

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

УТВЕРЖДЕНО

**Директор физтех-школы
электроники, фотоники и
молекулярной физики**

В.В. Иванов

	Рабочая программа дисциплины (модуля)
по дисциплине:	Общая химия
по направлению:	Электроника и нанoeлектроника
профиль подготовки:	Микро- и нанoeлектроника Физтех-школа Электроники, Фотоники и Молекулярной Физики департамент химии
курс:	1
квалификация:	бакалавр

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

Аудиторных часов: 30 всего, в том числе:

лекции: 30 час.

семинары: 0 час.

лабораторные занятия: 0 час.

Самостоятельная работа: 75 час.

Подготовка к экзамену: 30 час.

Всего часов: 135, всего зач. ед.: 3

Количество контрольных работ, заданий: 1

Программу составили:

Т.Н. Фесенко, канд. хим. наук, доцент, доцент

Т.Б. Николаева, канд. хим. наук, доцент, доцент

Программа обсуждена на заседании департамента химии 21.04.2020

Аннотация

Курс "Общая химия" предназначен для студентов 1 курса Физтех-школы электроники, фотоники и молекулярной физики, обучающихся по образовательной программе "Электроника, фотоника и нанотехнологии".

Цель курса:

- формирование базовых знаний основных понятий и законов химии, способности применять полученные знания на практике;
- понимание сути химических превращений, зависимости свойств элементов и их соединений от положения в периодической системе Д.И.Менделеева;
- овладение навыками выполнения химического эксперимента, работы с химическими реагентами, лабораторным оборудованием и приборами.

Задачи курса:

- изучение основных законов химии;
- приобретение навыков постановки и проведения лабораторных исследований;
- умение описывать результаты опытов и делать выводы;
- способность применять теоретические знания в практической деятельности.

По результатам освоения курса студент должен:

Знать:

- основные закономерности химических процессов;
- структуру периодической системы элементов (ПСЭ) Д.И. Менделеева и вытекающие из нее основные характеристики элемента (Э) и его соединений: заряд ядра и электронную формулу атома, возможные валентности, возможные степени окисления, характер изменения радиуса, электроотрицательности, химических свойств элементов и их соединений по группам и периодам ПСЭ;
- правила техники безопасности при работе в химической лаборатории.

Уметь:

- использовать периодическую систему элементов для описания химических и физико-химических свойств элементов и их соединений;
- использовать полученные знания при выполнении лабораторных работ, решении задач и обсуждении теоретических вопросов;
- анализировать полученные в ходе лабораторной работы данные и делать правильные выводы;
- выбирать и применять подходящее оборудование, инструменты и методы исследований для решения поставленных экспериментальных задач;
- критически оценивать применимость рекомендованных методик и методов.

Владеть:

- навыками проведения химического эксперимента, формулирования выводов, организации рабочего места, сборки несложных приборов;
- методами статистической обработки полученных количественных результатов и составления уравнений химических реакций.

Основное содержание курса изложено в следующих разделах:

Темы и разделы:

1. Строение атома
2. Химическая связь
3. Координационные соединения
4. Энергетика химических процессов
5. Химическая кинетика и равновесие
6. Растворы

7. Равновесие в гетерогенных системах
8. Химические источники тока
9. Обзор свойств химических соединений

1. Цели и задачи

Цель дисциплины

- формирование базовых знаний основных понятий и законов химии, способности применять полученные знания на практике;
- понимание сути химических превращений, зависимости свойств элементов и их соединений от положения в периодической системе Д.И.Менделеева;
- овладение навыками выполнения химического эксперимента, работы с химическими реагентами, лабораторным оборудованием и приборами.

Задачи дисциплины

- изучение основных законов химии;
- приобретение навыков постановки и проведения лабораторных исследований;
- умение описывать результаты опытов и делать выводы;
- способность применять теоретические знания в практической деятельности.

2. Перечень формируемых компетенций

Освоение дисциплины направлено на формирование следующих компетенций:

Код и наименование компетенции	Индикаторы достижения компетенции
ПК-1 Способен планировать и проводить научные эксперименты (в избранной предметной области) и (или) теоретические (аналитические и имитационные) исследования	ПК-1.3 Владеет культурой постановки научной задачи и моделирования естественнонаучных объектов и систем
	ПК-1.6 Знает основные правила поведения и работы в современной научной лаборатории
	ПК-1.5 Владеет навыками безопасной работы с современными научными приборами и другим экспериментальным оборудованием
ПК-4 Способен критически оценивать применимость используемых методик и методов	ПК-4.3 Способен обосновать причинно-следственные отношения используемых понятий и моделей

3. Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине (модулю)

В результате освоения дисциплины обучающиеся должны

знать:

- основные закономерности химических процессов;
- структуру периодической системы элементов (ПСЭ) Д.И. Менделеева и вытекающие из нее основные характеристики элемента (Э) и его соединений: заряд ядра и электронную формулу атома, возможные валентности, возможные степени окисления, характер изменения радиуса электроотрицательности, химических свойств элементов и их соединений по группам и периодам ПСЭ;
- правила техники безопасности при работе в химической лаборатории.

