

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»
Обнинский институт атомной энергетики –
филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»
(ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

ОТДЕЛЕНИЕ ЯДЕРНОЙ ФИЗИКИ И ТЕХНОЛОГИЙ

Одобрено на заседании
Учебного совета ИАТЭ НИЯУ МИФИ
Протокол от 24.04.2023 № 23.4

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Химия

для направления подготовки

12.03.01 Приборостроение

Образовательная программа:

Приборы и методы контроля качества и диагностики

Форма обучения: заочная

г. Обнинск 2023 г.

1. Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине, соотнесенных с планируемыми результатами освоения образовательной программы

В результате освоения бакалавриата обучающийся должен овладеть следующими результатами обучения по дисциплине

Коды компетенций	Результаты освоения ООП <i>Содержание компетенций</i>	Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине
ОПК-1	Способен применять естественнонаучные и общеинженерные знания, методы математического анализа и моделирования в инженерной деятельности, связанной с проектированием и конструированием, технологиями производства приборов и комплексов широкого назначения	<p>Знать: роль естественных наук (химии в том числе) в выработке научного мировоззрения; взаимосвязь между основными химическими открытиями и научными умозаключениями на их основе; границы применимости физических и математических моделей и теорий, их роль в выработке научного мировоззрения.</p> <p>Уметь: использовать теоретические знания при объяснении результатов экспериментов; правильно соотносить содержание конкретных задач с общими законами физики, химии и математики; применять научные подходы в решении конкретных задач; ставить и решать простейшие экспериментальные задачи, обрабатывать, анализировать и оценивать точность и достоверность полученных результатов.</p> <p>Владеть: теоретическим материалом по основным разделам дисциплины в объеме достаточном для идентификации, описания и объяснения явлений; теоретическими и экспериментальными методами</p>

		исследования явлений; методологией научного познания.
УК-1	Способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, применять системный подход для решения поставленных задач	Знать критический анализ и синтез информации Уметь осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, применять системный подход для решения поставленных задач
УК-2	Способен определять круг задач в рамках поставленной цели и выбирать оптимальные способы их решения, исходя из действующих правовых норм, имеющихся ресурсов и ограничений	Знать действующие правовые нормы, имеющихся ресурсов и ограничений Уметь определять круг задач в рамках поставленной цели и выбирать оптимальные способы их решения, исходя из действующих правовых норм, имеющихся ресурсов и ограничений

2. Место дисциплины в структуре ООП бакалавриата

Дисциплина реализуется в рамках базовой части. Индекс дисциплины Б.02.03

Для изучения дисциплины необходимы знания, умения и навыки, сформированные у обучающихся в результате освоения дисциплин общая, неорганическая и органическая химия, физика, математика в объеме средней школы.

Дисциплина изучается на 1 курсе.

3. Объем дисциплины в зачетных единицах с указанием количества академических часов, выделенных на контактную работу обучающихся с преподавателем (по видам занятий) и на самостоятельную работу обучающихся

Общая трудоемкость (объем) дисциплины составляет 6 зачетных единиц (з.е.), 216 академических часов.

3.1. Объем дисциплины по видам учебных занятий (в часах)

Вид работы	Форма обучения (вносятся данные по реализуемым формам)
------------	--

	Очная			Заочная
	Семестр			Курс
	№ 1	№ 2	Всего	№ 1
	Количество часов на вид работы:			
Контактная работа обучающихся с преподавателем				
Аудиторные занятия (всего)				37
В том числе:				
лекции (лекции в интерактивной форме)				8
практические занятия (практические занятия в интерактивной форме)				21
лабораторные занятия				8
Промежуточная аттестация				
В том числе:				
зачет				+
экзамен				+
Самостоятельная работа обучающихся(всего)				179
В том числе:				
Подготовка к семинарским занятиям				36
Подготовка к выполнению лабораторной работы, оформление отчета по лабораторной работе				36
выполнение индивидуальных заданий				36
подготовка ко всем видам контрольных испытаний текущего контроля успеваемости (в течение семестра), в том числе выполнение ИДЗ.				36
Проработка учебников, учебных пособий и обязательной литературы (материал не излагается на лекциях)				35
Всего (часы):				216
Всего (зачетные единицы):				6

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

**4.1. Разделы дисциплины и трудоемкость по видам учебных занятий
(в академических часах)**

№ п/п	Наименование раздела /темы дисциплины	Виды учебной работы в часах				
		Заочная форма обучения				
		Лек	Сем/Пр	Лаб	Внеауд	СРО
1.	Раздел 1. Основные понятия в химии	1	2	1		18
2.	Раздел 2. Строение вещества и химическая связь	2	3	2		18
2.1.	Строение атома	0.5	0.5	0.5		5
2.2.	Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.	0.5	0.5	-		5
2.3	Химическая связь и межмолекулярные взаимодействия	0.5	1	1		4
2.4	Строение вещества и его агрегатное состояние	0.5	1	0.5		4
3.	Раздел 3. Химическая кинетика и химическое равновесие	1	2	1		18
3.1.	Химическая кинетика	0.5	1	0.5		9
3.2.	Химическое равновесие	0.5	1	0.5		9
4.	Раздел 4. Растворы	1	2	1		18
4.1.	Растворы. Общие свойства растворов.	0.5	0.5	0.5		6
4.2.	Разбавленные растворы неэлектролитов	0.5	0.5	0.5		6
4.3	Истинные растворы. Общие свойства растворов электролитов. Равновесия в водных растворах электролитов	0	1	0		6

1.	Раздел 1. Основные понятия в химии	-	2	0		17
3.	Раздел 3. Химическая кинетика и химическое равновесие	-	2	0		18
3.1.	Химическая кинетика	-	2	0		18
4.	Раздел 4. Растворы	-	2	1		18
4.3	Истинные растворы. Общие свойства растворов электролитов. Равновесия в водных растворах электролитов	-	2	1		18
5.	Раздел 5. Основы химической термодинамики	1	2	1		18
5.1	Основные понятия и определения химической термодинамики.	0.5	0.5	-		9
5.2.	Термохимия.	0	0.5	1		9
5.3.	Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Критерии равновесия и направления самопроизвольного протекания процессов.	0.5	1	-		
6.	Раздел 6. Основы электрохимии	1	2	1		18
6.1.	Окислительно-восстановительные реакции в растворах.	0.5	0.5	0.5		6
6.2.	Электрохимические процессы	0.5	0.5	0.5		6
6.3.	Коррозия металлов и методы защиты от коррозии.	0	1	-		6

7.	Раздел 7. Дисперсные системы. Коллоидные растворы.	1	2	-		18
7.1.	Дисперсные системы.	0.5	1	-		9
7.2.	Коллоидные растворы. Особенности свойств высокодисперсных систем.	0.5	1	-		9
	Итого за 1 курс:	8	21	8		179
	Всего:	8	21	8		179

Прим.: Лек – лекции, Пр – практические занятия /семинары, Лаб – лабораторные занятия, СРО – самостоятельная работа обучающихся, Внеауд – внеаудиторная работа.

4.2. Содержание дисциплины, структурированное по разделам (темам)

Лекционный курс

№	Наименование раздела /темы дисциплины	Содержание
1.	Раздел 1. Основные понятия в химии	
1.1.	Основные понятия в химии	Состав атома. Элементарные частицы. Состав ядра атома. Химический элемент. Изотопы. Ионы. Основы атомно-молекулярного учения. Масса атомов. Атомная единица массы. Относительная атомная масса. Масса молекул. Относительная молекулярная масса. Количество вещества. Моль. Число Авогадро. Молярная масса. Молярный объём. Основные стехиометрические законы химии. Закон сохранения массы. Закон постоянства состава. Закон простых объёмных отношений. Закон сохранения энергии. Законы газового состояния. Химические реакции. Классификация химических реакций. Расчётные задачи на понятие моль, газовые законы, по уравнениям химических реакций.
2.	Раздел 2. Строение вещества и химическая связь	
2.1.	Строение атома	Модели электронного строения атома. Ядерная модель атома. Квантово-механическое описание атома. Корпускулярно-волновой дуализм. Принцип Гейзенберга. Орбиталь. Уравнение Шредингера. Квантовые числа (n, l, m_l, m_s), их значение и

		<p>физический смысл. Электронная формула. Правила заполнения электронных орбиталей. Принцип Паули. Правило Гунда. Первое и второе правила Клечковского. Электронные уровни и подуровни</p>
2.2.	<p>Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.</p>	<p><i>S</i>-, <i>p</i>-, <i>d</i>-, <i>f</i>- элементы. Электронное строение атомов и периодическое изменение свойств химических элементов. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Закономерности изменения металлических и неметаллических свойств химических элементов в периодах и группах ПС. Закономерности в изменении радиусов атомов и ионов в ПС. Электроотрицательность, сродство к электрону и энергия ионизации. Закономерности их изменения у элементов в группах и периодах. <i>S</i>-, <i>p</i>-, <i>d</i>-, <i>f</i>- элементы. Закономерности изменения основно-кислотных свойств оксидов и гидроксидов. Схема Косселя. Закономерности изменения физических свойств простых веществ.</p>
2.3	<p>Химическая связь и межмолекулярные взаимодействия</p>	<p>Природа химической связи. Электроотрицательность и основные типы химической связи. Поляризуемость связей. Дипольный момент. Ионная связь. Ковалентная связь. Метод валентных связей. Основные характеристики химической связи: энергия связи; длина связи; направленность связи; полярность связи; насыщенность. Валентность атомов в основном и возбуждённом состояниях. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Многоатомные молекулы. Направленность химических связей и пространственное строение молекул. Метод Гиллеспи. Теория гибридизации. Металлическая связь. Межмолекулярные взаимодействия. Взаимодействия Ван-дер-Ваальса: диполь-дипольное (ориентационное), индукционное и дисперсионное. Водородная связь. Структуризация воды в конденсированном состоянии и особенности её физических свойств.</p>
2.4	<p>Строение вещества и его агрегатное состояние</p>	<p>Отличие понятий атом, молекула – вещество. Энергия межмолекулярных взаимодействий и агрегатное состояние вещества. Газообразное состояние. Конденсированное состояние. Связь</p>

		строения с физическими свойствами вещества. Твёрдое состояние. Кристаллы. Анизотропия свойств. Молекулярные, атомные, ионные и металлические кристаллы. Жидкое состояние. Сравнение газообразных, жидких и твёрдых тел. Аморфное состояние вещества.
3.	Раздел 3. Химическая кинетика и химическое равновесие	
3.1.	Химическая кинетика	Гомогенные и гетерогенные реакции. Необратимые реакции. Скорость химической реакции. Основной постулат кинетики. Константа скорости реакции. Порядок реакции. Элементарные реакции. Молекулярность химической реакции. Закон действия масс для элементарной химической реакции. Реакции нулевого и первого порядка. Радиоактивный распад, как реакция первого порядка. Период полураспада. Кинетические уравнения и расчеты. Сложные реакции. Механизм химической реакции. Лимитирующая стадия процесса. Зависимость скорости реакции от температуры. Энергия активации и коэффициент Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Правило Вант-Гоффа. Энергетическая диаграмма химической реакции. Катализ. Ингибирование. Гетерогенные химические реакции. Кинетика гетерогенных реакций.
3.2.	Химическое равновесие	Химическое равновесие как частный случай общей проблемы равновесия. Обратимые химические реакции. Кинетический вывод закона действующих масс обратимой химической реакции. Константа химического равновесия. Влияние изменения внешних условий на положение химического равновесия (концентрация, давление, температура, катализатор). Принцип Ле-Шателье. Типовые задачи на химическое равновесие.
4.	Раздел 4. Растворы	
4.1.	Растворы. Общие свойства растворов.	Растворение как сложный физико-химический процесс. Сольватация (гидратация). Сольваты (гидраты). Кристаллогидраты. Термодинамика процесса растворения. Изменение энтальпии и энтропии при растворении. Классификация растворов. Истинный и коллоидный растворы. Концентрированный и разбавленный растворы. Насыщенный раствор. Растворы электролитов и

		неэлектролитов. Способы выражения концентрации растворов. Массовая, мольная, объёмная доли. Молярная концентрация, нормальная (эквивалентная) концентрация.
4.2.	Истинные растворы. Разбавленные растворы неэлектролитов	Растворимость веществ. Коэффициент растворимости. Растворимость газов, жидкостей и твёрдых тел. Модель идеального раствора. Закон Генри. Коллигативные свойства растворов. Закон Рауля. Изменение температур кипения и замерзания растворов. Эбуллиоскопическая и криоскопическая постоянные. Осмос. Осмотическое давление. Обратный осмос. Уравнение Вант-Гоффа. Коллигативные свойства растворов электролитов. Изотонический коэффициент.
4.3.	Истинные растворы. Свойства растворов электролитов. Равновесия в водных растворах электролитов	Свойства растворов электролитов и электролитическая диссоциация. Механизмы электролитической диссоциации и состояние ионов в растворе. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации. Константа диссоциации. Диссоциация кислот, оснований и солей. Закон разбавления Оствальда. Диссоциация воды. Водородный и гидроксильный показатели. Расчёты водородного показателя (рН) растворов сильных и слабых кислот и оснований. Растворимость малорастворимых веществ. Произведение растворимости. Расчёты растворимости и произведения растворимости малорастворимых веществ. Влияние посторонних веществ на растворимость. Эффект общего иона. Обменные реакции в растворах. Реакции с образованием осадков малорастворимых веществ, слабых электролитов, газов, определение направления протекания реакций ионного обмена. Гидролиз солей. Написание реакций гидролиза. Степень гидролиза и константа гидролиза. Расчёт рН растворов солей. Факторы, влияющие на гидролиз. Совместный гидролиз двух солей. Типовые задачи. Комплексные соединения; номенклатура, характеристика устойчивости. Задачи на равновесие при диссоциации комплексных соединений
5.	Раздел 5. Основы химической термодинамики	

5.1	Основные понятия и определения химической термодинамики.	Основные понятия и определения химической термодинамики. Изолированные, замкнутые, открытые системы и их окружение. Параметры состояния и функции состояния термодинамической системы. Работа и теплота. Изохорные, изобарные, изотермические, адиабатические процессы. Первое начало термодинамики. Энтальпия. Внутренняя энергия.
5.2.	Термохимия.	Термохимия. Тепловые эффекты химических реакций. Закон Гесса и следствия из него. Энтальпия образования и сгорания веществ. Стандартное состояние вещества. Расчёт тепловых эффектов химических реакций. Зависимость тепловых эффектов от температуры. Закон Кирхгофа.
5.3.	Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Критерии равновесия и направления самопроизвольного протекания процессов.	Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Особенности самопроизвольных процессов, поиск критерия протекания самопроизвольных процессов. Энтропия. Термодинамическая вероятность. Уравнение Больцмана. Зависимость энтропии от температуры, давления, объёма системы, сложности строения молекул. Изменение энтропии при протекании химических реакций и при фазовых переходах. Критерии равновесия и направления самопроизвольного протекания процессов. Энергия Гиббса (ΔG). Критерий осуществимости химического процесса. Энергия Гиббса и направление химического процесса. Влияние энтальпийного и энтропийного факторов на направление протекания процесса. Энергия Гиббса образования веществ. ΔG обратимых и необратимых реакций. Уравнение изотермы химической реакции (уравнение Вант-Гоффа). Расчёты ΔG химических реакций.
6.	Раздел 6. Основы электрохимии	
6.1.	Окислительно-восстановительные реакции в растворах.	Окислитель. Восстановитель. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса и методом полуреакций. Степень окисления атомов в молекуле. Правила определения степени окисления атомов в молекулах и в сложных ионах. Зависимость ОВР от характера среды на

