

**Федеральное государственное автономное образовательное
учреждение высшего образования
«Московский физико-технический институт
(национальный исследовательский университет)»**

УТВЕРЖДЕНО

**Директор физтех-школы
биологической и медицинской
физики**

Д.В. Кузьмин

	Рабочая программа дисциплины (модуля)
по дисциплине:	Основы общей и неорганической химии
по направлению:	Биотехнология
профиль подготовки:	Системная и синтетическая биология Физтех-школа Биологической и Медицинской Физики департамент молекулярной и биологической физики
курс:	1
квалификация:	бакалавр

Семестр, формы промежуточной аттестации: 1 (осенний) - Экзамен

Аудиторных часов: 120 всего, в том числе:

лекции: 30 час.

семинары: 30 час.

лабораторные занятия: 60 час.

Самостоятельная работа: 120 час.

Подготовка к экзамену: 30 час.

Всего часов: 270, всего зач. ед.: 6

Количество контрольных работ, заданий: 2

Программу составили:

К.О. Знаменков, канд. хим. наук

С.В. Силкин, канд. хим. наук

Программа обсуждена на заседании департамента молекулярной и биологической физики 04.06.2020

Аннотация

Учебный курс организован так, чтобы студенты по его окончанию были готовы воспринимать другие курсы химического цикла. Курс состоит из лекций, практикума и семинарских занятий, и составлен по современной схеме без потери фундаментальности старых курсов с одновременным избавлением от их тяжеловесности. Курс нацелен на создание у обучающихся современных представлений о строении вещества, о связи строения и свойств веществ с характером химической связи и с положением составляющих их элементов в Периодической системе; знакомство с принципами, определяющими свойства химических реакций; описание важнейших свойств неорганических соединений и закономерностей их изменения в зависимости от положения составляющих их элементов в Периодической системе.

1. Цели и задачи

Цель дисциплины

- теоретическое и практическое освоение основных разделов общей и неорганической химии с учетом современных тенденций развития химической науки. Это позволит:
- понять логику и возможности химии, особенности химического подхода к изучению окружающего мира;
- понимать и использовать язык химических формул и уравнений;
- предсказывать структуру и свойства веществ, их способность взаимодействовать с другими веществами;
- понять движущие силы химических реакций, особенности их протекания и способы управления ими.

Задачи дисциплины

- создание у обучающихся современных представлений о строении вещества, о связи строения и свойств веществ с характером химической связи и с положением составляющих их элементов в Периодической системе;
- знакомство с принципами, определяющими свойства химических реакций;
- знакомство с кинетическим и термодинамическим подходами к описанию химических процессов с целью оптимизации условий их практической реализации;
- описание важнейших свойств неорганических соединений и закономерностей их изменения в зависимости от положения составляющих их элементов в Периодической системе.

2. Перечень формируемых компетенций

Освоение дисциплины направлено на формирование следующих компетенций:

Код и наименование компетенции	Индикаторы достижения компетенции
ОПК-1 Способен изучать, анализировать, использовать биологические объекты и процессы, основываясь на математических, физических, химических, биологических законах, закономерностях и взаимосвязях	ОПК-1.1 Способен анализировать поставленную задачу, намечать пути ее решения
	ОПК-1.3 Способен определять границы применимости полученных результатов
ПК-3 Способен выбирать и применять подходящее оборудование, инструменты и методы исследований для решения задач в избранной предметной области	ПК-3.1 Знает принципы работы и диапазоны рабочих параметров используемого научного оборудования
	ПК-3.2 Знает области и критерии применимости используемых теоретических подходов и умение оценивать точность приближенных аналитических методов вычислений
	ПК-3.3 Умеет производить оценку точности численных методов, используемых на ЭВМ, вычислительной сложности используемых алгоритмов и объема требуемых вычислительных ресурсов

3. Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине (модулю)

В результате освоения дисциплины обучающиеся должны

знать:

- основные понятия химии: вещество, химический элемент, атом, молекула, относительные атомная и молекулярная массы, ион, аллотропия, изотопы, химическая связь, электроотрицательность, валентность, степень окисления, моль, молярная масса, молярный объем, растворы, электролит и неэлектролит, электролитическая диссоциация, кислота, основание, окисление и восстановление, тепловой эффект реакции, скорость химической реакции, катализ, химическое равновесие;
- основные законы химии: закон сохранения массы и энергии, кратных отношений, постоянства состава, объемных отношений; кинетический и термодинамический закон действующих масс;
- общие сведения о химическом элементе (название, химический символ, относительная атомная масса);
- положение химического элемента в Периодической системе (порядковый номер, период, группа, подгруппа);
- строение атома элемента (заряд ядра; число протонов и нейтронов в ядре; число электронов;
- электронная конфигурация, распределение электронов по энергетическим уровням, подуровням и атомным орбиталям;
- свойства простого вещества, образуемого данным элементом (металл, неметалл, агрегатное состояние при обычных условиях, тип химической связи в веществе);
- высший оксид и соответствующий ему гидроксид (формулы, валентность и степень окисления элемента в соединении), их кислотно-основные свойства;
- водородное соединение (формула, валентность и степень окисления элемента в соединении); другие соединения элемента (формулы, катионная или анионная форма).

