Минтруда России от 18 октября 2013 г. N 544н ТФ - А/01.6 Общеобразовательная функция, А/02.6 Воспитательная деятельность, А/03.6 Развивающая деятельность, В/03.6 Педагогическая деятельность по реализации программ основного и среднего общего образования)

–

4. Содержание и структура дисциплины (модуля)

Таблица 1. Содержание дисциплины (модуля) «Физическая химия»

№	Наименование раздела	Содержание раздела	Код контролируемой компетенции	Наименование оценочного средства
---	----------------------	--------------------	--------------------------------	----------------------------------

			ции или ее части	
1.	ОСНОВ Ы ХИМИЧ ЕС-КОЙ ТЕРМО ДИ- НАМИК И	<p>Макроскопические системы и термодинамический метод их описания. Термическое равновесие системы. Термодинамические переменные. Температура. Интенсивные и экстенсивные величины. Обратимые и необратимые процессы. Уравнения состояния. Уравнение состояния идеального газа, газа Ван-дер-Ваальса. Теорема о соответственных состояниях. Вириальные уравнения состояния.</p> <p>Теплота и работы различного рода. Работа расширения для различных процессов. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия. Энтальпия. Закон Гесса и его следствия. Стандартные состояния и стандартные теплоты химических реакций. Теплота сгорания. Теплоты образования. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Формула Кирхгоффа. Зависимость теплоемкости от температуры и расчеты тепловых эффектов реакций. Таблицы стандартных термодинамических величин и их использование в термодинамических расчетах.</p> <p>Второй закон термодинамики и его различные формулировки. Энтропия. Уравнение второго начала термодинамики для обратимых и необратимых процессов. Некомпенсированная теплота Клаузиуса и работа, потерянная в необратимом процессе. Обоснование второго начала термодинамики. Теорема Карно - Клаузиуса. Различные шкалы температур.</p> <p>Энтропия как функция состояния. Изменение энтропии при различных процессах. Изменение энтропии изолированных процессов и направление процесса.</p> <p>Математический аппарат термодинамики. Фундаментальное уравнение Гиббса. Внутренняя энергия, как однородная функция объема, энтропии и числа молей. Уравнение Гиббса-Дюгема. Термодинамические потенциалы. Соотношения Максвелла и их использование для вывода различных термодинамических соотношений. Уравнение Гиббса - Гельмгольца.</p> <p>Свойства термодинамических потенциалов. Различные формы записи условий термодинамического равновесия. Критерий самопроизвольного протекания процессов.</p> <p>Связь между калорическими и термодинамическими переменными. Методы вычисления энтропии, внутренней энергии, энтальпии, энергии Гельмгольца и</p>	ОПК-1.1; ОПК-1.2; ОПК-1.3; ОПК-2.1; ОПК-2.2; ОПК-2.3; ОПК-4.1; ОПК-5.3	Защита лабораторной работы (ЛР), Тестирование (Т), коллоквиум (К), рубежный контроль (РК).

		<p>энергии Гиббса.</p> <p>Химический потенциал. Стандартный химический потенциал. Способы вычисления изменений химического потенциала . Химический потенциал идеального и неидеального газов. Метод летучести. Различные методы вычисления летучести из опытных данных.</p>		
2.	РАСТВОРЫ, ФАЗОВЫЕ РАВНОВЕСИЯ	<p>Растворы различных классов. Различные способы выражения состава раствора. Смеси идеальных газов. Термодинамические свойства газовых смесей. Идеальные растворы в различных агрегатных состояниях и общее условие идеальности растворов. Давление насыщенного пара жидких растворов. Закон Рауля и закон Генри. Идеальные и неидеальные растворы. Химический потенциал компонента в растворе. Метод активностей. Коэффициенты активности и их определение по парциальным давлениям компонент. Стандартные состояния при определении химических потенциалов компонент в жидких и твердых растворах. Симметричная и несимметричная системы отсчета.</p> <p>Термодинамическая классификация растворов. Функция смешения для идеальных и неидеальных растворов. Предельно разбавленные растворы, атермальные, регулярные, растворы и их свойства.</p> <p>Парциальные молярные величины и их определение из опытных данных для бинарных систем. Обобщенное уравнение Гиббса - Дюгема.</p> <p>Гетерогенные системы. Понятие фазы, компонента, степени свободы. Вывод условия фазового равновесия. Вывод условия мембранного равновесия. Правило фаз Гиббса и его вывод.</p> <p>Фазовые равновесия в однокомпонентных системах. Уравнение Клапейрона - Клаузиуса и его применение к различным фазовым равновесиям. Диаграммы состояния воды, серы, фосфора и углерода. Фазовые переходы первого рода. Фазовые переходы второго рода.</p> <p>Фазовые равновесия в двухкомпонентных системах. Коллигативные свойства растворов. Изменение температуры затвердевания различных растворов. Криоскопический метод. Уравнение Шредера. Осмос как пример мембранного равновесия. Уравнения Вант-Гоффа, его термодинамический вывод и область применимости. Равновесие жидкость - пар в двухкомпонентных системах. Равновесные составы пара</p>	<p>ОПК-1.1; ОПК-1.2; ОПК-1.3; ОПК-2.1; ОПК-2.2; ОПК-2.3; ОПК -4.1; ОПК-5.3</p>	<p>Защита лабораторной работы (ЛР), Тестирование (Т), коллоквиум (К), рубежный контроль (РК)..</p>

		<p>и жидкости. Различные виды фазовых диаграмм: p-x ($T=\text{const}$), T-x ($p=\text{const}$).</p> <p>Термодинамический вывод законов Гиббса - Коновалова. Разделение веществ путем перегонки. Азеотропные смеси и их свойства.</p> <p>Диаграммы состояния (плавкости) двухкомпонентных систем и их анализ на основе правила фаз. Расслаивание в двухкомпонентных системах.</p> <p>Трехкомпонентные системы. Треугольник Гиббса.</p>		
3.	ХИМИЧЕСКИЕ И АДСОРБЦИОННЫЕ РАВНОВЕСИЯ	<p>Вывод условия химического равновесия. Химическая переменная. Изотерма Вант-Гоффа. Изменение энергии Гиббса и энергии Гельмгольца при химической реакции. Химическое сродство. Закон действия масс. Стандартная энергия Гиббса химической реакции. Константа равновесия. Различные виды констант равновесия и связь между ними.</p> <p>Химические равновесия в растворах. Константы равновесия при различном выборе стандартных состояний для участников реакции. Химическое равновесие в разбавленном растворе. Влияние инертного растворителя.</p> <p>Гетерогенные химические равновесия с образованием и без образования твердых растворов.</p> <p>Зависимость констант равновесия от температуры и давления. Уравнение изобары реакции и его термодинамический вывод. Использование различных приближений для теплостей реагентов при расчетах химических равновесий при различных температурах.</p> <p>Третий закон термодинамики. Постулат Нернста. Постулат Планка. Расчеты абсолютной энтропии химических соединений.</p> <p>Приведенные термодинамические потенциалы. Современные методы расчета равновесных составов.</p> <p>Явления адсорбции. Адсорбент. Адсорбат. Структура поверхности и пористость адсорбента. Виды адсорбции. Локализованная и делокализованная адсорбция. Мономолекулярная и полимолекулярная адсорбция. Определение адсорбции по Гиббсу. Адсорбция из растворов и газовой фазы. Изотермы и изобары адсорбции. Уравнение Ленгмюра, его термодинамический вывод и условия применимости. Уравнение Генри. Константа адсорбционного равновесия. Полимолекулярная адсорбция, ее приближенное описание методом Брунауэра - Эммета - Теллера (БЭТ).</p>	ОПК-1.1; ОПК-1.2; ОПК-1.3; ОПК-2.1; ОПК-2.2; ОПК-2.3; ОПК-4.1; ОПК-5.3	Защита лабораторной работы (ЛР), Тестирование (Т), коллоквиум (К), рубежный контроль (РК).

		Вывод уравнения БЭТ. Использование уравнения БЭТ для определения поверхности адсорбентов.		
4.	ЭЛЕМЕНТЫ СТАТИСТИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ	<p>Основные понятия и постулаты статистической термодинамики. Основные задачи статистической механики. Основные идеи статистической термодинамики. Распределения. Фазовое пространство. Статистические ансамбли. Постулаты статистической механики. Теорема Луивилля. Основные типы статистических ансамблей. Микроканонический ансамбль. Постулат 3. Канонический ансамбль. Большой канонический ансамбль. Распределение Максвелла по скоростям. Распределение Больцмана. Постулат 4. Квантовая статистическая термодинамика. Общие соотношения между статистическими и термодинамическими функциями. Сумма по состояниям. Свойства сумм по состояниям. Связь суммы по состояниям с термодинамическими функциями. Теорема о равномерном распределении энергии по степеням свободы.</p> <p>Статистическая термодинамика идеальных и реальных систем. Молекулярная сумма по состояниям идеальных газов. Поступательная сумма по состояниям. Внутренние суммы по состояниям. Термодинамические функции и уравнение состояния идеальных газов. Расчет констант равновесия для идеальных газов. Сумма по состояниям реальных газов. Статистическая термодинамика адсорбции.</p>	ОПК-1.1; ОПК-1.2; ОПК-1.3; ОПК-2.1; ОПК-2.2; ОПК-2.3; ОПК-4.1; ОПК-5.3	Защита лабораторной работы (ЛР), Тестирование (Т), коллоквиум (К), рубежный контроль (РК).
5.	ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА	<p>Химическая кинетика - наука о скоростях и механизмах химических реакций. Несовпадение механизмов реакций и их стехиометрических уравнений. Механизм разложения N₂O, N₂O₅, синтеза HBr и HI.</p> <p>Основные понятия химической кинетики. Определение скорости реакции. Кинетический закон действия масс и область его применимости. Порядок реакции. Кинетические кривые. Реакции переменного порядка и изменение порядка в ходе реакции на примере реакции образования HBr. Молекулярность элементарных реакций. Прямая и обратная задачи химической кинетики.</p> <p>Необратимые реакции нулевого, первого и второго порядков. Автокатализ. Необратимые реакции порядка n. Определение констант скорости из опытных данных. Методы определения порядка реакции и вида кинетического уравнения. Время полупревращения и</p>	ОПК-1.1; ОПК-1.2; ОПК-1.3; ОПК-2.1; ОПК-2.2; ОПК-2.3; ОПК-4.1; ОПК-5.3	Защита лабораторной работы (ЛР), Тестирование (Т), коллоквиум (К), рубежный контроль (РК).

	<p>среднее время жизни.</p> <p>Сложные реакции. Принцип независимости протекания элементарных стадий. Методы составления кинетических уравнений. Обратимые реакции первого порядка. Определение элементарных констант из опытных данных. Параллельные реакции. Последовательные реакции на примере двух необратимых реакций первого порядка.</p> <p>Кинетический анализ процессов, протекающих через образование промежуточных продуктов. Принцип квазистационарности Боденштейна и область его применимости. Квазиравновесие. Уравнение Михаэлиса - Ментэн. Определение кинетических постоянных этого уравнения из опытных данных. Кинетика каталитических реакций с конкурентным ингибированием.</p> <p>Цепные реакции. Элементарные процессы возникновения, продолжения, разветвления и обрыва цепей. Длина цепи. Различные методы расчета скорости неразветвленных цепных реакций. Применение метода стационарности для составления кинетических уравнений неразветвленных цепных реакций на примере темнового образования НВг.</p> <p>Разветвленные цепные реакции. Кинетические особенности разветвленных цепных реакций. Предельные явления в разветвленных цепных реакциях на примере реакции окисления водорода. Полуостров воспламенения. Период индукции. Зависимость скорости реакции на нижнем пределе воспламенения от диаметра сосуда и природы его поверхности. Применение метода квазистационарных концентраций для описания предельных явлений в окрестностях первого и второго пределов воспламенения</p> <p>Реакции в потоке. Реакторы идеального вытеснения и идеального смешения. Определение кинетических постоянных для различных реакций первого порядка в реакторах идеального смешения и вытеснения.</p> <p>Колебательные реакции. Схема Лотка-Вольтерра. Фазовый портрет. Устойчивость стационарного состояния. Точки бифуркации. Реакция Белоусова - Жаботинского.</p> <p>Зависимость константы скорости химической реакции от температуры. Уравнение Аррениуса. Опытная энергия активации.</p> <p>Поверхность потенциальной энергии (ППЭ).</p>		
--	--	--	--

	<p>Поверхность потенциальной энергии для взаимодействия трех атомов водорода. Путь реакции. Переходное состояние. Понятие о современных методах расчета ППЭ.</p> <p>Метод переходного состояния (активированного комплекса). Свойства активированного комплекса. Статистический расчет константы скорости. Основные допущения теории активированного комплекса и область его применимости. Трансмиссионный коэффициент.</p> <p>Термодинамический аспект теории активированного комплекса. Энтропия активации. Соотношения между опытной и истинной энергией активации.</p> <p>Теория соударений в химической кинетике. Ее приближенная и более строгая формулировка. Формула Траутца - Льюиса. Стерический множитель.</p> <p>Мономолекулярные реакции. Теория активированного комплекса в применении к мономолекулярным реакциям. Область применимости полученных соотношений. Объяснение "повышенных" и "заниженных" значений предэкспоненциального множителя. Теория соударений в применении к мономолекулярным реакциям. Схема Линдемана и ее сопоставление с опытными данными. Причины неточности схемы Линдемана. Поправки Гиншельвуда и Касселя. Понятие о теории РРКМ.</p> <p>Бимолекулярные реакции. Теория активированного комплекса в применении к бимолекулярным реакциям различного типа. Теория соударений в применении к бимолекулярным реакциям. Сопоставление результатов теории соударений и теории активированного комплекса. Оценка стерического множителя теории активных соударений.</p> <p>Тримолекулярные реакции. Применение теории активированного комплекса для описания тримолекулярных реакций с участием окиси азота. Теория соударений в применении к тримолекулярным реакциям. Сопоставление результатов обеих теорий.</p> <p>Реакции в растворах. "Клеточный эффект". Уравнение Бренстеда-Бьеррума. Уравнение Смолуховского.</p> <p>Фотохимические реакции. Элементарные фотохимические процессы. Принцип Франка-Кондона. Фотохимические активные частицы. Эксимеры, эксиплексы и их свойства. Изменение физических и химических свойств молекул при электронном</p>		
--	--	--	--

		возбуждении. Квантовый выход. Закон фотохимической эквивалентности Эйнштейна. Закон Ламберта-Бера. Определение кинетических постоянных фотохимических реакций методом стационарных концентраций. Схема Штерна-Фолмера.		
6.	КАТАЛИЗ	<p>Определение катализа. Общие принципы катализа. Роль катализа в химии. Основные промышленные каталитические процессы. Примеры механизмов каталитических процессов.</p> <p>Гомогенный катализ. Кислотно-основной катализ. Классификация реакций кислотно-основного типа. Кинетика и механизм реакций специфического кислотно-основного катализа. Функции кислотности Гаммета и их использование для вычисления скорости реакции и кинетических постоянных. Суперкислоты. Твердые кислоты как катализаторы. Кинетика и механизм реакций общего кислотно-основного катализа. Уравнение Бренстеда и его использование в кинетике каталитических реакций. Корреляционные уравнения для энергий активации и теплот реакций. Уравнение Семенова в кинетике радикальных реакций. Специфический и общий основной катализ.</p> <p>Гетерогенный катализ. Определение скорости гетерогенной каталитической реакции. Различные режимы протекания реакций (кинетическая и внешняя кинетическая области; область внешней и внутренней диффузии). Кинетика Лэнгмюра-Хиншельвуда для реакции на однородной поверхности катализатора. Особенности кинетики и записи константы равновесия в адсорбционном слое. Неоднородность поверхности катализаторов. Кинетика гетерогенно-каталитических реакций с диффузионными ограничениями. Внешняя диффузия (метод равнодоступной поверхности). Кинетика каталитических реакций во внутренней диффузионной области. Решение кинетической задачи Зельдовича-Тиле для необратимой реакции первого порядка. Фактор Тиле и диффузионное торможение. Энергия активации каталитической реакции в кинетической и внутренней диффузионной области. Металлы как катализаторы. Теория мультиплетов Баландина. Принцип геометрического и энергетического соответствия. Область применения теории мультиплетов. Нанесенные катализаторы. Теория активных ансамблей Кобозева.</p>	ОПК-1.1; ОПК-1.2; ОПК-1.3; ОПК-2.1; ОПК-2.2; ОПК-2.3; ОПК-4.1; ОПК-5.3	Защита лабораторной работы (ЛР), Тестирование (Т), коллоквиум (К), рубежный контроль (РК).

7.	РАВНО ВЕСНЫ Е И НЕРАВ НОВЕС НЫЕ ЯВЛЕН ИЯ В РАСТВ ОРАХ ЭЛЕКТР ОЛИТО В.	<p>Развитие представлений о строении растворов электролитов (Т. Гротгус, М. Фарадей, С. Аррениус, И.А. Каблуков). Основные положения теории Аррениуса. Недостатки этой теории. Соотношение между энергией кристаллической решетки и энергией сольватации ионов в рамках модели Борна. Ион-дипольное взаимодействие как основное условие устойчивости растворов электролитов. Термодинамическое описание ион-ионного взаимодействия. Понятия средней активности и среднего коэффициента активности; их связь с активностью и коэффициентом активности отдельных ионов. Основные допущения теории Дебая - Гюккеля. Потенциал ионной атмосферы. Уравнения для коэффициента активности в первом, втором и третьем приближении теории Дебая - Гюккеля. Современные представления о растворах электролитов.</p> <p>Неравновесные явления в растворах электролитов. Потоки диффузии и миграции. Формула Нернста - Эйнштейна. Диффузионный потенциал. Удельная и эквивалентная электропроводность. Числа переноса и методы их определения. Подвижности ионов и закон Кольрауша. Физические основы теории Дебая - Гюккеля - Онзагера; электрофоретический и релаксационный эффекты; эффекты Вина и Дебая - Фалькенгагена. Зависимость подвижности ионов от их природы, от природы растворителя, от температуры и концентрации раствора. Механизм электропроводности водных растворов кислот и щелочей.</p>	ОПК-1.1; ОПК-1.2; ОПК-1.3; ОПК-2.1; ОПК-2.2; ОПК-2.3; ОПК-4.1; ОПК-5.3	Защита лабораторной работы (ЛР), Тестирование (Т), коллоквиум (К), рубежный контроль (РК).
8.	ТЕРМО ДИНАМ ИКА ЭЛЕКТР ОХИМИ ЧЕСКИ Х ЦЕПЕЙ.	<p>Условия электрохимического равновесия на границах раздела фаз и в электрохимической цепи. Связь ЭДС со свободной энергией Гиббса. Уравнения Нернста и Гиббса - Гельмгольца для равновесной электрохимической цепи. Понятия поверхностного, внешнего и внутреннего потенциалов; разности потенциалов Гальвани и Вольта.</p> <p>Понятие электродного потенциала. Классификация электродов и электрохимических цепей. Определение коэффициентов активности и чисел переноса на основе измерений ЭДС.</p>	ОПК-1.1; ОПК-1.2; ОПК-1.3; ОПК-2.1; ОПК-2.2; ОПК-2.3; ОПК-4.1; ОПК-5.3	Защита лабораторной работы (ЛР), Тестирование (Т), коллоквиум (К), рубежный контроль (РК)..
9.	СТРОЕ НИЕ	Двойной электрический слой и его роль в кинетике электродных процессов. Электрокапиллярные явления;	ОПК-1.1; ОПК-1.2; ОПК-1.3;	Защита лаборатор-

	ЗАРЯЖЕННЫХ ГРАНИЦ РАЗДЕЛА.	основное уравнение электрокапиллярности; уравнение Липпмана. Емкость двойного электрического слоя; причины ее зависимости от потенциала электрода. Адсорбционный метод изучения двойного электрического слоя. Модельные представления о структуре двойного слоя. Теория Гуи - Чапмена - Грэма; сходство и различия этой теории с теорией ионной атмосферы Дебая - Гюккеля.	ОПК-2.1; ОПК-2.2; ОПК-2.3; ОПК-4.1; ОПК-5.3	ной работы (ЛР), Тестирование (Т), коллоквиум (К), рубежный контроль (РК).
10.	ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА.	Плотность тока как мера скорости электродного процесса; поляризация электродов. Стадии электродного процесса. Механизмы массопереноса: диффузия, миграция и конвекция. Три основных уравнения диффузионной кинетики и общий подход к решению ее задач. Зависимость тока от потенциала в условиях медленной стационарной диффузии к плоскому электроду. Полярография. Уравнение для тока в теории замедленного разряда; ток обмена и перенапряжение. Зависимость скорости стадии разряда от строения двойного слоя на примере электровосстановления ионов гидроксония и пероксидисульфата на ртутном электроде. Физический смысл энергии активации в условиях замедленного разряда. Сопряженные реакции в электрохимической теории коррозии. Методы защиты металлов от коррозии. Химические источники тока; их виды и основные характеристики.	ОПК-1.1; ОПК-1.2; ОПК-1.3; ОПК-2.1; ОПК-2.2; ОПК-2.3; ОПК-4.1; ОПК-5.3	Защита лабораторной работы (ЛР), Тестирование (Т), коллоквиум (К), рубежный контроль (РК).