уметь:

- использовать периодическую систему элементов для описания химических и физико-химических свойств элементов и их соединений;
- использовать полученные знания при выполнении лабораторных работ, решении задач и обсуждении теоретических вопросов;
- анализировать полученные в ходе лабораторной работы данные и делать правильные выводы;
- выбирать и применять подходящее оборудование, инструменты и методы исследований для решения поставленных экспериментальных задач;
- критически оценивать применимость рекомендованных методик и методов.

владеть:

- навыками проведения химического эксперимента, формулирования выводов, организации рабочего места, сборки несложных приборов;
- методами статистической обработки полученных количественных результатов и составления уравнений химических реакций.

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. работа
1	Строение атома	4			10
2	Химическая связь	4			16
3	Координационные соединения	4			6
4	Энергетика химических процессов	4			6
5	Химическая кинетика и равновесие	4			6
6	Растворы	2			6
7	Равновесие в гетерогенных системах	2			8
8	Химические источники тока	2			8
9	Обзор свойств химических соединений	4			9
Итого часов		30			75
Подготовка к экзамену		30 час.			
Общая трудоёмкость		135 час., 3 зач.ед.			

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

Семестр: 1 (Осенний)

1. Строение атома

Теория строения электронных оболочек атома и периодическая система Д.И. Менделеева. Краткая история развития представлений о строении атома. Понятие о квантовой механике и квантово-механическая модель атома. Характеристика энергетического состояния электронов. Квантовые числа. Уровни, подуровни, орбитали. Состояние электронов в многоэлектронных атомах. Принцип Паули. Правило Гунда. Принцип минимума энергии. Электронные формулы атомов s-, p-, d, f-элементов. Энергетические характеристики атомов – энергия ионизации и сродство к электрону. Понятие об электроотрицательности. Периодическая система как выражение периодического закона. Закономерности изменения свойств элементов и соответствующих им простых и сложных веществ в группах и периодах. Структура периодической системы и ее связь со строением атомов. Особенности электронного строения элементов в главных и побочных подгруппах.

2. Химическая связь

Химическая связь и строение молекул. Молекулы. Теория химического строения, история ее развития. Виды химической связи, ее основные характеристики: длина, энергия, полярность, s- и p-связи. Основные положения метода валентных связей. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования связи. Понятие валентности. Теория гибридизации. Пространственная конфигурация молекул. Специфические свойства ковалентной связи – насыщенность и направленность. Полярность молекул. Строение молекул метана, этана, этилена, ацетилена и бензола. Метод молекулярных орбиталей (ММО). Классификация молекулярных орбиталей. Строение двухатомных простых и сложных молекул. Водородная связь и ее характеристики. Ионная и металлическая связи. Особенности свойств веществ и материалов с различным типом химической связи.

3. Координационные соединения

Координационные соединения. Комплексные соединения (КС). Основные понятия и определения. Пространственное строение и изомерия. Теория кристаллического поля и энергетическое расщепление электронов d-подуровня в зависимости от химического состава комплекса.

Метод валентных связей и метод молекулярных орбиталей при трактовке химической связи в КС. Окраска КС. Окислительно-восстановительные реакции КС. Устойчивость КС. Константа нестойкости.

4. Энергетика химических процессов

Основы химической термодинамики. Энергетика химических процессов. Энергетические эффекты химических реакций. Закон Гесса. Стандартные энтальпии образования и сгорания химических соединений, энергии связи и их использование для расчета стандартных энтальпий химических реакций. I-й и II-й законы термодинамики. Понятие об энтропии. Изобарно-изотермический потенциал. Факторы, определяющие направление протекания химических взаимодействий. Особенности термодинамических расчетов для поверхностных взаимодействий, в т.ч. на границах раздела компоненты живых организмов (кровь, физиологический раствор, клетки и т.д.) – материалы имплантационной медицины.

5. Химическая кинетика и равновесие

Основы химической кинетики. Скорость химических реакций в гомогенных и гетерогенных системах. Закон действующих масс. Влияние температуры на скорость химических реакций. Закон Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Понятие об энергии активации. Механизмы химических взаимодействий с учетом величины энергии активации. Катализ. Химическое равновесие. Понятие о константе равновесия. Факторы, влияющие на сдвиг химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Использование законов химической кинетики при оптимизации процессов в биохимических технологиях.

6. Растворы

Общая характеристика растворов. Процесс растворения. Гидраты, кристаллогидраты и сольваты. Способы выражения концентрации растворов. Растворимость. Физические свойства растворов. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Давление пара растворов. Кипение и замерзание растворов. Законы Рауля. Процесс и степень диссоциации электролита. Сила электролитов. Константы кислотности и основности слабых электролитов. Закон разбавления Оствальда. Сильные электролиты. Ионная сила. Активность. Коэффициент активности.