уметь:

- называть неорганические вещества по «тривиальной» или международной номенклатуре;
- определять: валентность и степень окисления химических элементов, тип химической связи в соединениях, заряд иона, характер среды в водных растворах неорганических соединений, окислительные и восстановительные свойства соединения;
- составлять структурные формулы молекул и предсказывать их геометрию;
- характеризовать: элементы в периодах и группах по их положению в Периодической системе Д.И. Менделеева; общие химические свойства металлов, неметаллов, основных классов неорганических соединений;
- объяснять: зависимость свойств веществ от их состава и строения; природу химической связи (ионной, ковалентной, металлической), зависимость скорости химической реакции и положения химического равновесия от различных факторов;
- составлять уравнения и схемы химических реакций и проводить по ним стехиометрические расчеты;
- выполнять химический эксперимент по распознаванию важнейших неорганических веществ и получению простейших веществ;
- проводить самостоятельный поиск химической информации с использованием различных источников (научных изданий, компьютерных баз данных, ресурсов Internet).

владеть:

- методами определения возможности протекания химических превращений в различных условиях и оценки их последствий;
- теоретическими методами описания свойств простых и сложных веществ на основе положения составляющих их элементов в Периодической системе химических элементов;
- способами безопасного обращения с горючими и токсичными веществами;
- основными навыками работы с лабораторным оборудованием;
- методами приготовления растворов заданной концентрации.

4. Содержание дисциплины (модуля), структурированное по темам (разделам) с указанием отведенного на них количества академических часов и видов учебных занятий

4.1. Разделы дисциплины (модуля) и трудоемкости по видам учебных занятий

№	Тема (раздел) дисциплины	Трудоемкость по видам учебных занятий, включая самостоятельную работу, час.			
		Лекции	Семинары	Лаборат. работы	Самост.

		лекции	семинары	лаборат. работы	работа
1	Предмет и задачи химии, основные понятия и законы химии.	2	2	4	7
2	Строение атома и периодический закон.	2	2		8
3	Химическая связь. Типы химической связи.	2	2		8
4	Основы химической термодинамики и кинетики, равновесие.	2	2	8	10
5	Растворы. Способы выражения концентрации, коллигативные свойства растворов.	2	2	4	8
6	Растворы, электролитическая диссоциация.	2	2	4	8
7	Кислотно-основные равновесия в растворах.	2	2	8	10
8	Окислительно-восстановительные реакции.	2	2	4	8
9	Химия водорода и галогенов.	2	2	4	8
10	Химия халькогенов.	2	2	4	8
11	Химия пниктогенов и неметаллов 13 и 14 групп Периодической системы элементов.	2	2	4	8
12	Химия щелочных щелочноземельных металлов и металлов главных подгрупп.	2	2	4	8
13	Химия комплексных соединений.	2	2	4	8
14	Химия переходных металлов.	4	4	8	13
Итого часов		30	30	60	120
Подготовка к экзамену		30 час.			
Общая трудоёмкость		270 час., 6 зач.ед.			

4.2. Содержание дисциплины (модуля), структурированное по темам (разделам)

Семестр: 1 (Осенний)

1. Предмет и задачи химии, основные понятия и законы химии.

Химия как одна из естественных наук. Взаимосвязь химии, физики и биологии. Особенности химии как науки. Структура и язык химии. Вещество. Классификация химических веществ. Химические элементы. Атом, атомный номер, относительная атомная масса, изотопы. Распространённость химических элементов в природе. Периодическая система химических элементов. Структура таблицы Д.И.Менделеева, группы, периоды и блоки. Металлы и неметаллы. Химические соединения и их характеристики: строение, состав, свойство. Простые и сложные соединения. Стехиометрические соотношения, эмпирическая и молекулярная формула соединения. Валентность элементов. Нестехиометрические соединения. Аллотропные и полиморфные модификации. Основные классы неорганических соединений: оксиды, кислоты, основания, соли, бинарные соединения. Превращения химических соединений. Уравнения реакций. Стехиометрические расчёты по уравнениям реакций. Химическая переменная. Формальная запись и механизм реакции. Энергетическая кривая химической реакции. Элементарный акт химической реакции.

2. Строение атома и периодический закон.

Водородоподобные атомы и ионы. Электронные уровни энергии, волновые функции, пространственное распределение электронной плотности, радиальная и угловая зависимость волновых функций. Квантовые числа электрона. Многоэлектронные атомы. Одноэлектронное приближение. Эффективные заряды. Водородоподобные орбитали. Принципы заполнения орбиталей. Диаграмма энергетических уровней атома. Периодические свойства элементов: атомные и ионные радиусы, энергия ионизации и сродство к электрону, электроотрицательность по Малликену

3. Химическая связь. Типы химической связи.