На изучение курса отводится 576 часов(16 з.е.), из них контактная работа 363 часов, в том числе лекционных -131 часов, практических(семинарских) 116 часов, лабораторных занятий 116 часов, самостоятельная работа студента 159 часов, завершается экзаменами (54 часа).

Таблица 2. Общая трудоемкость дисциплины составляет 16 зачетных единиц (576 часов)

Вид работы	Трудоемкость, часы		
	6 семестр	7 семестр	Всего
Общая трудоемкость (в часах)	252	324	540
Контактная работа (в часах)	168	195	364
Лекционные занятия(Л)	56	75	131
Практические(семинарские)занятия (ПЗ)	56	60	116
Лабораторные работы (ЛР)	56	60	116
Самостоятельная работа (в часах)	57	102	122
Контрольная работа (К)	35	50	40

Самостоятельное изучение разделов	22	52	42
Подготовка и прохождение промежуточной аттестации	27	27	40
Вид промежуточной аттестации	Экзамен	Экзамен	

Таблица 3. Лекционные занятия

№ п/п	Тема
	6 семестр
1.	Первый закон термодинамики. Цель и задачи изучения темы-раскрыть основные понятия и определения термодинамики, основные аксиомы термодинамики, работы, теплоты, внутренней энергии, формулировки первого закона термодинамики, аналитические выражения, закон Гесса и его следствия, теплоемкости, зависимости теплового эффекта реакции от температуры.
2.	Второй закон термодинамики. Цель и задачи изучения темы-раскрыть понятие энтропии, формулировки и аналитические уравнения второго закона термодинамики, условия фазового и химического равновесия, расчета термодинамических потенциалов для различных процессов.
3.	Термодинамика растворов. Цель и задачи изучения темы-раскрыть термодинамику растворов неэлектролитов, парциальные, молярные и интегральные свойства, химический потенциал, фугитивность, критерий устойчивости раствора.
4.	Фазовые равновесия. Цель и задачи изучения темы-раскрыть гетерогенные равновесия в однокомпонентных системах, правило фаз Гиббса, расчет фазовых равновесий в однокомпонентных и двухкомпонентных системах из общего и частных условий равновесия, равновесия жидкость-пар, равновесия конденсированных фаз (осмос).
5.	Химическое равновесие. Цель и задачи изучения темы-раскрыть уравнение изотермы химической реакции, константы равновесия, зависимость константы равновесия от термодинамических переменных, решение задачи расчета состава в гомогенных и гетерогенных системах с помощью константы равновесия.
6.	Адсорбционное равновесие. Цель и задачи изучения темы-раскрыть сущность адсорбционных равновесий, основные подходы для описания процессов адсорбции, метод абсолютных концентраций и метод избытка Гиббса, изотермы Ленгмюра и БЭТ.
7.	Основные понятия и постулаты статистической термодинамики. Цель и задачи изучения темы-раскрыть основные понятия и постулаты статистической термодинамики, понятия фазовое пространство, виды функции распределения, статистика Больцмана и интерпретация

	Законов термодинамики с позиций статистической физики.
8.	Общие соотношения между статистическими и термодинамическими функциями. Статистическая термодинамика идеальных и реальных систем. Цель и задачи изучения темы - раскрыть сущность статистической термодинамики идеальных и реальных систем
	7 семестр
9.	Формальная кинетика. Цель и задачи изучения темы-раскрыть кинетические закономерности простых и сложных химических реакций, цепных реакций, реакций в потоке, колебательных реакций, зависимость скорости реакции от температуры.
10.	Теория химической кинетики. Цель и задачи изучения темы-раскрыть суть теории активных столкновений и теории активированного комплекса, приложение теории активных столкновений и активированного комплекса к реакциям различного типа – моно-, би- и тримолекулярным реакциям, а также раскрыть теоретические закономерности фотохимических реакции.
11	Катализ. Цель и задачи изучения темы-раскрыть кинетику и механизм гомогенных и гетерогенных каталитических процессов, теории гомогенного кислотно-основного катализа, мультиплетная теория Баландина, теория активных ансамблей Кобозева.
12.	Равновесные и неравновесные явления в растворах электролитов. Цель и задачи изучения темы-раскрыть суть современных теорий сольватации в растворах электролитов, ион - ионного взаимодействия в растворах сильных электролитов, неравновесных явлений в растворах электролитов-электропроводность, чисел переноса электрофоретические и релаксационные эффекты, эффект Вино, Дебая-Фалькогаена.
13.	Термодинамика электрохимических цепей. Цель и задачи изучения темы-раскрыть свойства электрохимических систем, содержащих межфазные границы, научиться исследовать свойства границ раздела, познать их строение, механизм возникновения электродного потенциала, классификация электродов и электрохимических цепей, методы ЭДС.
14.	Строение заряженных границ раздела. Цель и задачи изучения темы-раскрыть механизм образования двойного электрического слоя и ее роль в кинетике электродных процессов, различные модельные представления о структуре двойного слоя.
15	Электрохимическая кинетика. Цель и задачи изучения темы-раскрыть стадийность электродного процесса, механизмы массопереноса, теории диффузионной кинетики и закономерности теории замедленного разряда, кинетики сложных электрохимических реакции, электрохимической коррозии металлов.

Таблица 4. Практические (семинарские) занятия

№ п/п	Тема
	6 семестр

1	I закон термодинамики. Внутренняя энергия, работа различных процессов.
2	Энтальпия, теплоемкость.
3	Термохимия. Закон Гесса, уравнение Кирхгоффа.
4	II закон термодинамики. Энтропия. Вычисление абсолютных энтропий.
5	Фундаментальное уравнение Гиббса. Термодинамические потенциалы (Идеальные газы, химические реакции)
6	Фундаментальное уравнение Гиббса. Термодинамические потенциалы (Реальные газы, конденсированное состояние)
7	Растворы. Равновесие жидкость-пар в идеальных и реальных системах. Закон Рауля.
8	Криоскопия и эбулиоскопия.
9	Правило фаз. Уравнение Клайперона-Клаузиуса. Однокомпонентные системы.
10	Правило фаз. Уравнение Шредера. Двухкомпонентные системы.
11	Химическое равновесие. Расчет выходов продуктов реакций в идеальных и реальных газовых системах.
12	Изотерма химической реакции. Стандартная энергия Гиббса. Зависимость константы равновесия от температуры.
13	Сложные равновесия.
14	Статистическая термодинамика. Суммы по состояниям. Расчет для N и N ₂ при 298,15 и 1000 К.
15	Статистическая термодинамика. Расчет C_p^0 , S_T^0 , Φ_T^* для N и N ₂ при 298,15 и 1000 К.
7 семестр	
16	Кинетика необратимых реакций. Методы определения порядков реакций.
17	Кинетика обратимых и параллельных реакций.
18	Кинетика последовательных реакций. Метод стационарных концентраций Боденштейна.
19	Температурная зависимость скоростей химических реакций. Уравнение Аррениуса.
20	Теория столкновений. Бимолекулярные реакции.
21	Теория столкновений. Мономолекулярные реакции.
22	Теория активированного комплекса. Статистический аспект.
23	Теория активированного комплекса. Термодинамический аспект.
24	Кинетика цепных реакций (теоретический семинар)
25	Кинетика ферментативных каталитических реакций.
26	Коэффициенты активности сильных и слабых электролитов.
27	ЭДС. Расчет ЭДС химических цепей с электродами различного типа
28	Расчет ЭДС химических цепей с электродами различного типа
29	Расчет ЭДС концентрационных цепей
30	Термодинамика гальванического элемента. Расчет энтальпии, энтропии и энергии Гиббса реакций.

Таблица5. Лабораторные занятия

№ п/п	Тема
	6 семестр
1	Определение теплоты растворения сульфата меди
2	Определение теплоты реакции окисления щавелевой кислоты перманганатом натрия
3	Определение давления пара воды и этилового спирта в зависимости от температуры
4	Исследование равновесия двухкомпонентной системв пар – раствор (этиловый спирт - вода)
5	Исследование кристаллизации бинарных легкоплавких систем NaNO_3 – NaNO_2 , NaNO_3 – KNO_3 , KNO_3 – $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$
6	Исследование равновесия в трехкомпонентной системе (этиловый спирт – четыреххлористый углерод - вода)
7	Изучение химического равновесия реакции взаимодействия хлорида железа (III) с иодидом калия в растворе
8	Определение молекулярной массы сахарозы и хлорида калия криоскопическим. Расчет термодинамических свойств растворов неэлектролитов и электролитов по данным криоскопических измерений
9	Изучение зависимости плотности жидкости от температуры
10	Определение интегральной теплоты растворения соли при образовании концентрированного раствора
11	Определение содержания кристаллизационной воды в кристаллогидратах
12	Определение концентрации растворенного вещества по показателю преломления раствора
13	Определение теплоты нейтрализации
14	Определение теплоты реакции окисления
	7 семестр
15	Изучение каталитического разложения перекиси водорода газометрическим методом
16	Изучение скорости гидролиза уксусного ангидрида методом электропроводности
17	Изучение кинетики топохимических реакций
18	Определение порядка реакции окисления иодид-ионов ионами трехвалентного железа
19	Изучение скорости реакции омыления сложных эфиров в присутствии ионов водорода
20	Определение порядка реакции окисления иодид-ионов ионами трехвалентного железа
21	Изучение скорости реакции йодирования ацетона
22	Определение растворов электропроводности растворов слабых и сильных электролитов в функции от состава и температуры и расчет константы и степени диссоциации электролитов

23	Определение ЭДС и расчет термодинамических характеристик реакций в гальванических элементах (элемент Якоби-Даниэля)
24	Определение химического равновесия в гетерогенных системах (исследование карбонатов)
22	Определение растворов электропроводности растворов слабых и сильных электролитов в функции от состава и температуры и расчет константы и степени диссоциации электролитов
23	Определение ЭДС и расчет термодинамических характеристик реакций в гальванических элементах (элемент Якоби-Даниэля)
24	Определение химического равновесия в гетерогенных системах (исследование карбонатов)
25	Изучение скорости инверсии тростникового сахара
26	Изучение скорости реакции разложения мочевины в водных растворах методом электропроводности
27	Каталитическая дегидратация этилового спирта
28	Изучение кинетики растворения малорастворимых веществ
29	Изучение скорости мутаротации глюкозы
30	Изучение кинетики реакции гидратации уксусного ангидрида колориметрическим методом
31	Изучение кинетики электрохимических реакций (электролиз раствора сульфата меди (II)). Никелирование предметов

Таблица 6. Самостоятельное изучение разделов дисциплины

№ раздела	Вопросы, выносимые на самостоятельное изучение
	6 семестр
1.	Теорема о соответственных состояниях. Вириальные уравнения состояния. Зависимость теплоемкости от температуры и расчеты тепловых эффектов реакций. Таблицы стандартных термодинамических величин и их использование в термодинамических расчетах.
2.	Некомпенсированная теплота Клаузиуса и работа, потерянная в необратимом процессе. Обоснование второго начала термодинамики. Соотношения Максвелла и их использование для вывода различных термодинамических соотношений. Уравнение Гиббса - Гельмгольца. Метод летучести. Различные методы вычисления летучести из

	опытных данных.
3.	Стандартные состояния при определении химических потенциалов компонент в жидких и твердых растворах. Симметричная и несимметричная системы отсчета. Вывод условия мембранного равновесия. Коллигативные свойства растворов. Изменение температуры затвердевания различных растворов
4.	. Равновесные составы пара и жидкости. Различные виды фазовых диаграмм: p - x ($T=\text{const}$), T - x ($p=\text{const}$). Диаграммы состояния (плавкости) двухкомпонентных систем и их анализ на основе правила фаз. Расслаивание в двухкомпонентных системах. Трехкомпонентные системы. Треугольник Гиббса.
5.	Приведенные термодинамические потенциалы. Современные методы расчета равновесных составов.
6.	Адсорбция из растворов и газовой фазы. Изотермы и изобары адсорбции. Полимолекулярная адсорбция, ее приближенное описание методом Брунауэра - Эммета - Теллера (БЭТ). Вывод уравнения БЭТ. Использование уравнения БЭТ для определения поверхности адсорбентов.
7.	Плотность вероятности (функция распределения) и ее свойства. Микроканонический ансамбль. Канонический ансамбль. Вращательная сумма по состояниям для жесткого ротатора. Составляющие для внутренней энергии, теплоемкости, энтропии, обусловленные вращательным движением. Орто- и параводород и их термодинамические свойства. Внутреннее вращение и заторможенное вращение.
8.	Метод ячеек в статистической термодинамике жидкостей. Расчет энтропии смешения в рамках решеточной модели раствора. Теории теплоемкости Эйнштейна и Дебая. Точечные дефекты кристаллических решеток. Вакансии. Междоузельные частицы. Равновесные и неравновесные дефекты решеток. Метод наибольшего слагаемого при вычислении суммы по состояниям для кристаллов с различными видами точечных дефектов. Нестехиометрические соединения и их термодинамическое описание.
	7 семестр
9.	Обратимые реакции первого порядка. Определение элементарных констант из опытных данных. Параллельные реакции. Последовательные реакции на примере двух необратимых реакций

	<p>первого порядка.</p> <p>Принцип квазистационарности Боденштейна и область его применимости. Квазиравновесие. Уравнение Михаэлиса - Ментэн.</p> <p>Применение метода стационарности для составления кинетических уравнений неразветвленных цепных реакций на примере темнового образования НВг.</p> <p>Полуостров воспламенения. Период индукции. Зависимость скорости реакции на нижнем пределе воспламенения от диаметра сосуда и природы его поверхности. Применение метода квазистационарных концентраций для описания предельных явлений в окрестностях первого и второго пределов воспламенения</p> <p>Колебательные реакции. Схема Лоттга-Вольтерра. Фазовый портрет. Устойчивость стационарного состояния. Точки бифуркации. Реакция Белоусова - Жаботинского.</p> <p>Зависимость константы скорости химической реакции от температуры. Уравнение Аррениуса. Опытная энергия активации.</p>
10.	<p>Тримолекулярные реакции. Применение теории активированного комплекса для описания тримолекулярных реакций с участием окиси азота. Теория соударений в применении к тримолекулярным реакциям. Сопоставление результатов обеих теорий.</p> <p>Реакции в растворах. "Клеточный эффект". Уравнение Бренстеда-Бьеррума. Уравнение Смолуховского.</p> <p>Определение кинетических постоянных фотохимических реакций методом стационарных концентраций. Схема Штерна-Фолмера.</p>
11.	<p>Определение катализа. Общие принципы катализа. Роль катализа в химии. Основные промышленные каталитические процессы. Примеры механизмов каталитических процессов.</p> <p>Неоднородность поверхности катализаторов. Кинетика гетерогенно-каталитических реакций с диффузионными ограничениями. Внешняя диффузия (метод равнодоступной поверхности). Кинетика каталитических реакций во внутренней диффузионной области. Решение кинетической задачи Зельдовича-Тиле для необратимой реакции первого порядка. Фактор Тиле и диффузионное торможение. Энергия активации каталитической реакции в кинетической и внутренней диффузионной области.</p> <p>Металлы как катализаторы. Теория мультиплетов Баландина. Принцип геометрического и энергетического соответствия. Область применения теории мультиплетов. Нанесенные катализаторы. Теория активных ансамблей Кобозева.</p>
12.	<p>Развитие представлений о строении растворов электролитов (Т. Гротгус, М. Фарадей, С. Аррениус, И.А. Каблуков).</p> <p>Физические основы теории Дебая - Гюккеля - Онзагера; электрофоретический и релаксационный эффекты; эффекты Вина и</p>

	Дебая - Фалькенгагена. Зависимость подвижности ионов от их природы, от природы растворителя, от температуры и концентрации раствора. Механизм электропроводности водных растворов кислот и щелочей.
13.	Понятия поверхностного, внешнего и внутреннего потенциалов; разности потенциалов Гальвани и Вольта. Определение коэффициентов активности и чисел переноса на основе измерений ЭДС.
14.	Адсорбционный метод изучения двойного электрического слоя. Модельные представления о структуре двойного слоя. Теория Гуи - Чапмена - Грэма; сходство и различия этой теории с теорией ионной атмосферы Дебая - Гюккеля.
15.	Зависимость скорости стадии разряда от строения двойного слоя на примере электровосстановления ионов гидроксония и пероксидисульфата на ртутном электроде. Физический смысл энергии активации в условиях замедленного разряда. Сопряженные реакции в электрохимической теории коррозии. Методы защиты металлов от коррозии. Химические источники тока; их виды и основные характеристики.

5. Оценочные материалы для текущего и рубежного контроля успеваемости и промежуточной аттестации

Конечными результатами освоения программы дисциплины являются сформированные когнитивные дескрипторы «знать», «уметь», «владеть», расписанные по отдельным компетенциям. Формирование этих дескрипторов происходит в течение всего семестра по этапам в рамках различного вида занятий и самостоятельной работы.

В ходе изучения дисциплины предусматриваются *текущий, рубежный контроль и промежуточная аттестация*.

5.1 Оценочные материалы для текущего контроля.

Цель текущего контроля – оценка результатов работы в семестре и обеспечение своевременной обратной связи, для коррекции обучения, активизации самостоятельной работы обучающегося. Объектом текущего контроля являются конкретизированные результаты обучения (учебные достижения) по дисциплине

Текущий контроль успеваемости обеспечивает оценивание хода освоения дисциплины «Физическая химия» и включает: ответы на теоретические вопросы на практическом занятии, решение практических задач и выполнение лабораторных работ, самостоятельное выполнение индивидуальных домашних заданий (например, решение задач) с отчетом (защитой) в установленный срок. Оценка качества подготовки на основании выполненных заданий ведется преподавателем (с обсуждением результатов), баллы начисляются в зависимости от сложности задания

5.1.1. Вопросы по темам дисциплины «Физическая химия» (контролируемые компетенции (ОПК-1.1; ОПК-1.2; ОПК-1.3; ОПК-2.1; ОПК-2.2; ОПК-2.3; ОПК – 4.1; ОПК-5.3)

6 семестр

Тема 1. Основы химической термодинамики.

1. Основные понятия и определения термодинамики
2. Уравнение состояния идеального газа
3. Уравнение состояния реального газа
4. Внутренняя энергия, теплота, работа
5. Первый закон термодинамики
6. Закон Гесса и его следствия
7. Теплоемкость, тепловой эффект реакции и их зависимость от температуры

Тема 2. Второй закон термодинамики.