Ионное произведение воды. Водородный и гидроксильный показатели pH и pOH. Буферные растворы. Понятие о произведении растворимости. Гидролиз солей. Степень гидролиза. Зависимость степени гидролиза от концентрации и температуры. Константа гидролиза.

7. Равновесие в гетерогенных системах

Правило фаз Гиббса. Физико-химический анализ двухкомпонентных систем. Диаграммы плавления двухкомпонентных систем для веществ а) нерастворимых друг в друге в твёрдом состоянии, б) образующих твёрдые растворы, в) образующих химические соединения.

8. Химические источники тока

Основы электрохимии. Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления элементов. Окислительно-восстановительные реакции. Важнейшие окислители и восстановители. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Химические источники электрической энергии. Электродные потенциалы. Электроды сравнения. Уравнение Нернста. Гальванические элементы. Расчет ЭДС гальванического элемента. Электролиз. Законы электролиза. Электролиз водных растворов и расплавов электролитов. Коррозия металлов. Биодатчики, принципы действия, возможности для практического использования в медицине.

9. Обзор свойств химических соединений

Общая характеристика s- и p-элементов. Положение s- и p-элементов в периодической системе Д.И. Менделеева. Общая характеристика. Физические и химические свойства. Сравнительная характеристика окислительно-восстановительных свойств s- и p-элементов и их соединений. Водород, основные свойства, получение и хранение. Гидриды элементов. Вода, водородная связь, физико-химические свойства воды. Углерод, его свойства. Углеродные наноструктуры: кластеры, фуллерены, нанотрубки: получение, свойства и применение в нанотехнологиях (биоматериаловедение, средства адресной доставки лекарств и др.). Другие биогенные элементы. Инертные газы и их соединения.

Общая характеристика d- и f-элементов. Физические и химические свойства. Изменение окислительно-восстановительных свойств в периоде и подгруппе. Сходство и различие химии d- и f-элементов. Применение d- и f-металлов и их КС, а также процессов комплексообразования в медицинском материаловедении.

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

- учебные лаборатории кафедры общей химии, оснащенные оборудованием и установками для проведения лабораторного практикума, предусмотренного данной программой;
- препаратная;
- склад для хранения реактивов;
- склад для хранения приборов и оборудования.

Учебно-лабораторное оборудование:

- вытяжные и сушильные шкафы, дистилляторы, лабораторные, титровальные, аудиторные столы, стулья и табуреты, аудиторные доски, наглядные пособия, электрофицированная таблица элементов Д.И. Менделеева, компьютеры, штативы для реактивов, пробирок, бюреток, технические и аналитические весы, рН-метры, цифровые вольтметры, рефрактометры, фотоколориметры, термостаты, измерительная система L-Микро, термометры, секундомеры, ареометры, бюретки, химические реактивы и лабораторная посуда.

6. Перечень рекомендуемой литературы

Основная литература

1. Общая и неорганическая химия [Текст] : учебник для вузов / Н. С. Ахметов .— 7-е изд., стереотип. — М. : Высшая школа, 2009 .— 743 с.
2. Практический курс общей химии [Текст] = учеб. пособие для студентов вузов по направлению "Прикладные математика и физика" / М-во образования и науки РФ, Моск. физ.-техн. ин-т (гос. ун-т) ; [В. В. Зеленцов и др.] .— 4-е изд., испр. и доп. — М. : МФТИ, 2012 .— 305 с.

Дополнительная литература

1. Задачи и вопросы по общей и неорганической химии [Текст] : учеб. пособие для вузов / О. Г. Карманова, Г. М. Болейко ; М-во образования и науки РФ, Моск. физ.-техн. ин-т (гос. ун-т) .— М. : МФТИ, 2015 .— 101 с.

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

- 1) <http://lib.mipt.ru/catalogue/1604/?t=492> – электронная библиотека Физтеха, раздел «Общая химия»
- 2) <http://www.edu.ru> – федеральный портал «Российское образование».
- 3) <http://chemistry.fizteh.ru/materials/>
- 4) ru.wikipedia.org Химия

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

- <http://lib.mipt.ru> - электронная библиотека Физтеха;
- <http://www.edu.ru> - федеральный портал "Российское образование";
- <http://benran.ru> - библиотека по естественным наукам Российской академии наук.

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

- при подготовке используется материал лекционного курса, учебное пособие «Практический курс общей химии», в котором рассмотрены важнейшие теоретические разделы курса в объёме, необходимом для выполнения поставленных экспериментальных задач, дано описание предлагаемых заданий и рекомендации к их выполнению, а также образцы решения типовых задач и вопросы для самоконтроля при работе с изучаемым материалом;
- проведение контрольных работ способствует закреплению теоретических основ курса, учит кратко излагать в письменной форме полученные знания;
- проведение двух коллоквиумов по темам 1 и 2 помогает студенту логически точно, аргументированно и ясно строить устную речь, формулировать свою точку зрения, овладевать навыками ведения дискуссий, дает возможность преподавателю правильно оценить уровень знаний студента на этапе промежуточной аттестации.