Образование химической связи между атомами. Ковалентная связь. Валентность. Правило октета. Структуры Льюиса. Резонансные структуры. Формальный заряд и степень окисления элемента в соединении. Характеристики химической связи – порядок связи, длина, энергия, полярность. Геометрия молекул. Модель отталкивания электронных пар валентных орбиталей и ее ограничения. Теория гибридизации и направленность связей. Электронные состояния молекулы. Метод молекулярных орбиталей. Электронная конфигурация молекулы. Метод МО в приближении ЛКАО. Корреляционные диаграммы, связывающие, несвязывающие и разрыхляющие орбитали, порядок связи. Электронное строение двухатомных молекул. Понятие о построении МО гетероядерных двухатомных молекул. Межмолекулярные взаимодействия. Водородная связь, ее природа, свойства и роль в жидкостях, молекулярных кристаллах и макромолекулах. Ван-дер-ваальсова связь, различные виды диполь-дипольных взаимодействий.

4. Основы химической термодинамики и кинетики, равновесие.

Классификация химических реакций. Стехиометрическое описание химической реакции. Энергетическая кривая элементарной химической реакции. Прямая и обратная реакции. Первый закон термодинамики и его применение к химическим реакциям. Энтальпия. Теплота химических реакций при постоянном объеме и при постоянном давлении. Термохимические уравнения реакций. Закон Гесса. Энтальпии образования, сгорания, растворения. Термохимические циклы. Энтропия. Второй закон в применении к химическим процессам. Энергия Гиббса, энтальпийный и энтропийный факторы. Обратимые реакции. Химическое равновесие – определение и общие свойства. Константа равновесия и ее связь с термодинамическими функциями. Принцип Ле Шателье. Термодинамические справочные данные об индивидуальных веществах и химических реакциях.

Характерные времена химических реакций. Энергетический барьер химической реакции. Способы активации реагентов. Понятие о механизме химической реакции. Скорость химической реакции и ее зависимость от различных факторов. Закон действующих масс. Константа скорости. Уравнение Аррениуса. Лимитирующая стадия сложной реакции. Катализ, его роль в химии. Основные механизмы катализа. Общие свойства катализаторов.

5. Растворы. Способы выражения концентрации, коллигативные свойства растворов.

Растворы, их классификация. Способы выражения состава раствора – мольная и массовая доли, молярная концентрация. Полярные и неполярные растворители. Растворимость и ее зависимость от температуры и давления. Отличие свойств растворов от свойств индивидуальных веществ. Коллигативные свойства растворов электролитов и неэлектролитов. Осмотическое давление. Закон Рауля. Изотонический коэффициент. Повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания растворов с позиций коллигативных свойств.

6. Растворы, электролитическая диссоциация.

Электролитическая диссоциация, электролиты и неэлектролиты. Сильные слабые электролиты. Степень диссоциации, константа диссоциации. Диссоциация кислот, оснований и солей. Взаимодействие между ионами в растворе, ионные уравнения реакций. Связывание ионов, направление реакций ионного обмена.

7. Кислотно-основные равновесия в растворах.

Кислоты и основания по Аррениусу. Сильные и слабые кислоты и основания. Константы кислотности и основности. Ступенчатая диссоциация на примере фосфорной кислоты. Кислотность по Бренстеду, сопряженные кислоты и основания. Вода как кислота и основание. Автоионизация воды, ион гидроксония. pH растворов. Расчет pH растворов слабых кислот и оснований. Гидролиз солей. Буферные растворы. Кислоты и основания по Льюису. Производство растворимости.

8. Окислительно-восстановительные реакции.

Понятия окисления и восстановления. Типичные восстановители и окислители. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций: методы электронного и электронно-ионного баланса. Окислительно-восстановительные потенциалы. Сопряженные окислители и восстановители. Уравнение Нернста. Диаграммы Латимера. Связь ЭДС с термодинамическими свойствами. Химические источники тока, их классификация. Электролиз растворов и расплавов.

9. Химия водорода и галогенов.

Положение водорода и галогенов в Периодической системе. Типичные свойства и степени окисления галогенов. Особенность водорода. Изотопы водорода; получение и свойства. Ион гидроксония. Гидриды. Промышленные и лабораторные способы получения водорода и галогенов. Химические и физические свойства галогенов. Галогеноводороды. Взаимодействие галогенов с водой. Кислородные соединения галогенов. Получение и химические свойства кислородосодержащих соединений галогенов.

10. Химия халькогенов.

Общая характеристика элементов 16 группы Периодической системы элементов. Отличительные свойства кислорода и озон. Химические свойства простых веществ. Халькогениды – получение и химические свойства. Водородные соединения халькогенов. Оксиды и кислородные кислоты серы и селена. Получение и химические свойства кислородосодержащих соединений серы, селена и теллура.