		<p>примере перманганата калия и пероксида водорода. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Межмолекулярные, внутримолекулярные реакции. Реакции диспропорционирования. Типичные окислители и восстановители.</p>
6.2.	Электрохимические процессы	<p>Двойной электрический слой. Электродный потенциал. Стандартный водородный электрод. Гальванический элемент. ЭДС. Связь ЭДС и изменения энергии Гиббса. Ряд напряжений металлов. Направление протекания ОВР. Электролиз.</p>
6.3.	Коррозия металлов и методы защиты от коррозии.	<p>Коррозия металлов и методы защиты от коррозии.</p>
7.	Раздел 7. Дисперсные системы. Коллоидные растворы.	
7.1.	Дисперсные системы.	<p>Классификация дисперсных систем. Понятия гетерогенность и дисперсность. Способы получения высокодисперсных систем. Методы диспергирования и конденсации.</p>
7.2.	Коллоидные растворы.	<p>Особенности свойств высокодисперсных систем. Особенности оптических свойств. Эффект Тиндаля. Рэлеевское рассеяние в коллоидных растворах. Коллигативные свойства. Электрокинетические явления. Электрофорез. Электроэндоосмос. Агрегативная и седиментационная устойчивость коллоидно-дисперсных систем. Коагуляция и коалесценция. Лиофобные золи. Понятие мицелла. Правило Панета-Фаянса. Строение мицеллы. Составление формулы мицеллы. Строение ДЭС. Межфазный и дзета– (электрокинетический) потенциалы. Устойчивость коллоидных растворов. Факторы, обуславливающие устойчивость коллоидных растворов. Правило Шульце – Гарди. Порог коагуляции.</p>

Практические/семинарские занятия

№	Наименование раздела /темы дисциплины	Содержание
1.	Раздел 1. Основные понятия в химии	
1.1.	Основные понятия в химии	<p>Основные классы неорганических соединений. Газовые законы, понятия моль.</p>

		Эквивалент. Закон эквивалентов. Объемный анализ.
		Концентрации (способы выражения, правило креста, расчетные задачи, понятия эквивалент и эквивалентная концентрация).
2.	Раздел 2. Строение вещества и химическая связь	
2.1.	Строение атома	Электронное строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Связь строения с физическими свойствами вещества.
2.2.	Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.	
2.3.	Химическая связь и межмолекулярные взаимодействия	Химическая связь. Определение пространственного строения молекул. Метод Гиллеспи и теория гибридизации.
2.4.	Строение вещества и его агрегатное состояние	
3.	Раздел 3. Химическая кинетика и химическое равновесие	
3.1.	Химическая кинетика	Кинетика химических реакций. Скорость химической реакции. Основной постулат кинетики. Константа скорости реакции. Порядок реакции. Элементарные реакции. Молекулярность химической реакции. Закон действия масс для элементарной химической реакции. Реакции нулевого и первого порядка. Радиоактивный распад, как реакция первого порядка. Период полураспада. Кинетические уравнения и расчеты. Зависимость скорости реакции от температуры. Энергия активации и коэффициент Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Правило Вант-Гоффа. Энергетическая диаграмма химической реакции. Катализ. Типовые задачи на кинетику химических реакций.
3.2.	Химическое равновесие	Обратимые химические реакции. Влияние изменения внешних условий на положение химического равновесия (концентрация давление, температура, катализатор). Принцип Ле-Шателье. Типовые задачи на химическое равновесие.
4.	Раздел 4. Растворы	
4.3.	Истинные растворы. Свойства растворов электролитов. Равновесия в	Химические равновесия в растворах электролитов. Теория электролитической диссоциации. Водородный показатель. Расчет pH растворов сильных и слабых кислот и оснований.

	водных растворах электролитов	<p>Гидролиз. Расчет рН растворов гидролизующихся солей. Анализ влияния внешних условий на равновесие гидролиза</p> <p>Растворимость. Произведение растворимости. Расчёты растворимости и произведения растворимости малорастворимых веществ. Влияние посторонних веществ на растворимость. Эффект общего иона. Расчетные задачи. Термодинамика процесса растворения.</p> <p>Комплексные соединения. Характеристика устойчивости. Задачи на равновесие при диссоциации комплексных соединений</p>
5.	Раздел 5. Основы химической термодинамики	
5.2.	Термохимия.	<p>Термохимия. Тепловые эффекты химических реакций. Закон Гесса и следствия из него. Энтальпия образования и сгорания веществ. Стандартное состояние вещества. Расчёт тепловых эффектов химических реакций. Зависимость тепловых эффектов от температуры. Закон Кирхгофа.</p>
5.3.	Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Критерии равновесия и направления самопроизвольного протекания процессов.	<p>Критерии равновесия и направления самопроизвольного протекания процессов. Энергия Гиббса (ΔG). Критерий осуществимости химического процесса. Энергия Гиббса и направление химического процесса. Влияние энтальпийного и энтропийного факторов на направление протекания процесса. ΔG обратимых и необратимых реакций. Уравнение изотермы химической реакции (уравнение Вант-Гоффа). Расчёты ΔG химических реакций. Расчет константы равновесия из термодинамических данных</p>
6.	Раздел 6. Основы электрохимии	
6.1.	Окислительно-восстановительные реакции в растворах.	<p>Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса и методом полуреакций. Зависимость ОВР от характера среды на примере перманганата калия и пероксида водорода.</p>
6.2.	Электрохимические процессы	<p>Электродный потенциал. Стандартный водородный электрод. Гальванический элемент.</p>
6.3.	Коррозия металлов и методы защиты от коррозии.	<p>ЭДС. Связь ЭДС и изменения энергии Гиббса. Ряд напряжений металлов. Направление протекания ОВР. Электролиз.</p> <p>Коррозия металлов и методы защиты от коррозии.</p>

7.	Раздел 7. Дисперсные системы. Коллоидные растворы.	
7.2.	Коллоидные растворы.	Строение мицеллы. Составление формулы мицеллы. Строение ДЭС. Межфазный и дзета–(электрокинетический) потенциалы. Устойчивость коллоидных растворов. Факторы, обуславливающие устойчивость коллоидных растворов. Правило Шульце – Гарди. Порог коагуляции.

Лабораторные занятия

№	Наименование раздела /темы дисциплины	Название лабораторной работы
1.	Основные понятия в химии	
1.1.	Основные понятия в химии	<p>Лабораторная работа «Получение и свойства оксидов, гидроксидов и солей. Зависимость основно-кислотных свойств оксидов и гидроксидов от положения в ПСХЭ».</p> <p>Техника безопасности. Правила поведения в химической лаборатории. Правила выполнения и защиты работ. Основные понятия в химии. Основные классы неорганических соединений.</p> <p>Лабораторная работа «Титрование раствора гидроксида натрия раствором соляной кислоты заданной концентрации».</p> <p>Объемный анализ. Концентрации (ω, C_m, C_n). Основы объемного химического анализа</p> <p>Приготовление растворов заданной концентрации.</p>
3.	Химическая кинетика и химическое равновесие	
3.1.	Химическая кинетика	Лабораторная работа «Исследование кинетических закономерностей разложения тиосерной кислоты»
4.	Растворы	
4.3	Истинные растворы. Общие свойства растворов электролитов. Равновесия в водных растворах электролитов.	<p>Лабораторная работа «Водородный показатель. Определение pH водных растворов (метод индикаторов, инструментальный метод)».</p> <p>Лабораторная работа «Обменные реакции в растворах. Произведение растворимости. Условия и направление протекания реакций ионного обмена до конца».</p> <p>Лабораторная работа «Гидролиз солей»</p>
5.	Основы химической термодинамики	
5.2.	Термохимия.	Лабораторная работа «Определение тепловых эффектов химических реакций нейтрализации»

		сильной кислоты сильным основанием и определение теплот растворения солей в воде».
6.	Основы электрохимии	
6.1.	Окислительно-восстановительные реакции в растворах.	Лабораторная работа «Окислительно-восстановительные реакции. Направление протекания ОВР. Расчет энергии Гиббса для ОВР.
6.2.	Электрохимические процессы	Лабораторная работа «Изучение работы ГЭ с различными металлическими электродами. Изучение работы концентрационного ГЭ».

5. Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы обучающихся по дисциплине

Для самостоятельной работы, подготовки к выполнению лабораторных работ, семинарским занятиям, сдачи коллоквиума, выполнения индивидуального домашнего задания, подготовке к экзамену в ОБТ имеются в общем доступе электронные версии сборников задач, учебных пособий, методических рекомендаций, фонд оценочных средств, разработаны учебные пособия и методические материалы:

1. Бурухин С.Б. Основные закономерности физико-химических процессов: Обнинск. ИАТЭ, 2001. - 173 с.
2. Бурухин С.Б.Б Ананьева О.А. Введение в электрохимию. Учебное пособие. Обнинск. ИАТЭ, 2011. - 104 с.
3. Бурухин С.Б. Элементы физикохимии дисперсных систем. Коллоидные растворы. - Обнинск: ИАТЭ НИЯУ МИФИ, 2012, - 53 с.
4. Описания лабораторных работ по курсу «Общая химия»
5. Электронный учебно-методический комплекс дисциплины «Химия» – <http://iate.obninsk.ru/node/5230>
6. Ананьева О.А., Бурухин С.Б., Мачула А.А., Ларичева Т.Е., Панкова Н.Н., Соколова Ю.Д. Лабораторный практикум по курсу «Общая химия». – Обнинск: ИАТЭ.2005. - 60 с. 200 экз.
7. Мачула А.А., Ананьева О.А., Бурухин С.Б., Колодяжный В.А., Ларичева Т.Е., Панкова Н.Н., Соколова Ю.Д. Сборник задач и упражнений по курсу «Общая и неорганическая химия». – Обнинск: ИАТЭ.2002. - 124 с. 200 экз.

6. Фонд оценочных средств для проведения промежуточной аттестации обучающихся по дисциплине

6.1. Паспорт фонда оценочных средств по дисциплине

№ п/п	Контролируемые разделы (темы) дисциплины (результаты по разделам)	Код контролируемой компетенции (или её части) / и ее формулировка	Наименование оценочного средства
Текущий контроль, 1 курс			
1.	<p>Раздел 1. Основные понятия в химии</p> <p>Знать: Основные законы, определения и понятия общей химии.</p> <p>Уметь: представлять современную картину мира на основе целостной системы естественно-научных знаний. Применять основные понятия химии для характеристики химических систем; рассчитывать концентрации веществ в растворах.</p> <p>Владеть: навыками применения основных законов химии и основных количественных соотношений; способностью применять основные законы химии при обсуждении полученных результатов.</p>	<p>Способен применять естественнонаучные и общетеchnические знания, методы математического анализа и моделирования в инженерной деятельности, связанной с проектированием и конструированием, технологиями производства приборов и комплексов широкого назначения (ОПК-1)</p> <p>Способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, применять системный подход для решения поставленных задач (УК-1)</p> <p>Способен определять круг задач в рамках поставленной цели и</p>	<p>Защита лабораторных работ.</p> <p>Контрольная работа.</p>
2.	<p>Раздел 2. Строение вещества и химическая связь</p> <p>Знать: современные представления о строении вещества, о зависимости строения и свойств веществ от положения составляющих их</p>	<p>выбирать оптимальные способы их решения, исходя из действующих правовых норм, имеющихся ресурсов и ограничений (УК-2)</p>	<p>Контрольная работа.</p>

	<p>элементов в Периодической системе Д.И. Менделеева; свойства и механизмы образования химических связей и межмолекулярных взаимодействий.</p> <p>Уметь: использовать Периодическую таблицу Д.И. Менделеева для характеристики свойств простых веществ и их соединений, составлять электронные формулы атомов химических элементов, соотносить особенности свойств химических соединений со свойствами образующихся химических связей и межмолекулярных взаимодействий, в частности, уметь объяснить аномальные свойства воды с позиций теории строения атомов и теории химических связей.</p> <p>Владеть: навыками прогнозировать свойства веществ и материалов в зависимости от их состава и строения, природы химической связи (ионной, ковалентной, металлической);</p>		
3.	<p>Раздел 3. Химическая кинетика и химическое равновесие.</p> <p>Знать: Знать основные понятия, уравнения, постулаты</p>		<p>Защита лабораторных работ. Контрольная работа.</p>

	<p>химической кинетики и химического равновесия. Классификацию простых и сложных реакций. Закономерности влияния внешних факторов на скорость реакций и на положение химического равновесия.</p> <p>Уметь: Рассчитывать энергии активации, применять законы и уравнения химической кинетики для обработки экспериментальных данных. Рассчитывать основные параметры равновесных химических систем.</p> <p>Применять принцип Ле-Шателье для анализа влияния различных факторов на положение химического равновесия.</p> <p>Владеть: основами кинетического метода для описания временных закономерностей химических процессов, методами расчета основных параметров, характеризующих химическое равновесие (константа равновесия, равновесные концентрации, глубина протекания процесса)</p>		
4.	<p>Раздел 4. Растворы Знать: основы теории растворов неэлектролитов и электролитов. Химические равновесия в растворах электролитов.</p>		<p>Защита лабораторных работ. Коллоквиум.</p>

	<p>Понятия рН среды, константа ионного произведения воды, произведение растворимости, гидролиз, комплексные соединения. Коллигативные свойства.</p> <p>Уметь: объяснить особенности поведения растворов электролитов с позиций представлений о химическом равновесии, вывести основные количественные соотношения, характеризующие равновесие в растворах электролитов.</p> <p>Владеть: навыками понимания процессов, протекающих в растворах, как в одном из самых важных представителей физико-химических систем; владеть навыками химического эксперимента.</p>		
Промежуточный контроль, 1 курс			
зачет		<p>Способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, применять системный подход для решения поставленных задач (УК-1)</p> <p>Способен определять круг задач в рамках поставленной цели и выбирать оптимальные способы их решения, исходя из действующих правовых норм,</p>	Индивидуальная зачетная работа

		имеющихся ресурсов и ограничений (УК-2)	
Текущий контроль, 1 курс			
1.	<p>Раздел 4. Растворы</p> <p>Знать: основы теории растворов неэлектролитов и электролитов. Химические равновесия в растворах электролитов. Понятия рН среды, константа ионного произведения воды, произведение растворимости, гидролиз, комплексные соединения. Коллигативные свойства.</p> <p>Уметь: объяснить особенности поведения растворов электролитов с позиций представлений о химическом равновесии, вывести основные количественные соотношения, характеризующие равновесие в растворах электролитов.</p> <p>Владеть: навыками понимания процессов, протекающих в растворах, как в одном из самых важных представителей физико-химических систем</p>	<p>Способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, применять системный подход для решения поставленных задач (УК-1)</p> <p>Способен определять круг задач в рамках поставленной цели и выбирать оптимальные способы их решения, исходя из действующих правовых норм, имеющихся ресурсов и ограничений (УК-2)</p>	<p>Защита лабораторных работ.</p> <p>Индивидуальное домашнее задание</p>
2.	<p>Раздел 5. Основы химической термодинамики</p> <p>Знать: основы химической термодинамики, законы термохимии.</p> <p>Уметь: рассчитывать тепловые эффекты</p>		<p>Защита лабораторных работ.</p> <p>Коллоквиум.</p>

	<p>химических реакций по предложенной схеме расчёта.</p> <p>Определять направление и пределы протекания термодинамических процессов, исходя из общих термодинамических представлений.</p> <p>Владеть: Основами термодинамического подхода к описанию основных закономерностей химических процессов; методами расчета теплот процессов, владеть навыками проведения эксперимента, представления экспериментальных результатов в виде отчета, обсуждения полученных результатов с использованием основ химической термодинамики.</p>		
3.	<p>Раздел 6. Основы электрохимии</p> <p>Знать: основы теории окислительно-восстановительных реакций, основы работы гальванического элемента; основы теории электрохимической коррозии и способов защиты от нее, основы теории электролиза.</p> <p>Уметь: применять теоретические знания для объяснения конкретных явлений в природе и на производстве, в основе</p>		<p>Защита лабораторных работ. Контроль самостоятельной работы. Экзамен.</p>

	<p>которых лежат электрохимические явления.</p> <p>Владеть: теоретическим материалом в объеме достаточном для идентификации, описания и объяснения электрохимических явлений и процессов.</p>		
4.	<p>Раздел 7. Дисперсные системы. Коллоидные растворы.</p> <p>Знать: основные понятия и определения раздела коллоидной химии о высокодисперсном состоянии вещества, причины и особенности поведения высокодисперсных систем, структуру мицелл лиофобных зольей.</p> <p>Уметь: объяснить особенности поведения вещества в высокодисперсном состоянии.</p> <p>Владеть: теоретическим материалом в объеме достаточном для идентификации, описания и объяснения особенностей поведения объектов коллоидной химии.</p>		<p>Контроль самостоятельной работы.</p> <p>Экзамен.</p>
Промежуточный контроль, 1 курс			
	Экзамен	Способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, применять системный подход для решения поставленных задач (УК-1)	Экзаменационный билет

		Способен определять круг задач в рамках поставленной цели и выбирать оптимальные способы их решения, исходя из действующих правовых норм, имеющихся ресурсов и ограничений (УК-2)	
	Всего:		

6.2. Типовые контрольные задания или иные материалы

6.2.1. Экзамен (1 курс).