1. Энтропия. Уравнение второго начала термодинамики для обратимых и необратимых процессов
2. Энтропия как функция состояния. Изменение энтропии при различных процессах
3. Фундаментальные уравнения Гиббса
4. Уравнение Гиббса-Дюгема
5. Термодинамические потенциалы. Уравнение Гиббса-Гельмгольца
6. Химический потенциал. Способы вычисления химического потенциала
7. Метод летучести и активности

Тема 3. Растворы

1. Идеальные предельно разбавленные и неидеальные растворы
2. Закон Рауля. Закон Генри
3. Химический потенциал компонентов в растворе
4. Метод активности. Коэффициент активности и методы их определения
5. Функция смещения для идеальных и неидеальных растворов
6. Парциальные молярные величины и их определения

Тема 4. Фазовые равновесия

1. Понятия фазы компонента. Степени свободы
2. Вывод условий фазового равновесия
3. Правило фаз Гиббса и его вывод
4. Фазовые равновесия в однокомпонентных системах. Уравнение Клаузиуса-Клайперона
5. Диаграмма состояния воды, серы, фосфора, углерода.
6. Фазовые переходы первого и второго рода.
7. Фазовые равновесия в двухкомпонентных системах
8. Коллигативные свойства растворов
9. Термодинамический вывод законов Гиббса-Кановалова
10. Диаграммы состояния трехкомпонентной системы. Треугольник Гиббса

Тема 5. Химические равновесия

1. Вывод условий химического равновесия. Химическая переменная
2. Изотерма Вант –Гоффа
3. Изменение энергии Гиббса и энергии Гельмгольца при химической реакции
4. Химическое сродство
5. Закон действия масс
6. Химические равновесия в растворах
7. Гетерогенные химические равновесия
8. Зависимость констант равновесия от температуры и давления

9. Третий закон термодинамики. Постулат Планка

Тема 6. Адсорбционные равновесия

1. Общая характеристика адсорбционных процессов
2. Виды адсорбций
3. Локализованная и нелокализованная адсорбции
4. Мономолекулярные и полимолекулярные адсорбции
5. Адсорбция из растворов и газов
6. Изотермы и изобары адсорбции
7. Уравнение Ленгмюра и уравнение Генри
8. Полимолекулярная адсорбция. Вывод уравнения БЭТ

Тема 7. Основные понятия и постулаты статистической термодинамики

1. Механическое описание молекулярной системы
2. Функция распределения Максвелла-Больцмана
3. Основные постулаты статистической термодинамики
4. Функция распределения в каноническом ансамбле

Тема 8. Общие соотношения между статистическими и термодинамическими функциями. Статистическая термодинамика идеальных и реальных систем.

1. Молекулярная сумма по состояниям и сумма по состояниям макроскопической системы
2. Сумма по состояниям для жесткого ротатора
3. Колебательная сумма по состояниям для гармонического осциллятора
4. Статистическая термодинамика идеальных систем
5. Статистическая термодинамика реальных систем

7 семестр

Тема 9. Формальная кинетика

1. Основные понятия и определения химической кинетики
2. Кинетический закон действия масс
3. Порядок реакции и методы их определения
4. Кинетические закономерности нулевого, первого и второго порядка
5. Необратимые реакции n-го порядка
6. Кинетические закономерности последовательных реакции
7. Кинетические закономерности параллельных реакции
8. Кинетические закономерности обратимых реакций
9. Принцип квазистационарности Боденштейна
10. Принцип квазиравновесия . Уравнение Михаелеса Ментона
11. Цепные реакции. Различные методы расчета неразветвленных цепных реакций
12. Разветвленные цепные реакции
13. Реакция в потоке. Ректоры идеального вытеснения и идеального смешения
14. Зависимость константы скорости химической реакции от температуры. Уравнение Аррениуса

Тема 10. Теория химической кинетики

1. Поверхность потенциальной энергии. Путь реакции
2. Теория активных столкновений. Формула Трауца-Льюиса стерический множитель
3. Теория активированного комплекса. Трансмиссионный коэффициент
4. Теория активированного комплекса в применении к мономолекулярным реакциям

5. Теория активных столкновений в применении к мономолекулярным реакциям. Схема Линдемана
6. Теория активированного комплекса в применении к бимолекулярным реакциям.
7. Теория активных столкновений в применении к бимолекулярным реакциям
8. Применение теории активированного комплекса для описания тримолекулярных реакций
9. Теория активных столкновений в применении к тримолекулярным реакциям
10. Теория фотохимических процессов
11. Квантовый выход, закон фотохимической эквивалентности Эйнштейна, закон Ламберта-Бера

Тема 11. Катализ

1. Определение и общие принципы катализа
2. Гомогенный катализ, кислотно-основной катализ.
3. Кинетика и механизм реакции специфичного кислотно-основного катализа
4. Кинетика и механизм реакции общего и кислотного катализа. Уравнение Бренстеда
5. Гетерогенный катализ. Различные режимы протекания реакции.
6. Кинетика Легмюра-Хиншельвуда для реакции на однородной поверхности катализатора.
7. Кинетика гетерогенных химических реакций с диффузионными ограничениями.
8. Энергия активации каталитической реакции в кинетической и внутренней диффузионной области
9. Теория мультиплетов Баландина
10. Теория активных ансамблей Кобозева

Тема 12. Равновесные и неравновесные явления в растворах электролитов

1. Развитие представления о строении растворов электролитов
2. Расчёт энергии сольватации ионов в рамках модели Борна
3. Ион-дипольное взаимодействие как основное условие устойчивости растворов электролита
4. Термодинамическое описание ион-ионного взаимодействия
5. Основные допущения теории Дебая-Хюкелля. Потенциал ионной атмосферы
6. Уравнения для коэффициента активности в первом, втором и третьем приближении теории Дебая-Хюкелля
7. Неравновесные явления в теории растворов электролитов. Потоки диффузии, миграции и конвекции
8. Диффузионный потенциал
9. Удельная и эквивалентная электропроводности
10. Числа переноса и методы их определения
11. Физические основы теории Дебая-Хюкелля-Онзагера
12. Эффекты Винна и Дебая-Фалькенгагена
13. Механизм электропроводности в водных растворах кислот и щелочей

Тема 13. Термодинамика электрохимических цепей.

1. Условие электрохимического равновесия на границах раздела фаз и электрохимических цепей
2. Связь ЭДС со свободной энергией Гиббса. Уравнение Нернста и Гиббса-Гельмгольца
3. Поверхностный, внешний и внутренние потенциалы. Гальвани и вольта потенциал
4. Электродный потенциал
5. Классификация электродов электрохимических цепей

6. Определение коэффициентов активностей и чисел переноса на основе измерений ЭДС

Тема 14. Строение заряженных границ раздела

1. Двойной электрический слой
2. Электрокапиллярные явления. Уравнение Липпмена
3. Емкость двойного электрического слоя.
4. Адсорбционный метод изучения двойного электрического слоя
5. Модельные представления по структуре двойного слоя. Теория Гуи-Чапмана-Гремма

Тема 15. Электрохимическая кинетика

1. Скорость электрохимического процесса
2. Механизмы масса переноса: диффузия, миграция и конвекция
3. Три основных уравнения диффузионной кинетики
4. Зависимость тока и потенциала в условиях медленной стационарной диффузии
5. Теория замедленного разряда
6. Плотность тока обмена
7. Безактивационный и безбарьерный разряд
8. Зависимость скорости стадий переноса заряда от строений двойного слоя
9. Сопряженные реакции в электрохимической теории коррозии
10. Методы защиты металлов от коррозии
11. Химические источники тока

Критерии формирования оценок (оценивания) устного опроса

Устный опрос является одним из основных способов учёта знаний обучающегося по дисциплине «Физическая химия». Развёрнутый ответ студента должен представлять собой связное, логически последовательное сообщение на заданную тему, показывать его умение применять определения.

В результате устного опроса знания, обучающегося оцениваются по следующей шкале:

4 балла, ставится, если обучающийся:

- 1) полно излагает изученный материал, даёт правильное определенное физико-химических понятий;
- 2) обнаруживает понимание материала, может обосновать свои суждения, применить знания на практике, привести необходимые примеры не только по учебнику, но и самостоятельно составленные;
- 3) излагает материал последовательно и правильно с точки зрения норм литературного языка.

От 2 до 3 баллов, ставится, если обучающийся даёт ответ, удовлетворяющий тем же требованиям, что и для балла «1», но допускает 1-2 ошибки, которые сам же исправляет, и 1-2 недочёта в последовательности и языковом оформлении излагаемого.

От 1 до 2 баллов, ставится, если обучающийся обнаруживает знание и понимание основных положений данной темы, но:

- 1) излагает материал неполно и допускает неточности в определении понятий;

- 2) не умеет достаточно глубоко и доказательно обосновать свои суждения и привести свои примеры;
- 3) излагает материал непоследовательно и допускает ошибки в языковом оформлении излагаемого.

0 баллов, ставится, если обучающийся обнаруживает незнание большей части соответствующего раздела изучаемого материала, допускает ошибки в формулировке.

Баллы «4», «3», «2» могут ставиться не только за единовременный ответ, но и за рассредоточенный во времени, т.е. за сумму ответов, данных студентом на протяжении занятия

5.1.2. **Оценочные материалы для лабораторных работ обучающегося** **(типовые задания)/ контролируемые компетенции** (ОПК-1.1; ОПК-1.2; ОПК-1.3; ОПК-2.1; ОПК-2.2; ОПК-2.3; ОПК – 4.1; ОПК-5.3)

1. Интегральная и дифференциальная теплота растворения, теплота химической реакции
2. Закон Рауля и Генри. Зависимость давления насыщенного пара над жидкой фазой от температуры.
3. Термодинамика жидких летучих смесей. Законы Кановалова
4. Диаграмма состояния двухкомпонентных систем с эвтектикой, конгурентно и инкогурентно плавящийся химическими соединениями, неограниченно растворимыми в жидкой и твердой фазе.
5. Диаграмма состояния трехкомпонентных водных и безводных солевых систем
6. Химические равновесия. Уравнение изотермы и изобары. Принцип Ле-Шателье-Брауна
7. Коллективные свойства растворов.

7 семестр

1. Кинетические закономерности гомогенного кислотно-основного катализа.
2. Неравновесные процессы в растворах электролитов. Электропроводность, методы измерения. Кондуктометрия
3. Кинетические закономерности гетерогенных реакций
4. Методы определения порядков реакции
5. Кинетические закономерности обратимых реакций
6. Аномальная электропроводность растворов кислот и щелочей
7. Метод ЭДС для определения термодинамических характеристик электрохимических цепей
8. Расчет равновесных составов в гомогенных и гетерогенных системах
9. Кинетические закономерности каталитических реакций
10. Кинетические закономерности электрохимических реакций. Диффузионная кинетика, теория замедленного разряда. Уравнение Таффеля

Критерии оценки выполнения лабораторных работ:

(4 балла) ставится, если выполнена лабораторная работа, оформлена в соответствии с требованиями в рабочей тетради, защищена и даны правильные ответы на дополнительные вопросы. Обучающийся проявил инициативу, творческий подход при выполнении работы, способность к анализу и математической обработке полученных результатов.

(от 2 до 3 баллов) – если выполнена лабораторная работа, оформлена в соответствии с требованиями в рабочей тетради, при защите работы и на дополнительные вопросы даны исчерпывающие правильные ответы

(от 1 до 2 баллов) – если выполнена лабораторная работа, оформлена в рабочей тетради не в соответствии с требованием, в расчетах допущены ошибки, при защите работы и на дополнительные вопросы не даны исчерпывающие правильные ответы

(1 балл) – если выполнена лабораторная работа, но не оформлена в рабочей тетради и не защищена

(0 балл) – если не выполнена лабораторная работа

5.1.3. Оценочные материалы для самостоятельной работы обучающегося (типовые задачи)(контролируемые компетенции (ОПК-1.1; ОПК-1.2; ОПК-1.3; ОПК-2.1; ОПК-2.2; ОПК-2.3; ОПК – 4.1; ОПК-5.3) Перечень типовых задач для самостоятельной работы сформирован в соответствии с тематикой практических занятий по дисциплине «Физическая химия».

Задачи

Тема «Основы химической термодинамики»

1. Что характеризуют параметры термодинамической системы? В чем отличие макро- и микроскопических параметров системы? Изменяются ли они, если система достигла термодинамического равновесия?
2. В чем различия внешних и внутренних параметров системы, интенсивных и экстенсивных?
3. Может ли абсолютная температура быть отрицательной величиной?
4. Что представляет собой уравнение состояния? Чем термическое уравнения состояния отличается от калорических?
5. Покажите что законы Бойля-Мариотто, Гей-Люссака, Шарля и Авогадро приводят к уравнению Менделеева-Клайперона являясь его частными случаями?
6. В чем принципиальное отличие реальных газов от идеальных? Что представляют собой изотермы Амага?
7. Охарактеризуйте основные аксиомы термодинамики: постулат о существовании термодинамического равновесия, аддитивности энергии термодинамической системы, постулат существования термодинамической температуры.
8. Почему бесконечно малая величина работы не является полным дифференциалом? Укажите частные случаи, когда она приравнивается к полному дифференциалу какого либо свойства.
9. Выведите формулу для расчета работы обратимого расширения идеального газа в случае: а) изобарического; б) изотермического; в) адиабатического процесса.
10. Почему нельзя измерить абсолютное значение внутренней энергии?
11. Что понимают под энтальпией термодинамической системы? Каковы его свойства?
12. Зачем нужен первый закон термодинамики?
13. Какова математическая запись первого закона термодинамики в дифференциальных и интегральных формах? Каковы формулировки этого закона?
14. Есть ли различия в записях первого закона термодинамики для обратимого и необратимого процесса, для открытых и закрытых систем?
15. Докажите, что закон Гесса является следствием первого закона термодинамики.
16. Зависит ли тепловой эффект реакции от давления?
17. Что такое термин «тепловой эффект химической реакции»? Есть ли различия в понятиях «теплого эффекта» и «теплоты процесса»?

Методические рекомендации по решению задач.

Приступая к рассмотрению примеров и самостоятельному решению задач, необходимо внимательно прочесть контент по соответствующему вопросу темы. Базовые концепции в данной теме — это концепция закона сохранения энергии . Важнейшие понятия :термодинамическая

система, термодинамический процесс, внутренняя энергия, теплота, работа, теплоемкость, тепловой эффект реакции. Эти понятия следует выучить и разобраться в их соотношениях. При решении использовать формулы и аналитические выражения в лекциях по этой теме.

Тема «Второй закон термодинамики»

1. Какие термодинамические свойства (переменные) системы следует под-
2. держивать постоянными, чтобы по знаку изменения энтропии можно было
3. судить о направлении процесса?
4. Что является интегрирующим множителем для функции процесса Q ?
5. По каким внутренним переменным надо проводить дифференцирование
6. функции состояния энтропии, чтобы получить условия химического равновесия
7. изолированной системы? Почему для этой цели нельзя использовать количества
8. компонентов или составляющих?
9. В чем проявляется характеристичность функции энтропии?
10. В каком из следующих обратимых процессов — изотермическом, адиабатическом, изохорном или изобарном — не происходит изменения энтропии?
11. Между некоторым исходным состоянием I и конечным II осуществляются обратимый и необратимый переходы. Как соотносятся между собой изменение энтропии, теплота и работа этих процессов?
12. Как изменится энтропия изолированной системы при обратимом процессе кристаллизации вещества? Какой знак будет иметь изменение энтропии системы, если процесс проводить в изотермических условиях?
13. Что надо сделать для того, чтобы использовать уравнения для обратимых процессов при расчете изменения термодинамических функций в необратимых процессах?
14. К чему стремится энтропия правильно сформированного кристалла при приближении к абсолютному нулю?
15. Перечислите практически значимые задачи, которые могут быть решены с помощью фундаментальных уравнений Гиббса

Методические рекомендации по решению задач.

Приступая к рассмотрению примеров и самостоятельному решению задач, необходимо внимательно прочесть контент по соответствующему вопросу темы. Базовые концепции в данной теме — это концепция существования энтропии. Важнейшие понятия: энтропия, термодинамический потенциал, химический потенциал, характеристические функции, уравнение Гиббса — Гельмгольца, направленность процесса. Эти понятия следует выучить и разобраться в их соотношениях. При решении использовать формулы и аналитические выражения в лекциях по данной теме.

Тема «Термодинамика растворов»

1. С какой целью в термодинамику вводится понятие «парциальное молярное свойство»?

2. Сформулируйте основные различия понятий «мольное свойство» и «парциальное мольное свойство».
3. Чем отличаются функции образования от функций смешения? В каком случае они совпадают?
4. Объясните, почему в термодинамике растворов при выборе стандартного состояния должно выполняться условие идентичности фазовых состояний раствора и компонентов.
5. Какова практическая значимость уравнения Гиббса–Дюгема?
6. Предложите несколько способов интегрирования уравнения Гиббса–Дюгема. Чем вызвана необходимость перехода от функции μ к γ при интегрировании?
7. Можно ли по известным парциальным свойствам одного компонента бинарного раствора определить свойства второго, если нельзя провести интегрирование уравнения Гиббса–Дюгема из-за ограниченности экспериментальных данных?
8. Что положено в основу экспериментальных методов определения активности и коэффициентов активности? Какая дополнительная информация необходима для расчета значений активностей по калориметрическим данным?
9. Какие значения могут принимать активности и коэффициенты активности компонентов раствора?
10. Каким образом зависит активность от температуры и давления? Какой дополнительной информацией надо располагать, чтобы ответить на этот вопрос?
11. Зависит ли активность от способа выражения концентрации? Зависит ли активность от выбранной системы отсчета свойств раствора?

Приступая к рассмотрению примеров и самостоятельному решению задач, необходимо внимательно прочесть контент по соответствующему вопросу темы. Базовые концепции в данной теме — это концепция термодинамической устойчивости раствора. Важнейшие понятия: идеальные, предельно разбавленные, реальные растворы, закон Рауля и Генри, активность, коэффициент активности, функция смешения, парциальные мольные величины, уравнение Гиббса – Дюгема и Дюгема -Маргулеса. Эти понятия следует выучить и разобраться в их соотношениях. При решении использовать формулы и аналитические выражения в лекциях по данной теме.

Тема «Фазовые равновесия»

1. Сформулируйте основное различие в постановке задачи расчета равновесий в гомогенной и гетерогенной системах.
2. По каким внутренним переменным ищется минимум характеристической функции при расчете а) гомогенных, б) гетерогенных равновесий?
3. Объясните, почему каждую из падающих в воздухе снежинок, представляющих гомогенную часть гетерогенной системы, нельзя рассматривать как отдельную фазу.
4. Сколько фаз может существовать и равновесно сосуществовать в од-

нокомпонентной системе? Сколько невариантных точек может существовать в однокомпонентной системе? Приведите примеры.

5. Какими точками начинается и заканчивается кривая равновесия жидкость–пар?

6. Объясните, почему при нагревании на воздухе лед плавится, а кристаллический иод возгоняется.

7. Объясните, зачем в справочниках приводят значения термодинамических свойств веществ в твердом и жидком состоянии в интервале температур от 0 до 6000 К.

8. Каков физический смысл имеет продление кривых фазового равновесия за пределы устойчивости фазы?

9. При давлении в системе 26,6 кПа циклогексан и этилацетат кипят при одинаковой температуре. Почему при нормальном давлении температура кипения циклогексана на 3,6 К выше, чем этилацетата?

10. Какой способ решения задачи расчета равновесий — минимизацией энергии Гиббса или по равенству химических потенциалов — позволяет одновременно определять и условия равновесия, и условия устойчивости фаз?

11. Объясните, почему при изменении температуры изменяется взаимное расположение линий энергий Гиббса фаз на диаграмме $G = f(x)$.

12. Объясните, почему для определения составов равновесно сосуществующих фаз в бинарной системе необходимо строить общую касательную к энергиям Гиббса этих фаз?

13. Может ли фаза вещества существовать за пределами области ее термодинамической устойчивости? Если — нет, то почему, если да — то при каких условиях?

14. Покажите, что в бинарной системе, компоненты которой образуют идеальный жидкий раствор, невозможно существование азеотропа и расслаивание фаз.

15. При каких отклонениях от идеального поведения жидкости (положительных или отрицательных) возможно расслаивание раствора?

16. Согласно уравнению Шредера, растворимость твердых веществ в жидкости должна увеличиваться с ростом температуры, однако многие вещества демонстрируют ретроградный характер растворимости. Предложите объяснение этому факту.

28. Какая система будет иметь наибольшую температуру кипения и почему:

а) чистый летучий растворитель, б) разбавленный раствор нелетучего вещества, в) разбавленный раствор летучего вещества той же концентрации, что и в случае б)?