Вопросы для самоконтроля в конце каждой темы помогают студентам обратить внимание на наиболее существенные положения и разделы изучаемого курса.

ОЦЕНОЧНЫЕ МАТЕРИАЛЫ ПО ДИСЦИПЛИНЕ (МОДУЛЮ)

по направлению:	Электроника и нанoeлектроника
профиль подготовки:	Микро- и нанoeлектроника Физтех-школа Электроники, Фотоники и Молекулярной Физики департамент химии
курс:	1
квалификация:	бакалавр

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

Разработчики:

Т.Н. Фесенко, канд. хим. наук, доцент, доцент

Т.Б. Николаева, канд. хим. наук, доцент, доцент

1. Компетенции, формируемые в процессе изучения дисциплины

Код и наименование компетенции	Индикаторы достижения компетенции
ПК-1 Способен планировать и проводить научные эксперименты (в избранной предметной области) и (или) теоретические (аналитические и имитационные) исследования	ПК-1.3 Владеет культурой постановки научной задачи и моделирования естественнонаучных объектов и систем
	ПК-1.6 Знает основные правила поведения и работы в современной научной лаборатории
	ПК-1.5 Владеет навыками безопасной работы с современными научными приборами и другим экспериментальным оборудованием
ПК-4 Способен критически оценивать применимость используемых методик и методов	ПК-4.3 Способен обосновать причинно-следственные отношения используемых понятий и моделей

2. Показатели оценивания компетенций

В результате изучения дисциплины «Общая химия» обучающийся должен:

знать:

- основные закономерности химических процессов;
- структуру периодической системы элементов (ПСЭ) Д.И. Менделеева и вытекающие из нее основные характеристики элемента (Э) и его соединений: заряд ядра и электронную формулу атома, возможные валентности, возможные степени окисления, характер изменения радиуса электроотрицательности, химических свойств элементов и их соединений по группам и периодам ПСЭ;
- правила техники безопасности при работе в химической лаборатории.

уметь:

- использовать периодическую систему элементов для описания химических и физико-химических свойств элементов и их соединений;
- использовать полученные знания при выполнении лабораторных работ, решении задач и обсуждении теоретических вопросов;
- анализировать полученные в ходе лабораторной работы данные и делать правильные выводы;
- выбирать и применять подходящее оборудование, инструменты и методы исследований для решения поставленных экспериментальных задач;
- критически оценивать применимость рекомендованных методик и методов.

владеть:

- навыками проведения химического эксперимента, формулирования выводов, организации рабочего места, сборки несложных приборов;
- методами статистической обработки полученных количественных результатов и составления уравнений химических реакций.

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

В целях текущего контроля успеваемости предусмотрен краткий опрос по теме предыдущей лекции.

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

Перечень экзаменационных вопросов:

Тема: Энергетика химических процессов. Термохимия

1. Термодинамические системы (открытая, закрытая, изолированная). Параметры и функции состояния системы. Энтальпия, энтропия, энергия Гиббса.
2. Тепловые эффекты химических реакций. Эндо- и экзотермические процессы. Закон Гесса и его следствия. Стандартная энтальпия образования вещества.

3. Закон Гесса. Следствия закона Гесса: связь энтальпии химической реакции со стандартными энтальпиями образования, сгорания или разрыва связей для исходных веществ и продуктов реакции. Стандартные энтальпии образования и сгорания химических соединений.
4. Закон Гесса для теплового эффекта физико-химического процесса. Следствия закона Гесса: связь энтальпии химической реакции со стандартными энтальпиями образования, сгорания или разрыва связей для исходных веществ и продуктов реакции.
5. Стандартные энтальпии термодинамических процессов: энтальпия образования, сгорания. Энтальпии растворения, нейтрализации. Энергия связи.
6. Термодинамический критерий осуществимости процесса. Энергия Гиббса. Эн-тальпийный и энтропийный факторы и их роль в экзо- и эндотермических реакциях.
7. Энергия Гиббса как критерий осуществимости химических реакций. Анализ уравнения Гиббса для экзо- и эндотермических реакций при $\Delta S > 0$ и $\Delta S < 0$.
8. Факторы, определяющие направление протекания химических реакций, анализ уравнения Гиббса для замкнутой системы. Изотерма Вант-Гоффа.

Тема: Кинетика химических процессов. Химическое равновесие

1. Понятие скорости химических реакций. Зависимость скорости химических реакции от концентраций реагирующих веществ в гомогенных системах. Кинетическое уравнение. Константа скорости химической реакции.
2. Понятие скорости химических реакций. Порядок и молекулярность химических реакций.
3. Влияние температуры на скорость химических реакций. Уравнение Аррениуса, физический смысл входящих в него величин. Энергия активации.
4. Влияние температуры на скорость химических реакций. Уравнение Аррениуса. Понятие об энергии активации. Катализ, принцип действия катализаторов.
5. Химическое равновесие и его константа. Факторы, влияющие на смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.
6. Как и во сколько раз изменится скорость реакции, протекающей при 298 К, если при использовании катализатора её энергия активации уменьшилась на 4 кДж/моль?
7. В системе $A + 2B = C$ равновесные концентрации равны $[A] = 0,1$ моль/л, $[B] = 0,2$ моль/л, $[C] = 0,3$ моль/л. Найти Кравн и исходные концентрации веществ А и В.