11. Химия пниктогенов и неметаллов 13 и 14 групп Периодической системы элементов.

Общая характеристика элементов 15 группы Периодической системы элементов. Типичные степени окисления соединений азота, фосфора, мышьяка и сурьмы. Водородные соединения пниктогенов – способы получения и химические свойства. Соли аммония. Оксиды 15 группы Периодической системы элементов. Получение и химические свойства кислородных кислот азота и фосфора, мышьяка и сурьмы. Углерод, кремний и бор. Особенности строения, физических и химических свойств. Оксиды углерода, угольная кислота и карбонаты. Оксиды кремния и бора, силикаты, бораты.

12. Химия щелочных щелочноземельных металлов и металлов главных подгрупп.

Положение металлов в Периодической системе элементов. Общие физические и химические свойства металлов главных подгрупп. Получение и химические свойства щелочных и щелочноземельных металлов. Щелочи – химические свойства. Основные свойства р-металлов. Особенности химии алюминия: взаимодействие с водой, щелочами и кислотами, восстановительные свойства. Химические свойства олова и свинца.

13. Химия комплексных соединений.

Понятие комплексного соединения. Координационная теория Вернера. Типы центральных атомов и лигандов. Геометрическое строение, координационные числа и изомерия комплексов. Теория кристаллического поля. Спектры, окраска и магнитные свойства комплексов. Устойчивость комплексов в растворах. Условия образования и разрушения комплексных соединений. Константа нестойности комплексных соединений. Типичные комплексные соединения хрома, железа и кобальта.

14. Химия переходных металлов.

Положение d-металлов в Периодической системе. Электронная конфигурация переходных металлов. Три ряда переходных металлов. Особенности металлов первого переходного ряда. Основные химические свойства: взаимодействие с галогенами, кислородом, растворение в кислотах. Переходные металлы второго и третьего рядов. Типичные степени окисления и химические свойства. Особенности химии молибдена: изменение окислительно-восстановительных и кислотно-основных свойств при изменении степени окисления. Химия f-элементов. Лантаниды и актиниды. Основные свойства и степени окисления.

5. Описание материально-технической базы, необходимой для осуществления образовательного процесса по дисциплине (модулю)

Компьютеризированные лаборатории, оборудованные проектором.
Лабораторные столы в лабораторных помещениях, оборудованных вытяжными шкафами.
Лабораторное оборудование для химанализа и синтеза неорганических веществ.
Химические реактивы.

6. Перечень рекомендуемой литературы

Основная литература

1. Основы общей и физической химии [Текст] : учеб. пособие для вузов / В. В. Еремин, А. Я. Борщевский. — Долгопрудный : Интеллект, 2012. — 848 с.
2. Общая и неорганическая химия [Текст] : учебник для вузов : рек.М-вом обр.РФ / Н. С. Ахметов. — 4-е изд., исправл. — М. : Высшая шк., 2001. — 743 с.
3. Начала химии [Текст], для поступающих в вузы /Н. Е. Кузьменко, В. В. Еремин, В. А. Попков. -М., Лаборатория знаний, 2018

Дополнительная литература

1. Химия элементов [Текст] : в 2 т. Т. 1 / Н. Гринвуд, А. Эрншо ; пер. с англ. В. А. Михайлова [и др.] - М.БИНОМ. Лаб. знаний, 2008
2. Химия элементов [Текст] : в 2 т. Т. 2 / Н. Гринвуд, А. Эрншо ; пер. с англ. Л. Ю. Аликберовой [и др.] - М.БИНОМ. Лаб. знаний, 2008

Рекомендованная литература для самостоятельного изучения:

Шрайвер Д., Эткинс П. Неорганическая химия: в 2 т. М. : Мир, 2004. 486 с.
Третьяков Ю.Д., Тамм М.Е. Неорганическая химия. Том 1. Физико-химические основы неорганической химии. М.: Academia, 2008. 240 с.

7. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети "Интернет", необходимых для освоения дисциплины (модуля)

Не используются

8. Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине (модулю), включая перечень необходимого программного обеспечения и информационных справочных систем (при необходимости)

Пакет программ MS Office.

9. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины (модуля)

Студент, изучающий дисциплину, должен с одной стороны, овладеть общим понятийным аппаратом, а с другой стороны, должен научиться применять теоретические знания на практике.

В результате изучения дисциплины студент должен знать основные определения дисциплины, уметь применять полученные знания для решения различных задач.

Успешное освоение курса требует:

- посещения всех занятий, предусмотренных учебным планом по дисциплине;
- ведения конспекта занятий;
- напряжённой самостоятельной работы студента.

Самостоятельная работа включает в себя:

- чтение рекомендованной литературы;
- проработку учебного материала, подготовку ответов на вопросы, предназначенных для самостоятельного изучения;
- решение задач, предлагаемых студентам на занятиях;
- подготовку к выполнению заданий текущей и промежуточной аттестации.