17. Как влияет ассоциация растворенного вещества на давление насыщенного пара над разбавленным раствором нелетучего вещества в летучем растворе?

18. Может ли при добавлении вещества к растворителю температура кристаллизации раствора повыситься? Ответ обоснуйте.

19. Приведите примеры невариантных точек на фазовых диаграммах бинарных систем.

Методические рекомендации по решению задач.

Приступая к рассмотрению примеров и самостоятельному решению задач, необходимо внимательно прочесть контент по соответствующему вопросу темы. Базовые концепции в данной теме — это концепция основного закона фазового равновесия- правило фаз Гиббса и частные условия фазового равновесия . Важнейшие понятия: фаза , компонент, степень свободы, правило фаз Гиббса, уравнение Клаузиуса –Клайперона, диаграмма состояния, законы Коновалова, принцип непрерывности и соответствия. Эти понятия следует выучить и разобраться в их соотношениях. При решении использовать формулы аналитические выражения в лекциях по данной теме .

Тема «Химические равновесия»

1. Сформулируйте общее и частное условия химического равновесия.
2. Зачем вводится химическая переменная ξ и каков ее физический смысл?
3. От каких термодинамических переменных зависит константа равновесия?
4. За счет чего может изменяться степень превращения исходного вещества в одной и той же реакции, протекающей в разных растворителях?
5. Объясните, почему по знаку стандартной энергии Гиббса реакции нельзя, вообще говоря, судить о направлении процесса? В каких случаях совпадают значения энергии Гиббса и стандартной энергии Гиббса реакции?
6. Почему константы равновесия, используемые в термодинамике, являются величинами безразмерными? Зачем иногда указывают размерности численных значений констант равновесия реакций в растворах?
7. Какие существуют способы смещения равновесия газофазных реакций а) без изменения числа молей, б) с изменением числа молей участников реакции?
8. Как скажется на равновесном выходе продуктов разбавление реакционной смеси инертным газом с одновременным увеличением общего давления в системе в случае газофазной реакции $1/2A + B = 1/3C + D$?
9. Объясните, в чем ограниченность подхода расчета равновесного состава смеси с помощью константы равновесия. Предложите альтернативные варианты.
10. При каких условиях достигается максимальная степень превращения реагентов и максимальный выход продуктов реакции при постоянной температуре?

Методические рекомендации по решению задач.

Приступая к рассмотрению примеров и самостоятельному решению задач, необходимо внимательно прочесть контент по соответствующему вопросу темы. Базовые концепции в данной теме — это концепция химического равновесия и закон действия масс . Важнейшие понятия: химическая переменная , константа равновесия , химическое сродство , уравнения изобары и изохоры Вант –Гоффа . Эти понятия следует выучить и разобраться в их соотношениях. При решении использовать формулы и аналитические выражения представленные в лекциях по данной теме .

Тема «Адсорбционные равновесия»

1. Общая характеристика адсорбционных процессов
2. Виды адсорбций

3. Локализованная и нелокализованная адсорбции
4. Мономолекулярные и полимолекулярные адсорбции
5. Адсорбция из растворов и газов
6. Изотермы и изобары адсорбции
7. Уравнение Ленгмюра и уравнение Генри
8. Полимолекулярная адсорбция. Вывод уравнения БЭТ

Приступая к рассмотрению примеров и самостоятельному решению задач, необходимо внимательно прочесть контент по соответствующему вопросу темы. Базовые концепции в данной теме — это концепция адсорбции адсорбционного равновесия. Важнейшие понятия: адсорбент, адсорбат, виды адсорбции, локализованная и делокализованная адсорбция, мономолекулярная и полимолекулярная адсорбция, Определение адсорбции по Гиббсу, изотермы и изобары адсорбции, уравнение Ленгмюра, Генри, константа адсорбционного равновесия, полимолекулярная адсорбция Брунауэра - Эммета - Теллера

Тема « Основные понятия и постулаты статистической термодинамики»

1. Сформулируйте основную идею статистической термодинамики.
2. Приведите примеры дискретных и непрерывных распределений.
3. Дайте определение следующих понятий статистической механики: фазовое пространство, фазовый объем, фазовая траектория.
4. Какие существуют способы статистического усреднения микроскопических свойств термодинамической системы?
5. Что такое статистический ансамбль и в чем смысл его использования?
6. Каков физический смысл функции распределения в фазовом пространстве?
7. Каков физический смысл теоремы Лиувилля о функции распределения?
8. Какие вы знаете типы ансамблей? Какими макроскопическими переменными они описываются?
9. Почему разные типы ансамблей при расчете термодинамических свойств дают одни и те же результаты?
10. Сформулируйте основные постулаты (не менее трех) статистической термодинамики.
11. Чем отличаются друг от друга распределения Максвелла по проекции скорости и по абсолютному значению скорости?
12. Что такое термодинамическая вероятность? Чем она отличается от статистической вероятности?
13. Можно ли распределение Максвелла считать частным случаем распределения Больцмана?
14. Приведите не менее двух отличий квантовой статистической термодинамики от классической.

Методические рекомендации по решению задач.

Приступая к рассмотрению примеров и самостоятельному решению задач, необходимо внимательно прочесть контент по соответствующему вопросу темы. Базовые концепции в данной теме — это зная законы управляющие движением отдельных частиц ,можно установить законы поведения макроскопических систем . Важнейшие понятия: статистическое усреднение , фазовое пространство ,статистические ансамбли ,функция распределения, теорема Лиувилля ,микроканонический , канонический, большой канонический ансамбли , распределение Максвелла , Больцмана . Эти понятия следует выучить и разобраться в их соотношениях. При решении использовать формулы и аналитические выражения лекций по данной теме.

Тема «Общие соотношения между статистическими и термодинамическими функциями. Статистическая термодинамика идеальных и реальных систем».

1. Как связана полная сумма по состояниям системы из N одинаковых невзаимодействующих частиц с молекулярной суммой по состояниям а) для свободно движущихся частиц; б) для частиц, фиксированных на поверхности?
2. Что такое эффективная температура? Каков ее порядок величины для вращения, колебаний, электронных переходов?
3. На чем основано разбиение термодинамических функций на вклады от различных видов движения?
4. Какие виды движения вносят вклад в термодинамические функции одноатомных идеальных газов?
5. От каких молекулярных параметров зависят поступательная, вращательная, колебательная сумма по состояниям?
6. Сколько внутримолекулярных колебаний происходит в молекулах H_2, H_2O, CO_2, CH_4 ?
7. Как связана константа равновесия газозной реакции с суммами по состояниям отдельных веществ?
8. Справедливо ли распределение Максвелла по скоростям для неидеальных газов? Объясните, почему.
9. Что такое конфигурационный интеграл? От каких термодинамических переменных он зависит в общем случае?
10. Чему равен конфигурационный интеграл для идеального газа?
11. Сформулируйте теорему о соответственных состояниях. Каковы условия ее применимости?
12. Какие приближения используются при выводе вириального уравнения состояния для разреженных неидеальных газов?
13. Приведите два примера потенциалов, описывающих межмолекулярные взаимодействия. Удовлетворяют ли эти потенциалы условиям теоремы о соответственных состояниях?
14. Как связан второй вириальный коэффициент с параметрами межмолекулярного взаимодействия?
15. Можно ли методами статистической термодинамики вывести уравнение Ван-дер-Ваальса?

Методические рекомендации по решению задач.

Приступая к рассмотрению примеров и самостоятельному решению задач, необходимо внимательно прочесть контент по соответствующему вопросу темы. Базовые концепции в данной теме — это концепция существования связи между функцией распределения равновесной системы и термодинамическими свойствами. Важнейшие понятия: термодинамическая вероятность, формула Больцмана, статистическая сумма, связь суммы по состояниям с термодинамическими функциями, молекулярная, поступательная, внутренняя сумма по состояниям, уравнения состояния идеального газа, константа равновесия, сумма по состояниям реального газа. Эти понятия следует выучить и разобраться в их соотношениях. При решении использовать формулы и аналитические выражения лекции по данной.

Тема «Формальная кинетика»

1. Какова главная задача кинетического исследования химической реакции?
2. Дайте определения следующих понятий: интермедиат, элементарная реакция, механизм реакции, переходное состояние, скорость реакции, кинетическое уравнение, кинетическая кривая.
3. Как связаны скорость по аммиаку, скорость по кислороду и общая скорость реакции горения аммиака $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 2\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$?
4. Какие из перечисленных величин могут принимать а) отрицательные; б) дробные значения: скорость реакции, порядок реакции, молекулярность реакции, константа скорости, стехиометрический коэффициент?
5. Какая из перечисленных величин может принимать только целые значения: а) порядок реакции; б) скорость реакции; в) молекулярность реакции?
6. Напишите выражения для закона действующих масс в случае элементарных реакций первого, второго и третьего порядков.
7. Может ли сложная реакция иметь целый порядок?
8. Чему равна размерность константы скорости для реакций первого, второго и третьего порядка, если концентрация выражена в моль · л⁻¹?
9. Может ли скорость сложной реакции зависеть от концентрации продуктов реакции?
10. Какие существуют способы измерения концентраций реагирующих веществ?
11. Что такое псевдопорядок реакции? Чем он отличается от общего порядка?
12. Используя кинетические кривые на рис. 17.4 (ч. 1, § 17), постройте графики зависимостей скорости реакции по каждому веществу от времени.
13. Сформулируйте принцип независимости химических реакций. Каким образом конкурирующие реакции влияют на скорость элементарной реакции?
14. Чем отличаются формулировки закона действующих масс для элементарных и сложных реакций?
15. Сформулируйте прямую и обратную задачи химической кинетики. Приведите конкретные примеры реакций 1-го и 2-го порядка.
16. Определите период полураспада для реакции 0-го порядка.
17. Почему на рис. 18-1 (ч. 1, § 18) кинетические кривые в конце реакции отклоняются от прямых?
18. На одном графике изобразите две кинетические кривые для реакций 1-го

порядка с разными константами скорости и укажите кривую, соответствующую большей константе.

19. На одном графике изобразите кинетические кривые для реакций 1-го порядка и 2-го порядка, если начальные концентрации всех реагентов равны 1 моль · л⁻¹ и все константы скорости, выраженные через моль · л⁻¹ и с, равны 1.

20. При каких условиях реакция $A + B \rightarrow P$ может описываться кинетикой 1-го порядка?

21. За какое время 75% вещества вступит в реакцию а) первого, б) второго, в) третьего порядка?

22. Можно ли, аналогично формуле (18.9) (ч. 1, § 18), определить среднее время жизни для реакции 2-го порядка?

23. Какие координаты надо использовать при решении обратной задачи для реакции 3-го порядка?

24. Проведите кинетический анализ реакции (-1)-го порядка. Составьте и решите кинетическое уравнение, найдите период полураспада.

25. Для реакции 1-го порядка определите зависимость средней скорости реакции в интервале (t_1 , t_2) от средней концентрации $(c_1 + c_2)/2$.

26. Приведите примеры обратимых реакций первого порядка.

27. Как связана константа равновесия в обратимой реакции с константами скорости элементарных стадий?

28. Изобразите кинетические кривые для обратимой реакции с $K = 1$.

29. Когда скорость обратимой реакции больше — вблизи равновесия или вдали от него? Подтвердите ответ с помощью соотношения (21.11) (ч. 1, § 21).

30. Как изменяется время релаксации (т. е. время практического установления равновесия) с ростом температуры? Почему?

31. Приведите примеры параллельных реакций (не обязательно первого порядка).

32. Почему в параллельных реакциях первого порядка концентрации продуктов пропорциональны друг другу?

33. Объясните, почему в параллельных реакциях лимитирующей стадией является быстрая реакция.

34. Можно ли для случая двух параллельных реакций первого порядка найти обе константы скорости по единственной кинетической кривой? Если да, то как это сделать?

35. Какие условия способствуют кинетическому контролю, а какие — термодинамическому в параллельных реакциях?

36. Используя кинетические уравнения, но не решая их, докажите, что в последовательных реакциях точка перегиба на кинетической кривой продукта совпадает с точкой максимума концентрации интермедиата.

37. При каких условиях скорость первой стадии в цепочке двух последовательных реакций практически равна скорости второй стадии?

38. Найдите выражение для максимальной концентрации интермедиата в кинетической схеме $A \rightarrow B \rightarrow D$. От чего зависит эта величина — только от отношения констант скорости или и от их абсолютных значений?

39. Найдите пределы величины $\gamma\gamma$

1- γ при а) $\gamma \rightarrow 0$; б) $\gamma \rightarrow \infty$; в) $\gamma \rightarrow 1$.

40. Докажите, что в последовательных реакциях $A \rightarrow B \rightarrow D$ отношение максимальной концентрации интермедиата к концентрации реагента в этот же момент времени равно k_1/k_2 .

41. Что такое вековое равновесие и чем оно отличается от переходного равновесия? Возможно ли вековое равновесие в цепочке, содержащей более двух стадий?

42. Объясните, как, измеряя положение и величину максимума на кинетической кривой интермедиата, можно определить константы скорости отдельных стадий в последовательных реакциях $A \rightarrow B \rightarrow D$.

43. Опишите один из способов (любой) решения обратной задачи для последовательных реакций.

44. Не решая кинетических уравнений, качественно опишите кинетические кривые для трех последовательных реакций $A_1 \rightarrow A_2 \rightarrow A_3 \rightarrow P$ при условии, что все константы скорости примерно равны друг другу или имеют один и тот же порядок величины.

Методические рекомендации по решению задач.

Приступая к рассмотрению примеров и самостоятельному решению задач, необходимо внимательно прочесть контент по соответствующему вопросу темы. Базовые концепции в данной теме — это концепция кинетического закона действия масс, порядок реакции, и принцип квазистационарности и квазиравновесия. Важнейшие понятия: закон действия масс, молекулярность реакции, прямая и обратная задача, константа скорости, принцип квазистационарности и квазиравновесия. Эти понятия следует выучить и разобраться в их соотношениях. При решении использовать формулы и аналитические выражения лекций по данной теме.

Тема «Теория химической кинетики»

1. Сформулируйте основные допущения теории активных столкновений.

2. Перечислите основные типы столкновений. Чем они отличаются друг от друга?

3. Какую размерность имеет а) сечение столкновения; б) сечение реакции?

4. Объясните физический смысл стерического множителя, дайте его статистическую и термодинамическую интерпретацию в рамках теории активированного комплекса.

5. В каком случае сечение столкновения больше — для жестких сфер или в случае притяжения молекул?

6. Как связана опытная энергия активации с истинной в рамках теории столкновений?

7. Изобразите типичную зависимость константы скорости мономолекулярной реакции от давления.

8. Что такое давление перехода и как оно связано с константами скорости отдельных стадий в схеме Линдемана?

168 Вопросы и задачи к главе 5

9. Изобразите потенциальную кривую двухатомной молекулы и укажите на

ней энергию и длину связи.

10. Что такое активированный комплекс?
11. Как определяется координата реакции через поверхность потенциальной энергии?
12. Сформулируйте основные допущения теории активированного комплекса. Каковы ограничения этой теории?
13. В чем отличие активированного комплекса от молекул реагентов и продуктов?
14. Напишите основное уравнение а) теории активных столкновений; б) теории активированного комплекса.
15. В каких реакциях ТАК и ТАС дают близкие выражения для константы скорости?

Методические рекомендации по решению задач.

Приступая к рассмотрению примеров и самостоятельному решению задач, необходимо внимательно прочесть контент по соответствующему вопросу темы. Базовые концепции в данной теме — это концепция энергии активации для элементарного акта химической реакции. Важнейшие понятия: поверхность потенциальной энергии, путь реакции, переходное состояние, активированный комплекс, стерический фактор, трансмиссионный коэффициент, ТАК, ТАС, формула Траутца – Льюиса, схема Линдемана, моно-, би-, тримолекулярные реакции в теории ТАК и ТАС, фотохимические реакции, квантовый выход, законы фотохимии. Эти понятия следует выучить и разобраться в их соотношениях. При решении использовать формулы и аналитические выражения лекции по данной теме.

Тема «Катализ»

1. В чем состоит общий механизм действия катализаторов?
2. Какими свойствами должны обладать катализаторы?
3. Что такое TOF и TON? Объясните различие между ними.
4. Предложите количественный критерий для характеристики селективности катализатора.
5. Какие характеристики реакций изменяются под действием катализаторов, а какие остаются неизменными?
6. Сформулируйте принципы структурного и энергетического соответствия.
7. Первая стадия разложения озона под действием катализатора — атомарного хлора — описывается уравнением $\text{Cl} + \text{O}_3 \rightarrow \text{ClO} + \text{O}_2$. Считая, что процесс в целом двухстадийный, напишите уравнение второй стадии.
8. Энергия активации гидролиза сахарозы в кислотной среде равна $107 \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1}$, а в присутствии фермента сахаразы — $36 \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1}$. Во сколько раз скорость ферментативной реакции больше скорости реакции в кислотной среде при 25°C ?
9. Чему равна скорость реакции (23.3) (см. ч. 1, § 23) в квазиравновесном приближении?
10. В чем разница между специфическим и общим кислотным катализом?
11. Что такое функция кислотности Гаммета? Как она связана с водородным показателем?

12. Представьте соотношение (23.11) между опытной константой скорости k и кислотностью среды h_0 в линейной форме, позволяющей определить параметры k_2 и K_b с помощью линейной регрессии.
13. Изобразите график зависимости скорости ферментативной реакции от концентрации субстрата. Как по графику определить константу Михаэлиса?
14. Какова размерность константы Михаэлиса? Как она согласуется с определением (23.18) (см. ч. 1, § 23)?
15. Объясните физический смысл параметров уравнения Михаэлиса–Ментен.
16. Запишите уравнения конкурентного и неконкурентного ингибирования в координатах Лайнуивера–Берка. Представьте эти уравнения в графическом виде для трех разных начальных концентраций ингибитора (включая $[I]_0 = 0$). Объясните, как найти константу ингибирования.
17. Запишите уравнения конкурентного и неконкурентного ингибирования в координатах $r_0 - r_0/[S]_0$. Представьте эти уравнения в графическом виде для трех разных начальных концентраций ингибитора (включая $[I]_0 = 0$). Объясните, как можно определить константу ингибирования.
18. Почему при неконкурентном ингибировании предполагается, что константы диссоциации комплексов EI и ESI одинаковы?
19. Чем энергетическая кривая гетерогенного катализа (рис. 23.5) отличается от таковой для гомогенного катализа (рис. 23.1) (см. ч. 1, § 23)?
20. Укажите на рис. 23.5 величины кажущейся энергии активации гетерогенной реакции и энтальпии адсорбции реагента. В чем разница между кажущейся и истинной энергией активации гетерогенной реакции?
21. В чем состоит различие между кинетическими уравнениями для гомогенных реакций и реакций в адсорбционном слое?
22. Что общего и в чем различие между механизмами ферментативного и гетерогенного катализа?

Методические рекомендации по решению задач.

Приступая к рассмотрению примеров и самостоятельному решению задач, необходимо внимательно прочесть контент по соответствующему вопросу темы. Базовые концепции в данной теме — это концепция управления энергией активации и скоростью химической реакции через катализаторы. Важнейшие понятия: определения катализа, гомогенный катализ, кислотно-основной катализ, функция кислотности Гаммета, гетерогенный катализ, режимы гетерогенного катализа, кинетика гетерогенно-каталитических реакции, теория мультиплетов Баландина, активных ансамблей Кобозева. Эти понятия следует выучить и разобраться в их соотношениях. При решении использовать формулы и аналитические выражения лекции по данной теме.

Тема «Равновесные и неравновесные явления в растворах электролитов»

1. Дайте определение понятия «электролит».
2. Почему в растворах электролитов, как правило, наблюдаются более

значительные отклонения от идеальности, чем в растворах неэлектролитов?

3. Можно ли экспериментально определить активности отдельных ионов?

Почему?

4. Дайте определения понятий «средняя ионная активность» и «средний ионный коэффициент активности».

5. Приведите три способа выражения активности ионов в разных концентрационных шкалах. Как называются соответствующие коэффициенты активности? Как они соотносятся между собой?