Тема: Химические источники тока

1. Устройство, принцип действия и схема обозначений типичного химического источника электрической энергии (на примере гальванического элемента Даниэля-Якоби). Каков механизм появления двойного электрического слоя и электродного потенциала?
2. Гальванический элемент Даниэля-Якоби: схема, процессы, происходящие на электродах, суммарный электрохимический процесс. Уравнение Нернста для каждого электрода и для гальванического элемента в целом. Роль солевого мостика в гальваническом элементе.
3. Стандартный электродный потенциал. Зависимость электродного потенциала от концентрации потенциалопределяющих ионов и температуры. Уравнение Нернста для отдельного электрода в нестандартных условиях.
4. Стандартный электродный потенциал, измерение стандартного электродного потенциала. Устройство стандартного водородного электрода. Составьте схему для определения стандартного электродного потенциала медного электрода.
5. Таблица стандартных электродных потенциалов для окислительно-восстановительных систем. Металлический электрод, уравнение Нернста для металлического электрода.
6. Электроды 1-го и 2-го рода на примере медного и хлорсеребряного электродов. Уравнение Нернста для них. Почему электроды 2-го рода можно использовать в качестве электродов сравнения?
7. Электроды сравнения: водородный, хлорсеребряный. Устройство, уравнение Нернста. Почему электроды 2-го рода можно использовать в качестве электродов сравнения?
8. Аккумуляторы (на примере свинцового аккумулятора). Реакции на аноде и катоде, суммарная реакция в свинцовом аккумуляторе при его работе (разрядке) и зарядке. ЭДС свинцового аккумулятора (конечная формула с использованием активности серной кислоты и воды).
9. Гальванический элемент составлен из двух водородных электродов, один из которых – стандартный. В какой из перечисленных растворов следует погрузить другой электрод для получения наибольшей ЭДС: а) 0,1 М HCl ($f_a = 1$); б) 0,1 М CH₃COOH ($K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$)?

10. Потенциал марганцевого электрода, помещенного в раствор его соли составил $-1,235$ В. Вычислите активность ионов Mn^{2+} . $E^\circ Mn^{2+}/Mn = -1,185$ В.

Тема: Растворы, буферные растворы, гидролиз.

1. Способы выражения концентраций растворов.
2. Слабые электролиты. Степень диссоциации электролита. Константа диссоциации. Связь константы диссоциации со степенью диссоциации (закон разбавления Оствальда).
3. Слабые электролиты. Степень диссоциации электролита. Константа диссоциации. Связь константы диссоциации со степенью диссоциации (закон разбавления Оствальда).
4. Сильные электролиты. Активность (активная концентрация) ионов. Коэффициент активности для водных растворов электролитов.
5. Ионное произведение воды. Водородный и гидроксильный показатели pH и pOH.
6. Буферные растворы, их важнейшие свойства. Механизм действия буферного раствора на примере ацетатного буфера.
7. Буферные растворы, их важнейшие свойства. Буферная емкость. Как увеличить буферную емкость раствора?
8. Гидролиз солей. Типы гидролиза. Необратимый гидролиз. Составление уравнений реакций гидролиза в полном и сокращенном ионном виде.
9. Понятие о произведении растворимости. Для каких веществ применяется это понятие?
10. Идеальные растворы. Законы Рауля для давления насыщенного пара растворителя над раствором и для температур кипения и замерзания разбавленных растворов. Осмотическое давление, закон Вант-Гоффа.
11. Произведение растворимости сульфата кальция равно $2,3 \cdot 10^{-4}$. Образуется ли осадок сульфата кальция при смешении равных объемов $0,02$ М растворов хлорида кальция и сульфата натрия?
12. На сколько единиц изменится pH дистиллированной воды, если к 990 мл её прилить 10 мл 1 н. раствора NaOH?
13. Вычислите молярную концентрацию и pH раствора муравьиной кислоты ($HCOOH$), если степень её диссоциации в растворе составляет 2% , а $K_d = 4 \cdot 10^{-4}$.
14. Определите буферную емкость раствора, содержащего $0,2$ М азотистой кислоты HNO_2 и $0,2$ М нитрита натрия $NaNO_2$ по гидроксиду натрия NaOH. $K_d(HNO_2) = 4 \cdot 10^{-4}$.
15. Вычислите степень диссоциации азотистой кислоты в $0,01$ М растворе и pH этого раствора. $K_k = 4 \cdot 10^{-4}$.