Показателем владения материалом служит умение без конспекта отвечать на вопросы по темам дисциплины.

Важно добиться понимания изучаемого материала, а не механического его запоминания. При затруднении изучения отдельных тем, вопросов, следует обращаться за консультациями к преподавателю.

Возможен промежуточный контроль знаний студентов в виде решения задач в соответствии с тематикой занятий.

ОЦЕНОЧНЫЕ МАТЕРИАЛЫ ПО ДИСЦИПЛИНЕ (МОДУЛЮ)

по направлению: Биотехнология
профиль подготовки: Системная и синтетическая биология
Физтех-школа Биологической и Медицинской Физики
департамент молекулярной и биологической физики
курс: 1
квалификация: бакалавр

Семестр, формы промежуточной аттестации: 1 (осенний) - Экзамен

Разработчики:

К.О. Знаменков, канд. хим. наук

С.В. Силкин, канд. хим. наук

1. Компетенции, формируемые в процессе изучения дисциплины

Код и наименование компетенции	Индикаторы достижения компетенции
ОПК-1 Способен изучать, анализировать, использовать биологические объекты и процессы, основываясь на математических, физических, химических, биологических законах, закономерностях и взаимосвязях	ОПК-1.1 Способен анализировать поставленную задачу, намечать пути ее решения
	ОПК-1.3 Способен определять границы применимости полученных результатов
ПК-3 Способен выбирать и применять подходящее оборудование, инструменты и методы исследований для решения задач в избранной предметной области	ПК-3.1 Знает принципы работы и диапазоны рабочих параметров используемого научного оборудования
	ПК-3.2 Знает области и критерии применимости используемых теоретических подходов и умение оценивать точность приближенных аналитических методов вычислений
	ПК-3.3 Умеет производить оценку точности численных методов, используемых на ЭВМ, вычислительной сложности используемых алгоритмов и объема требуемых вычислительных ресурсов

2. Показатели оценивания компетенций

В результате изучения дисциплины «Основы общей и неорганической химии» обучающийся должен:

знать:

- основные понятия химии: вещество, химический элемент, атом, молекула, относительные атомная и молекулярная массы, ион, аллотропия, изотопы, химическая связь, электроотрицательность, валентность, степень окисления, моль, молярная масса, молярный объем, растворы, электролит и неэлектролит, электролитическая диссоциация, кислота, основание, окисление и восстановление, тепловой эффект реакции, скорость химической реакции, катализ, химическое равновесие;
- основные законы химии: закон сохранения массы и энергии, кратных отношений, постоянства состава, объемных отношений; кинетический и термодинамический закон действующих масс;
- общие сведения о химическом элементе (название, химический символ, относительная атомная масса);
- положение химического элемента в Периодической системе (порядковый номер, период, группа, подгруппа);
- строение атома элемента (заряд ядра; число протонов и нейтронов в ядре; число электронов;
- электронная конфигурация, распределение электронов по энергетическим уровням, подуровням и атомным орбиталям;
- свойства простого вещества, образуемого данным элементом (металл, неметалл, агрегатное состояние при обычных условиях, тип химической связи в веществе);
- высший оксид и соответствующий ему гидроксид (формулы, валентность и степень окисления элемента в соединении), их кислотно-основные свойства;
- водородное соединение (формула, валентность и степень окисления элемента в соединении);
- другие соединения элемента (формулы, катионная или анионная форма).

уметь:

- называть неорганические вещества по «тривиальной» или международной номенклатуре;
- определять: валентность и степень окисления химических элементов, тип химической связи в соединениях, заряд иона, характер среды в водных растворах неорганических соединений, окислительные и восстановительные свойства соединения;
- составлять структурные формулы молекул и предсказывать их геометрию;
- характеризовать: элементы в периодах и группах по их положению в Периодической системе Д.И. Менделеева; общие химические свойства металлов, неметаллов, основных классов неорганических соединений;
- объяснять: зависимость свойств веществ от их состава и строения; природу химической связи (ионной, ковалентной, металлической), зависимость скорости химической реакции и положения химического равновесия от различных факторов;
- составлять уравнения и схемы химических реакций и проводить по ним стехиометрические расчеты;
- выполнять химический эксперимент по распознаванию важнейших неорганических веществ и получению простейших веществ;
- проводить самостоятельный поиск химической информации с использованием различных источников (научных изданий, компьютерных баз данных, ресурсов Internet).

владеть:

- методами определения возможности протекания химических превращений в различных условиях и оценки их последствий;
- теоретическими методами описания свойств простых и сложных веществ на основе положения составляющих их элементов в Периодической системе химических элементов;
- способами безопасного обращения с горючими и токсичными веществами;
- основными навыками работы с лабораторным оборудованием;
- методами приготовления растворов заданной концентрации.

3. Перечень типовых (примерных) вопросов, заданий, тем для подготовки к текущему контролю

Текущий контроль успеваемости состоит в решении задач контрольных работ.