6. Как связаны между собой активности ионов, средняя ионная активность и активность электролита?

7. Что такое ионная сила раствора?

8. Сформулируйте правило ионной силы. Каковы границы его применимости? Имеет ли оно теоретическое обоснование?

9. Перечислите исходные положения теории Дебая–Хюккеля.

10. Дайте определения понятий «центральный ион» и «ионная атмосфера».

11. Что такое радиус ионной атмосферы? От каких параметров он зависит?

12. Запишите уравнение первого приближения теории Дебая–Хюккеля для расчета среднего ионного коэффициента активности. Укажите концентрационную границу его применимости.

13. От каких параметров зависит коэффициент A в уравнении первого приближения теории Дебая–Хюккеля?

14. Запишите уравнение второго приближения теории Дебая–Хюккеля. Поясните физический смысл параметра a .

15. Как расширяются концентрационные границы применимости теории Дебая–Хюккеля в рамках уравнения третьего приближения и уравнения Харнеда–Оуэна?

16. Дайте определение понятия «удельная электропроводность» раствора электролита. От каких параметров она зависит? Какова ее размерность?

17. Как удельная электропроводность растворов электролитов зависит от концентрации? Почему на этой зависимости наблюдается максимум?

18. Дайте определения понятий «молярная электропроводность» и «эквивалентная электропроводность». Каковы размерности этих величин? Как они связаны с удельной электропроводностью?

19. Как эквивалентная электропроводность зависит от концентрации (разведения)? Что такое предельная эквивалентная электропроводность?

20. Как связаны между собой эквивалентная электропроводность и предельная эквивалентная электропроводность в разбавленных растворах слабых электролитов?

21. Сформулируйте закон Кольрауша (закон квадратного корня). Для каких электролитов и в какой области концентраций он выполняется? Имеет ли он теоретическое обоснование?

22. Какую величину называют подвижностью иона? Какова ее размерность?

23. Сформулируйте закон Кольрауша о независимой миграции ионов. Каков его физический смысл?

24. Дайте определение понятия «число переноса» иона. Какова его размер-

ность? Как оно связано с подвижностью ионов в растворе?

25. Чем объясняют аномально высокие подвижности ионов H^+ и OH^- в водных растворах?

26. Что такое «стоксов радиус» иона? Как он соотносится с кристаллографическим радиусом?

27. Как эквивалентная электропроводность зависит от температуры? Чем обусловлена эта зависимость?

28. Сформулируйте правило Вальдена–Писаржевского и укажите условия его применимости.

29. Дайте определения понятий «релаксационный» и «электрофоретический» эффекты. В чем причины их возникновения?

30. В чем состоят эффект Вина и эффект Дебая–Фалькенхагена? Каковы причины их возникновения?

Методические рекомендации по решению задач.

Приступая к рассмотрению примеров и самостоятельному решению задач, необходимо внимательно прочесть контент по соответствующему вопросу темы. Базовые концепции в данной теме — это концепция ион – дипольного и ион – ионного взаимодействия и количественного описания свойства этих систем как в состоянии равновесия, так и при прохождении электрического тока и протекании окислительно – восстановительных и других процессов в их объеме. Важнейшие понятия: электролит, электролитическая диссоциация, сольватация, ион – ионное взаимодействие, ионная атмосфера, коэффициент активности, первое, второе, третье приближение теории Дебая – Хюккеля, диффузия и миграция ионов, электропроводность, числа переноса, закон Кольрауша, электрофоретический и релаксационный эффекты, эффект Вина, Дебая – Фалькенгагена, аномальная электропроводность. Эти понятия следует выучить и разобраться в их соотношениях. При решении использовать формулы и аналитические выражения в лекции по данной теме.

Тема «Термодинамика электрохимических цепей»

1. Сформулируйте правила схематической записи электродов и цепей.

2. Какая цепь называется правильно разомкнутой? Приведите пример такой цепи, запишите ее схему.

3. Дайте определения понятий «цепь с переносом» и «цепь без переноса». Приведите примеры таких цепей.

4. Что такое диффузионный потенциал? В чем причина его возникновения? Как его устраняют?

5. Дайте определение понятия «ЭДС цепи». Как ее измеряют? Как связана ЭДС цепи с энергией Гиббса протекающей в ней реакции?

6. Сформулируйте условия электрохимического равновесия на границе электрод–раствор.

7. Что такое гальвани-потенциал? Можно ли его экспериментально измерить или теоретически рассчитать? Почему?

8. Запишите уравнение Нернста для электродного потенциала. Что такое стандартный электродный потенциал? Как его измеряют? Можно ли его рас-

считать?

9. Сформулируйте правило Лютера. Приведите пример его использования.

10. Приведите примеры электродов первого и второго рода. Запишите их схемы, протекающие реакции и выражения для электродных потенциалов.

11. Какие цепи называют концентрационными? Приведите примеры таких цепей. Запишите уравнения для их ЭДС.

12. Какие электроды можно использовать для определения pH раствора?

Приведите пример такого электрода, запишите электродную реакцию и уравнение, связывающее потенциал электрода с pH раствора.

13. Что такое стеклянный электрод? Запишите уравнение, связывающее потенциал электрода с pH раствора. Почему стеклянный электрод необходимо калибровать?

14. Как связана константа равновесия потенциалопределяющей реакции со стандартным значением ЭДС?

15. Как определить $\Delta_r G$, $\Delta_r S$ и $\Delta_r H$ химической реакции с помощью измерения ЭДС? Запишите соответствующие формулы для расчета.

Методические рекомендации по решению задач.

Приступая к рассмотрению примеров и самостоятельному решению задач, необходимо внимательно прочесть контент по соответствующему вопросу темы. Базовые концепции в данной теме — это концепция пространственного разделения заряда на границе электрод – электролит и возникновения электродного потенциала. Важнейшие понятия: электрохимический потенциал, внутренний, внешний, поверхностный, гальванические потенциалы, электрохимическая цель, электрохимическое равновесие, ЭДС цепи, окислительно – восстановительные полуреакции, **электродный потенциал, типы электродов и электрохимических цепей, метод ЭДС для определения** термодинамических параметров. Эти понятия следует выучить и разобраться в их соотношениях. При решении использовать формулы и аналитические выражения в лекциях по данной теме.

Тема «Строение заряженных границ раздела»

1. Постройте электрокапиллярную кривую ртутного электрода 1н. растворе Na_2SO_4
2. Постройте электрокапиллярную кривую ртутного электрода 1н. в растворах NaF , NaCl , NaBr , NaI
3. Опишите основной недостаток модели Гельмгольца
4. Какое обстоятельство способствовало созданию моделей диффузионной обхvatки двойного слоя?
5. Значение емкости двойного слоя по модели Гуи и Чепмана получен решением совместно каких уравнений?
6. Опишите два основных явления связанных с образованием границы раздела фаз
7. Величина поверхностного натяжения ртути в водном растворе KBr при 18°C имеет следующие значения ($\text{мДж}\cdot\text{м}^{-2}$):

- φ, В	0,55	0,60	0,65
с, (моль·л ⁻¹)	σ		
0,03	427,0	427,4	427,6
0,10	426,0	426,4	427,2
0,30	425,0	425,6	426,0

Используя уравнения Гиббса и Липпмана, вычислить адсорбцию катионов K^+ и анионов Br^- на ртути в 0,1 н растворе KBr при $\phi = -0,60$ В. Значения потенциала ϕ даны против нормального каломельного электрода.

8. Используя метод численного интегрирования (например, метод трапеций), вычислить заряд, соответствующий потенциалу – 0,90 В, если дифференциальная ёмкость двойного электрического слоя на ртути в 0,01 н растворе NaF при 25 °С имеет следующие значения:

- φ, В	0,48	0,50	0,60	0,70	0,80	0,90
$C, (Ф·м^{-2}) \cdot 10^2$	13,15	13,43	16,85	19,35	18,95	17,75

Потенциал нулевого заряда ртути в этом растворе равен – 0,48 В (по отношению к нормальному каломельному электроду).

9. Используя метод численного интегрирования (например, метод трапеций), вычислить заряд соответствующий потенциалу – 1,3 В, если дифференциальная ёмкость двойного электрического слоя на ртути в 0,01 н растворе NaF при 25 °С имеет следующие значения:

- φ, В	0,48	0,50	0,60	0,70	0,80
$C, (Ф·м^{-2}) \cdot 10^2$	13,15	13,43	16,85	19,35	18,95
- φ, В	0,90	1,00	1,10	1,20	
$C, (Ф·м^{-2}) \cdot 10^2$	17,75	16,90	16,45	16,10	

Потенциал нулевого заряда ртути в этом растворе равен – 0,48 В (по отношению к нормальному каломельному электроду).

10. Используя метод численного интегрирования (например, метод трапеций), вычислить заряд, соответствующий потенциалу – 1,80 В, если дифференциальная ёмкость двойного электрического слоя на ртути в 0,01 н растворе NaF при 25 °С имеет следующие значения:

Потенциал нулевого заряда ртути в этом растворе равен – 0,48 В (по отношению к нормальному каломельному электроду).

Методические рекомендации по решению задач.

Приступая к рассмотрению примеров и самостоятельному решению задач, необходимо внимательно прочесть контент по соответствующему вопросу темы. Базовые концепции в данной теме — это концепция пространственного разделения заряда на границе электрод – электролит и возникновения электродного потенциала . Важнейшие понятия: электрохимический потенциал , внутренний , внешний , поверхностный , гальвани потенциалы , электрохимическая цель , электрохимическое равновесие , ЭДС цепи, окислительно – восстановительные полуреакции, электродный потенциал , типы электродов и электрохимических цепей , метод ЭДС для определения термодинамических параметров. Эти понятия следует выучить и разобраться в их

соотношениях. При решении использовать формулы и аналитические выражения в лекциях по данной теме.

Тема «Электрохимическая кинетика»

1. Вычислить коэффициенты диффузии иона Tl^+ , если предельные средние токи диффузии в растворах 0,001 - н $TlNO_3$ (и 1 - н KCl) и 0,001 - н $TlNO_3$ (и 3 - н KCl) равны соответственно 3,03 и 2,47 мкА. Характеристики капилляра: $m = 0,9 \text{ мг} \cdot \text{с}^{-1}$; $\tau = 3 \text{ с}$.
2. При электролизе раствора, содержащего комплексную соль серебра и индифферентные ионы, предельная диффузионная плотность тока по разряжающимся ионам при 25°C в неразмешиваемом растворе равна $5 \text{ А} \cdot \text{м}^{-2}$, а при перемешивании равна $20 \text{ А} \cdot \text{м}^{-2}$. Вычислить толщину диффузионного слоя в каждом случае, если концентрация разряжающихся ионов равна $0,02 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$, а коэффициент диффузии равен $1,3 \cdot 10^{-9} \text{ м}^2 \cdot \text{с}^{-1}$.
3. Вычислить диффузионную плотность тока и концентрацию $CdCl_2$ в растворе при электроосаждении кадмия, если при плотности тока $i = 211 \text{ А} \cdot \text{м}^{-2}$ перенапряжение на катоде равнялось при 25°C : $\Delta E = -15 \text{ мВ}$. Коэффициент диффузии Cd^{2+} равен при этой температуре $7,2 \cdot 10^{-10} \text{ м}^2 \cdot \text{с}^{-1}$, а толщина диффузного слоя равна $4,5 \cdot 10^{-5} \text{ м}$.
4. Определить коэффициент диффузии иона Pb^{2+} в $1,15 \cdot 10^{-3}$ - молярном растворе $PbCl_2$, если предельный средний ток диффузии в таком растворе равен 6,2 мкА, а характеристики капилляра имеют следующие значения: $m = 1,2 \text{ мг} \cdot \text{с}^{-1}$ и $\tau = 4 \text{ с}$.
5. Вычислить ток обмена i_0 и ток, проходящий на катоде, для реакции разряда иона H_3O^+ на ртутном электроде площадью в $3 \cdot 10^{-3} \text{ м}^2$, если перенапряжение на катоде равно 0,60 В, а коэффициенты в уравнении Тафеля равны: $a = 1,41 \text{ В}$ и $b = 0,116 \text{ В}$.
6. Вычислить скорость разряда иона гидроксония на цинковом электроде из 0,01 - нормального раствора HCl при потенциалах электрода: $E_1 = -1,0 \text{ В}$ и $E_2 = E_p$, если при 25°C коэффициенты уравнения Тафеля равны: $a = 1,24 \text{ В}$ и $b = 0,120 \text{ В}$. Средний коэффициент активности 0,01 н раствора HCl равен 0,905.
7. Вычислить плотность тока анодного растворения никеля в 0,1 - нормальном растворе $NiCl_2$ при 25°C , если перенапряжение на аноде равно -0,1 В, а плотность тока обмена на никеле в этом растворе

$i_0 = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ (A} \cdot \text{м}^2\text{)}$. Коэффициент переноса анодного процесса $\alpha = 0,50$.

До какого значения изменится плотность анодного тока при перенапряжении $\eta = -0,15 \text{ В}$?

8. При выделении водорода на ртутном электроде в

0,01 – нормальном растворе HCl при $E_1 = -1,133 \text{ В}$ ток равен $I_1 = 601 \text{ мкА}$, а при $E_2 = -1,342 \text{ В}$ ток равен $I_2 = 38 \text{ мкА}$. Площадь электрода равна

$1,2 \cdot 10^{-4} \text{ м}^2$, $T = 293 \text{ К}$, средний коэффициент активности раствора равен 0,904. Определить коэффициенты a и b в уравнении Тафеля и ток обмена.

9. Определить эффективное значение коэффициента диффузии иона Cs^+ согласно экспериментальным данным, полученным на ртутном капельном катоде, если скорость вытекания ртути $m = 1,2 \text{ мг} \cdot \text{с}^{-1}$, время жизни капли $\tau = 4 \text{ с}$, значение среднего предельного тока разряда иона Cs^+ $dI = 5,93 \cdot 10^{-6} \text{ А}$, концентрация иона равна $1,5 \cdot 10^{-3} \text{ (моль} \cdot \text{л}^{-1}\text{)}$.

10. Определить численные коэффициенты в уравнении Ильковича для мгновенного (I_d) и среднего (dI) предельных токов диффузии на капельном ртутном электроде (случай нестационарной диффузии к сфере, когда плотность тока диффузии может быть представлена уравнением: $i_d = nFDc/\sqrt{\pi Dt}$). Поверхность капли равна: $S = 8,52 \cdot 10^{-3} \cdot m^{2/3} \cdot t^{2/3}$. В связи с тем, что рост капли происходит навстречу потоку диффузии, величина тока возрастает в 1,525 раза.

Методические рекомендации по решению задач.

Приступая к рассмотрению примеров и самостоятельному решению задач, необходимо внимательно прочесть контент по соответствующему вопросу темы. Базовые концепции в данной теме — это концепция пространственного разделения заряда на границе электрод – электролит и возникновения электродного потенциала. Важнейшие понятия: электрохимический потенциал, внутренний, внешний, поверхностный, гальванические потенциалы, электрохимическая цель, электрохимическое равновесие, ЭДС цепи, окислительно – восстановительные полуреакции, электродный потенциал, типы электродов и электрохимических цепей, метод ЭДС для определения термодинамических параметров. Эти понятия следует выучить и разобраться в их соотношениях. При решении использовать формулы и аналитические выражения в лекциях по данной теме.

Критерии формирования оценок по заданиям для самостоятельной работы студента (типовые задачи):

«отлично» (2 баллов) - обучающийся показал глубокие знания материала по поставленным вопросам, грамотно, логично его излагает, структурировал и де-тализовал информацию, избегая простого повторения информации из текста, информация представлена в переработанном виде. Свободно использует необходимые формулы при решении задач;

«хорошо» (от 1 до 2 баллов) - обучающийся твердо знает материал, грамотно его излагает, не допускает существенных неточностей в процессе решения задач;

«удовлетворительно» (до 1 балла) - обучающийся имеет знания основного материала по

поставленным вопросам, но не усвоил его деталей, допускает отдельные неточности при решении задач;

«неудовлетворительно» (0 баллов) – обучающийся допускает грубые ошибки в ответе на поставленные вопросы и при решении задач

5.2. Оценочные материалы для рубежного контроля. Рубежный контроль осуществляется по более или менее самостоятельным разделам – учебным модулям курса и проводится по окончании изучения материала модуля в заранее установленное время. Рубежный контроль проводится с целью определения качества усвоения материала учебного модуля в целом. В течение семестра проводится **три таких контрольных мероприятия по графику**.

В качестве форм рубежного контроля можно использовать тестирование (письменное или компьютерное), проведение коллоквиума или контрольных работ. Выполняемые работы должны храниться на кафедре в течение учебного года и по требованию предоставляться в Управление контроля качества. На рубежные контрольные мероприятия рекомендуется выносить весь программный материал (все разделы) по дисциплине.

5.2.1. Оценочные материалы для контрольной работы:

(контролируемые компетенции (ОПК-1.1; ОПК-1.2; ОПК-1.3; ОПК-2.1; ОПК-2.2; ОПК-2.3; ОПК – 4.1; ОПК-5.3))

Типовые Варианты контрольных работ:

Вариант 1.

Задание 1.

1. Основные понятия термодинамики.
2. Второй закон термодинамики. Энтропия.
3. Парциальные молярные свойства. Особенности парциальных молярных свойств.
4. Один моль ксенона, находящийся при 25 °С и 2 атм, расширяется адиабатически: а) обратимо до 1 атм, б) против давления 1 атм. Какой будет конечная температура в каждом случае?

Задание 2.

1. Обобщенная форма первого и второго законов термодинамики. Характеристические функции. Уравнение Гиббса-Дюгема.
2. Термодинамические потенциалы как критерии направленности процесса.
3. Растворы. Идеальные, предельно разбавленные растворы. Закон Рауля и Генри.
4. Рассчитайте изменение внутренней энергии гелия (одноатомный идеальный газ) при изобарном расширении от 5 до 10 л при давлении 196 кПа.

Задание 3.

1. Изменение энергии Гиббса и Гельмгольца при изменении температуры.
2. Первый закон термодинамики
3. Химический потенциал. Химический потенциал идеальных газовых смесей.

4. Один моль водяных паров обратимо и изотермически сконденсировали в жидкость при 100 °С. Рассчитайте работу, теплоту, изменение внутренней энергии и энтальпии в этом процессе. Удельная теплота испарения воды при 100 °С равна 2260 Дж · г⁻¹.

Задание 4.

1. Термодинамические потенциалы.
2. Частные условия фазового равновесия
3. Методы определения активности и коэффициента активности
4. Найдите изменение энтропии газа и окружающей среды, если n моль идеального газа расширяются изотермически от объема V_1 до объема V_2 : а) обратимо; б) против внешнего давления p .

Задание 5.

1. Интегральные свойства растворов.
2. Характеристичность термодинамических потенциалов
3. Уравнение состояния идеального и реального газов
4. Внутренняя энергия некоторой системы известна как функция энтропии и объема, $U(S, V)$. Найдите температуру и теплоемкость этой системы.

Задание 6.

1. Теплоемкость. Зависимость теплоемкости от температуры, давления и объема
2. Химический потенциал идеальных и реальных конденсированных растворов
3. Различные виды работ
4. Используя основное уравнение термодинамики, найдите зависимость энтальпии от давления при постоянной температуре: а) для произвольной системы; б) для идеального газа.

Задание 7.

1. Расчёт энтропии при нагревании и охлаждении. При постоянном давлении (объеме).
2. Условие термодинамической устойчивости раствора
3. Способы расчета парциальных мольных величин
4. Покажите, как с помощью набора значений коэффициентов активности первого компонента (А) рассчитать коэффициенты активности второго компонента (В).

Задание 8.

1. Частные условия химического равновесия
2. Расчет энтропии при изотермическом расширении или сжатии, при фазовых равновесиях
3. Теплота химической реакции. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса
4. Покажите, что если закон Рауля справедлив для одного компонента раствора во всей области составов, то он также выполняется и для второго компонента.

Задание 9.