а) типовые вопросы (задания):

1. Состав атома. Элементарные частицы. Характеристика электрона, протона, нейтрона. Химический элемент. Изотопы. Ионы. Основы атомно-молекулярного учения. Масса атомов. Атомная единица массы. Понятие количества вещества, моль.
2. Строение атома. Ядерная модель атома. Квантово-механическое описание строения атома. Корпускулярно-волновой дуализм. Орбиталь.
3. Электронное строение атома. Квантовые числа n , l , m_l , m_s . Значение и физический смысл. Электронный слой (уровень). Электронные подуровни.
4. Электронная формула. Правила заполнения электронных орбиталей. Принцип Паули. Правило Гунда. Первое и второе правила Клечковского.
5. Электронное строение атомов и периодическое изменение свойств химических элементов. Периодическая система Д.И. Менделеева. s-, p-, d- и f-элементы, их расположение в периодической системе.
6. Понимание периодического закона с позиций современных представлений о строении атома. Закономерности изменения металлических и неметаллических свойств химических элементов в периодах и группах периодической системы (ПС). Закономерности в изменении радиусов атомов и ионов в ПС.
7. Энергия ионизации, сродство к электрону и электроотрицательность. Закономерности их изменения у элементов в периодах и группах.
8. Ковалентная химическая связь, её характеристики. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи.
9. Метод валентных связей (основные положения). Кривая $E=f(r)$ молекул.
10. Понятия валентность атомов, валентные электроны, степень окисления атомов. Правила определения степени окисления элементов. Валентность атомов в основном и возбуждённом состояниях.
11. Основные типы химической связи. Электронная природа химической связи. Основные характеристики химической связи: энергия связи; длина связи; направленность связи; полярность связи; насыщенность связи.

12. Водородная связь. Энергия водородной связи. Изменение физических свойств веществ вследствие образования водородных связей. Особенности свойств воды.
13. Межмолекулярные взаимодействия и агрегатное состояние веществ. Газообразное и конденсированное состояние веществ.
14. Особенности газообразного, жидкого и твердого агрегатных состояний вещества. Сравнение свойств твердого кристаллического и твердого аморфного состояний вещества.
15. Кристаллы. Основные типы кристаллических решёток: атомная, молекулярная, ионная и металлическая. Связь строения и свойств кристаллов.
16. Электроотрицательность и основные типы химической связи. Ионная связь. Основные характеристики ионной связи.
17. Направленность химических связей и пространственное строение молекул. Концепция гибридизации орбиталей для определения конфигурации молекул (на примере атома углерода) . σ -и π - связи.
18. Направленность химических связей и пространственное строение молекул. Оценка углов между связями и формы молекул. Метод Гиллеспи для определения конфигурации молекул.
19. Межмолекулярные взаимодействия: ориентационное, индукционное, дисперсионное. Энергия межмолекулярного взаимодействия.
20. Основные классы неорганических веществ: оксиды, кислоты, основания, соли. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксосоединений s -элементов в зависимости от положения элементов в периодической системе Д.И. Менделеева. Схема Косселя. Связь с радиусами и степенями окисления. Амфотерные соединения.
21. Гальванические элементы. Элемент Даниэля-Якоби. Концентрационные гальванические элементы. Расчет ЭДС и ΔG гальванических элементов. Свинцовый аккумулятор.
22. Электрод. Двойной электрический слой. Стандартные электродные потенциалы. Стандартный водородный электрод.
23. Скорость химической реакции. Закон действия масс для необратимых реакций. Механизм химических процессов. Элементарная реакция. Молекулярность реакции, порядок химической реакции.
24. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Энергетическая схема протекания химической реакции. Эндотермические и экзотермические реакции. Уравнение Аррениуса. Катализ. Ингибирование.
25. Обратимые химические реакции. Закон действия масс для обратимых реакций. Константа равновесия. Энергетическая схема обратимой реакции. Влияние изменения внешних условий (концентрации, давления, температуры, катализатора) на положение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.
26. Первый закон термодинамики. Энтальпия и внутренняя энергия. Стандартные условия. Стандартная энтальпия образования веществ.

27. Закон Гесса и следствия из него. Тепловой эффект химических реакций и фазовых переходов. Расчёт тепловых эффектов физико-химических процессов из стандартных теплот образования.
28. Энтропия. Термодинамическая вероятность. Уравнение Больцмана. Энтропия, как функция температуры, давления, объёма, фазового состояния вещества, строения молекул. Изменение энтропии при химических и фазовых превращениях.
29. Энергия Гиббса. Условия самопроизвольного протекания необратимых химических процессов. Влияние температуры.
30. Энергия Гиббса для обратимых химических реакций. Связь с константой равновесия. Уравнение Вант-Гоффа.
31. Растворы. Классификация растворов. Термодинамика процесса растворения. Понятие идеального раствора.
32. Способы выражения состава растворов: массовая и молярная доли; молярная, моляльная и нормальная концентрации. Связь между молярной концентрацией и массовой долей, между моляльной и молярной концентрацией.
33. Понятие эквивалент, фактор эквивалентности, эквивалентное число, эквивалентная масса, закон эквивалентов. Правила определения фактора эквивалентности для кислот, оснований, оксидов, солей, для химических элементов. Расчет фактора эквивалентности для окислителя и восстановителя в ОВР.
34. Растворы электролитов. Электролитическая диссоциация. Сильные и слабые электролиты. Количественные характеристики процесса электролитической диссоциации (степень диссоциации, константа диссоциации). Зависимость процесса диссоциации от температуры.
35. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный и гидроксильный показатели. Расчёт водородного показателя (рН) растворов сильных и слабых кислот и оснований.
36. Зависимость степени диссоциации слабых электролитов от концентрации растворов. Закон разбавления Оствальда (вывод).
37. Растворимость веществ. Коэффициент растворимости. Ионное равновесие в системе раствор \Leftrightarrow осадок. Произведение растворимости. Молярная растворимость. Связь между молярной растворимостью малорастворимых веществ и произведением растворимости. Влияние посторонних веществ на растворимость. Эффект общего иона.
38. Гидролиз солей. Степень гидролиза и константа гидролиза. Расчёт водородного показателя (рН) растворов гидролизующихся солей.
39. Обменные реакции в растворах электролитов (реакции с образованием осадков малорастворимых веществ, слабых электролитов, газов). Направление протекания реакций обмена для случая, когда одновременно среди исходных веществ и продуктов реакции имеются малорастворимые вещества или слабые электролиты.
40. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР). Классификация ОВР. Межмолекулярные, внутримолекулярные реакции, реакции диспропорционирования. Окислитель. Восстановитель.

41. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов. Закон Рауля. Фазовая диаграмма воды. Изменение температур замерзания и кипения водных растворов. Явление осмоса. Уравнение Вант-Гоффа для осмотического давления. Изотонический коэффициент, учитывающий процессы диссоциации и ассоциации частиц в растворах.
42. Эквивалент веществ в кислотно-основных и окислительно-восстановительных процессах. Фактор эквивалентности. Эквивалентная масса. Закон эквивалентов.
43. Комплексные соединения. Номенклатура комплексных соединений. Строение, химическая связь. Диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости комплексных соединений.
44. Дисперсные системы и их классификация (в зависимости от соотношения агрегатного состояния дисперсная фаза/дисперсионная среда; характера взаимодействия дисперсной фазы с дисперсионной средой, структурно-механических свойств). Дисперсность и гетерофазность. Способы получения дисперсных систем (методы диспергирования и коденсации)
45. Коллоидные растворы как частный случай дисперсных систем. Особенности свойств коллоидных систем. Строение мицелл в лиофобных коллоидных растворах (агрегат, ядро, гранула, мицелла). Правило Панета – Фаянса.
46. Электрокинетические свойства коллоидных растворов. Строение двойного электрического слоя. Потенциалопределяющие ионы, противоионы. Электрокинетический (дзета-) потенциал. Электрофорез и электроэндоосмос – объяснение механизма с позиций строения мицеллы.
47. Агрегативная и кинетическая (седиментационная) неустойчивость коллоидных растворов. Коагуляция и коаисценция. Порог коагуляции, коагулирующее действие электролитов, правило Шульце – Гарди.
48. Жесткость воды. Методы ее устранения.

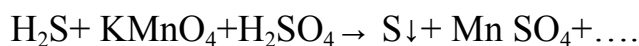
Примерные задачи, включенные в экзаменационные билеты

1. Задачи на основные законы химии (расчет по стехиометрии, газовые законы).
2. Написание электронных формул элементов Периодической системы.
3. Определение конфигураций простейших молекул, определение полярности связей в молекуле.
4. Задачи на приготовление растворов (с использованием понятий процентной, молярной и нормальной концентраций).
5. Задачи на вычисление тепловых эффектов реакций.
6. Задачи по кинетике реакций, связанные с использованием закона действия масс, правила Вант - Гоффа.
7. Задачи по равновесию реакций (определение констант равновесия, расчет равновесных концентраций). Смещение равновесия. Принцип Ле-Шателье.
8. Написание реакций гидролиза и определение среды раствора.
9. Написание окислительно - восстановительных реакций по методу полуреакций.
10. Написание формулы мицеллы

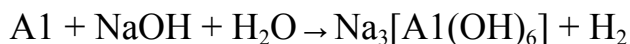
Типовые экзаменационные задачи

1. Написать схему гидролиза и определить pH 0,1M раствора K_3PO_4 , если известно, что 1) гидролиз протекает по первой ступени; 2) константы диссоциации ортофосфорной кислоты по первой, второй и третьей ступеням соответственно равны $K_{d1}=7,9 \times 10^{-3}$; $K_{d2}=1 \times 10^{-7}$; $K_{d3}=4,5 \times 10^{-12}$.
2. Рассчитать pH 2 %-ного раствора $NaNO_2$ (плотность раствора 1,02 г/мл).
3. Написать схему гидролиза KF. Вычислить константу гидролиза KF. Определить степень гидролиза этой соли в 0,01M растворе и pH раствора, если $K_d(HF) = 6,6 \times 10^{-4}$.
4. Для растворения 1,16 г PbJ_2 потребовалось 2 л воды. Найти ПР PbJ_2 .
5. Растворимость карбоната серебра Ag_2CO_3 в воде при 25°C равна 1,16 мкмоль/л. Определить произведение растворимости этой соли в воде.
6. Выяснить, можно ли полностью растворить 7 г $Zn(OH)_2$ в 1 л воды при комнатной температуре, если известно, что произведение растворимости гидроксида цинка при этой температуре равно 1×10^{-17} . Изменением объема раствора при растворении $Zn(OH)_2$ пренебречь.
7. Определить степень диссоциации уксусной кислоты (CH_3COOH) в 0,1M растворе, если константа диссоциации CH_3COOH равна $1,8 \times 10^{-5}$.
8. Сравнить pH 1M растворов уксусной кислоты (CH_3COOH) и соляной кислоты (HCl). $K_d(CH_3COOH) = 1,8 \times 10^{-5}$, Рассчитать степень диссоциации уксусной кислоты.
9. Какую массу гидроксида натрия необходимо растворить в 3 л воды, чтобы pH полученного раствора стал равен 11?
10. Константа нестойкости иона $[Ag(CN)_2]^-$ составляет $1,4 \cdot 10^{-20}$. Вычислить концентрацию ионов серебра в 0,05M растворе $K[Ag(CN)_2]$, содержащем, кроме того, 0,01 моля KCN в литре раствора.
11. Константа нестойкости иона $[Cd(CN)_4]^{2-}$ составляет $7,8 \cdot 10^{-18}$. Вычислить концентрацию ионов кадмия в 0,1 M- растворе $K_2[Cd(CN)_4]$, содержащем в избытке 0,1 моля KCN в литре раствора.
12. Во сколько раз уменьшится скорость реакции $2A(g)+B(g) \rightarrow C(g)$ при уменьшении парциального давления всех веществ в системе в три раза и одновременном понижении температуры системы на 30°C? Температурный коэффициент скорости реакции $\gamma=2$.
13. Вычислите температурный коэффициент и энергию активации химической реакции, если константа скорости этой реакции при 120°C равна $5,88 \times 10^{-4}$, а при 170°C равна $6,7 \times 10^{-2}$.
14. Во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей при 298°K, если в результате использования катализатора удалось уменьшить энергию активации на 4 кДж/моль?

15. Методом полуреакций составить уравнение ОВР, указать окислитель и восстановитель. Рассчитать ЭДС, энергию Гиббса, сделать вывод о направлении протекания при стандартных условиях химической реакции



16. Методом полуреакций составить уравнение ОВР, указать окислитель и восстановитель. Рассчитать ЭДС, энергию Гиббса, сделать вывод о направлении протекания при стандартных условиях химической реакции



17. Методом полуреакций составить уравнение ОВР, указать окислитель и восстановитель. Рассчитать ЭДС, энергию Гиббса, сделать вывод о направлении протекания при стандартных условиях химической реакции



18. Вычислить изменение энергии Гиббса в реакции димеризации диоксида азота $2\text{NO}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_4(\text{г})$ при стандартной температуре. Сделать вывод о направлении протекания процесса, определить константу равновесия реакции димеризации.

19. Какое количество тепла выделится при сгорании 8 г CH_4 при $P=1$ атм и $T=25^\circ\text{C}$.

20. При некоторой температуре равновесие в системе $2\text{NO}_2 \leftrightarrow 2\text{NO} + \text{O}_2$ установилось при концентрациях $[\text{NO}]=0.4$ моль/л, $[\text{NO}_2]=0.2$ моль/л, $[\text{O}_2]=0.1$ моль/л. Найти константу равновесия и исходную концентрацию NO_2 , если исходная концентрация кислорода равна нулю. Какие условия будут способствовать смещению равновесия в сторону образования NO , если прямая реакция эндотермическая.

21. В какую сторону протекает реакция $\text{N}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{NH}_{3(\text{г})}$ в стандартных условиях? Чему равна константа равновесия данной реакции?

22. Составить формулы мицелл образованных а) добавлением (по каплям) раствора хлорида бария (BaCl_2) к раствору сульфата натрия (Na_2SO_4), находящемуся в избытке; а) добавлением (по каплям) раствора сульфата натрия Na_2SO_4 к раствору хлорида бария (BaCl_2), находящемуся в избытке. Объяснить различие в знаках зарядов гранул.

Примеры экзаменационных билетов

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 1.

1. Состав атома. Элементарные частицы. Характеристика электрона, протона, нейтрона. Химический элемент. Изотопы. Ионы. Основы атомно-молекулярного учения. Масса атомов. Атомная единица массы. Понятие количества вещества, моль.

2. Скорость химической реакции. Закон действия масс для необратимых реакций. Механизм химических процессов. Элементарная реакция. Молекулярность реакции, порядок химической реакции.

3. Для растворения 1,16 г PbJ_2 потребовалось 2 л воды. Найти ПР PbJ_2 .

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 2.

1.Строение атома. Ядерная модель атома. Квантово-механическое описание строения атома. Корпускулярно-волновой дуализм. Орбиталь.

2.Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный и гидроксильный показатели. Расчёт водородного показателя (рН) растворов сильных и слабых кислот и оснований.