Тема: Строение атома

5. Описание поведения электрона в атоме с позиций квантовой механики. Квантовые числа. Энергетические уровни, подуровни, понятие орбитали.
6. Энергетическая последовательность атомных орбиталей многоэлектронного атома. Правила заполнения атомных орбиталей электронами.
7. Состояние электронов в многоэлектронных атомах. Принцип Паули. Правило Гунда. Принцип минимума энергии.
8. Периодический закон Д.И. Менделеева. Структура Периодической системы и ее связь со строением атомов. Электронные семейства s-, p-, d- и f-элементов, их особенности и положение в Периодической системе.
9. Изменение радиусов атомов с ростом заряда ядра Z в периоде и группе (главных и побочных подгруппах). d- и f-сжатия.
10. Энергия ионизации элемента. Изменение энергии ионизации в периоде, главных и побочных подгруппах.
11. Характеристики атомов: орбитальный радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону. Электроотрицательность. Изменение этих характеристик в периоде и группе.
12. Энергетические характеристики атома – энергия ионизации и сродство к электрону. Электроотрицательность. Изменение энергии ионизации и сродства к электрону в периоде и группе (в главных и побочных подгруппах) и связанное с этим изменение окислительно-восстановительных свойств элементов

Тема: Химическая связь

1. Типы химической связи. Ковалентная (полярная и неполярная) связи. Ионная связь. Свойства и различия ковалентной и ионной связей. Степень ионности. Примеры соединений с указанными типами химических связей.
2. Ковалентная химическая связь: основные характеристики и свойства ковалентной связи. s- и p-связи.
3. Свойства ковалентной связи в рамках МВС: направленность, насыщенность, полярность.
4. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Валентность атомов с позиций МВС. Чему равна максимальная валентность элементов второго периода.
5. Теория гибридизации атомных орбиталей. Условия, определяющие возможность гибридизации. Основные типы гибридизации s и p-орбиталей. Геометрия молекул и валентные углы (привести примеры).
6. Основные положения теории гибридизации атомных орбиталей. Возможные пространственные конфигурации молекул в случае sp-, sp²-, sp³-, d²sp³- гибридизации атомных орбиталей центрального атома.
7. Понятие о гибридизации атомных орбиталей. Геометрия молекул и валентные углы на примере молекул CH₄, NH₃ и H₂O.
8. Какие условия определяют возможность гибридизации? Гибридизация каких орбиталей реализуется в молекулах BeH₂, AlCl₃, PF₆? Почему при образовании октаэдра (d²sp³-гибридизация) участвуют только две d-орбитали?
9. Полярная и неполярная ковалентная связь. Дипольный момент молекулы. Полярность связи и полярность молекулы на примере NH₃, NF₃ (с позиций метода валентных связей).
10. Полярность ковалентной связи. Дипольный момент связи и дипольный момент молекулы. Факторы, влияющие на дипольный момент молекулы.
11. Основные положения метода молекулярных орбиталей. Связывающие и разрыхляющие орбитали. Схема молекулярных орбиталей и кратность связи для молекулы CO.
12. Основные положения метода молекулярных орбиталей. Связывающие и разрыхляющие орбитали. Строение, порядок связи и магнитные свойства молекул и молекулярных ионов с позиций ММО
13. Энергетические схемы распределения электронов на молекулярных орбиталях двухатомной гомоядерной молекулы, кратность связи, магнитные свойства молекул с позиций метода молекулярных орбиталей (ММО) на примере элементов первого и второго периодов

Тема: Координационные соединения

6. Координационная теория Вернера. Пространственное строение и изомерия комплексных соединений.
7. Координационные соединения. Структура соединений, координационное число, лиганды. Природа химической связи в координационных соединениях. Устойчивость соединений в растворах, константа устойчивости, константа нестойкости.
8. Химическая связь в координационных соединениях с позиций теории кристаллического поля. Энергетическое расщепление электронов d-подуровня и факторы, влияющие на параметр расщепления.
9. Строение комплексных соединений в рамках метода МВС.
10. Теория кристаллического поля для описания связи в комплексных соединениях, основные положения. Энергия стабилизации кристаллическим полем. Строение комплексных соединений в рамках метода ТКП.
11. Модель описания химической связи в координационных соединениях и схемы молекулярных орбиталей в рамках метода молекулярных орбиталей (ММО).
12. Образование комплексных соединений низкоспинового [Mn(CN)₆]⁴⁻ и высокоспинового [MnF₆]⁴⁻ в рамках метода валентных связей (МВС) и теории кристаллического поля (ТКП).

Тема: Химия элементов

5. Классификация элементов по типу заполнения электронных оболочек. Электронные конфигурации атомов s-, p-, d- и f-элементов. Положение s-, p-, d- и f-элементов в Периодической системе.
6. Электронное строение p-элементов. Их положение в Периодической системе. Изменение радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону в периоде и группе. Изменение устойчивых степеней окисления p-элементов в группе.