1. Теплота. Калорические коэффициенты

2. Двухпараметрические и кубические уравнения состояния. Критическая точка.
3. Изменение энтропии при химических реакциях
4. Константа Генри для CO₂ в воде при 25°C равна $1,25 \cdot 10^6$ Торр. Рассчитайте растворимость (в единицах моляльности) CO₂ в воде при 25°C, если парциальное давление CO₂ над водой равно 0,1 атм.

Критерии формирования оценок по контрольным точкам (контрольные работы; коллоквиум)

(7 баллов) - ставится за работу, выполненную полностью без ошибок и недочетов; обучающийся демонстрирует знание теоретического и практического материала по теме практической работы, решено 100% задач;

(от 5 до 6 баллов) – ставится за работу, выполненную полностью, но при наличии в ней не более одной негрубой ошибки и одного недочета, не более трех недочетов. Обучающийся демонстрирует знание теоретического и практического материала по теме практической работы, допуская незначительные неточности при решении задач, решено 70% задач;

(4 балла) – ставится за работу, если бакалавр правильно выполнил не менее 2/3 всей работы или допустил не более одной грубой ошибки и двух недочетов, не более одной грубой и одной негрубой ошибки, не более трех негрубых ошибок, одной негрубой. Обучающийся затрудняется с правильной оценкой предложенной задачи, дает неполный ответ, решено 55% задач

(менее 3 баллов) – ставится за работу, если число ошибок и недочетов превысило норму для оценки 3 или правильно выполнено менее 2/3 всей работы. Обучающийся дает неверную оценку ситуации, решено менее 50 % задач.

5.2.2.Оценочные материалы: Типовые тестовые задания по дисциплине

Физическая химия контролируемые компетенции (ОПК-1.1; ОПК-1.2; ОПК-1.3; ОПК-2.1; ОПК-2.2; ОПК-2.3; ОПК – 4.1; ОПК-5.3). Полный перечень **тестовых заданий** представлен в ЭОИС –<http://open.kbsu.ru/moodle/course/view.php?id=3866>)

Тест – система стандартизированных заданий, позволяющая автоматизировать процедуру измерения уровня знаний и умений студента.

Выберите правильный ответ:

Тест 1. Мерой перехода энергии за счет хаотического столкновения молекул является:

- теплота
- работа
- внутренняя энергия
- потенциальная энергия

Тест 2. Мерой перехода энергии при перемещении масс, поднятие тел в поле тяготения, переход электричества от большего к меньшему потенциалу, расширение газа является

- работа
- теплота
- кинетическая энергия
- внутренняя энергия

Тест 3. : Математическая формулировка первого начала термодинамики

$$Q = \Delta U + W$$

$$Q = \Delta U - W$$

$$Q + \Delta U = W$$

$$\Delta U = Q + W$$

Тест 4. Закон Гесса:

Для изохорного и изобарного процессов теплота процесса не зависит от пути процесса, а зависит только от начального и конечного состояний системы

Для изохорного и изобарного процессов теплота процесса зависит от пути процесса

Для изохорного и изобарного процессов теплота процесса не является функцией состояния

Тест 5. Тепловой эффект химической реакции при постоянном давлении Q_p равен

приращению энтальпии

приращению внутренней энергии

приращению энтропии

сумме приращений энтальпии и внутренней энергии

Тест 6. : Невозможно создание вечного двигателя второго рода

формулировка Оствальда

формулировка Клаузиуса

формулировка Томсона

Тест 7. Энтропия-это мера

необратимости процесса в изолированных системах, мера перехода энергии в такую форму, из которой она не может переходить самопроизвольно в другие формы

энергия системы, способная к превращению и производству полезной работы

перехода энергии из одной формы в другую

перехода механической энергии в тепловую

Тест 8. При $T, P = \text{const}$ уменьшение энергии Гиббса для обратимого процесса равно

максимальной полезной работе

минимальной полезной работе

нулю

постоянной величине

Тест 9. Критерием направления процесса и равновесия в системе является

энергия Гиббса и Гельмгольца

изменение энтальпии

изменение внутренней энергии

изменение полной энергии

Тест 10. Химический потенциал i -того компонента

частная производная энергии Гиббса по массе i -того компонента при постоянных давлении и температуре и массах остальных компонентов

частная производная энергии Гиббса по массе i -того компонента при постоянном объеме

частная производная энергии Гиббса по давлению при постоянных температуре, объеме и массах остальных компонентов

частная производная энергии Гиббса по массе i -того компонента при постоянных давлении и массах остальных компонентов

Тест 11. Химическая переменная:

отношение количества прореагировавшего вещества к его стехиометрическому коэффициенту
отношение стехиометрического коэффициента к количеству прореагировавшего вещества
свободная энергия Гиббса для одного моля чистого вещества
отношение химического потенциала прореагировавшего вещества к стехиометрическому коэффициенту

Тест 12. Частная производная энергии Гиббса по температуре при $P=\text{const}$ равно:

- S
- V
- P
- +S

Тест 13. : Частная производная энергии Гиббса по давлению при $T=\text{const}$ равно

- V
- S
- P
- +P

Тест 14. Энергия Гиббса выражается соотношением

$$G=U-TS+PV$$

$$A=U-TS$$

$$\Delta F=\Delta U-T\Delta S$$

$$F=U+TS$$

Тест 15. Энергия Гельмгольца выражается соотношением

$$A=U-TS$$

$$G=U-TS+PV$$

$$F=U+TS$$

$$\Delta F=\Delta U-T\Delta S$$

Критерии формирования оценок по тестовым заданиям:

(3 балла) – получают обучающиеся с правильным количеством ответов на тестовые вопросы. Выполнено 100 % предложенных тестовых вопросов;

(от 2 до 3 балла) – получают обучающиеся с правильным количеством ответов на тестовые вопросы – 80 –99 % от общего объема заданных тестовых вопросов;

(от 1 до 2 балла) – получают обучающиеся с правильным количеством ответов на тестовые вопросы – 60 –79% от общего объема заданных тестовых вопросов;

(до1 балла) – получают обучающиеся правильным количеством ответов на тестовые вопросы – менее 40-59 % от общего объема заданных тестовых вопросов.

5.2.3 Оценочные материалы для промежуточной аттестации.

Целью промежуточных аттестаций по дисциплине является оценка качества освоения дисциплины обучающимися.

Промежуточная аттестация предназначена для объективного подтверждения и оценивания достигнутых результатов обучения после завершения изучения дисциплины. Осуществляется в конце семестра и представляет собой итоговую оценку знаний по дисциплине «Физическая химия» в виде проведения экзамена.

Промежуточная аттестация может проводиться в устной, письменной форме, и в форме тестирования. На промежуточную аттестацию отводится до 30 баллов.

Вопросы, выносимые на экзамен (контролируемые компетенции (ОПК-1.1; ОПК-1.2; ОПК-1.3; ОПК-2.1; ОПК-2.2; ОПК-2.3; ОПК – 4.1; ОПК-5.3))

1. I закон термодинамики. Внутренняя энергия, работа различных процессов.
2. Энтальпия, теплоемкость.
3. Термохимия. Закон Гесса, уравнение Кирхгоффа.
4. II закон термодинамики. Энтропия. Вычисление абсолютных энтропий.
5. Фундаментальное уравнение Гиббса. Термодинамические потенциалы (Идеальные газы, химические реакции)
6. Фундаментальное уравнение Гиббса. Термодинамические потенциалы (Реальные газы, конденсированное состояние)
7. Растворы. Равновесие жидкость-пар в идеальных и реальных системах. Закон Рауля.
8. Криоскопия и эбулиоскопия.
9. Правило фаз. Уравнение Клайперона-Клаузиуса. Однокомпонентные системы.
10. Правило фаз. Уравнение Шредера. Двухкомпонентные системы.
11. Химическое равновесие. Расчет выходов продуктов реакций в идеальных и реальных газовых системах.
12. Изотерма химической реакции. Стандартная энергия Гиббса. Зависимость константы равновесия от температуры.
13. Сложные равновесия.
14. Статистическая термодинамика. Суммы по состояниям. Расчет для N и H₂ при 298,15 и 1000 K.
15. Статистическая термодинамика. Расчет C_p^0 , S_T^0 , Φ_T^* для N и H₂ при 298,15 и 1000 K.
16. Кинетика необратимых реакций. Методы определения порядков реакций.
17. Кинетика обратимых и параллельных реакций.
18. Кинетика последовательных реакций. Метод стационарных концентраций Боденштейна.
19. Температурная зависимость скоростей химических реакций. Уравнение Аррениуса.
20. Теория столкновений. Бимолекулярные реакции.
21. Теория столкновений. Мономолекулярные реакции.
22. Теория активированного комплекса. Статистический аспект.
23. Теория активированного комплекса. Термодинамический аспект.
24. Кинетика цепных реакций (теоретический семинар)
25. Кинетика ферментативных каталитических реакций.
26. Коэффициенты активности сильных и слабых электролитов.
27. ЭДС. Расчет ЭДС химических цепей с электродами различного типа
28. Расчет ЭДС химических цепей с электродами различного типа

29. Расчет ЭДС концентрационных цепей

30. Термодинамика гальванического элемента. Расчет энтальпии, энтропии и энергии Гиббса реакций.

Критерии формирования оценок по промежуточной аттестации:

«отлично» (30 баллов) – получают обучающиеся, которые свободно ориентируются в материале и отвечают без затруднений. Обучающийся способен к выполнению сложных заданий, постановке целей и выборе путей их реализации. Работа выполнена полностью без ошибок, решено 100% задач;

«хорошо» (25 балла) – получают обучающиеся, которые относительно полно ориентируются в материале, отвечают без затруднений, допускают незначительное количество ошибок. Обучающийся способен к выполнению сложных заданий. Работа выполнена полностью, но имеются не более одной негрубой ошибки и одного недочета, не более трех недочетов. Допускаются незначительные неточности при решении задач, решено 70% задач;

«удовлетворительно» (20 баллов) – получают обучающиеся, у которых недостаточно высок уровень владения материалом. В процессе ответа на экзамене допускаются ошибки и затруднения при изложении материала. Обучающийся правильно выполнил не менее 2/3 всей работы или допустил не более одной грубой ошибки и двух недочетов, не более одной грубой и одной негрубой ошибки, не более трех негрубых ошибок, одной негрубой. Обучающийся затрудняется с правильной оценкой предложенной задачи, дает неполный ответ, решено 55% задач;

«неудовлетворительно» (менее 20 баллов) – получают обучающиеся, которые допускают значительные ошибки. Обучающийся имеет лишь начальную степень ориентации в материале. В работе число ошибок и недочетов превысило норму для оценки 3 или правильно выполнено менее 2/3 всей работы. Обучающийся дает неверную оценку ситуации, решено менее 50% задач.

6. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности

Максимальная сумма (100 баллов), набираемая студентом по дисциплине включает две составляющие:

– *первая составляющая* – оценка регулярности, своевременности и качества выполнения студентом учебной работы по изучению дисциплины в течение периода изучения дисциплины (семестра, или нескольких семестров) (сумма – не более 70 баллов). Баллы, характеризующие успеваемость студента по дисциплине, набираются им в течение всего периода обучения за изучение отдельных тем и выполнение отдельных видов работ.

– *вторая составляющая* – оценка знаний студента по результатам промежуточной аттестации (не более 30 –баллов).

Критерием оценки уровня сформированности компетенций в рамках учебной дисциплины «Физическая химия» в 7 и 8 семестрах являются экзамен.

Общий балл текущего и рубежного контроля складывается из следующих составляющих приложение 2.

Целью промежуточных аттестаций по дисциплине является оценка качества освоения дисциплины обучающимися.

Критерии оценки качества освоения дисциплины (Приложение)

Оценка «отлично» – от 91 до 100 баллов – теоретическое содержание курса освоено полностью, без пробелов, необходимые практические навыки работы с освоенным материалом сформированы. Все предусмотренные программой обучения учебные задания выполнены, качество их выполнения оценено числом баллов, близким к максимальному. На экзамене студент демонстрирует глубокие знания предусмотренного программой материала, умеет четко, лаконично и логически последовательно отвечать на поставленные вопросы.

Оценка «хорошо» – от 81 до 90 баллов – теоретическое содержание курса освоено, необходимые практические навыки работы сформированы, выполненные учебные задания содержат незначительные ошибки. На экзамене студент демонстрирует твердые знания основного (программного) материала, умеет четко, грамотно, без существенных неточностей отвечать на поставленные вопросы.

Оценка «удовлетворительно» – от 61 до 80 баллов – теоретическое содержание курса освоено не полностью, необходимые практические навыки работы сформированы частично, выполненные учебные задания содержат грубые ошибки. На экзамене студент демонстрирует знание только основного материала, ответы содержат неточности, слабо аргументированы, нарушена последовательность изложения материала

Оценка «неудовлетворительно» – от 36 до 60 баллов – теоретическое содержание курса не освоено, необходимые практические навыки работы не сформированы, выполненные учебные задания содержат грубые ошибки, дополнительная самостоятельная работа над материалом курса не приведет к существенному повышению качества выполнения учебных заданий. На экзамене студент демонстрирует незнание значительной части программного материала, существенные ошибки в ответах на вопросы, неумение ориентироваться в материале, незнание основных понятий дисциплины.

Таблица 7. Результаты освоения учебной дисциплины, подлежащие проверке

Результаты обучения (компетенции)	Код и наименование индикаторов достижения компетенции	Основные показатели оценки результатов обучения	Вид оценочного материала, обеспечивающие формирование компетенций
ОПК-1 Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений	ОПК-1.1. Систематизирует и анализирует результаты химических экспериментов, наблюдений, измерений, а также результаты расчетов свойств веществ и материалов	Знать: методы выявления и формулирования актуальных научных проблем в области химии Уметь: Выполнение работ по поиску экономических и эффективных методов производства наноструктурированных композиционных материалов с заданными свойствами Владеть: Определение соответствия наноструктурированных композиционных	Типовые оценочные материалы для устного опроса (раздел 5.1.1) типовые тестовые задания (раздел 5.2.2.); типовые оценочные материалы к экзамену (раздел 5.2.3)

		материалов с новыми свойствами техническому заданию; Анализ причин несоответствия наноструктурированных композиционных материалов требованиям потребителя и разработка предложений по их предупреждению и устранению	
	ОПК-1.2. Предлагает интерпретацию результатов собственных экспериментов и расчетно-теоретических работ с использованием теоретических основ традиционных и новых разделов химии	Знать: Стандарты, положения, инструкции и другие руководящие материалы по технологической подготовке производства Уметь: анализировать полученные результаты и определять оптимальные технологические параметры процесса производства Владеть: навыками проведения эксперимента по заданной методике	Оценочные материалы для самостоятельной работы (типовые задачи раздел 5.1.2.); Типовые оценочные материалы для устного опроса (раздел 5.1.1);); типовые тестовые задания (раздел 5.2.2.)
	ОПК-1.3. Формулирует заключения и выводы по результатам анализа литературных данных, собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ химической направленности	Знать: Уметь: Составлять описания проводимых исследований и анализировать их результаты Владеть: навыками оформления локальной документации по подбору технологических параметров	Типовые оценочные материалы для устного опроса (раздел 5.1.1 типовые тестовые задания (раздел 5.2.2.); типовые оценочные материалы к экзамену (раздел 5.2.3) Оценочные материалы для самостоятельной работы (типовые задачи раздел 5.1.2.);

<p>ОПК-2 Способен проводить с соблюдением норм техники безопасности химический эксперимент, включая синтез, анализ, изучение структуры свойств веществ и материалов, исследование процессов с их участием</p>	<p>ОПК-2.1. Работает с химическими веществами с соблюдением норм техники безопасности</p>	<p>Знать: и понимать роль химических систем в современных исследованиях как повышенных источников кратковременных аварийных и долговременных систематических воздействий на человека и окружающую среду; основные нормы техники безопасности при работе в лабораторных условиях; способы защиты персонала от возможных последствий химических аварий в лабораторных условиях</p> <p>Уметь: оценивать последствия воздействия на человека вредных, опасных и поражающих факторов</p> <p>Владеть: навыками работы с химическими реактивами и физическими установками с соблюдением норм техники безопасности (ТБ) и требований охраны труда (ОТ) в лабораторных условиях</p>	<p>Типовые оценочные материалы для устного опроса (раздел 5.1.1 типовые тестовые задания (раздел 5.2.2.); типовые оценочные материалы к экзамену (раздел 5.2.3)</p>
	<p>ОПК-2.2. Проводит синтез веществ и материалов разной природы с использованием имеющихся методик</p>	<p>Знать: методы получения, идентификации и исследования свойств веществ (материалов), стандартные методы обработки результатов эксперимента</p> <p>Уметь: планировать эксперимент на основе анализа литературных данных, анализировать и обобщать результаты эксперимента, формулировать выводы</p>	<p>Оценочные материалы для самостоятельной работы (типовые задачи раздел 5.1.2.); Типовые оценочные материалы для устного опроса (раздел 5.1.1);); типовые тестовые задания (раздел 5.2.2.)</p>

		Владеть: навыками планирования, анализа и обобщения результатов эксперимента	
	ОПК-2.3. Проводит стандартные операции для определения химического и фазового состава веществ и материалов на их основе	Знать: Уметь: Выполнять экспериментальные работы по определению физико-химических характеристик веществ и материалов Владеть: инструментальными методами анализа состава и структуры веществ и материалов	Типовые оценочные материалы для устного опроса (раздел 5.1.1) типовые тестовые задания (раздел 5.2.2.); типовые оценочные материалы к экзамену (раздел 5.2.3) Оценочные материалы для самостоятельной работы (типовые задачи раздел 5.1.2.);
ОПК-4 Способен планировать работы химической направленности, и обрабатывать и интерпретировать полученные результаты с использованием теоретических знаний и практических навыков решения математических и физических задач	ОПК-4.1. Использует базовые знания в области математики и физики при планировании работ химической направленности	Знать: математический аппарат, необходимый для решения профессиональных задач в области химии и материаловедения, основные теоретические положения смежных с химией естественнонаучных дисциплин Уметь: решать типовые учебные задачи по основным разделам математики и естественнонаучных дисциплин	Типовые оценочные материалы для устного опроса (раздел 5.1.1) типовые тестовые задания (раздел 5.2.2.); типовые оценочные материалы к экзамену (раздел 5.2.3)

		Владеть: навыками использования теоретических основ базовых разделов математики и естественнонаучных дисциплин при решении конкретных химических и материаловедческих задач	
ОПК-5 Способен использовать существующие программные продукты и информационные базы данных для решения задач профессиональной деятельности с учетом основных требований информационной безопасности	ОПК-5.1. Использует современные IT-технологии при сборе, анализе, обработке и представлении информации химического профиля	Знать: основные источники информации для решения задач профессиональной сферы деятельности, основы информационных технологий, основные возможности и правила работы со стандартными программными продуктами при решении профессиональных задач Уметь: проводить первичный поиск информации для решения профессиональных задач, применять стандартное программное обеспечение при решении химических и материаловедческих задач, при подготовке научных публикаций и докладов Владеть: навыками работы с научными и образовательными порталами, базовыми навыками применения стандартного программного обеспечения для обработки результатов исследований и представления их научному сообществу	Типовые оценочные материалы для устного опроса (<i>раздел 5.1.1</i>) типовые тестовые задания (<i>раздел 5.2.2.</i>); типовые оценочные материалы к экзамену (<i>раздел 5.2.3</i>) Оценочные материалы для самостоятельной работы (типовые задачи раздел 5.1.2.);
	ОПК-5.2. Соблюдает	Знать: методологию	

	<p>нормы информационной безопасности в профессиональной деятельности</p>	<p>поиска научной и технической информации в сети Интернет и специализированных базах данных основные приемы работы со специализированным программным обеспечением при проведении теоретических расчетов и обработке экспериментальных данных</p> <p>Уметь: проводить поиск научной и технической информации с использованием общих и специализированных баз данных применять специализированное программное обеспечение при проведении теоретических расчетов и обработке экспериментальных данных использовать специализированное программное обеспечение при представлении результатов работы профессиональному сообществу</p> <p>Владеть: навыками применения специализированного программного обеспечения и баз данных при решении задач профессиональной сферы деятельности</p>	<p>Типовые оценочные материалы для устного опроса (раздел 5.1.1 типовые тестовые задания (раздел 5.2.2.); типовые оценочные материалы к экзамену (раздел 5.2.3)</p>
	<p>5.3. Способе и использовать существующие программные продукты и информационные базы</p>	<p>Знать: о существующих программных продуктах, необходимых для осуществления поиска информации. Уметь: использовать</p>	<p>Оценочные материалы для самостоятельной работы (типовые задачи раздел</p>