Пример задания в контрольной работе.

Контрольная работа № 1. Вариант 1

1-й семестр 2019/20 уч. года

ФИО _____ группа _____

1 (2) 2 (5) 3 (4) 4 (4) 5 (5) Σ 20

1. Среди указанных наборов квантовых чисел укажите тот, который корректно определяет состояние электрона в атоме. Ответ поясните. Для данного набора квантовых чисел укажите элемент, имеющий 1 электрон на данном энергетическом подуровне.

Как изменяется 1-й потенциал ионизации в ряду Na-Mg-Al? Ответ поясните. Набор n l ml ms

1 3 -2 1 +1/2

2 4 2 -3 +1/2

3 4 1 1 +1/2

2. а) Постройте схему молекулярных орбиталей для молекулы F₂.

- Для частиц F₂[—], F₂, F₂⁺, вычислите кратность связи и укажите их магнитные свойства (диамагнитны или парамагнитны).

- Приведите пример гетероатомной частицы, изоэлектронной частице F₂²⁺ и состоящей из атомов элементов второго периода.

б) Используя модель Гиллеспи, опишите геометрическое строение молекулы XeF₄:

- изобразите координационный полиэдр,
- определите качественно (>, <, =) углы (90°, 109°28', 120°, 180°) между связями,
- приведите пример пятиатомной молекулы, имеющей другое пространственное строение.

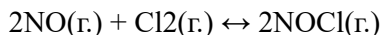
3. При растворении в воде 1.42 г кристаллогидрата LiNO₂·H₂O получено 100 г раствора с плотностью d = 1.01 г/см³. Для указанного раствора определите:

а) процентную концентрацию соли (масс.%);

б) значение рН при $T = 298 \text{ K}$, если константа диссоциации HNO_2 равна $5.1 \cdot 10^{-4}$. Напишите в ионной форме уравнение протолитической реакции, укажите сопряженные пары кислот и оснований.

4. Определите концентрацию насыщенного раствора (моль/л) CaF_2 . $\text{PP} = 4.0 \cdot 10^{-11}$. Плотность раствора примите 1 г/мл , $T = 298 \text{ K}$. Какое осмотическое давление оказывает этот раствор, если степень диссоциации равна 1?

5. При нагревании смеси газообразных NO и Cl_2 в результате протекания реакции



при температуре 350°C в системе установилось равновесие. Парциальные давления компонентов при этом составили $p(\text{NOCl})=380.0 \text{ мм рт.ст.}$, $p(\text{NO})=600.8 \text{ мм рт.ст.}$, $p(\text{Cl}_2)=304.0 \text{ мм рт.ст.}$

Считая, что $\Delta_r H_{\text{от}}^\circ f(T)$ и $\Delta_r S_{\text{от}}^\circ f(T)$,

а) определите K_p данной реакции при температуре 350°C ;

б) определите $\Delta_r G_{\text{от}}^\circ$ при температуре 350°C .

в) Дайте обоснованный ответ:

- как изменяется энтропия (увеличивается или уменьшается) в ходе этой реакции?
- как изменяется энтальпия (увеличивается или уменьшается) в ходе этой реакции?

г) Изобразите схематически зависимость $\Delta_r G_{\text{от}}^\circ$ от T для этой реакции. Выделите область температур, в которой $K_p > 1$.

4. Перечень типовых (примерных) вопросов и тем для проведения промежуточной аттестации обучающихся

Примеры вопросов и задач из экзаменационных билетов:

1. Среди указанных наборов квантовых чисел укажите тот, который корректно определяет орбиталь атома:

n 1 ml

1 1 0

2 1 0

2 0 1

А) Определите химический элемент, имеющий всего один электрон на этом подуровне.

Б) Напишите полную электронную конфигурацию атома этого элемента.

2. Постройте схему молекулярных орбиталей для молекулы C_2 .

А) Для частиц C_2 , C_2^- , C_2^{2-} вычислите кратность связи.

Б) Расположите указанные частицы в порядке увеличения межъядерного расстояния.

В) Укажите, какие из данных частиц парамагнитны.

Г) Приведите пример гетероатомной частицы, изоэлектронной иону C_2^{2-} и состоящей из атомов элементов второго периода.

3. Опишите строение молекулы BrF_5 в терминах модели Гиллеспи, укажите координационный полиэдр центрального атома.

4. При нагревании NOCl протекает реакция



При температуре 450°C в системе установилось равновесие, которому отвечают следующие значения парциальных давлений компонентов $p(\text{NO})=0.589 \text{ атм}$, $p(\text{Cl}_2)=0.294 \text{ атм}$, $p(\text{NOCl})=0.117 \text{ атм}$. При этом общий объем системы составил 1 л .