3.Методом полуреакций составить уравнение ОВР, указать окислитель и восстановитель. Рассчитать э.д.с., энергию Гиббса, сделать вывод о направлении протекания хим. реакции:



б) критерии оценивания компетенций (результатов):

Отлично/хорошо/удовлетворительно/неудовлетворительно

в) описание шкалы оценивания:

Допуск к экзамену по дисциплине осуществляется при количестве набранных в течение семестра баллов равно и/или более 35 и всех выполненных заданиях.

За семестр студент может набрать от 35 до 60 баллов.

Оценка	Критерии оценки
Отлично 36-40	Студент должен: - продемонстрировать глубокое и прочное усвоение знаний программного материала; - исчерпывающе, последовательно, грамотно и логически стройно изложить теоретический материал; - правильно формулировать определения; - продемонстрировать умения самостоятельной работы с литературой; - уметь сделать выводы по излагаемому материалу.
Хорошо 30-35	Студент должен: - продемонстрировать достаточно полное знание программного материала; - продемонстрировать знание основных теоретических понятий; достаточно последовательно, грамотно и логически стройно излагать материал; - продемонстрировать умение ориентироваться в литературе; - уметь сделать достаточно обоснованные выводы по излагаемому материалу.
Удовлетворительно 25-29	Студент должен: - продемонстрировать общее знание изучаемого материала; - показать общее владение понятийным аппаратом

	дисциплины; - уметь строить ответ в соответствии со структурой излагаемого вопроса; - знать основную рекомендуемую программой учебную литературу.
Неудовлетворительно 24 и меньше	Студент демонстрирует: - незнание значительной части программного материала; - не владение понятийным аппаратом дисциплины; - существенные ошибки при изложении учебного материала; - неумение строить ответ в соответствии со структурой излагаемого вопроса; - неумение делать выводы по излагаемому материалу.

6.2.2. зачет (1курс).

а) типовые задания (вопросы) - образец:

1. Зачетная работа №1

1) Написать электронные формулы атомов с зарядами ядер 15; 60 **строго** в порядке заполнения электронных орбиталей.

Пример ответа: $\text{Co}^{27} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$

2) К какому типу элементов (s, p, d, f) относятся атомы с зарядами ядер 15;60;50?

Пример ответа: $\text{Co}^{27} - d$.

3) Описать положение в периодической системе элементов атомов с зарядами ядер 15;56;50.

Пример ответа: $\text{Co}^{27} - 8$ группа, побочная подгруппа.

4) Указать значения всех квантовых чисел для последнего электрона атома P^{15} (n – главное, l - орбитальное, m_l - магнитное, m_s – спиновое квантовые числа).

Пример ответа: $\text{Ti}^{22} - n= 3; l=2; m_l=+1; m_s= +1/2$.

5) Руководствуясь Периодической системой, установите порядковые номера и названия элементов, нейтральным атомам которых отвечают следующие электронные формулы

1- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14}$ и

2 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2$

Примерответа: №23 - ванадий.

2. Задача

1. Как изменится скорость прямой реакции $\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}(\text{г}) \rightarrow 2 \text{NH}_3$ если а) увеличить давление в системе в 2 раза; б) уменьшить объем в 2 раза; в) увеличить концентрацию N_2 в 3 раза?

2. При 20°C реакция протекает за 2 минуты. За сколько времени будет протекать эта реакция а) при 40°C , б) при 10°C ? Температурный коэффициент скорости реакции равен 2.

3. Один катализатор снижает энергию активации при 300 К на 10 кДж/моль, а

другой -на 30 кДж/моль. Какой катализатор эффективнее? Ответ обосновать расчетом отношения скоростей реакций при использовании того или иного катализатора.

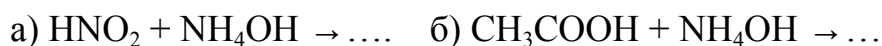
4. Реакция между газообразными веществами А и В выражается уравнением $A + B \rightarrow C$. Начальные концентрации веществ составляют $[A]_0 = 0,05$ моль/л и $[B]_0 = 0,05$ моль/л. По истечении некоторого времени концентрация веществ уменьшилась вдвое. Определить, как необходимо изменить температуру, чтобы скорость реакции стала равной первоначальной скорости, если а) температурный коэффициент реакции равен 3.

3

1. Растворимость $CaCO_3$ при $35^\circ C$ равна $6,9 \cdot 10^{-5}$. Вычислить $Pr(CaCO_3)$.

2. К 50 мл 0,001 М раствора HCl добавили 450 мл 0,0001 М- раствора $AgNO_3$. Выпадет ли осадок хлорида серебра? $PP(AgCl) = 1,8 \cdot 10^{-10}$.

3. Написать в ионно-молекулярной форме уравнения реакций:



4. Вычислить pH следующих растворов электролитов: а) 0,02М NH_4OH ; б) 0,1М HCl .

5. Степень диссоциации слабой одноосновной кислоты в 0,2 н растворе равна 0,03. Вычислить значения $[H^+]$, $[OH^-]$ и pOH для этого раствора.

4

1. Написать схему гидролиза и определить pH 0,1М раствора K_3PO_4 , если известно, что 1) гидролиз протекает по первой ступени; 2) константы диссоциации ортофосфорной кислоты по первой, второй и третьей ступеням соответственно равны $K_{d1} = 7,9 \cdot 10^{-3}$; $K_{d2} = 1 \cdot 10^{-7}$? $K_{d3} = 4,5 \cdot 10^{-12}$?

2. Написать схему гидролиза и вычислить pH 1М раствора NaF , если $K_d(HF) = 6,6 \cdot 10^{-4}$.

5

1. Вычислить массу 1 м³ N_2 при $10^\circ C$ и давлении 102,9 кПа (772 мм рт. ст.).

2. Какова современная формулировка периодического закона? Чему равен заряд ядра и число электронов в атомах следующих элементов: углерод, сера, медь, барий, серебро.

3. Написать уравнения реакций, доказывающих кислотные свойства SeO_2 , SO_3 , Mn_2O_7 , P_2O_5 , CrO_3 .

4. Написать уравнение химической реакции получения нерастворимого гидроксида $Fe(OH)_3$.

5. Написать уравнения химических реакций, доказывающих амфотерность $Be(OH)_2$.

6. $Cu \rightarrow CuO \rightarrow CuCl_2 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuOHNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2$

б) критерии оценивания компетенций (результатов):
Отлично/хорошо/удовлетворительно/неудовлетворительно

в) описание шкалы оценивания:
Допуск к экзамену по дисциплине осуществляется при количестве набранных в течение семестра баллов равно и/или более 35 и всех выполненных заданиях. За семестр студент может набрать от 35 до 60 баллов.

Оценка	Критерии оценки
Отлично 36-40	Студент должен: - продемонстрировать глубокое и прочное усвоение знаний программного материала; - исчерпывающе, последовательно, грамотно и логически стройно изложить теоретический материал; - правильно формулировать определения; - продемонстрировать умения самостоятельной работы с литературой; - уметь сделать выводы по излагаемому материалу.
Хорошо 30-35	Студент должен: - продемонстрировать достаточно полное знание программного материала; - продемонстрировать знание основных теоретических понятий; достаточно последовательно, грамотно и логически стройно излагать материал; - продемонстрировать умение ориентироваться в литературе; - уметь сделать достаточно обоснованные выводы по излагаемому материалу.
Удовлетворительно 25-29	Студент должен: - продемонстрировать общее знание изучаемого материала; - показать общее владение понятийным аппаратом дисциплины; - уметь строить ответ в соответствии со структурой излагаемого вопроса; - знать основную рекомендуемую программой учебную литературу.
Неудовлетворительно 24 и меньше	Студент демонстрирует: - незнание значительной части программного материала; - не владение понятийным аппаратом дисциплины; - существенные ошибки при изложении учебного материала; - неумение строить ответ в соответствии со структурой излагаемого вопроса;

6.2.3. Контрольная работа

а) типовые задания - образец:

Контрольная работа №1 по темам: «Основные классы неорганических соединений», «Концентрации»

1. Напишите уравнение получения нерастворимого основания $Mq(OH)_2 \downarrow$ (1балл)
2. Как доказать амфотерность $Al(OH)_3 \downarrow$. Привести уравнения соответствующих реакций. (1балл)
3. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:
 $Cu \rightarrow CuO \rightarrow CuCl_2 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow Cu(OH)NO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2$ (3балла)
4. Вычислить процентное содержание раствора, содержащего: 60 г $AgNO_3$ в 750 г воды (1балл)
5. Сколько граммов $BaCl_2$ содержится в 25 мл 0,5 н раствора? (1балл)
6. Рассчитать C_m и C_n раствора H_2SO_4 с $\omega = 20\%$. Плотность раствора 1,15 г/мл. (1балл)
7. Сколько миллилитров 0,5 н раствора H_2SO_4 можно приготовить из 15 мл 2,5 М раствора? (1балл)
8. Сколько миллилитров 10 %- раствора карбоната натрия, плотность которого 1,105 г/мл, надо прибавить к 1 л 2 %- раствора, плотность которого 1,020 г/мл, чтобы получить 3 %- раствор? (1балл)

Контрольная работа 2 по темам: «Химическая кинетика», «Химическое равновесие».

а) типовые задания (вопросы) - образец:

1. В системе $CO + Cl_2 \rightarrow COCl_2$ концентрацию CO увеличили от 0,03 до 0,12 моль/л, а концентрацию Cl_2 - от 0,02 до 0,06 моль/л. Во сколько раз возросла скорость прямой реакции? (1балл)
2. При 20°C реакция протекает за 2 минуты. За сколько времени будет протекать эта реакция: а) при 50°C, б) при 0°C? Температурный коэффициент скорости реакции равен 2. (2балла)
3. Во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей при 298 К, если в результате использования катализатора удалось уменьшить энергию активации на 4 кДж/моль? (2балла)
4. Во сколько раз уменьшится скорость химической реакции $2A(g) + B(g) \rightarrow 2C(g)$ при уменьшении давления всех веществ в системе в 3 раза и одновременном понижении температуры системы на 30°C? Температурный коэффициент реакции γ равен 2. (2балла)
5. Для системы $CO_{(г)} + H_2O_{(г)} \leftrightarrow CO_{2(г)} + H_{2(г)}$ $[CO]_0 = [H_2O]_0 = 0.03$ моль/л, $[CO_2]_0 = [H_2]_0 = 0$. Рассчитать константу равновесия, если равновесная концентрация углекислого газа равна 0.01 моль/л. Какие условия будут способствовать смещению равновесия в сторону образования CO , если прямая реакция

эндотермическая? (3балла)

Контрольная работа 3 по теме: «Растворы».

а) типовые задания (вопросы) - образец:

1. Исходя из произведения растворимости CaCO_3 , найти массу CaCO_3 , содержащую в 100мл его насыщенного раствора. (2балла)

2. Произведение растворимости AgBr равно $4,0 \cdot 10^{-13}$. Вычислить концентрацию ионов Ag^+ в насыщенном растворе AgBr . (2балла)

3. Рассчитать pH 0,001 М раствора NH_4Cl . (2балла)

4. Написать в молекулярной и молекулярно-ионной форме уравнения реакций:

а) $\text{AgNO}_3 + \text{FeCl} \rightarrow \dots$ б) $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \dots$

в) $\text{Ba(OH)}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \dots$ г) $\text{SrSO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \dots$ д) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \dots$ (2балла)

5. Вычислить концентрацию нитрат-ионов в 0,02М растворе $\text{Al(NO}_3)_3$. (2балла)

6. Вычислить степень диссоциации и pH в 0,01М растворе HClO и 0,1 М растворе KOH . (2балла)

б) критерии оценивания компетенций (результатов):

по уровню сложности за каждое задание ставится определенное количество баллов (приведено рядом с каждым заданием)

в) описание шкалы оценивания:

Студент набирает баллы в соответствии с количеством и качеством выполненного задания. Если задание выполнено частично, либо с ошибками и неточностями, то баллы за задание снижаются.

Отношение числа набранных баллов к максимально возможному определяет результат выполнения работы. Работа считается выполненной при наборе не менее 60% от максимально возможного балла, что соответствует оценке «удовлетворительно», 80% выполненного задания соответствуют оценке «Хорошо», при наборе более 90% от максимально возможного числа баллов ставится оценка «Отлично».

6.2.4. Защита лабораторных работ

К выполнению лабораторной работы допускаются студенты, знающие правила техники безопасности и разобравшие методику проведения опытов. Защиты лабораторной работы проводится при наличии отчета (с кратким описанием методики проведения опытов, уравнениями реакций, наблюдениями, выводами).

а) типовые задания (вопросы) - образец:

Лабораторная работа по теме 3.1: «Химическая кинетика»:

1. Скорость химической реакции.

2. Гомогенные, гетерогенные реакции.

3. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.

4. Зависимость скорости химической реакции от концентрации. Закон действующих масс. Константа скорости химической реакции. Молекулярность. Порядок реакции. Лимитирующая стадия процесса.
5. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Арениуса.
6. Энергетическая диаграмма химической реакции. Энергия активации.
7. Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ.

Типовое задание для защиты лабораторной работы

1. Как изменится скорость прямой реакции $N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3$ если а) увеличить давление в системе в 3 раза; б) уменьшить объем в 2 раза; в) увеличить концентрацию N_2 в 4 раза?
2. На сколько градусов надо увеличить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 27 раз? Температурный коэффициент скорости реакции равен 3.
3. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции $A + 2B \rightarrow C$ при повышении давления в системе в 4 раза одновременном повышении температуры на $40^\circ C$. Реагирующие вещества - газы. Температурный коэффициент реакции 2.
4. Чему равна энергия активации реакции, если при повышении температуры от 290 до 300 К скорость реакции увеличивается в 2 раза?

б) критерии оценивания компетенций (результатов):

б) критерии оценивания компетенций (результатов):

1. самостоятельность выполнения задания по лабораторной работе;
2. правильное оформление отчета по лабораторной работе;
3. правильный ответ на индивидуальное задание, способность проводить несложные расчеты;
4. умение анализировать и обсуждать полученные результаты;
5. умение формулировать выводы/заключение.

в) описание шкалы оценивания

Работа считается выполненной, в случае обязательного выполнения критериев 1,2. В критериях 3 - 5 допустимы недочеты, которые могут быть учтены при собеседовании студента и преподавателя. Защищенной считается работа, если студент продемонстрировал достаточный уровень понимания материала, ответил на предложенные вопросы, ответ проиллюстрировал проверенными задачами. Студенты, пропустившие лабораторные занятия, отрабатывают их в индивидуальном порядке в соответствии с графиком консультаций преподавателя и графиком работы специализированной лаборатории. Сумма баллов за все лабораторные работы – 30 баллов (оценивается: допуск к работе, выполнение работы, в том числе составление отчета, защита работы) д.

6.2.5. Индивидуальные домашние задания.

Индивидуальные домашние задания выдаются студенту в виде перечня задач, условия которых либо приведены непосредственно в задании, либо приведены в

рекомендованных источниках (список обязательной и дополнительной литературы). Студент имеет право при решении задач использовать приведенные в учебной литературе или лекционном материале решения аналогичных задач. Предполагается, что при самостоятельном решении задач студент использует справочные материалы, в спокойной обстановке отрабатывает основные навыки решения типовых задач. Как правило выдача индивидуального домашнего задания предшествует проведению коллоквиума или зачета. Выполнение индивидуального домашнего задания является обязательным для допуска студента к коллоквиуму (зачету).

а) типовые задания (вопросы) - образец:

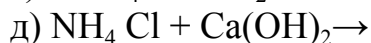
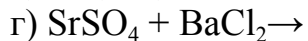
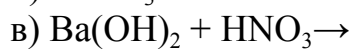
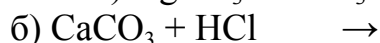
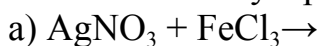
Индивидуальное домашнее задание 1 (разделы 1 – 4).

1. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:

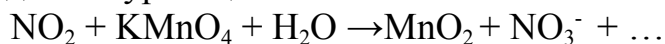


2. Плотность 9% - ного (по массе) раствора сахарозы $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, равна 1,035г/мл. Вычислить: а) концентрацию сахарозы в г/л ; б) молярность ; в) моляльность раствора.

3. Написать в молекулярно-ионной форме уравнения реакции:



4. УравнятьОВРметодомполуреакций:



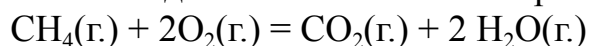
5. Чему равна энергия активации реакции, если при повышении температуры от 290 до 300 К скорость её увеличивается в 2 раза?

6. Газометр вместимостью 20л наполнен газом. Плотность этого газа по воздуху 0,40, давления 103,3кПа, температура 17°C. Вычислить массу газа.

7. Какой объём раствора соляной кислоты, в котором массовая доля кислоты равна 4% ($\rho = 1018 \text{ кг/м}^3$), необходимо прибавить к 0,5л 0,024М раствора AgNO_3 для полного осаждения иона Ag^+ в виде AgCl ?

8. При некоторой температуре равновесие в системе $2\text{NO}_2 \leftrightarrow 2\text{NO} + \text{O}_2$ установилось при концентрациях $[\text{NO}_2]=0,4$; $[\text{NO}]=0,2$; $[\text{O}_2]=0,1$ моль/л. Найти константу равновесия и исходную концентрацию NO_2 , если исходная концентрация кислорода равна нулю. Какие условия будут способствовать смещению равновесия в сторону образования NO , если прямая реакция эндотермическая?

9. Вычислить тепловой эффект химической реакции, протекающей при $T=298^0\text{K}$ и : а) при постоянном давлении (ΔH^0_{298}) и б) при постоянном объёме (ΔU^0_{298}), воспользовавшись справочными данными о теплотах образования веществ.



10. Составить электронную формулу атома железа.

б) Оценивается успешность выполнения индивидуального домашнего задания по следующим критериям:

- правильно выстроенная логическая последовательность при решении задачи;
- отсутствие ошибок при использовании теоретических соотношений при решении задач;
- правильно используется размерность физических величин;
- полнота и логичность изложения представленного решения задачи;
- способность решить аналогичную (но более простую задачу), предложенную преподавателем при защите домашнего задания в его присутствии, либо способность вывести использованные в задаче соотношения.

в) описание шкалы оценивания:

Максимальный балл за индивидуальное домашнее задание – 15, в 5 баллов оценивается защита студентом работы преподавателю. Допускается, в зависимости от принятого отделением решения изменения баллов по формам текущего контроля.

6.2.6. Коллоквиум.

а) типовые вопросы к коллоквиуму.

Коллоквиум (лат. *colloquium* – разговор, беседа) — форма проверки и оценивания знаний. Как правило, представляет собой проводимый промежуточный мини-экзамен в середине семестра, имеющий целью оценить текущий уровень знаний студентов и повысить их опыт в результате непринужденной беседы с преподавателем. На коллоквиуме обычно обсуждаются отдельные части какой-либо конкретного раздела или темы. Коллоквиум проводится по материалам (список типовых вопросов), приведенных в п.6.2.1. Список вопросов определяется преподавателем в зависимости от объема пройденного материала и объема материала, выносимого на обсуждение. Список вопросов коллоквиума предоставляется студентам за две недели до даты проведения коллоквиума.

б) критерии оценивания компетенций (результатов)

Ответ оценивается по следующим критериям:

- Правильность, полнота, логичность построения ответа;
- Умение оперировать специальными терминами;
- Умение вывести математические соотношения в соответствии с теоретическим материалом;
- Использование в ответе дополнительного материала;
- Умение иллюстрировать теоретические положения практическим материалом.

в) описание шкалы оценивания

На коллоквиуме ответ студента оценивается в соответствии с предлагаемой шкалой.

Отлично	<p>Ответ оценивается на «Отлично» при:</p> <ul style="list-style-type: none"> ● правильном, полном и логично построенном ответе на все вопросы билета; ● умении оперирования специальными терминами; ● использовании в ответе дополнительного материала; ● умении иллюстрировать теоретические положения практическим материалом;
Хорошо	<p>Ответ оценивается на «Хорошо» при:</p> <ul style="list-style-type: none"> ● правильном, полном и логично построенном ответе, но имеются негрубые ошибки и неточности; ● умении оперирования специальными терминами, но возможны затруднения в использовании практического материала; ● умении иллюстрировать теоретические положения практическим материалом, но при этом делаются не вполне законченные выводы или обобщения;
Удовлетворительно	<p>Ответ оценивается на «Удовлетворительно» при:</p> <ul style="list-style-type: none"> ● схематичном, неполном ответе; ● неумении оперировать специальными терминами или их незнании; ● с одной грубой ошибкой ● неумении приводить примеры практического использования научных знаний.
Неудовлетворительно	<p>Ответ оценивается как «Неудовлетворительно» при:</p> <ul style="list-style-type: none"> ● ответе на все вопросы билета с грубыми ошибками; ● неумении оперировать специальной терминологией; ● неумении приводить примеры практического использования научных знаний.

6.2.7. Устный опрос.

а) типовые задания (вопросы) - образец:

Оценочные средства представлены тематикой и вопросами для обсуждения на семинарских занятиях.

б) критерии оценивания компетенций (результатов):

Устный ответ проходит в форме развернутой беседы – творческой дискуссии, основанной на подготовке всей группы по объявленной заранее теме при максимальном участии в обсуждении студентов группы. Как правило один студент раскрывает содержание вопроса, давая наиболее полный ответ. Остальные делают дополнения, высказывают различные суждения и аргументацию, задают вопросы

друг другу и преподавателю. Преподаватель направляет ход дискуссии, обращая внимание на наиболее сложные для восприятия и понимания аспекты темы, предлагая студентам найти собственное решение. Устный вопрос может содержать условие задачи, в обсуждение и решение которой вовлекается вся группа.

Устный опрос допускается при проведении лекций с целью выяснения степени усвоения представленного на лекции материала или для обсуждения наиболее трудных для восприятия аспектов излагаемого материала, а также для вовлечения студентов в активную работу, перевод формата лекции от обычного изложения материала лектором в дискуссионную форму изложения материала с широким вовлечением в суть излагаемых проблем всей студенческой группы.

в) описание шкалы оценивания:

«Отлично»: - студент дает полный и правильный ответ на поставленный вопрос, речь свободна и грамотна, конспектом пользуется лишь как опорным материалом, способен делать важные дополнения по существу других вопросов, проясняющих отдельные аспекты, хорошо разбирается в обсуждаемом материале, демонстрирует знание источников, библиографии, умеет анализировать тексты, приходит к самостоятельным аргументированным выводам, способен отстаивать свою точку зрения, соблюдает нормы литературной речи.

«Хорошо»: - Студент хорошо разбирается в обсуждаемом материале, демонстрирует умение критически анализировать материал, способен обсуждать различные точки зрения по обсуждаемой проблеме, приходит к самостоятельным выводам, однако не проявляет активность в работе группы на семинаре, ограниченно участвует в обсуждении вопросов семинарского занятия в целом.

«Удовлетворительно»: - студент неполно владеет материалом, при изложении фактического материала допускает отдельные неточности, знает различные точки зрения по обсуждаемой проблеме, но имеет сложности с их анализом, умеет излагать собственную позицию, но не все выводы носят доказательный характер, при ответе активно пользуется конспектом вплоть до его зачитывания.

«Неудовлетворительно»: - студент не владеет материалом, избегает общения по заявленной проблеме, не имеет конспекта, не подготовлен к занятию.

Интерактивные методы.

Интерактивные методы позволяют учиться взаимодействовать между собой, включая преподавателя. Они соответствуют личностно-ориентированному подходу, предполагают коллективное обучение в сотрудничестве. Преподаватель выступает в роли организатора процесса обучения, лидера группы, организатора условий для проявления инициативы студентов.

Цель: понять взаимосвязь между рассматриваемыми явлениями, выстроить межтематические логические связи, научиться сопоставлять новые факты и мнения с тем, что было изучено ранее, анализировать, формировать собственное суждение, стимулировать познавательную активность.

Задачи: научить аргументировать и толерантно вести диспут, глубже вникать в сущность новой темы, мысленно разделять материал на важнейшие логические связи; научить осмыслению логики и последовательности в изложении учебного

материала, выделению в нем главных и наиболее существенных положений.
Часов в интерактивной форме - 51

Интерактивные занятия проводятся в виде:

Рефлексия

Проводится на лекции и семинарском занятии. Как правило в конце занятия студентам предлагается проблемный вопрос (задача) по теме занятия, на который им необходимо дать либо устный, либо письменный ответ в течение 15 – 20 минут, используя знания, полученные в ходе лекции, собственный кругозор и эрудицию.

Интерактивная лекция (семинар). Изучение и закрепление нового материала на интерактивной лекции (лекция–беседа, лекция – дискуссия, лекция с разбором конкретных ситуаций, лекция с заранее запланированными ошибками). Предполагает активное вовлечение преподавателем студентов в процесс обсуждения.

Мультимедийное занятие.

Мультимедийное занятие является одной из форм интерактивного метода. На занятиях используются мультимедийные материалы, которые содержат презентации (при наличии короткие видео-лекции), перемежающиеся индивидуальными заданиями в виде проблемного вопроса (теста). Студентам предлагается дать ответ на задание по ходу изучения материала.

Круглый стол

При проведении круглого стола происходит обсуждение объявленной заранее темы занятия с широким вовлечением группы. Ведение круглого стола может быть поручено группе студентов, которые заранее составляют «сценарий» проведения занятия и согласовывают его с преподавателем.

Возможные темы для проведения круглого стола

1. Химическое равновесие. Равновесия в растворах электролитов.
2. Термодинамические потенциалы.
3. Основные закономерности протекания физико-химических процессов.
4. Электрохимическая коррозия и методы защиты.
5. Термодинамический метод для анализа химических равновесий.
6. Коллигативные свойства растворов, их роль в живой природе и в технологиях.
7. Кинетический метод исследования химических реакций.
8. Объекты коллоидной химии, наноматериалы, нанотехнологии.

6.3. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций

Рейтинговая оценка знаний является интегральным показателем качества теоретических и практических знаний и навыков студентов по дисциплине и складывается из оценок, полученных в ходе текущего контроля и промежуточной аттестации.

Текущий контроль в семестре проводится с целью обеспечения своевременной обратной связи, для коррекции обучения, активизации самостоятельной работы студентов. Текущий контроль представляет собой проверку усвоения материала на протяжении всего периода обучения. Текущий контроль осуществляется в форме устного опроса, отчета по лабораторной работе, выполнения индивидуального домашнего задания, сдачи коллоквиума, выполнения индивидуальных заданий. Методика оценки успешности выполнения каждого вида контроля приведена в п.6.2.1. - 6.2.7. настоящей программы.

Промежуточная аттестация предназначена для объективного подтверждения и оценивания достигнутых результатов обучения после завершения изучения дисциплины. При условии набора не менее 35 баллов по итогам работы в семестре студент допускается к зачету или экзамену. Промежуточный контроль по дисциплине проводится в конце 1 семестра (зачет) по материалам изученных разделов дисциплины и 2 семестра по всему объему изученного материала. Экзамен складывается из 2 теоретических вопросов и 1 задачи. В экзаменационном билете содержатся вопросы по 3 разделам изучаемых в семестре разделов дисциплины. Подготовка к ответу не должна превышать 1 часа. Экзамен проводится в устной форме. Допускается задавать студенту уточняющие и дополнительные вопросы, помогающие выявить результаты (компетенции) усвоения данной дисциплины. Критерии экзаменационной оценки приведены в п.6.2.1. программы.

Текущий контроль осуществляется два раза в семестр: контрольная точка № 1 (*КТ № 1*) и контрольная точка № 2 (*КТ № 2*).

Результаты текущего контроля и промежуточной аттестации подводятся по шкале балльно-рейтинговой системы.

Первый семестр

Вид контроля	Этап рейтинговой системы Оценочное средство	Балл	
		Минимум м	Максимум м
Текущий	Контрольная точка № 1	20	30
	Индивидуальные задания по темам разделов 1 – 2.		
	Защита лабораторных работ задания по темам разделов 1 - 2		
	Вопросы индивидуального домашнего задания по разделам 1-2.		
	Коллоквиум по темам разделов 1 - 2.		

	Контрольная точка № 2	16	30
	Индивидуальные задания по темам раздела 3		
	Защита лабораторных работ задания по темам раздела 3		
Промежуточные	Зачет	24	40
	Задания к зачету. Теоретические вопросы разделов 1 – 4.	24	40
ИТОГО по дисциплине		60	100

Второй семестр.

Вид контроля	Этап рейтинговой системы Оценочное средство	Балл	
		Минимум	Максимум
Текущий	Контрольная точка № 1	16	25
	Индивидуальные задания по темам разделов 4.		
	Защита лабораторных работ задания по темам разделов 4, 7.		
	Коллоквиум по темам раздела 4.		
	Контрольная точка № 2	20	35
	Индивидуальные задания по темам разделов 5,6.		
	Контрольная работа по разделу 7.		
	Защита лабораторных работ задания по темам раздела 7		
	Коллоквиум по темам разделов 5 - 7.		
Промежуточные	Экзамен	24	40
	Билеты к экзамену по дисциплине.	24	40
ИТОГО по дисциплине		60	100

Процедура оценивания знаний, умений, владений по дисциплине включает учет успешности по всем видам заявленных оценочных средств.

Тесты по разделам проводятся на практических занятиях и включают вопросы по предыдущему разделу. Баллы выставляются преподавателем в

соответствии с утвержденной шкалой оценивания.

Устный опрос проводится на каждом практическом занятии и затрагивает как тематику прошедшего занятия, так и лекционный материал. Применяется групповое оценивание ответа или оценивание преподавателем.

По окончании освоения дисциплины проводится промежуточная аттестация в виде экзамена, что позволяет оценить совокупность приобретенных в процессе обучения компетенций. При выставлении итоговой оценки применяется балльно-рейтинговая система оценки результатов обучения.

Экзамен предназначен для оценки работы обучающегося в течение всего срока изучения дисциплины и призван выявить уровень, прочность и систематичность полученных обучающимся теоретических знаний и умений приводить примеры практического использования знаний (например, применять их в решении практических задач), приобретения навыков самостоятельной работы, развития творческого мышления.

Оценка сформированности компетенций на экзамене для тех обучающихся, которые пропускали занятия и не участвовали в проверке компетенций во время изучения дисциплины, проводится после индивидуального собеседования с преподавателем по пропущенным или не усвоенным обучающимся темам с последующей оценкой самостоятельно усвоенных знаний на экзамене.

7. Перечень основной и дополнительной учебной литературы, необходимой для освоения дисциплины

а) основная учебная литература:

1. Глинка Н. Л. Общая химия: учебник / Н. Л. Глинка; ред.: В. А. Попков, А. В. Бабков. - М.:Юрайт, 2011. - 886 с.

2.С.Б. Бурухин, О.А. Ананьева.Введение в электрохимию. Окислительно-восстановительные реакции в водных растворах электролитов: учеб. пособие по курсу "Общая химия" / -Обнинск: ИАТЭ НИЯУ МИФИ, 2011. - 104 с.

3. Глинка Н. Л. Общая химия : учеб. пособие для вузов / Н. Л. Глинка ; ред. А. И. Ермаков. - 30-е изд., испр. - М. : Интеграл-Пресс, 2010. - 728 с. : ил.(1 экз.)

б) дополнительная учебная литература:

1.Мачула А.А., Ананьева О.А., Бурухин С.Б., Колодяжный В.А., ЛаричеваТ.Е., Панкова Н.Н., Соколова Ю.Д. Сборник задач и упражнений по курсу «Общая и неорганическая химия». – Обнинск: ИАТЭ.2002.- 124 с. 200 экз.