	данных для решения задач профессиональной деятельности с учетом основных требований информационной безопасности	специализированное программное обеспечение при представлении результатов работы профессиональному сообществу Владеть: навыками применения специализированного программного обеспечения и баз данных при составлении отчета по результатам поиска информации.	5.1.2.); Типовые оценочные материалы для устного опроса (раздел 5.1.1);); типовые тестовые задания (раздел 5.2.2.)
ОПК-6 Способен представлять результаты своей работы в устной и письменной форме в соответствии с нормами и правилами, принятыми в профессиональном сообществе	ОПК-6.1. Представляет результаты работы в виде отчета по стандартной форме	Знать: Уметь: представлять результаты своей работы в виде отчета Владеть: навыками представления	Типовые оценочные материалы для устного опроса (раздел 5.1.1 типовые тестовые задания (раздел 5.2.2.); типовые оценочные материалы к экзамену (раздел 5.2.3) Оценочные материалы для самостоятельной работы (типовые задачи раздел 5.1.2.);
	ОПК-6.2. Представляет информацию химического содержания с учетом требований библиографической культуры	Знать: общую характеристику процесса сбора, передачи, обработки и накопления информации; - технологии обработки текстовой и графической информации; - основы информационной безопасности. Уметь: работать в качестве пользователя	Типовые оценочные материалы для устного опроса (раздел 5.1.1 типовые тестовые задания (раздел 5.2.2.);

		<p>персонального компьютера, использовать внешние носители информации для обмена данными между машинами, создавать резервные копии, архивы данных и программ, работать с программными средствами общего назначения; - работать в локальных и глобальных сетях ЭВМ. - применять стандартные программные средства получения, хранения и переработки информации.</p> <p>Владеть: навыками применения стандартных программных средств в области информационной безопасности</p>	<p> типовые оценочные материалы к экзамену (раздел 5.2.3)</p>
	<p>ОПК-6.3. Представляет результаты работы в виде тезисов доклада на русском и английском языке в соответствии с нормами и правилами, принятыми в химическом сообществе</p>	<p>Знать: культурой мышления; - приемами ведения конструктивного диалога; - методами обобщения информации; виды делового общения (публичные выступления, переговоры, проведение совещаний, деловая переписка, электронные коммуникации) и их особенности</p> <p>Уметь: осуществлять постановку целей; - вести конструктивный диалог и отстаивать собственное мнение; определять вид делового общения в управленческой ситуации</p> <p>Владеть: культурой мышления; - современными коммуникационными технологиями; способами выбора вида делового общения в управленческой ситуации</p>	<p>Оценочные материалы для самостоятельной работы (типовые задачи раздел 5.1.2.); Типовые оценочные материалы для устного опроса (раздел 5.1.1);); типовые тестовые задания (раздел 5.2.2.)</p>
			<p>Типовые оценочные</p>

			материалы для устного опроса (<i>раздел 5.1.1</i> типовые тестовые задания (<i>раздел 5.2.2.</i>); типовые оценочные материалы к экзамену (<i>раздел 5.2.3</i>) Оценочные материалы для самостоятельной работы (типовые задачи раздел 5.1.2.);
--	--	--	--

Таким образом, выполнение типовых заданий, представленных в разделе 5 «Оценочные материалы для текущего и рубежного контроля успеваемости и промежуточной аттестации» позволит обеспечить способность на формирование компетенции ОПК-1, ОПК-2, ОПК-3; ОПК-4; ОПК-6.

7. Учебно-методическое обеспечение дисциплины

7.1. Нормативно-законодательные акты

1. Приказ Минобрнауки России от 12.03.2015 N 210 "Об утверждении Федерального государственного образовательного стандарта высшего образования по направлению подготовки 04.03.01 Химия (уровень бакалавриата)" (Зарегистрировано в Минюсте России 07.04.2015 N 36766) <http://fgosvo.ru/uploadfiles/fgosvob/040301.pdf>
2. Федеральный закон "Об образовании в Российской Федерации" от 29.12.2012 N 273-ФЗ http://www.consultant.ru/document/cons_doc_LAW_140174/

7.2 Основная литература

1. Григорьева Л.С. Физическая химия [Электронный ресурс]: учебное пособие/ Григорьева Л.С., Трифонова О.Н.— Электрон. текстовые данные.— М.: Московский государственный строительный университет, Ай Пи Эр Медиа, ЭБС АСВ, 2014.— 149 с.— Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/26215>.— ЭБС «IPRbooks», по паролю
2. Покровская Е.Н. Физическая химия. Химия атмосферы [Электронный ресурс]: учебное пособие/ Покровская Е.Н., Бельцова Т.Г.— Электрон. текстовые данные.— М.: Московский государственный строительный университет, Ай Пи Эр Медиа, ЭБС АСВ, 2015.— 109 с.— Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/27956>.— ЭБС «IPRbooks», по паролю

3. Родин В.В. Физическая и коллоидная химия [Электронный ресурс]: учебное пособие/ Родин В.В., Горчаков Э.В., Оробец В.А.— Электрон. текстовые данные.— Ставрополь: Ставропольский государственный аграрный университет, АГРУС, 2013.— 156 с.— Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/47377>.— ЭБС «IPRbooks», по паролю
4. Макаров А.Г. Теоретические и практические основы физической химии [Электронный ресурс]: учебное пособие/ Макаров А.Г., Сагида М.О., Раздобреев Д.А.— Электрон. текстовые данные.— Оренбург: Оренбургский государственный университет, ЭБС АСВ, 2015.— 172 с.— Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/52335>.— ЭБС «IPRbooks», по паролю
5. Еремин Е.Н. Основы химической термодинамики. Учебное пособие для ун-тов.-2-е,изд.,перераб. и доп.-М.: Высш. Школа,1978,-391с., ил
6. Полтарак О.М.Термодинамика в физической химии.- М.: Высш. Школа,1991,-319с., ил
7. Эткинс П.,Дж.де Паула .Физическая химия.-М.:Мир,2007

7.3. Дополнительная литература

1. Стромберг А.Г., Семченко Д.П. Физическая химия. М.: Высш.шк.,2003.- 572 с.
2. Корякин Н.В. Основы химической термодинамики. М.: «Академия»,2003. -464с.
3. Еремин В.В.,Борщевский А.Я. Основы общей и физической химии. М.: «Интеллект», 2012.- 848 с.
4. Гамбург Ю.Д. и др. Физико-химические основы электрохимии. – Долгопрудный, «Интеллект», 2008. – 424 с.
5. Батроков В.М. Основы химической кинетики и катализа. М.: «Академия», 2003. – 256 с.
6. Годнев И.Н. и др. Физическая химия. М.: Высш.шк., 1992 – 687 с.
7. Эткинс С.П. Физическая химия в 2-х томах. М.: мир, 1980. -296 с.
8. Дамаскин Б.Б., Петрий О.А. Электрохимия. М.: Высш.шк., 1987-296 с.
9. Еремин Е.П. Основы физической химии. М.: Экзамен, 2005-480 с.
10. Герасимов Я.И. и др. Курс физической химии. В двух томах. М.: Химия,1970- 1073 с.
11. Эмануэль Н.М., Кнорре Д.Г. Курс химической кинетики. М.: Высш.шк.,1984 – 463 с.

7.4. Периодические издания (газета, вестник, бюллетень, журнал)

1. Журнал физической химии
2. Журнал неорганической химии
3. Журнал «Неорганические материалы»
4. Научно-технический журнал <http://www.ofmg.ru>

7.5. Интернет-ресурсы

При изучении дисциплины «Физическая химия», обучающиеся обеспечены доступом (удаленный доступ) к ресурсам:

– **общие информационные, справочные и поисковые:**

1. Справочная правовая система «Гарант». URL: <http://www.garant.ru>.
2. Справочная правовая система «Консультант Плюс». URL: <http://www.consultant.ru>

– **к современным профессиональным базам данных:**

№п/п	Наименование электронного ресурса	Краткая характеристика	Адрес сайта	Наименование организации, предоставляющей доступ
1.	«Web of Science» (WOS)	Политематическая реферативно-	http://www.isiknowledge.com/	Компания

		библиографическая и наукометрическая база данных, в которой индексируются около 12,5 тыс. журналов		Субл №WoS/3 Активир
2.	SciverseScopusиздательства «Эльзевир. Наука и технологии»	Реферативная и аналитическая база данных, содержащая 21.000 рецензируемых журналов; 100.000 книг; 370 книжный серий (продолжающихся изданий); 6,8 млн. докладов из трудов конференций	http://www.scopus.com	Издател Наука Субл №S 05 Активир
3.	Научная электронная библиотека (НЭБ РФФИ)	Электр. библиотека научных публикаций - около 4000 иностранных и 3900 отечественных научных журналов, рефераты публикаций 20 тыс. журналов, а также описания 1,5 млн. зарубежных и российских диссертаций; 2800 росс. журналов на безвозмездной основе	http://elibrary.ru	ОО
4.	БазаданныхScienceIndex (РИНЦ)	Национальная информационно-аналитическая система, аккумулирующая более 6 миллионов публикаций российских авторов, а также информацию об их цитировании из более 4500 российских журналов.	http://elibrary.ru	ОО Лицензи Science от 1 Активир
5.	ЭБС«Консультант студента»	13800 изданий по всем областям знаний,	http://www.studmedlib.ru http://www.medcollegelib.ru	ООО «Д (п Догово

		включает более чем 12000 учебников и учебных пособий для ВО и СПО, 864 наименований журналов и 917 монографий.		От 3 Активирован
6.	«Электронная библиотека технического вуза» (ЭБС «Консультант студента»)	Коллекция «Медицина (ВО) ГЭОТАР-Медиа. Books in English (книги на английском языке)»	http://www.studmedlib.ru	ООО «И (г Договор От 2 Активирован
7.	ЭБС «Лань»	Электронные версии книг ведущих издательств учебной и научной литературы (в том числе университетских издательств), так и электронные версии периодических изданий по различным областям знаний.	https://e.lanbook.com/	ООО «С Санкт Договор от 0 Активирован
8.	Национальная электронная библиотека РГБ	Объединенный электронный каталог фондов российских библиотек, содержащий 4 331 542 электронных документов образовательного и научного характера по различным отраслям знаний	https://нэб.рф	ФГБУ госу. би №101/Л 10 Срок
9.	ЭБС «IPRbooks»	107831 публикаций, в т.ч.: 19071 – учебных изданий, 6746 – научных изданий, 700 коллекций, 343 журнала ВАК, 2085 аудиоизданий.	http://iprbookshop.ru/	ООО (г. Договор от 0 Активирован
10.	ЭБС «Юрайт» для СПО	Электронные версии учебной и научной литературы издательств «Юрайт» для СПО и электронные версии	https://www.biblio-online.ru/	ООО «И издатель (г Договор От 2 Активирован

		периодических изданий по различным областям знаний.		
11.	Polpred.com. Новости. Обзор СМИ. Россия и зарубежье	Обзор СМИ России и зарубежья. Полные тексты + аналитика из 600 изданий по 53 отраслям	http://polpred.com	ООО спр Безв офи д
12.	Президентская библиотека им. Б.Н. Ельцина	Более 500 000 электронных документов по истории Отечества, российской государственности, русскому языку и праву	http://www.prilib.ru	ФГБУ « библи Ельци П Сог 15 Срок да про

При проведении занятий лекционного типа/семинарского типа используются:
лицензионное программное обеспечение:

Перечень лицензионного программного обеспечения КБГУ 2021

Зарубежное лицензионное ПО

№	Производитель	Наименование	Комментарии	лицензии	№ договора на 2020 год
1.	MSAcademic EES	Office 365 ProPlusEduSh-rdSvr ALNG SubsVL MVL PerUsr A Faculty EES	нужно всему КБГУ	лицензия	ДОГОВОР №20/ЭА-223
2.	MSAcademic EES	Office 365 ProPlusEduSh-rdSvr ALNG SubsVL MVL PerUsrSTUUseBnft Student EES	нужно всему КБГУ	лицензия	ДОГОВОР №20/ЭА-223
3.	Corel	CorelDRAW Graphics Suite	ИАСИД, ИФиМ, ИИЭиР, КИТЭ	лицензия	ДОГОВОР №20/ЭА-223
4.	ABBYY	ABBYY FineReader	КБГУ	лицензия	ДОГОВОР №20/ЭА-223

Российское лицензионного ПО

№	Производитель	Наименование	Комментарии	лицензии	№ договора на 2020 год
----------	----------------------	---------------------	--------------------	-----------------	-------------------------------

№	Производитель	Наименование	Комментарии	лицензии	№ договора на 2020 год
1.	Kaspersky	Kaspersky Endpoint Security для бизнеса – Стандартный Russian Edition. 1500-2499 Node 1 year Educational Renewal License	нужно всему КБГУ	лицензия	ДОГОВОР №20/ЭА-223
2.	DrWeb	Dr.Web Desktop Security Suite Комплексная защита + Центр управления на 12 мес., 200 ПК, продление	нужно всему КБГУ	лицензия	ДОГОВОР №20/ЭА-223
3.		Антиплагиат ВУЗ	УНИИД (нужно всему КБГУ)	лицензия	ДОГОВОР №20/ЭА-223

Российское ПО (свободно распространяемое)

№	Производитель	Наименование	Комментарии	Сроки лицензий
1.	StarForce Technologies, Россия, Москва	Foxit PDF Reader	для просмотра электронных документов в стандарте PDF	Бесплатно
2.	Россия	7zip	архиватор	Бесплатно

– Кроме того, обучающиеся могут воспользоваться профессиональными поисковыми системами:

1. Служба тематических толковых словарей <http://glossary.ru/>
2. Словари и энциклопедии <https://dic.academic.ru/>
3. Википедия <http://ru.wikipedia.org/wiki/>

7.6. Методические указания по проведению различных учебных занятий и самостоятельной работы

Учебная работа по дисциплине Физическая химия состоит из контактной работы (лекции, практические занятия) и самостоятельной работы. Соотношение лекционных, семинарских, лабораторных и практических занятий к общему количеству часов соответствует учебному плану Направления 04.03.01 – Химия, профиль «Профиль «Неорганическая химия и химия координационных соединений», «Химия окружающей среды, химическая экспертиза и экологическая безопасность».

Для подготовки к практическим занятиям необходимо рассмотреть контрольные вопросы, при необходимости обратиться к рекомендуемой литературе, записать непонятные моменты в вопросах для уяснения их на предстоящем занятии.

Методические рекомендации по изучению дисциплины «Физическая химия» для обучающихся

Цель курса «Физическая химия» - является формировать и раскрыть смыслы основных законов и знаний у студентов в области физической химии, научить студентов видеть области применения этих законов и знаний, понимать их принципиальные возможности при решении конкретных задач.

Приступая к изучению дисциплины, обучающемуся необходимо ознакомиться с тематическим планом занятий, списком рекомендованной учебной литературы. Следует уяснить последовательность выполнения индивидуальных учебных заданий, занести в свою рабочую тетрадь темы и сроки проведения семинаров, написания учебных и творческих работ. При изучении дисциплины обучающиеся выполняют следующие задания: изучают рекомендованную учебную и научную литературу; пишут контрольные работы, готовят доклады и сообщения к практическим занятиям; выполняют самостоятельные творческие работы, участвуют в выполнении практических заданий. Уровень и глубина усвоения дисциплины зависят от активной и систематической работы на лекциях, изучения рекомендованной литературы, выполнения контрольных письменных заданий

Курс изучается на лекциях, семинарах, лабораторных и при самостоятельной и индивидуальной работе обучающихся. Обучающийся для полного освоения материала должен не пропускать занятия и активно участвовать в учебном процессе. Для максимальной эффективности изучения необходимо постоянно вести конспект лекций, знать рекомендуемую преподавателем литературу, позволяющую дополнить знания и лучше подготовиться к семинарским занятиям.

В соответствии с учебным планом на каждую тему выделено необходимое количество часов практических занятий, которые проводятся в соответствии с вопросами, рекомендованными к изучению по определенным темам. Обучающиеся должны регулярно готовиться к семинарским занятиям и участвовать в обсуждении вопросов. При подготовке к занятиям следует руководствоваться конспектом лекций и рекомендованной литературой. Тематический план дисциплины, учебно-методические материалы, а также список рекомендованной литературы приведены в рабочей программе

Методические рекомендации при работе над конспектом во время проведения лекции

В процессе лекционных занятий целесообразно конспектировать учебный материал. Для этого используются общие и утвердившиеся в практике правила, и приемы конспектирования лекций:

Конспектирование лекций ведется в специально отведенной для этого тетради, каждый лист которой должен иметь поля, на которых делаются пометки из рекомендованной литературы, дополняющие материал прослушанной лекции, а также подчеркивающие особую важность тех или иных теоретических положений.

Целесообразно записывать тему и план лекций, рекомендуемую литературу к теме. Записи разделов лекции должны иметь заголовки, подзаголовки, красные строки. Для выделения разделов, выводов, определений, основных идей можно использовать цветные карандаши и фломастеры.

Названные в лекции ссылки на первоисточники надо пометить на полях, чтобы при самостоятельной работе найти и вписать их. В конспекте дословно записываются определения понятий, категорий и законов. Остальное должно быть записано своими словами.

Каждому студенту необходимо выработать и использовать допустимые сокращения наиболее распространенных терминов и понятий.

Методические рекомендации по подготовке к практическим занятиям

Практические (семинарские) занятия – составная часть учебного процесса, групповая форма занятий при активном участии студентов. Практические занятия способствуют углубленному изучению наиболее сложных проблем науки и служат основной формой подведения итогов самостоятельной работы обучающихся. Целью практических занятий является углубление и закрепление теоретических знаний, полученных обучающимися на лекциях и в процессе самостоятельного изучения учебного материала, а, следовательно, формирование у них определенных умений и навыков.

В ходе подготовки к семинарскому занятию необходимо прочитать конспект лекции, изучить основную литературу, ознакомиться с дополнительной литературой, выполнить выданные преподавателем практические задания. При этом учесть рекомендации преподавателя и требования программы. Дорабатывать свой конспект лекции, делая в нем соответствующие записи из литературы.

Желательно при подготовке к практическим занятиям по дисциплине одновременно использовать несколько источников, раскрывающих заданные вопросы.

На практических занятиях обучающиеся учатся грамотно излагать проблемы, свободно высказывать свои мысли и суждения, рассматривают ситуации, способствующие развитию профессиональной компетентности. Следует иметь в виду, что подготовка к практическому занятию зависит от формы, места проведения семинара, конкретных заданий и поручений. Это может быть написание доклада, эссе, реферата (с последующим их обсуждением), коллоквиум.

Методические рекомендации по подготовке и проведению лабораторных занятий

Для выполнения лабораторных работ по физической химии студенты должны обладать определенными экспериментальными навыками-уметь взвешивать на аналитических весах, измерять объемы жидкостей, проводить титрование, работать с приборами, используемые в физико-химических исследованиях(рефрактометр, каллориметр, поляритетр, потенциометр, рН-метр, криостат, потенциостат и т.д.). Студенты должны уметь обсчитывать результаты измерений определять относительную ошибку эксперимента, строить графики, выражающие характер изменения определяемых параметров.