При охлаждении системы до 300°C объем системы уменьшился до 710 мл ($p=1 \text{ атм}$). Считая, что $\Delta_r H_{\text{от}}^\circ f(T)$ и $\Delta_r S_{\text{от}}^\circ f(T)$,

А) определите K_p данной реакции при температуре 450°C ,

Б) определите $\Delta_r G_{\text{от}}^\circ$ при температуре 450°C .

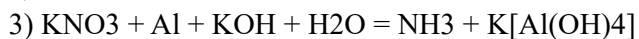
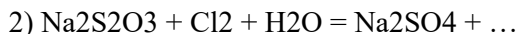
В) Как изменяется энтропия (увеличивается или уменьшается) в ходе этой реакции? Дайте обоснованный ответ.

Г) Определите знак энтальпии ($\Delta_r H_{\text{от}}^\circ$) этого процесса.

Д) Изобразите схематически зависимость \square Гот для этой реакции от температуры.

5. Сколько г $\text{Na}_2\text{S} \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ надо взять, чтобы получить 100 г 0.78%-ного водного раствора? Определите значение pH этого раствора ($d=1\text{г/см}^3$) при 25°C. $K_a(\text{HS}^-)=10^{-13}$. Протолитическая реакция иона S^{2-} протекает только по первой ступени. Напишите в ионной форме уравнение этой реакции. Определите температуру начала замерзания этого раствора. Считайте диссоциацию соли полной. $K(\text{H}_2\text{O})=1.86$.

6. Используя метод электронно-ионного баланса, напишите уравнения следующих реакций:



7. 1) Используя диаграмму Латимера (pH=14)

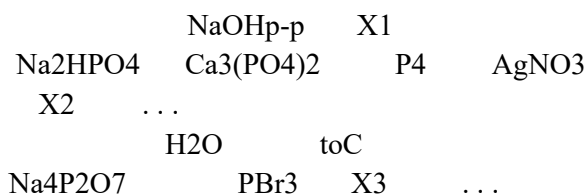
0.37В 0.29В 0.68В 0.42 В 1.36В

$\text{ClO}_4^- \text{-----} \rightarrow \text{ClO}_3^- \text{-----} \rightarrow \text{ClO}_2^- \text{-----} \rightarrow \text{ClO}^- \text{-----} \rightarrow \text{Cl}_2 \text{-----} \rightarrow \text{Cl}^-$, определите

а) термодинамическую возможность диспропорционирования ClO_2^- с образованием Cl^- и ClO_3^- при pH=14. Ответ подтвердите расчетом э.д.с. реакции. Напишите уравнение возможной реакции;

б) будет ли $\text{KOC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ взаимодействовать в растворе с KI при pH=9 и температуре 25°C, если $E^\circ(\text{IO}_3^-/\text{I}^-) = 0.26 \text{ В}$? Напишите уравнение возможной реакции. Ответ подтвердите расчетом э.д.с. реакции. Считайте активности всех других веществ, участвующих в реакции, кроме OH^- , равными 1.

8. Напишите уравнения реакций следующих превращений, используя для каждого превращения минимальное число стадий.



X1 -вещества, содержащие фосфор.

Для выделенной стадии напишите электронно-ионные уравнения полуреакций.

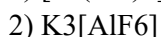
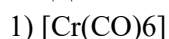
9. В четырех пробирках без этикеток находятся растворы следующих соединений:

Na_2SiO_3 , NaBr , Na_2SO_3 , Na_3PO_4 .

Используя характерные реакции для каждого аниона, определите содержимое каждой пробирки. Напишите уравнения всех предложенных Вами реакций и условия их проведения.

10. Предложите способ получения и выделения SOCl_2 , используя в качестве единственных источников серы и хлора кристаллические сульфат натрия и хлорат калия, соответственно. Напишите уравнения всех предложенных Вами реакций и укажите условия их проведения.

11. Дайте названия комплексам, укажите центральный атом и его координационное число



12. а) Для комплексных октаэдрических ионов $[\text{CrF}_6]^{3-}$ и $[\text{MoF}_6]^{3-}$

1) укажите полную электронную конфигурацию центральных ионов ($1s^2 2s^2 2p^6 \dots$);

2) изобразите, соблюдая масштаб, диаграммы расщепления d-орбиталей центральных ионов (ТКП) и распределение электронов на этих орбиталях;

3) укажите, у какого из этих ионов величина энергии расщепления (\square) больше, объясните причину;

4) рассчитайте энергию стабилизации кристаллическим полем (ЭСКП) для каждого комплексного иона;

5) на основании пунктов 3) и 4) объясните, какой из этих ионов термодинамически более устойчив;

б) рассчитайте величину эффективного магнитного момента (\square эфф.) (чисто спиновой составляющей) иона $[\text{CrF}_6]^{3-}$.

б) Нарисуйте все возможные геометрические изомеры октаэдрического комплекса $[V(H_2O)_4Br_2]^+$.