2.Мачула А.А., Ларичева Т.Е., Панкова Н.Н., Соколова Ю.Д. Лабораторный практикум по курсу «Общая и неорганическая химия». – Обнинск: ИАТЭ. 2004.- 44с. 200 экз.

3.Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия,2011. -240 с.

4.Коровин Н.В. Общая химия. - изд.2-е., испр. и доп.- М.: Высшая школа, 2000. - 558 с. 52 экз.

8. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет» (далее - сеть «Интернет»), необходимых для освоения

дисциплины «Химия: химический практикум».

<http://ibooks.ru/>

<http://e.lanbook.com/>

<http://www.biblio-online.ru/>

<http://kuperbook.biblioclub.ru>

<http://www.studentlibrary.ru>

<http://library.mephi.ru>

9. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины «Химия: химический практикум».

Освоение программы дисциплины «Химия: химический практикум» предусматривает: лекции (51 час), семинарские занятия (34 часов), лабораторные работы (17 часов), текущий контроль в виде выполнения индивидуальных заданий, защиту лабораторных работ, выполнение индивидуального домашнего задания, коллоквиум; промежуточный контроль сдачи зачета (1 семестр) экзамена (2 семестр).

вид учебных занятий	Организация деятельности студента
Лекция	Студент должен иметь лекционную тетрадь, где оформляет конспект лекций. Написание конспекта лекций: кратко, схематично, последовательно фиксировать основные положения, выводы, формулировки, обобщения; пометать важные мысли, выделять ключевые слова, термины. Проверка терминов, понятий с помощью энциклопедий, словарей, справочников с выписыванием толкований в тетрадь. Конспект лекций необходимо проработать перед следующей лекцией, поставив вопросы там, где встречаются непонятные места. Ответы на эти вопросы следует найти в рекомендованной литературе или выяснить на консультации у преподавателя. Конспект лекций необходимо дополнять вставками, особенно по вопросам, вынесенным на самостоятельное изучение. по подготовке к практическим занятиям Обозначить вопросы, термины, материал, который вызывает трудности, пометить и попытаться найти ответ в рекомендуемой литературе. Если самостоятельно не удастся разобраться в материале, необходимо сформулировать вопрос и задать преподавателю на консультации, практическом занятии.
Практические занятия	Семинарские занятия призваны научить студента самостоятельно и критически подходить к изучаемому материалу, разбираться в проблемных вопросах физической химии, способствовать обретению навыков

	<p>анализа текстов источников информации, решению типовых задач физической химии</p> <p>При подготовке к практическим занятиям студент должен ознакомиться с темой занятия, проработать соответствующий лекционный материал и материал в учебной литературе. Сформулировать проблемные для восприятия вопросы с целью их обсуждения в формате семинарского занятия. Занятия проводятся в форме активной работы студенческой группы под контролем и руководством преподавателя.</p> <p>Кроме этого необходимо решить домашние задачи, заданные на предыдущем занятии. Для успешного решения домашних задач необходимо просмотреть записи решений задач, выполненных в аудитории.</p> <p>Приступая к решению любой задачи, следует выполнять определенные правила: Внимательно прочитать условие задачи. Решение задач рекомендуется проводить в общем виде. Вычисляются, как правило, только те величины, которые требуются для ответа на вопрос задачи. Прежде чем подставлять данные в расчетную формулу необходимо проверить размерность вычисляемой величины. Если размерность вычисляемой величины правильная – можно проводить вычисления, если нет - следует найти ошибки. После проведения вычислений необходимо оценить разумность полученного результата (значение скорости движения тела близкой к скорости света в вакууме – неразумно, неразумно отрицательное значение абсолютной температуры и так далее). Если получен неразумный результат, необходимо проверить правильность вычислений. Если вычисления правильные, следует искать ошибки в решении задачи. Методы решения типовых задач, рассмотрены в учебном пособии:</p> <p>Мачула А.А., Ананьева О.А., Бурухин С.Б., Колодяжный В.А., Ларичева Т.Е., Панкова Н.Н., Соколова Ю.Д. Сборник задач и упражнений по курсу «Общая и неорганическая химия». – Обнинск: ИАТЭ.2002.- 124 с. 200 экз.</p>
<p>Индивидуальные задания</p>	<p>Выполнение и защита индивидуальных заданий являются одной из форм успешного изучения физической химии. Студент должен использовать знания, полученные на семинарских, лекционных и лабораторных занятиях расширяя и углубляя их. Необходимо использование справочной литературы,</p>

	<p>методических материалов, разработанных в отделении. Выполнение индивидуальных занятий возможно во время всех видов учебных занятий: в конце лекции по прочитанному материалу, в начале семинарского занятия или при допуске к выполнению лабораторной работы. Как правило индивидуальные задания предполагают проверку базовых частей дисциплины.</p>
<p>Самостоятельная работа</p>	<p>Каждый студент должен индивидуально готовиться по темам дисциплины, читая конспекты лекций и рекомендуемую литературу. Самостоятельная работа позволяет студенту в спокойной обстановке подумать, разобраться с информацией по теме, при необходимости обратиться к справочной литературе. Внимательное чтение и повторение прочитанного помогает в полном объеме усвоить содержание темы, структурировать знания.</p> <p>Чтобы содержательная информация по дисциплине запоминалась надолго, целесообразно изучать ее поэтапно - по темам и в строгой последовательности, поскольку последующие темы, как правило, опираются на предыдущие. Именно поэтому большая часть самостоятельной работы предполагает подготовку к семинарским занятиям, выполнения рекомендованных для решения задач, подготовку к коллоквиумам, выполнению и защите индивидуального домашнего задания, а также подготовку к лабораторным работам. Для успешного выполнения этих задач каждый студент имеет возможность пользоваться разработанным в отделении методическим обеспечением.</p> <p>Планирование времени на самостоятельную работу, необходимого на изучение настоящей дисциплины, студентам лучше всего осуществлять на весь семестр, предусматривая при этом регулярное повторение пройденного материала. Материал, законспектированный на лекциях, необходимо регулярно дополнять сведениями из литературных источников, представленных в рабочей программе дисциплины. По каждой из тем для самостоятельного изучения, приведенных в рабочей программе дисциплины, следует сначала прочитать рекомендованную литературу и, при необходимости, составить краткий конспект основных положений, терминов, сведений, требующих запоминания и являющихся основополагающими в этой теме и для освоения последующих разделов курса. Для</p>

	<p>расширения знаний по дисциплине рекомендуется использовать Интернет-ресурсы.</p> <p>При самостоятельной работе рекомендуется конспектировать изучаемый (прорабатываемый) материал. Конспект может быть опорным, содержать лишь основные ключевые позиции, но при этом достаточным для полного ответа по вопросу. Конспект может быть подробным. Объем конспекта определяется самим студентом.</p> <p>В процессе работы с учебной/научной литературой студенту рекомендуется делать записи по ходу чтения в виде простого или развернутого плана, составлять тезисы, готовить аннотации прочитанного. Наличие таких конспектов могут дать дополнительные баллы за активность.</p>
<p>Лабораторная работа</p>	<p>Подготовка к лабораторной работе включает в себя работу с конспектом лекций, рекомендуемой литературой, подготовку ответов к контрольным вопросам для допуска к выполнению лабораторной работы, решение задач.</p> <p>Лабораторные занятия проводятся в специализированных лабораториях факультета.</p> <p>Прежде чем начать занятия в данной лаборатории студент знакомится с правилами техники безопасности, о чем расписывается в журнале. В лабораториях отделения запрещается находиться в верхней одежде. На рабочем столе должно находиться только необходимое оборудование и приборы для записей и расчетов. Запрещается класть на рабочий стол сумки, пакеты, шапки и другие посторонние предметы.</p> <p>Студент приступает к выполнению лабораторной работы только после ознакомления с описанием работы и подготовки к ней. Запрещается включать какие-либо приборы или без предварительной проверки их преподавателем или лаборантом. После окончания работы студент должен сдать лаборанту выданные принадлежности, привести в порядок рабочее место, получить отметку в журнале о выполнении работы, предъявив для этого полученные результаты преподавателю.</p> <p>Не начинайте выполнение опыта пока не уясните себе полностью его цель, метод и не составите план проведения опыта. Так как время проведения опыта ограничено учебными часами, отведенными на него, то всю подготовку необходимо провести самостоятельно</p>

до занятий.

Для подготовки к опыту:

1. Прочтите руководство к работе. Выясните в процессе чтения, а в случае необходимости на консультации с преподавателем, какие закономерности лежат в основе расчетных формул. Ознакомьтесь со списком рекомендованной литературы.

2. Самостоятельно или с помощью учебных пособий выведите формулы, которые используются в работе.

3. Еще раз прочтите руководство, но теперь в лаборатории, имея перед глазами установку для проведения опыта. При этом уясните себе, как в особенностях конструкции установки обеспечивается выполнение условий, в которых справедливы законы и формулы, используемые в задаче.

4. Разберитесь в принципах работы измерительных приборов, с которыми имеете дело в первый раз.

5. Разберитесь в требованиях, которые надо предъявить к настройке приборов и установке в целом, чтобы обеспечить наилучшие результаты опыта.

Каждым студентом должна быть заведена специальная тетрадь для выполнения лабораторных работ, в которую при подготовке заносятся краткие сведения из теории, схема опыта и т.д., а в дальнейшем полученные результаты измерений, их обработка и конечный результат. Для записи результатов измерения должны быть заранее подготовлены таблицы, включающие как сами измерения, так и их погрешности.

К следующему занятию студент готовит очередную работу и предъявляет отчет о работе, выполненной на предыдущем занятии. Работа считается окончательно сданной после защиты отчета. Студент должен оформить отчет по прилагаемой форме:

Отчета по выполненной лабораторной работе в качестве обязательных включает в себя следующие разделы:

1. Название работы.

2. Цель работы, оборудование.

3. Краткие сведения из теории, схема установки и основные рабочие формулы.

4. Краткое описание хода работы.

5. Результаты измерений, представленные в виде таблиц и графиков.

6. Расчет искомой величины и ее значение.

7. Расчет ошибки измерения.

	<p>8. Окончательный результат, полученный после округления, с указанием абсолютной и относительной ошибок измерения.</p> <p>9. Выводы, заключение о достижении цели, поставленной данной работой, с анализом полученного результата.</p> <p>При пропуске занятия данная лабораторная работа выполняется в часы самоподготовки к следующему занятию по согласованию и допуску преподавателя. По окончании работы лаборант делает отметку в тетради студента с обязательным указанием фамилии студента, названия работы, даты ее выполнения и ставит свою подпись.</p> <p>Лабораторные занятия проводятся индивидуально. Студент получает допуск на лабораторную работу при наличии конспекта и устных ответов на вопросы преподавателя. Текущий контроль знаний осуществляется по системе «зачтено – не зачтено».</p> <p>Лабораторные занятия проводятся по разделам курса согласно календарному плану. В начале семестра преподаватель проводит подробный разбор некоторых из выполняемых работ, чтобы подготовить студента к их выполнению. При подготовке к лабораторным работам целесообразно за несколько дней до занятия внимательно 1-2 раза прочитать нужную тему, разобраться со всеми теоретическими положениями и предстоящим экспериментом. Если возникли трудности, обратиться за помощью к учебной, справочной литературе или к преподавателю за консультацией. За день до лабораторной работы необходимо изучить методические указания к выполнению лабораторных работ и составить конспект.</p>
<p>Коллоквиум (защита индивидуальных заданий)</p>	<p>Работа с конспектом лекций, подготовка ответов к контрольным вопросам выносимых на коллоквиум. Подготовка к нему будет заключаться в том, что студенту надо будет повторить соответствующие темы. Если же студент чувствует пробелы в знаниях по отдельным темам или вопросам, при подготовке к коллоквиуму, ему необходимо обратить на соответствующие разделы особое внимание.</p>
<p>Подготовка к экзамену (зачету)</p>	<p>Вопросы к экзамену выдаются студентам в электронном и распечатанном виде в начале семестра. Подготовка к экзамену требует тщательное изучение материала по теме или блоку тем, акцентирование на определениях, терминах, содержании понятий. При</p>

	<p>подготовке к экзамену необходимо ориентироваться на конспекты лекций, отчеты по лабораторным работам, примеры выполнения заданий, рассматриваемых на занятиях, рекомендуемую литературу. Экзамен по дисциплине «Химия и химический практикум» проводится в устной форме по разделам, изучаемым в соответствующем семестре.</p>
--	---

**Рекомендации по выполнению лабораторного химического практикума
Дисциплины «Химия: химический практикум»**

2 СЕМЕСТР		
№ недели	ТЕМА ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЫ [Рекомендуемая литература]	ОСНОВНЫЕ ВОПРОСЫ Лабораторной работы
1/2	<p>Инструктаж по ТБ. <u>Основные классы неорганических соединений.</u></p> <p>Лаб. работа. Получение и свойства оксидов, гидроксидов и солей. Зависимость основно-кислотных свойств оксидов и гидроксидов от положения в ПСХЭ <i>Литература</i> [1] - стр.3-13 [6]</p>	<p>1. Техника безопасности. 2. Знакомство с лабораторией, химической посудой, оборудованием. 3. Порядок оформления лабораторных работ.</p> <p>1. Генетическая связь различных классов неорганических соединений. Составление уравнений, характеризующих свойства и способы получения представителей различных классов неорганических соединений. Цепочки превращений. 2. Лабораторный практикум по демонстрации свойств представителей различных классов неорганических соединений. (обратить внимание на различие способов получения водорастворимых и нерастворимых гидроксидов)</p>
3/4	<p><u>Объемный анализ.</u></p> <p>Лаб. работа. Титрование раствора гидроксида натрия раствором соляной кислоты заданной</p>	<p>1. Лабораторная работа на закон эквивалентов. 1. Концентрации. (массовая, молярная, моляльная, молярная концентрация). Перерасчет концентраций. 2. Понятие эквивалент, эквивалентное</p>

	<p>концентрации.</p> <p>▪ <u>Литература</u></p> <p>[1] - стр.14-16;</p> <p>[2] - стр.25-27;217-219;</p> <p>[3] - стр.3-21;</p> <p>[4] - стр.95-103;154;</p> <p>[6]</p>	<p>число, фактор эквивалентности. Эквивалент в ОВР. Нормальная концентрация.</p> <p>3.Закон эквивалентов.</p>
5/6	<p><u>Кинетика химических реакций.</u></p> <p>Лаб.работа. Исследование кинетических закономерностей разложения тиосульфидной кислоты.</p> <p><u>Литература</u></p> <p>[1] - стр. 16-20;</p> <p>[2] - стр.186-200.</p> <p>[3] - стр.34-40; 44-49.</p> <p>[4] - стр.79-84; 88-89;</p> <p>[5] - стр.198-207;213-218;</p>	<p>1.Определение скорости химической реакции, ее зависимости от концентрации реагента, температуры, присутствия катализатора.</p> <p>Понятие сложных и простых (элементарных) реакций.</p>
7/8, 9/10	<p><u>Химические равновесия в растворах электролитов.</u></p> <p>Лаб.работа.</p> <p>1. Водородный показатель. Определение рН водных растворов (метод индикаторов, инструментальный метод)</p> <p>2. Произведение растворимости.</p>	<p>1.Понятие химического равновесия.</p> <p>2.Электролиты, электролитическая диссоциация. Диссоциация основных классов химических соединений.</p> <p>3.Равновесие диссоциации воды. Константа ионного произведения воды. Ее зависимость от различных факторов (не зависит от концентрации, зависит от температуры)</p> <p>4.Водородный показатель.</p> <p>5.Элементы теории индикаторов.</p> <p>6.Определение рН с помощью индикаторов и иономера.</p> <p>7.Закон разведения Оствальда. Расчет рН растворов сильных и слабых</p>