- Изменение радиусов, энергий ионизации и сродства к электрону р-элементов в периоде и группе и связанных с ними кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств.
- На примере элементов VIIA группы расскажите (1) об изменении кислотных свойств бескислородных кислот, содержащих группировки Э–Н, с ростом заряда ядра атома элементов и (2) об изменении кислотно-основных свойств гидроксидов, содержащих группировки Э–О–Н (для одинаковых степеней окисления).
- Объясните сходство свойств соединений d-элементов III – VII групп и соединений р-элементов соответствующих групп в высших степенях окисления.
- Зависимость энергии связи от радиусов атомов р-элементов и от наличия у атомов, образующих связь, неподеленных электронных пар и свободных орбиталей.
- d-Элементы, их положение в периодической системе, электронные конфигурации. Изменение радиусов, энергии ионизации, кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств у d-элементов по группе.
- Положение d-элементов в периодической системе Д.И. Менделеева. Общая электронная формула d-элементов для внешнего и предвнешнего электронных слоев. Валентные электроны. Образование связи в кристаллах d-элементов. Почему самыми тугоплавкими металлами являются элементы 6В подгруппы?
- Металлоподобные карбиды, нитриды, силициды d-элементов: связь, свойства, применение.

Перечень задач к экзаменационным билетам:

Тема: Энергетика химических процессов. Термохимия

- Анализ уравнения Гиббса. Условия осуществимости эндотермических реакций.
- Определите тепловой эффект прямой реакции: $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{HCl}(\text{г})$ через энергии связей соответствующих веществ
- Определите энтальпию гидратации $\text{CuSO}_4(\text{кр.})$ до $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}(\text{кр.})$, если при растворении $\text{CuSO}_4(\text{кр.})$ выделяется 67 кДж/моль, а при растворении $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}(\text{кр.})$ поглощается 10,5 кДж/моль тепла.
- Определите стандартную энтальпию фазового перехода графита в алмаз через энтальпии сгорания этих веществ: $\Delta H_{\text{сгор. граф.}} = -393,5$; $\Delta H_{\text{сгор. алм.}} = -395,7$ кДж/моль.

Тема: Растворы

- Какова моляльность 50%-ного раствора серной кислоты?
- Какой объем 10%-ного раствора HCl ($\rho = 1,01$ г/мл) нужно взять для приготовления 1 л 0,01М раствора?
- Напишите уравнение реакции диссоциации NaOH . Чему равен pH раствора этого основания, если активная концентрация гидроксильных ионов в нем равна $5 \cdot 10^{-3}$ моль/л?
- Приведите формулу зависимости pH слабой кислоты (слабого электролита) от Кд этой кислоты и её концентрации. Какие экспериментальные данные необходимы для графического определения Кд электрометрическим методом?)
- Во сколько раз уменьшится растворимость PbSO_4 в 0,01М растворе MgSO_4 по сравнению с растворимостью в чистой воде? $\text{PPbSO}_4 = 1 \cdot 10^{-8}$.

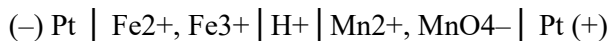
Тема: Кинетика химических процессов. Химическое равновесие

- В системе $\text{A} + 2\text{B} = \text{C}$ равновесные концентрации реагентов равны: $[\text{A}] = 0,1$ моль/л, $[\text{B}] = 0,2$ моль/л, $[\text{C}] = 0,3$ моль/л. Найдите значение Кравн и исходные концентрации веществ А и В.
- Для реакции первого порядка период полураспада составляет 50 мин. Определите Кравн и время, за которое прореагирует 80% исходного вещества.
- Во сколько раз увеличится скорость реакции $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$ протекающей в газовой фазе, если: а) увеличить концентрацию кислорода в 2 раза; б) уменьшить концентрацию CO в 2 раза, в) увеличить концентрацию обоих веществ в 3 раза?
- Каково значение энергии активации процесса, скорость которой при 300 К в 10 раз больше, чем при 280 К

...

Тема: Химические источники тока

- Стандартный водородный электрод.
- Для гальванического элемента:



определите тип электродов, напишите уравнения электродных полуреакций, суммарную окислительно-восстановительную реакцию, протекающую в ГЭ, уравнение Нернста для неё. Рассчитайте E^0 элемента и константу равновесия реакции.

3. Вычислите потенциал серебряного электрода в насыщенном растворе AgCl , если $a_{\text{Cl}^-} = 2$ моль/л, а $\text{PRAgCl} = 2 \cdot 10^{-10}$. $E^0_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = 0,8 \text{ В}$

4. Осуществима ли окислительно-восстановительная реакция:



Тема: Строение атома. Периодическая система элементов

1. Какие квантовые числа определяют энергию, форму и ориентацию атомных орбиталей в пространстве?

2. Напишите электронные формулы следующих атомов и ионов: 20Ca и Ca^{2+} ; 16S и S^{2-} ; 26Fe и Fe^{3+} ; 65Tb , Tb^{3+} , Tb^{4+} . Обоснуйте проявление атомом Те степени окисления +4.