13. Напишите уравнения химических реакций и укажите условия их проведения:

X_2

$H_2O_2, H^+ \rightarrow C, O_2$

$NH_4VO_3 \rightarrow X_1 \rightarrow VOCl_3 \rightarrow VOCl_2$

$V_2O_3 \rightarrow (NH_4)_3VO_4$

X_i - вещества, содержащие ванадий

14. В вашем распоряжении имеется водный раствор смеси следующих соединений:

$Al_2(SO_4)_3, MgSO_4, Na_2SO_4$

Разделите эту смесь химическим путем и выделите каждое вещество в индивидуальном виде.

15. При прокаливании черного оксида металла А содержащего 20% кислорода по массе при высокой температуре образуется красно-коричневое соединение В. Вещество А растворяется в растворе аммиака с образованием темно-синего раствора вещества С. При внесении в раствор С порошка металлической меди и длительном выдерживании без доступа воздуха он обесцвечивается, при этом получается раствор соединения Д. При постепенном добавлении к раствору Д концентрированной соляной кислоты выпадает белый осадок, который затем растворяется, образуя раствор Е. Этот раствор может поглотить некоторое количество угарного газа, при его пропускании образуя вещество Ф. Определите вещества А-Ф, напишите уравнения всех реакций и укажите условия их проведения.

В

t_0

NH_3, Cu, HCl, CO

$A \rightarrow C \rightarrow D \rightarrow E \rightarrow F$

$H_2O, изб$

Критерии оценивания

Оценка отлично 10 баллов - выставляется студенту, показавшему всесторонние, систематизированные, глубокие знания учебной программы дисциплины, проявляющему интерес к данной предметной области, продемонстрировавшему умение уверенно и творчески применять их на практике при решении конкретных задач, свободное и правильное обоснование принятых решений.

Оценка отлично 9 баллов - выставляется студенту, показавшему всесторонние, систематизированные, глубокие знания учебной программы дисциплины и умение уверенно применять их на практике при решении конкретных задач, свободное и правильное обоснование принятых решений.

Оценка отлично 8 баллов - выставляется студенту, показавшему всесторонние, систематизированные, глубокие знания учебной программы дисциплины и умение уверенно применять их на практике при решении конкретных задач, правильное обоснование принятых решений, с некоторыми недочетами.

Оценка хорошо 7 баллов - выставляется студенту, если он твердо знает материал, грамотно и по существу излагает его, умеет применять полученные знания на практике, но недостаточно грамотно обосновывает полученные результаты.

Оценка хорошо 6 баллов - выставляется студенту, если он твердо знает материал, грамотно и по существу излагает его, умеет применять полученные знания на практике, но допускает в ответе или в решении задач некоторые неточности.

Оценка хорошо 5 баллов - выставляется студенту, если он в основном знает материал, грамотно и по существу излагает его, умеет применять полученные знания на практике, но допускает в ответе или в решении задач достаточно большое количество неточностей.

Оценка удовлетворительно 4 балла - выставляется студенту, показавшему фрагментарный, разрозненный характер знаний, недостаточно правильные формулировки базовых понятий, нарушения логической последовательности в изложении программного материала, но при этом он освоил основные разделы учебной программы, необходимые для дальнейшего обучения, и может применять полученные знания по образцу в стандартной ситуации.

Оценка удовлетворительно 3 балла - выставляется студенту, показавшему фрагментарный, разрозненный характер знаний, допускающему ошибки в формулировках базовых понятий, нарушения логической последовательности в изложении программного материала, слабо владеет основными разделами учебной программы, необходимыми для дальнейшего обучения и с трудом применяет полученные знания даже в стандартной ситуации.

Оценка неудовлетворительно 2 балла - выставляется студенту, который не знает большей части основного содержания учебной программы дисциплины, допускает грубые ошибки в формулировках основных принципов и не умеет использовать полученные знания при решении типовых задач.

Оценка неудовлетворительно 1 балл - выставляется студенту, который не знает основного содержания учебной программы дисциплины, допускает грубейшие ошибки в формулировках базовых понятий дисциплины и вообще не имеет навыков решения типовых практических задач.

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

По дисциплине предусмотрено два контрольных мероприятия: дифференцированный зачет по практической части и экзамен.

По практической части курса предусмотрен дифференцированный зачет с проставлением оценок «отлично», «хорошо», «удовлетворительно», «неудовлетворительно», а также соответствующих им баллов в десятибалльной шкале. Отметка по зачету выставляется на основе отметок, полученных студентом при выполнении и сдаче всех работ, предусмотренных учебным планом и рабочей программой дисциплины. По теоретической части курса проводится устный экзамен с проставлением оценок «отлично», «хорошо», «удовлетворительно», «неудовлетворительно», а также соответствующих им баллов в десятибалльной шкале. При проведении устного экзамена обучающемуся предоставляется один академический час (45 минут) на подготовку. Опрос обучающегося по билету на устном экзамене проводится до тех пор, пока экзаменатор не убедится в объективности выставленной оценки, но не должен превышать одного астрономического часа.