	<p>3. Условия и направление протекания реакций ионного обмена до конца.</p> <p><i>Литература</i></p> <p>[1] - стр. 22-27;28-31;</p> <p>[2] - стр.204-210; 221-224; 232-239; 242-254;</p> <p>[3] - стр.40-44; 49-51;66-80. 86-94.</p> <p>[4] - стр.84-88; 89-94; 111-118; 120-124; 125-130; 225-227(табл.)</p> <p>[5] - стр.223-229; 231-239; 241-257; .265-268;</p>	<p>электролитов.</p> <p>1.Понятие растворимости, ее количественные характеристики (концентрации насыщенного раствора, коэффициент растворимости, произведение растворимости.</p> <p>2.Произведение растворимости, его зависимость от внешних факторов.</p> <p>3.Условия протекания реакций ионного обмена до конца (осадок, газ, слабый электролит).</p> <p>4.Определение направления протекания реакций ионного обмена до конца в случае, когда среди исходных веществ и продуктов реакции присутствуют малорастворимые вещества, слабые электролиты, слабые электролиты и малорастворимые вещества.</p> <p>5.Решение задач.</p>
11 /12	<p>Гидролиз. Лаб.работа.</p> <p><i>Литература</i></p> <p>[1] - стр.31-37.</p> <p>[2] - стр.204-210;254-258;</p> <p>[3] - стр.80-85.</p> <p>[4] - стр.130-138; 225-226(табл.)</p> <p>[5] - стр.262-265;</p>	<p>1.Гидролиз. Количественные показатели гидролиза (степень гидролиза, константа гидролиза. Связь степени и константы гидролиза. Расчет рН среды гидролизующихся солей.)</p> <p>2.Условия протекания реакций гидролиза.</p> <p>3.Решение задач.</p>
13 /14	<p>Химическая термодинамика. Термохимия. Лаб.работа. Тепловой эффект химической реакции.</p>	<p>1.Основные понятия химической термодинамики: тепловой эффект химической реакции; экзо- и эндотермические реакции; теплота образования сложного вещества; стандартные условия; внутренняя</p>

	<p><u>Литература</u></p> <p>[1] - стр.44-49.</p> <p>[2] - стр.168-177;</p> <p>[3] - стр.51-55; 60-63.</p> <p>[4] - стр.66-79; 103-104; 223-225 (табл.)</p> <p>[5] - стр.174-186</p>	<p>энергия, энтальпия. Первый закон термодинамики.</p> <p>2.Закон Гесса и следствия закона Гесса. Расчет тепловых эффектов химических процессов исходя из теплот образования химических соединений. Циклы Борна-Хабера. Зависимость теплового эффекта от давления и температуры. Закон Кирхгофа. Связь тепловых эффектов, определенных при постоянном давлении и объеме.</p> <p>3.Экспериментальное определение тепловых эффектов реакции нейтрализации и теплоты растворения солей.</p>
15 /16, 17	<p><u>Окислительно-восстановительные реакции.</u></p> <p><u>Электрохимия</u></p> <p>Лаб.работа.</p> <p>▪ <u>Литература</u></p> <p>[1] - стр.37-42;</p> <p>[2] - стр.262-268;</p> <p>[3] - стр.21-29;</p> <p>[4] - стр.139-154;</p> <p>[5] - стр.165-170;281-283;</p> <p>[7] - стр.5 – 58.</p>	<p>1.Работа по ОВР</p> <p>2.Составление уравнений ОВР методом полуреакций.</p>
ЛИТЕРАТУРА для выполнения лабораторного практикума		
[1]	О.А.Ананьева, С.Б.Бурухин, А.А.Мачула, Т.Е.Ларичева, Н.Н.Панкова, Ю.Д.Соколова Лабораторный практикум по курсу «Общая химия». -Изд.2-е испр. и доп.- Обнинск: ИАТЭ, 2005.	
[2]	Глинка Н.Л. Общая и неорганическая химия. /под ред. А.И. Ермакова. - изд.28-е, перераб. и доп.М.Интеграл-пресс. 2000. –728 с.	
[3]	Мачула А.А., Бурухин С.Б., Колодяжный В.А. и др. Сборник задач и упражнений по курсу «Общая и неорганическая химия». – Обнинск: ИАТЭ, 1999.	
[4]	Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия,1997.	

1	
[5 1	Суворов А.В., Никольский А.Б. Общая химия: Учебное пособие для вузов.-СПб:Химия,1995.
[6 1	1) Хомченко. Пособие для поступающих в вузы. 2) Хомченко. Сборник задач; 3) Н.Е.Кузьменко и др. Начала химии.М: 1997.т.1,2. 4) Школьные учебники химии 8-11 классы.
[7 1	С.Б. Бурухин, О.А. Ананьева /под ред. С.Б. Бурухина. Введение в электрохимию. Окислительно-восстановительные реакции в водных растворах электролитов. – Обнинск: ИАТЭ НИЯУ МИФИ,2011 – 104 с.

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

10.1. Перечень информационных технологий

1. Использование слайд-презентаций при проведении лекционных занятий. При чтении лекций по данному курсу используются мультимедийные технологии в аудиториях ИАТЭ НИЯУ МИФИ, оснащенные компьютером, экраном и проектором.
2. Лабораторные занятия проводятся в специально оборудованных лабораториях отделения биотехнологий с использованием специального оборудования и наглядных таблиц.

10.2. Перечень программного обеспечения

- Программы, демонстрации видео материалов (проигрыватель «WindowsMediaPlayer»).
- Программы для демонстрации и создания презентаций («MicrosoftPowerPoint»).

10.3. Перечень информационных справочных систем (при необходимости)

- 1.Справочник по веществам - <http://www.xumuk.ru/spravochnik/a.html>
- 2.Справочник химика – <http://chem100.ru/elem.php?n=16>

11. Описание материально-технической базы, необходимой для осуществления образовательного процесса по дисциплине

Минимально необходимый для реализации дисциплины перечень материально - технического обеспечения включает в себя:

- а) аудитория для проведения лекционных поточных занятий с возможностью подключения средств для проведения лекций с использованием слайд-презентаций, демонстрацией видеоклипов.
- б) 2 специализированные химические лаборатории для проведения лабораторных занятий на 14 рабочих мест оснащенные

- комплектом учебного лабораторного оборудования, включающим в себя необходимое приборное и химическое обеспечение учебного процесса по физической химии;
- лабораторной мебелью: столы химические, шкафы вытяжные и др.;
- приборами, необходимыми для проведения учебного эксперимента;
- стеклянной и фарфоровой химической посудой;
- необходимыми химическими реактивами;
- учебно-наглядными пособиями: Периодическая таблица Д.И. Менделеева, ряд напряжений металлов, таблица растворимости солей и т.д.
- Аппаратное обеспечение учебных занятий представлено следующими наименованиями:

милливольтметр рН-метр РН-150 МА;

климатическая камера «МИР»;

аквадистиллятор ДЭ-4;

магнитные мешалки ColorSquip – 12 шт;

плитка электрическая мини;

весы лабораторные OHAUS – 2 шт;

шкаф сушильный SNOL.

в) библиотеку (или аудитории) с возможностью выхода в интернет для использования в процессе самостоятельной работы интернет-ресурсов.

Каждый обучающийся в течение всего периода обучения обеспечивается индивидуальным неограниченным доступом к электронно-библиотечным системам, содержащим (в основном) все издания основной литературы, перечисленные в рабочей программе дисциплины.

г) наличие доступа к библиотечному фонду института

д) оборудование:

12. Иные сведения и (или) материалы

12.1. Перечень образовательных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине

Вид занятия	Образовательная технология	Цель	Формы и методы обучения
Лекции, семинарские занятия.	Технология проблемного обучения.	Усвоение теоретических знаний, развитие мышления, формирование профессионального интереса к будущей деятельности.	Лекция-объяснение, лекция-визуализация, лекция-объяснение. Проблемная лекция (круглый стол).

			Лекция с разбором конкретных ситуаций.
Лабораторные работы	Технология проблемного и активного обучения	Организация активности студентов в условиях, близких к будущей профессиональной деятельности, обеспечение личностно-деятельного характера усвоения знаний и коллективной творческой деятельности приобретения умений и навыков.	Репродуктивные, творчески репродуктивные методы активного обучения, проблемные и исследовательские методы.
Самостоятельная работа	Технологии концентрированного, модульного, дифференцированного обучения	Развитие познавательной самостоятельности, обеспечение гибкости обучения, развитие навыков работы с различными источниками информации, развитие умений, творческих способностей.	Индивидуальные, групповые при контроле преподавателя.
Устный опрос, контроль усвоения материала по ходу первичного занятия (лекции).	Интерактивные методы.	научить аргументировать и толерантно вести диспут, глубже вникать в сущность новой темы	Рефлексия, Мультимедийные занятия, круглые столы
Текущий и промежуточный контроль.	Технология использования разноуровневых задач	Индивидуально-личностный подход, учитывающий	Различают задачи и задания трех

		<p>различие в степени подготовки мышления студента. Выявление уровня подготовки студента и уровня освоения материала раздела/темы.</p>	<p>основных уровней: а) репродуктивного уровня, позволяющие оценивать и диагностировать знание фактического материала (базовые понятия, алгоритмы, факты) и умение правильно использовать специальные термины и понятия, узнавание объектов изучения в рамках определенного раздела дисциплины; б) реконструктивного уровня, позволяющие оценивать и диагностировать умения синтезировать, анализировать, обобщать фактический и теоретический материал с формулированием конкретных выводов, установлением причинно-следственных связей;</p>
--	--	--	---

			в) творческого уровня, позволяющие оценивать и диагностировать умения, интегрировать знания различных областей, аргументировать собственную точку зрения.
--	--	--	---

12.2. Формы организации самостоятельной работы обучающихся (темы, выносимые для самостоятельного изучения; вопросы для самоконтроля; типовые задания для самопроверки)

Самостоятельная работа студентов - способ активного, целенаправленного приобретения студентом новых для него знаний и умений без непосредственного участия в этом процесса преподавателей.

Контроль самостоятельной работы и оценка ее результатов организуются как единство двух форм:

- самоконтроль и самооценка студента;
- контроль и оценка со стороны преподавателей, экзаменационных комиссий.

Самостоятельная работа студентов контролируется по темам, которые в начале семестра предлагаются для углубленного самостоятельного изучения.

Основными формами контроля самостоятельной работы студентов являются:

1. Контроль знаний преподавателем при допуске студента к лабораторным работам, защите лабораторных работ;
2. Индивидуальное домашнее задание
3. Коллоквиум
4. Работа с тестами

На самостоятельное изучение студентам выносятся следующие темы:

1. Коллигативные свойства растворов.
2. Жесткость воды. Классификация жесткости и методы ее устранения.
3. Высокодисперсное состояние вещества.

Электрохимическая коррозия и методы защиты т электрохимической коррозии

12.3. Краткий терминологический словарь

А

Авогадро число (или постоянная Авогадро): $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ частиц вещества

Адсорбция - концентрирование какого-либо вещества на поверхности раздела фаз. Например, концентрирование молекул газа (адсорбата) на твердой поверхности (адсорбенте). В качестве адсорбентов используют, как правило, пористые тела с

сильно развитой поверхностью (пример - активированный уголь). Адсорбция может быть результатом действия только физических сил между частицами вещества, но может сопровождаться и химическим взаимодействием адсорбата с адсорбентом (хемосорбция).

Аллотропия - явление существования химического элемента в виде двух или нескольких простых веществ, различных по строению и свойствам. Эти простые вещества, различные по строению и свойствам, называются аллотропными формами или аллотропными модификациями. Например, графит и алмаз - две аллотропные формы (модификации) углерода, молекулярный кислород и озон - две аллотропные модификации кислорода. При определенных условиях аллотропные модификации могут переходить друг в друга.

Аморфное вещество - не кристаллическое вещество, т.е. вещество, не имеющее кристаллической решетки. Примеры: бумага, пластмассы, резина, стекло, а также все жидкости.

Амфотерность - способность некоторых химических соединений проявлять кислотные или основные свойства в зависимости от веществ, которые с ними реагируют. Амфотерные вещества (амфолиты) ведут себя как кислоты по отношению к основаниям и как основания - по отношению к кислотам.

Анионы - отрицательно заряженные ионы.

АТОМ - наименьшая частица химического элемента, являющаяся носителем его свойств. Атом построен из субатомных частиц - протонов, нейтронов, электронов.

Атомная единица массы (а.е.м.) - ровно 1/12 часть массы атома углерода $^{12}_6\text{C}$, в ядре которого 6 протонов и 6 нейтронов, а в электронной оболочке 6 электронов. Другое название - углеродная единица. Единица, в которой измеряют массу атомов, молекул и субатомных частиц.

Атомный вес - масса атома какого-либо элемента, выраженная в атомных единицах массы (углеродных единицах). Атомный вес элемента равен среднему значению из атомных весов всех его природных изотопов с учетом их распространенности.

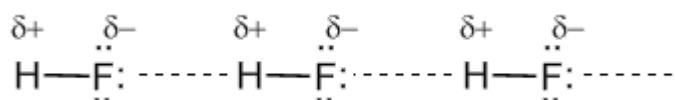
Атомный номер - то же, что порядковый номер элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева. Атомный номер численно равен положительному заряду ядра этого элемента, т.е. числу протонов в ядре данного элемента.

В

Валентность - число электронных пар, с помощью которых атом данного элемента связан с другими атомами.

Вещество - в естествознании существует ряд понятий, которым трудно дать строгое определение. Вещество - одно из таких понятий. В общем смысле оно используется для обозначения того, что заполняет пространство и имеет массу. В более узком смысле - вещество это то, из чего состоят окружающие нас предметы. В химии чаще используется понятие конкретного вещества - хлорид натрия, сульфат кальция, сахар, бензин и т.д. См. также "простое вещество", "сложное вещество", "смесь".

Водородная связь - один из видов межмолекулярных связей. Обусловлена в основном электростатическими силами. Для возникновения водородной связи нужно, чтобы в молекуле был один или несколько атомов водорода, связанных с небольшими, но электроотрицательными атомами, например: O, N, F. Важно, чтобы у этих электроотрицательных атомов были неподеленные электронные пары. Водородные связи характерны для таких веществ, как вода H_2O , аммиак NH_3 , фтороводород HF . Например, молекулы HF связаны между собой водородными связями, которые на рисунке показаны пунктирными линиями:



Водородная связь приблизительно в 20 раз менее прочная, чем ковалентная. При её возникновении число связей, образуемых атомом H, превышает его формальную валентность.

Восстановление - химическая реакция, при которой электроны передаются данному веществу.

Восстановитель - вещество, способное отдавать электроны другому веществу (окислителю).

Г

Гетерогенные реакции - химические реакции между веществами, находящимися в разных фазах (разных агрегатных состояниях вещества). Например, реакция горения угля - гетерогенная реакция между твердым углеродом и газообразным кислородом. Реакция взаимодействия цинка с соляной кислотой - гетерогенная реакция между твердым цинком и раствором HCl . Гетерогенные реакции протекают не в объеме, а на границе раздела фаз - в этом их принципиальное отличие от гомогенных реакций.

Гидратации - связывание молекул (атомов, ионов вещества) с водой, не сопровождающееся разрушением молекул воды.

Гидраты - соединения вещества с водой, имеющие постоянный или переменный состав и образующиеся в результате гидратации.

Гидроксильная группа - группа OH .

Горение - быстрый процесс окисления вещества, сопровождающийся выделением большого количества теплоты и, как правило, света.

Гомогенные реакции - химические реакции, протекающие в однородной фазе. Обычно это реакции либо в газовой фазе (реакции между газами), либо в жидкой фазе (реакции между растворами). Гомогенные реакции протекают во всем объеме реакционного сосуда - в этом их принципиальное отличие от гетерогенных реакций.

Д

Диффузия – самопроизвольное выравнивание концентрации веществ в смеси, обусловленное тепловым движением молекул. Перенос частиц вещества, приводящий к выравниванию его концентрации в первоначально неоднородной системе. Искусственное перемешивание смеси действует в том же направлении.

З

Закон Авогадро- равные объемы любых газов (при одинаковых температуре и давлении) содержат равное число молекул. 1 моль любого газа при нормальных условиях занимает объем 22,4 л.

Закон сохранения массы: масса веществ, вступающих в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.