Каждый результат измерения неизбежно сопряжен с большей или меньшей погрешностью. Умение правильно оценить погрешность результата является необходимым качеством хорошего экспериментатора. Чтобы увеличить точность окончательного результата обычно повторяют каждое измерение несколько раз, определенным образом обрабатывая полученный ряд цифр. Последовательность приема должна быть следующей: прежде всего необходимо оценить точность измерений с помощью каждого из примеряемых приборов; отсюда может быть определена абсолютная погрешность каждого измерения; далее определяется относительная погрешность каждого измерения; наконец, анализ формулы с помощью которой при подстановки отдельных значений вычисляется окончательный результат, приводит к оценке его точности. При оценке точности отсчета на приборах следует учесть как особенности шкалы самого инструмента, как и остроту и тренированность органов чувств наблюдателя. Во всех случаях, разумеется, должны быть исключены систематические ошибки, связанные с дефектами самого прибора. Далее необходимо определить абсолютную и относительную погрешности, непосредственное измерение какой нибудь величины. Абсолютная погрешность Δa определяется

как разница между приближенным числом a , полученным из опыта, и числом A , точно измеренным или взятым по справочным данным

$$\Delta a = a - A.$$

Когда относительные погрешности измерения отдельных величин определены, необходимо решить с какой точностью следует измерять каждое из входящих в расчетную формулу значений, чтобы конечный результат по точности отвечал требуемым значениям.

При проведении измерений не ограничиваться одним опытом, а проводить серии последовательных определений, воспроизводя их по возможности, в одних и тех же условиях. С увеличением числа отдельных измерений погрешность среднего значения теоретически уменьшается. Экспериментальные и полученные в них результаты величины, представленные в виде таблиц, графиков или уравнений оказываются более удобными для анализа и выявления некоторых закономерностей. Как правило, опытные данные сводят в таблицу, затем изображают графически и, наконец, представляют в виде уравнения.

Методические рекомендации по организации самостоятельной работы

Самостоятельная работа обучающихся - способ активного, целенаправленного приобретения студентом новых для него знаний и умений без непосредственного участия в этом процесса преподавателей. Повышение роли самостоятельной работы обучающихся при проведении различных видов учебных занятий предполагает:

- оптимизацию методов обучения, внедрение в учебный процесс новых технологий обучения, повышающих производительность труда преподавателя, активное использование информационных технологий, позволяющих обучающемуся в удобное для него время осваивать учебный материал;
- широкое внедрение компьютеризированного тестирования;
- совершенствование методики проведения практик и научно-исследовательской работы обучающихся, поскольку именно эти виды учебной работы в первую очередь готовят обучающихся к самостоятельному выполнению профессиональных задач;
- модернизацию системы курсового и дипломного проектирования, которая должна повышать роль студента в подборе материала, поиске путей решения задач.

Самостоятельная работа приводит студента к получению нового знания, упорядочению и углублению имеющихся знаний, формированию у него профессиональных навыков и умений. Самостоятельная работа выполняет ряд функций:

- развивающую;
- информационно-обучающую;
- ориентирующую и стимулирующую;
- воспитывающую;
- исследовательскую.

В рамках курса выполняются следующие виды самостоятельной работы:

1. Проработка учебного материала (по конспектам, учебной и научной литературе);

2. Выполнение разноуровневых задач и заданий;
3. Работа с тестами и вопросами для самопроверки;
4. Выполнение итоговой контрольной работы.

Студентам рекомендуется с самого начала освоения курса работать с литературой и предлагаемыми заданиями в форме подготовки к очередному аудиторному занятию. При этом актуализируются имеющиеся знания, а также создается база для усвоения нового материала, возникают вопросы, ответы на которые студент получает в аудитории.

Необходимо отметить, что некоторые задания для самостоятельной работы по курсу имеют определенную специфику. При освоении курса студент может пользоваться библиотекой вуза, которая в полной мере обеспечена соответствующей литературой. Значительную помощь в подготовке к очередному занятию может оказать имеющийся в учебно-методическом комплексе краткий конспект лекций. Он же может использоваться и для закрепления полученного в аудитории материала. Самостоятельная работа студентов предусмотрена учебным планом и выполняется в обязательном порядке. Задания предложены по каждой изучаемой теме и могут готовиться индивидуально или в группе. По необходимости студент может обращаться за консультацией к преподавателю. Выполнение заданий контролируется и оценивается преподавателем.

Для успешного самостоятельного изучения материала сегодня используются различные средства обучения, среди которых особое место занимают информационные технологии разного уровня и направленности: электронные учебники и курсы лекций, базы тестовых заданий и задач. Электронный учебник представляет собой программное средство, позволяющее представить для изучения теоретический материал, организовать апробирование, тренаж и самостоятельную творческую работу, помогающее студентам и преподавателю оценить уровень знаний в определенной тематике, а также содержащее необходимую справочную информацию. Электронный учебник может интегрировать в себе возможности различных педагогических программных средств: обучающих программ, справочников, учебных баз данных, тренажеров, контролирующих программ.

Для успешной организации самостоятельной работы все активнее применяются разнообразные образовательные ресурсы в сети Интернет: системы тестирования по различным областям, виртуальные лекции, лаборатории, при этом пользователю достаточно иметь компьютер и подключение к Интернету для того, чтобы связаться с преподавателем, решать вычислительные задачи и получать знания. Использование сетей усиливает роль самостоятельной работы студента и позволяет кардинальным образом изменить методику преподавания.

Студент может получать все задания и методические указания через сервер, что дает ему возможность привести в соответствие личные возможности с необходимыми для выполнения работ трудозатратами. Студент имеет возможность выполнять работу дома или в аудитории. Большое воспитательное и образовательное значение в самостоятельном учебном труде студента имеет самоконтроль. Самоконтроль возбуждает и поддерживает внимание и интерес, повышает активность памяти и мышления, позволяет студенту своевременно обнаружить и устранить допущенные ошибки и недостатки, объективно определить уровень своих знаний, практических умений. Самое доступное и простое средство самоконтроля с применением информационно-коммуникационных технологий - это ряд тестов «on-line», которые позволяют в режиме реального времени определить свой уровень владения предметным материалом, выявить свои ошибки и получить рекомендации по самосовершенствованию.

Методические рекомендации по работе с литературой

Всю литературу можно разделить на учебники и учебные пособия, оригинальные научные монографические источники, научные публикации в периодической печати. Из них можно выделить литературу основную (рекомендуемую), дополнительную и литературу для углубленного изучения дисциплины.

Изучение дисциплины следует начинать с учебника, поскольку учебник – это книга, в которой изложены основы научных знаний по определенному предмету в соответствии с целями и задачами обучения, установленными программой.

При работе с литературой необходимо учитывать, что имеются различные виды чтения, и каждый из них используется на определенных этапах освоения материала.

Предварительное чтение направлено на выявление в тексте незнакомых терминов и поиск их значения в справочной литературе. В частности, при чтении указанной литературы необходимо подробнейшим образом анализировать понятия.

Сквозное чтение предполагает прочтение материала от начала до конца. Сквозное чтение литературы из приведенного списка дает возможность студенту сформировать свод основных понятий из изучаемой области и свободно владеть ими.

Выборочное – наоборот, имеет целью поиск и отбор материала. В рамках данного курса выборочное чтение, как способ освоения содержания курса, должно использоваться при подготовке к практическим занятиям по соответствующим разделам.

Аналитическое чтение – это критический разбор текста с последующим его конспектированием. Освоение указанных понятий будет наиболее эффективным в том случае, если при чтении текстов студент будет задавать к этим текстам вопросы. Часть из этих вопросов сформулирована в ФОС в перечне вопросов для собеседования. Перечень этих вопросов ограничен, поэтому важно не только содержание вопросов, но сам принцип освоения литературы с помощью вопросов к текстам.

Целью *изучающего* чтения является глубокое и всестороннее понимание учебной информации. Есть несколько приемов изучающего чтения:

1. Чтение по алгоритму предполагает разбиение информации на блоки: название; автор; источник; основная идея текста; фактический материал; анализ текста путем сопоставления имеющихся точек зрения по рассматриваемым вопросам; новизна.

2. Прием постановки вопросов к тексту имеет следующий алгоритм:

- медленно прочитать текст, стараясь понять смысл изложенного;
- выделить ключевые слова в тексте;
- постараться понять основные идеи, подтекст и общий замысел автора.

3. Прием тезирования заключается в формулировании тезисов в виде положений, утверждений, выводов.

К этому можно добавить и иные приемы: прием реферирования, прием комментирования.

Важной составляющей любого солидного научного издания является список литературы, на которую ссылается автор. При возникновении интереса к какой-то обсуждаемой в тексте проблеме всегда есть возможность обратиться к списку относящейся к ней литературы. В этом случае вся проблема как бы разбивается на составляющие части, каждая из которых может

изучаться отдельно от других. При этом важно не терять из вида общий контекст и не погружаться чрезмерно в детали, потому что таким образом можно не увидеть главного.

Подготовка к экзамену должна проводиться на основе лекционного материала, материала практических занятий с обязательным обращением к основным учебникам по курсу. Это позволит исключить ошибки в понимании материала, облегчит его осмысление, прокомментирует материал многочисленными примерами.

Методические рекомендации для подготовки к экзамену:

Экзамен в V-м семестре является формой итогового контроля знаний и умений обучающихся по данной дисциплине, полученных на лекциях, практических занятиях и в процессе самостоятельной работы. Основой для определения оценки служит уровень усвоения обучающимися материала, предусмотренного данной рабочей программой. К экзамену допускаются студенты, набравшие 36 и более баллов по итогам текущего и промежуточного контроля. На экзамене студент может набрать от 15 до 30 баллов.

В период подготовки к экзамену обучающиеся вновь обращаются к учебно-методическому материалу и закрепляют промежуточные знания.

Подготовка обучающегося к экзамену включает три этапа:

- самостоятельная работа в течение семестра;
- непосредственная подготовка в дни, предшествующие экзамену по темам курса;
- подготовка к ответу на экзаменационные вопросы.

При подготовке к экзамену обучающимся целесообразно использовать материалы лекций, учебно-методические комплексы, нормативные документы, основную и дополнительную литературу.

На экзамен выносится материал в объеме, предусмотренном рабочей программой учебной дисциплины за семестр. Экзамен проводится в письменной / устной форме.

При проведении экзамена в письменной (устной) форме, ведущий преподаватель составляет экзаменационные билеты, которые включают в себя: тестовые задания; теоретические задания; задачи или ситуации. Формулировка теоретических задания совпадает с формулировкой перечня экзаменационных вопросов, доведенных до сведения обучающихся накануне экзаменационной сессии. Содержание вопросов одного билета относится к различным разделам программы с тем, чтобы более полно охватить материал учебной дисциплины.

В аудитории, где проводится устный экзамен, должно одновременно находиться не более шести студентов на одного преподавателя, принимающего экзамен. На подготовку ответа на билет на экзамене отводится 40 минут.

При проведении письменного экзамена на работу отводится 60 минут.

Результат устного (письменного) экзамена выражается оценками:

Оценка «отлично» – от 91 до 100 баллов – теоретическое содержание курса освоено полностью, без пробелов, необходимые практические навыки работы с освоенным материалом сформированы. Все предусмотренные программой обучения учебные задания выполнены, качество их выполнения оценено числом баллов, близким к максимальному. На экзамене студент демонстрирует глубокие знания предусмотренного программой материала, умеет четко, лаконично и логически последовательно отвечать на поставленные вопросы.

Оценка «хорошо» – от 81 до 90 баллов – теоретическое содержание курса освоено, необходимые практические навыки работы сформированы, выполненные учебные задания содержат незначительные ошибки. На экзамене студент демонстрирует твердые знания основного (программного) материала, умеет четко, грамотно, без существенных неточностей отвечать на поставленные вопросы.

Оценка «удовлетворительно» – от 61 до 80 баллов – теоретическое содержание курса освоено не полностью, необходимые практические навыки работы сформированы частично, выполненные учебные задания содержат грубые ошибки. На экзамене студент демонстрирует знание только основного материала, ответы содержат неточности, слабо аргументированы, нарушена последовательность изложения материала

Оценка «неудовлетворительно» – от 36 до 60 баллов – теоретическое содержание курса не освоено, необходимые практические навыки работы не сформированы, выполненные учебные задания содержат грубые ошибки, дополнительная самостоятельная работа над материалом курса не приведет к существенному повышению качества выполнения учебных заданий. На экзамене студент демонстрирует незнание значительной части программного материала, существенные ошибки в ответах на вопросы, неумение ориентироваться в материале, незнание основных понятий дисциплины

8. Материально-техническое обеспечение дисциплины

8.1 Требования к материально-техническому обеспечению

Для реализации рабочей программы дисциплины имеются специальные помещения для проведения занятий лекционного и семинарского типа, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации, а также помещения для самостоятельной работы и помещения для хранения и профилактического обслуживания оборудования. Специальные помещения укомплектованы специализированной мебелью и техническими средствами обучения, служащими для представления информации большой аудитории.

Для проведения занятий лекционного типа имеются демонстрационное оборудование и учебно-наглядные пособия. По дисциплине «Физическая химия» имеются презентации по отдельным темам курса, позволяющие наиболее эффективно освоить представленный учебный материал.

При проведении занятий лекционного/ семинарского типа занятий используются:
лицензионное программное обеспечение:

Перечень лицензионного программного обеспечения КБГУ 2019

№ п/п	Правообладатель	Наименование программы, право использования которой предоставляется	Основание для использования
1.	Microsoftirelandoperationslimited	Пакет прав для учащихся на обеспечение доступа к сервису Office 365 ProPlusEduShrdSvr ALNG SubsVL MVL PerUsrSTUUseBnftStudent EES	Договор №13/ЭА-223 01.09.19
2.	АО «Лаборатория Касперского»	Права на программное обеспечение на программное обеспечение	Договор №13/ЭА-223 01.09.19

		KasperskyEndpointSecurity для бизнеса – Стандартный Russian	
3.	ООО «Доктор веб»	Права на использование программного обеспечения Dr.WebDesktopSecuritySuite Антивирус + Центр управления на 12 мес., 200 ПК	Договор №13/ЭА-223 01.09.19

8.2 Особенности реализации дисциплины для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья

Для студентов с ограниченными возможностями здоровья созданы специальные условия для получения образования. В целях доступности получения высшего образования по образовательным программам инвалидами и лицами с ограниченными возможностями здоровья университетом обеспечивается:

1. Альтернативная версия официального сайта в сети «Интернет» для слабовидящих;
2. Для инвалидов с нарушениями зрения (слабовидящие, слепые)
 - присутствие ассистента, оказывающего обучающемуся необходимую помощь, дублирование вслух справочной информации о расписании учебных занятий; наличие средств для усиления остаточного зрения, брайлевской компьютерной техники, видеоувеличителей, программ не визуального доступа к информации, программ-синтезаторов речи и других технических средств приема-передачи учебной информации в доступных формах для студентов с нарушениями зрения;
 - задания для выполнения на экзамене зачитываются ассистентом;
 - письменные задания выполняются на бумаге, надиктовываются ассистенту обучающимся;
3. Для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья по слуху (слабослышащие, глухие):
 - на зачете/экзамене присутствует ассистент, оказывающий студенту необходимую техническую помощь с учетом индивидуальных особенностей (он помогает занять рабочее место, передвигаться, прочитать и оформить задание, в том числе записывая под диктовку);
 - зачет/экзамен проводится в письменной форме;
4. Для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья, имеющих нарушения опорно-двигательного аппарата, созданы материально-технические условия обеспечивающие возможность беспрепятственного доступа обучающихся в учебные помещения, объекту питания, туалетные и другие помещения университета, а также пребывания в указанных помещениях (наличие расширенных дверных проемов, поручней и других приспособлений).
 - письменные задания выполняются на компьютере со специализированным программным обеспечением или надиктовываются ассистенту;
 - по желанию студента экзамен проводится в устной форме.

Обучающиеся из числа лиц с ограниченными возможностями здоровья обеспечены электронными образовательными ресурсами в формах, адаптированных к ограничениям их здоровья.

ЛИСТ ИЗМЕНЕНИЙ (ДОПОЛНЕНИЙ)

в рабочую программу по дисциплине «Физическая химия» по направлению подготовки 04.03.01 – Химия; Профиль Неорганическая химия и химия координационных соединений; Химия окружающей среды, химическая экспертиза и экологическая безопасность на 2019/2020 учебный год

№п/п	Элемент (пункт) РПД	Перечень вносимых изменений (дополнений)	Примечание

Обсуждена и рекомендована на заседании кафедры неорганической и физической химии протокол № ____ от " ____ " _____ 2019г.

Заведующий кафедрой _____ /Кушхов Х.Б./

Приложение 2

Распределение баллов текущего и рубежного контроля

№п/п	Вид контроля	Сумма баллов			
		Общая сумма	1-я точка	2-я точка	3-я точка
1.	Посещение занятий	до 10 баллов	до 3 б.	до 3б.	до 4б.
2.	Текущий контроль:	до 30 баллов	до 10 б.	до 10 б.	до 10 б.
	Выполнение лабораторных работ	от 0 до 12 б.	от 0 до 4 б.	от 0 до 4б.	от 0 до 4 б.
	Ответы на практических занятиях	от 0 до 12б	от 0 до 4б	от 0 до 4б	от 0 до 4б
	Выполнение самостоятельных заданий	от 0 до 6б.	от 0 до 2 б.	от 0 до 2 б	от 0 до 2 б
4.	Рубежный контроль	до 30 баллов	до 10 б.	до 10 б.	до 10 б.
5.	тестирование	от 0- до 9б	от 0- до 3б.	от 0- до 3б.	от 0- до 3б.
	коллоквиум	от 0 до 21б.	от 0 до 7 б.	от 0 до 7 б.	от 0 до 7 б.
	Итого сумма текущего и рубежного контроля	до 70баллов	до 23б.	до 23б	до 24б
6.	оценка «удовлетворительно»	не менее 36 б.	не менее 12 б.	не менее 12 б	не менее 12 б
7.	оценка «хорошо»	менее 70 б. (51-69 б.)	менее 23 б	менее 23 б	менее 24б
8.	оценка «отлично»	не менее 70 б.	не менее 23 б.	не менее 23 б	не менее 24б

Шкала оценивания планируемых результатов обучения

Текущий и рубежный контроль

Семестр	Шкала оценивания			
	0-35 баллов	36-50 баллов	51-60 баллов	61-70 баллов
Второй	Частичное посещение аудиторных занятий. Неудовлетворительное выполнение домашнего задания. Плохая подготовка к балльно-рейтинговым мероприятиям. Студент не допускается к промежуточной аттестации	Полное или частичное посещение аудиторных занятий. Частичное выполнение домашнего задания. Частичное выполнение заданий для самостоятельной работы, тестовых заданий, ответы на коллоквиуме на оценку «удовлетворительно».	Полное или частичное посещение аудиторных занятий. Полное выполнение домашнего задания. Выполнение заданий для самостоятельной работы, тестовых заданий, ответы на коллоквиуме на оценку «хорошо».	Полное посещение аудиторных занятий. Полное выполнение домашнего задания. Выполнение заданий для самостоятельной работы, тестовых заданий, ответы на коллоквиуме на оценку «отлично».

Промежуточная аттестация

Семестр	Шкала оценивания			
	Неудовлетворительно (36-60 баллов)	Удовлетворительно (61-80 баллов)	Хорошо (81-90 баллов)	Отлично (91-100 баллов)
Второй	Студент имеет 36-60 баллов по итогам текущего и рубежного контроля, на экзамене не дал полного ответа ни на один вопрос. Студент имеет 36-45 баллов по итогам текущего и рубежного контроля, на экзамене дал полный ответ только на один вопрос	Студент имеет 36-50 баллов по итогам текущего и рубежного контроля, на экзамене дал полный ответ на один вопрос и частично ответил на второй. Студент имеет 46-60 баллов по итогам текущего и рубежного контроля, на экзамене дал полный ответ на один вопрос или частично ответил на оба вопроса. Студент имеет по итогам текущего	Студент имеет 51-60 баллов по итогам текущего и рубежного контроля, на экзамене дал полный ответ на один вопрос и частично ответил на второй. Студент имеет 61 – 65 баллов по итогам текущего и рубежного контроля, на экзамене дал полный ответ на один вопрос и частично	Студент имеет 61-70 баллов по итогам текущего и рубежного контроля, на экзамене дал полный ответ на оба вопроса.

		и рубежного контроля 61-70 баллов на экзамене не дал полного ответа ни на один вопрос.	ответил на второй. Студент имеет 66-70 баллов по итогам текущего и рубежного контроля, на экзамене дал полный ответ только на один вопрос.	
--	--	--	--	--