3. К какой группе периодической системы относиться р-элемент, если его энергии ионизации равны (эВ):

I1	I2	I3	I4	I5	I6
11.2	24.4	47.9	64.5	392.0	489.0

4. Как изменяются атомные радиусы в периоде, в главных и побочных подгруппах? Радиус какого иона больше, Li^+ или H^- ?

5. Электроотрицательность по Малликену и по Поллингу. Объясните, почему фтор имеет наибольшую электроотрицательность?

Тема: Химическая связь

1. Донорно-акцепторный механизм образования связи на примере NH_4^+ и NH_3BH_3 . Назовите элементы 2 периода с донорными и акцепторными свойствами

2. Какой тип гибридизации АО центрального атома осуществляется при образовании молекул CH_4 , C_2H_2 , C_2H_4 . Какую геометрию они имеют?

3. Полярность молекулы с позиций метода валентных связей, факторы ее определяющие на примере молекул NH_3 ($\mu=1,46\text{D}$) и NF_3 ($\mu=0,2\text{D}$).

4. Нарисуйте схему распределения электронов на МО в молекулах B_2 , C_2 , O_2 . Почему потенциал ионизации молекулы углерода больше потенциала ионизации атома углерода, а для молекулы кислорода меньше, чем для атома кислорода?

Тема: Координационные соединения

Для ВС комплекса $\text{K}_3[\text{CoF}_6]$ укажите:

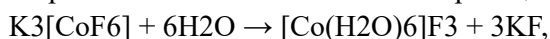
1. а) степень окисления атома-комплексобразователя и его электронную конфигурацию; б) название соединения; в) возможные изомеры;

2. С позиции МВС: гибридизацию АО иона-комплексобразователя (МВС).

3. С позиции ТКП: а) расщепление d-орбиталей ц.а., их заселённость и ЭСКП;

б) к лигандам какого по силе поля относятся H_2O и F^- ?

в) изменяется ли параметр расщепления, заселённость d_e и d_y -орбиталей и ЭСКП при образовании нового комплекса по реакции:



ВС

ВС

г) куда сместится при этом полоса поглощения видимого света?

4. Изобразите диаграмму МО (ММО) для комплексного иона $[\text{CoF}_6]^{3-}$ и отметьте на ней фрагменты, соответствующие ТКП и МВС.

Тема: Обзор свойств периодическая система элементов

р-Элементы V A подгруппы (азот, фосфор, мышьяк, сурьма)

1. Напишите электронные формулы этих элементов, перечислите характерные степени окисления, приведите примеры соединений. Каким образом в подгруппе изменяются кислотно-основные свойства?
2. Строение молекулы N₂ с позиций МВС и ММО. Как объяснить тот факт, что азот является основным компонентом атмосферы (78%)?
3. В ряду соединений NH₃ N₂ NO N₂O₃ KNO₂ HNO₃
 - а) определите степени окисления и электронные конфигурации азота. Какие соединения из приведенных могут быть только окислителями, какие только восстановителями и какие проявляют окислительно-восстановительную двойственность?
 - б) Закончите уравнения реакций:
 а) $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \dots$ б) $\text{KNO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NO} + \dots$
4. Высший фторид азота – NF₃ соответствует валентности 3, тогда как Р и As легко образуют соединения PF₆ и AsF₆ с валентностью 6. Объясните этот факт.
 Как влияет на длину и энергию связи наличие у атомов, образующих связь, неподеленных электронных пар и свободных орбиталей и ответьте в связи с этим, какая из двух связей прочнее: H–N или H–P; Cl–N или Cl–P

Примеры экзаменационных билетов:

Пример № 1

1. Ковалентная химическая связь: основные характеристики и свойства ковалентной связи. s- и p-связи.
2. Идеальные растворы. Законы Рауля для давления насыщенного пара растворителя над раствором и для температур кипения и замерзания разбавленных растворов. Осмотическое давление, закон Вант-Гоффа.
3. Во сколько раз увеличится скорость реакции $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$ протекающей в газовой фазе, если: а) увеличить концентрацию кислорода в 2 раза; б) уменьшить концентрацию CO в 2 раза, в) увеличить концентрацию обоих веществ в 3 раза?

Пример № 2

1. Основные положения теории гибридизации атомных орбиталей. Возможные пространственные конфигурации молекул в случае sp-, sp²-, sp³-, d²sp³- гибридизации атомных орбиталей центрального атома.
2. Теория кристаллического поля для описания связи в комплексных соединениях, основные положения. Энергия стабилизации кристаллическим полем. Строение комплексных соединений в рамках метода ТКП.
3. Вычислите потенциал серебряного электрода в насыщенном растворе AgCl, если $a_{\text{Cl}^-} = 2$ моль/л, а $\text{PRAgCl} = 2 \cdot 10^{-10}$. $E^\circ_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = 0,8 \text{ В}$

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 бала - 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 бала - 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 бала - 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 бал - 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

Устный экзамен проводится в единый день по билетам, включающим два теоретических вопроса и задачу. Экзамен оценивается по десятибальной системе.

Опрос студента на экзамене не должен превышать одного академического часа.