Заряд ядра - положительный заряд атомного ядра, равный числу протонов в ядре данного элемента. Порядковый номер химического элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева равняется заряду ядра атома этого элемента.

И

Изотопы - атомные разновидности одного и того же элемента. Изотопы состоят из атомов с одинаковым зарядом ядра (то есть с одинаковым числом протонов), но с разными относительными атомными массами (то есть с разным числом нейтронов в ядре). Очень многие элементы в природе находятся в виде смеси из несколько изотопов.

Ингибиторы - вещества, замедляющие химические реакции.

Индикаторы (кислотно-основные) - вещества сложного строения, имеющие разную окраску в растворах кислот и оснований. Бывают индикаторы и для других веществ (не кислотно-основные). Например, крахмал - индикатор на появление в растворе иода (дает синюю окраску).

Ионная связь - предельный случай полярной ковалентной связи. Связь между двумя атомами считается ионной, если разница электроотрицательностей этих атомов больше или равняется 2,1.

Ионы - отрицательно или положительно заряженные частицы, образующиеся при присоединении или отдаче электронов атомами элементов (или группами атомов). Ионы бывают однозарядные ($1+$ или $1-$), двухзарядные ($2+$ или $2-$), трехзарядные и т.д. "

К

Катализаторы - вещества, способные ускорять химические реакции, сами оставаясь при этом неизменными.

Катионы - положительно заряженные ионы.

Квантовые числа - описывают состояние конкретного электрона в электронном облаке атома:

- главное(n) - показывает, на каком электронном уровне, начиная от ближайшего к ядру (1, 2, 3, ...) находится данный электрон;
- орбитальное(l) - показывает вид подуровня (s-подуровень, p-подуровень, d-подуровень, f-подуровень);
- магнитное(m) - указывает конкретную орбиталь (s-орбиталь, p_x -орбиталь, p_y -орбиталь и т.д.);
- спиновое(s) - показывает, какое из двух возможных (разрешенных) состояний занимает электрон на данной орбитали.

Кислота - сложное вещество, в молекуле которого имеется один или несколько атомов водорода, которые могут быть замещены атомами (ионами) металлов. Оставшаяся часть молекулы кислоты называется кислотным остатком. Еще одно определение: кислоты – вещество, распадающееся в растворе с образованием ионов водорода H^+ .

Ковалентная связь - связывание атомов с помощью общих (поделенных между ними) электронных пар. неполярная ковалентная связь образуется между атомами одного вида. Полярная ковалентная связь существует между двумя атомами в том случае, если их электроотрицательности не одинаковы.

Концентрация - относительное количество какого-либо вещества в растворе. Например, процентная концентрация- то же, что массовая доля растворенного вещества - отношение массы растворенного вещества к массе раствора, выраженное в процентах. Молярная концентрация- отношение числа молей растворенного вещества к общему объему раствора (единица - моль/л).

Координационное число- к каждой частице, находящейся в кристалле, примыкает вплотную только определенное число соседних частиц. Это различное для разных кристаллов число соседних частиц называется координационным числом.

Кристалл - твердое вещество, в котором атомы, ионы или молекулы расположены в пространстве регулярно, практически бесконечно повторяющимися группами.

Кристаллизация - способ очистки вещества путем осаждения его из насыщенного раствора. Обычно насыщенный раствор вещества готовится при повышенной температуре. При охлаждении раствор становится пересыщенным и чистые кристаллы выпадают в осадок.

Кристаллическая решетка. Кристаллическая структура характеризуется правильным (регулярным) расположением частиц в строго определенных точках пространства кристалла. При мысленном соединении этих точек линиями получаются пространственный каркас, который называют кристаллической решеткой. Точки, в которых размещены частицы, называются узлами кристаллической решетки. В узлах могут находиться ионы, атомы или молекулы. Кристаллическая решетка состоит из совершенно одинаковых элементарных ячеек (см. "элементарная ячейка").

Кристаллогидраты - кристаллические гидраты (соединения вещества с водой), имеющие постоянный состав. Выделяются из растворов многих веществ, особенно солей.

М

Массовое число (A) - сумма числа протонов (Z) и нейтронов (N) в ядре атома какого-либо элемента ($A = Z + N$).

Металлическая связь - химическая связь в кристалле между положительно заряженными ионами металла посредством свободно перемещающихся (по всему объему кристалла) электронов с внешних оболочек атомов металла.

Молекула - наименьшая частица какого-либо вещества, определяющая его химические свойства и способная к самостоятельному существованию. Молекулы состоят из атомов.

Молекулярность реакции - число исходных частиц (например, молекул, ионов), одновременно взаимодействующих друг с другом в одном элементарном акте реакции. Молекулярность реакции может составлять 1, 2 или 3. Соответственно различают мономолекулярные, бимолекулярные и тримолекулярные реакции.

Н

Нейтрон - электрически нейтральная элементарная (т.е. неразделимая) частица с массой примерно $1,67 \cdot 10^{-27}$ кг или 1,00867 а.е.м. Нейтроны вместе с протонами входят в состав атомных ядер.

Неподеленная пара электронов - внешняя электронная пара атома, не участвующая в образовании химической связи.

Нормальные условия (н.у.) называют температуру 0°C (273 К) и давление 1 атм (760 мм ртутного столба или 101 325 Па).

Нуклоны - элементарные частицы (протоны и нейтроны), входящие в состав ядра атома.

О

Окисление (вещества) - химическая реакция, при которой электроны отбираются у данного вещества окислителем.

Окислитель - вещество, способное отнимать электроны у другого вещества (восстановителя).

Оксиды - сложные вещества, состоящие из атомов двух элементов, один из которых - кислород.

Оксиды кислотные - оксиды, которые взаимодействуют с основаниями с образованием соли и воды

Оксиды основные- оксиды, которые взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды.

Орбиталь - пространство около ядра, в котором можно обнаружить электрон. За пределами этого пространства вероятность встретить электрон достаточно мала (менее 5%).

Основание - сложное вещество, в котором атом (или атомы) металла связаны с гидроксигруппами (ОН-группами). Растворимые основания могут распадаться в растворе с образованием гидроксид-ионов OH^- .

Основание амфотерное- сложное вещество, способное проявлять как кислотные, так и основные свойства в зависимости от партнера по реакции. Амфотерное основание способно отдавать как ионы водорода H^+ в реакциях с обычными основаниями, так и гидроксигруппы OH^- в реакциях с обычными кислотами.

Относительная атомная масса - обозначается символом A_r ("r" - от английского "relative" - относительный) - отношение массы атома к массе $1/12$ атома углерода-12

П

Переходное состояние (то же, что активированный комплекс) - короткоживущая молекула, возникающая в химической реакции при переходе от начального состояния (реагенты) в конечное (продукты). Энергия и геометрия переходного состояния соответствуют вершине энергетического барьера, разделяющего реагенты и продукты.

Периодический закон Д.И. Менделеева: свойства элементов периодически изменяются в соответствии с зарядом ядер их атомов.

Порядок реакции - по данному веществу - показатель степени при концентрации этого вещества в кинетическом уравнении. Сумма порядков по всем веществам называется общим или суммарным порядком реакции. Например, для реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$: кинетическое уравнение $v = k[\text{NO}]^2[\text{O}_2]$; второй порядок по NO, первый порядок по O₂, общий (суммарный) порядок реакции 3. Для элементарных реакций порядок - целочисленная величина, совпадающая со стехиометричностью реакции. Для других реакций порядки определяются только экспериментально, причем они могут иметь как целочисленное, так и дробные (и даже нулевое) значение.

Правило Гунда: при заселении орбиталей с одинаковой энергией (например, пяти d-орбиталей) электроны в первую очередь расселяются поодиночке на вакантных ("пустых") орбиталях, после чего начинается заселение орбиталей вторыми электронами.

Правило октета: атомы элементов стремятся к наиболее устойчивой электронной конфигурации. Самая распространенная устойчивая электронная конфигурация – с завершенной внешней электронной оболочкой из 8 электронов (*соктетом* электронов).

Принцип Паули: никакие два электрона в одном атоме не могут характеризоваться одинаковым набором всех четырех квантовых чисел n , l , m и s .

Проскок электрона - отступления от общей для большинства элементов последовательности заполнения электронных оболочек (1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d и так далее), связанные с тем, что эти "нарушения правил" обеспечивают атомам некоторых элементов меньшую энергию по сравнению с заполнением электронных оболочек "по правилам".

Простое вещество - вещество, которое состоит из атомов только одного элемента или из молекул, построенных из атомов одного элемента. Примеры: железо, кислород, алмаз, аргон, медь и т.д.

Протон - устойчивая элементарная (т.е. неразделимая) частица с элементарным (т.е. наименьшим из возможных) положительным электрическим зарядом и массой $1,67 \cdot 10^{-27}$ кг (или 1,00728 а.е.м.). Протоны вместе с нейтронами входят в состав атомных ядер. Порядковый номер химического элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева равняется числу протонов в ядре атома этого элемента.

Р

Растворимость - способность вещества растворяться в том или ином растворителе. Мерой растворимости вещества при данных условиях является его содержание в насыщенном растворе.

Растворитель: из двух или нескольких компонентов раствора растворителем называется тот, который взят в большем количестве и имеет то же агрегатное состояние, что и у раствора в целом.

Раствор насыщенный - раствор, в котором данное вещество при данной температуре уже больше не растворяется. Насыщенный раствор находится в динамическом равновесии с нерастворившимся веществом.

Растворы - физико-химические однородные смеси переменного состава, состоящие из двух или нескольких веществ и продуктов их взаимодействия.

Реагенты - исходные вещества в химической реакции. Формулы реагентов записываются всегда в левой части уравнения химической реакции.

С

Скорость химической реакции- количество вещества, вступающего в реакцию или образующегося при реакции за единицу времени в единице объема системы. Имеет размерность моль/л сек⁻¹.

Сложное вещество- вещество, которое состоит из молекул, построенных из атомов разных элементов. Примеры: соль, сахар, диоксид углерода, бензин, вода и т.д.

Соли - сложные вещества, в которых атомы металла связаны с кислотными остатками.

Соли кислые - соли, которые помимо ионов металла и кислотного остатка содержат ионы водорода.

Соли основные - соли, которые помимо ионов металла и кислотного остатка содержат гидроксильные группы (ОН-группы).

Стандартная энтальпия образования вещества - тепловой эффект реакции образования данного вещества из элементов при определенных условиях.

Степень окисления: при образовании химических связей между атомами электроны частично передаются от менее электроноакцепторных атомов к более электроноакцепторным атомам. Количество отданных или принятых атомом электронов называется степенью окисления атома в молекуле. При связывании разных атомов степень окисления равна заряду, который приобрел бы атом в этом соединении, если бы оно могло состоять из одних ионов. Описывает состояние атома в молекуле.

Структурные формулы - изображение молекулы, в котором показан порядок связывания атомов между собой. Химические связи в таких формулах обозначаются черточками. Например, структурные формулы: Cl-Ca-Cl (молекула

CaCl₂), O=C=O (молекула CO₂) и т.д. Рекомендуется в структурных формулах изображать также и неподелённые пары электронов.

Т

Тепловой эффект реакций- теплота, выделенная или поглощенная при протекании химической реакции. Обычно обозначается символами Q. При постоянном давлении Тепловой эффект реакций равен изменению энтальпии. В термодинамической системе знаков положительным считается тепловой эффект экзотермической реакции (в которой тепло выделяется "наружу"). В термодинамической системе знаков тепловой эффект экзотермической реакции считается отрицательным ($Q = -\Delta H$).

Типы химических реакций:

- соединения- когда два (или более) вещества-реагента соединяются в одно, более сложное вещество;
- разложения- когда одно сложное исходное вещество разлагается на два или несколько более простых;
- обмена- когда реагенты обмениваются между собой атомами или целыми составными частями своих молекул.
- замещения- реакции обмена, в которых участвует какое-либо простое вещество, замещающее один из элементов в сложном веществе;
- нейтрализации- (важная разновидность реакций обмена): реакции обмена между кислотой и основанием, в результате которых образуется соль и вода;
- окислительно-восстановительные реакции - реакции всех перечисленных выше типов, в которых происходит изменение степени окисления каких-либо атомов в реагирующих молекулах.

Титрование - способ определения концентрации раствора вещества *A* с помощью раствора вещества *B*, которое реагирует с веществом *A*. К точно отмеренному объему исследуемого раствора *A* по каплям добавляют раствор *B* известной концентрации. Окончание реакции определяют с помощью индикатора. По объему израсходованного раствора *B* судят о числе молей вещества *A* в отобранной пробе и во всем растворе *A*.

Ф, Х, Щ, Э, Я.

Физические явления- явления, не сопровождающиеся превращением одних веществ в другие путем разрыва и образования связей в их молекулах.

Химические явления - явления, при которых одни вещества, обладающие определенным составом и свойствами, превращаются в другие вещества - с другим составом и другими свойствами. При этом в составе атомных ядер изменений не происходит. Химические явления называют иначе химическими реакциями.

Химия - наука о веществах и законах, по которым происходят их превращения в другие вещества.

Щелочь- растворимое в воде сильное основание. Все щелочи (NaOH, KOH, Ba(OH)₂) в растворах распадаются на катионы металлов и гидроксид-ионы OH⁻.

Экзотермические реакции(от греческого echo - вне, снаружи) - химические реакции, протекающие с выделением тепла.

Электрон - устойчивая элементарная (т.е. неразделимая) частица с элементарным (т.е. наименьшим из возможных) отрицательным электрическим зарядом и массой $9,11 \cdot 10^{-31}$ кг. Электроны являются составной частью атомов всех элементов. Обладают свойствами как частиц, так и волн.

Электронная конфигурация- распределение электронов по энергетическим уровням, существующим в электронном облаке атома. Электронную конфигурацию описывают разными способами: а) с помощью электронных формул, б) с помощью орбитальных диаграмм (см. "электронная формула", электронная ячейка").

Электронная формула- запись распределения имеющихся в атоме электронов по энергетическим уровням и орбиталям. Например, электронная формула кислорода (элемент номер 8, атом содержит 8 электронов): $1s^2 2s^2 2p^4$.

Электроотрицательность - относительная способность атомных ядер притягивать к себе электроны, образующие химическую связь. Характеризует способность атома к поляризации химических связей.

Элемент - вещество, состоящее из атомов одного вида (из атомов с одинаковым зарядом ядра). Часто элемент содержит в своем составе несколько изотопов.

Эндотермические реакции (от греческого endon - внутри) - химические реакции, протекающие с поглощением тепла.

Энергия активации (E_a , иногда обозначается как $\Delta E^\#$) - это та дополнительная энергия (к средней энергии E сталкивающихся частиц), которая необходима, чтобы столкновение привело к химической реакции. Энергию активации иногда называют также энергетическим барьером. Каждая химическая реакция имеет свою энергию активации. Значения E_a для реакций между нейтральными молекулами составляют, как правило, от 80 до 240 кДж/моль. На величину E_a не влияет температура, но может повлиять присутствие катализатора.

Энтальпия - "теплосодержание" реагирующих веществ. Обозначается как ΔH . При постоянном давлении (если реакция идет не в замкнутом сосуде) изменение энтальпии в процессе химической реакции равно её тепловому эффекту.

Ядерные реакции - превращение одних веществ в другие, но не путем разрыва и образования химических связей, а путем изменения строения ядер элементов, участвующих в таких реакциях.

Программа составлена в соответствии с образовательным стандартом высшего образования НИЯУ МИФИ по направлению подготовки 12.03.01 Приборостроение.

Программу составили:

_____ С.Б. Бурухин, доцент ОБТ, к. х. н., доцент.

_____ О.А. Ананьева, доцент ОБТ, к. х. н., доцент

Рецензент:

_____ Т.Е. Ларичева, доцент ОБТ, к. х. н., доцент

Программа рассмотрена на заседании отделения ЯФиТ
(протокол № 1 от «31» августа 2020 г.)

Начальник отделения
Ядерной физики и технологий
_____ Д.С. Самохин
«31» августа 2020 г.