

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Владимирский государственный университет
имени Александра Григорьевича и Николая Григорьевича Столетовых»
(ВлГУ)



« 03 » 09 2019 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ
НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Направление подготовки - 04.03.01 «Химия»

Профиль/программа подготовки - «Химический анализ, химическая и экологическая экспертиза объектов окружающей среды»

Уровень высшего образования - **бакалавриат**

Форма обучения - **очная**

Семестр	Трудоемкость зач. ед./ час.	Лекции, час.	Практич. занятия, час.	Лаборат. работы, час.	СРС, час.	Форма промежуточной аттестации (экзамен/зачет/зачет с оценкой)
1	10/360	54		54	216	Экзамен (36 час.)
2	9/324	54		54	180	Экзамен (36 час.)
Итого	19/684	108		108	396	Экзамен (72 час.)

Владимир 2019

1. ЦЕЛИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

Цель освоения дисциплины: освоение зависимостей характеризующих строение атома, химическую связь и закономерности, связанные с Периодическим Законом Д. И. Менделеева. Изучение основ химической термодинамики и кинетики химических процессов. Получение знаний по теории растворов и теории электрохимических процессов.

Задачи: освоение основных определений и законов химии и химической технологии, а также химической термодинамики и кинетики, окислительно-восстановительных реакций, теории растворов и законов электрохимии.

2. Место дисциплины в структуре ОПОП ВО

Дисциплина неорганическая химия изучается в базовой части учебного плана.

Пререквизиты дисциплины: математика, физика

3. ПЛАНИРУЕМЫЕ РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

Планируемые результаты обучения по дисциплине, соотнесенные с планируемыми результатами освоения ОПОП

Код формируемых компетенций	Уровень освоения компетенции	Планируемые результаты обучения по дисциплине характеризующие этапы формирования компетенций (показатели освоения компетенции)
1	2	3
ОПК-2	Частичное	<i>Знать:</i> нормы техники безопасности и свод правил работы с химическими веществами и реагентами, а также с лабораторным оборудованием; <i>Уметь:</i> выполнять стандартные операции по предлагаемым методикам и нормам безопасности, уметь реализовать их в лабораторных и технологических условиях; <i>Владеть:</i> способностью применять основные естественнонаучные законы и закономерности химической науки при анализе полученных результатов;
ПК-4	Частичное	<i>Знать:</i> методы проведения химического анализа различных растворов, материалов и образцов изделий. <i>Уметь:</i> выполнять химические анализы различных материалов и растворов. <i>Владеть:</i> способностью выбрать наиболее эффективный метод анализа в соответствии с требованиями технологической документации.
ПК-6	Частичное	<i>Знать:</i> правила приемки, методы отбора и подготовки проб и химических образцов к анализу, для оценки экологического состояния объектов; <i>Уметь:</i> проводить лабораторные исследования, анализы отобранных проб и образцов <i>Владеть:</i> базовыми навыками использования современной аппаратуры при проведении научных исследований; методами безопасного обращения с химическими материалами с учетом их физических и химических свойств.

4. Объем и структура дисциплины

Трудоемкость дисциплины составляет 19 зачетных единиц, 684 часа.

№ п/п	Наименование тем разделов дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студента и трудоемкость (в часах)				Объем учебной работы с применением интерактивны х методов (в часах/%)	Форма текущего контроля успеваемости, форма промежуточной аттестации
				Лекции	Практические занятия	Лабораторные работы	СРС		
1	Введение. Основные понятия и законы химии.	1	1	4	-	2	24	3/50%	
2	Строение атома	1	2-3	6	-	6	24	6/50%	
3	Химическая связь	1	4-6	8	-	10	24	9/50%	Рейтинг-контроль №1
4	Период. закон и Период. система	1	7	4	-	2	18	3/50%	
5	Строение комплексных соединений	1	8-9	6	-	6	26	6/50%	
6	Начала химической термодинамики	1	10	2	-	4	24	3/50%	
7	Кинематика и механизм химической реакции	1	11-12	6	-	6	24	6/50%	Рейтинг-контроль №2
8	Растворы	1	13-15	10	-	8	26	9/50%	
9	Электрохими- ческие свойства растворов	1	16-18	8	-	10	26	9/50%	Рейтинг-контроль №3

	Всего за I семестр		18	54	-	54	216	54/50%	Экзамен (36 час.)
10	Свойства химических элементов	2	1	4	-	2	30	3/50%	
11	Особенности химии элементов-неметаллов	2	2-7	18	-	18	48	18/50%	Рейтинг-контроль №1
12	Особенности химии элементов-металлов	2	8-16	26	-	28	72	27/50%	Рейтинг-контроль №2
13	Методы исследования химических процессов	2	17-18	6	-	6	30	6/50%	Рейтинг-контроль №3
Итого за Псеместр			18	54	-	54	180	54/50%	Экзамен(36 час.)
Итого по дисциплине			36	108	-	108	396	108/50%	Экзамены (72 час.)

Содержание лекционных занятий по дисциплине

«Неорганическая химия»

Раздел 1. Введение. Основные понятия и законы химии

Тема 1 Основные химические понятия

Содержание темы. Основные понятия химии. Атомная единица массы. Атомная и молекулярная массы. Моль. Мольная масса. Валентность. Степень окисления. Эквивалент. Мольная масса эквивалента. Определения химического эквивалента элемента, кислоты, гидроксида, соли, оксида. Окислительно-восстановительные эквиваленты.

Тема 2 Законы стехиометрии

Содержание темы. Стехиометрические законы. Закон эквивалентов. Способы выражения концентрации растворов.

Раздел 2. Строение атома

Тема 1 Экспериментальные доказательства сложной структуры атома

Содержание темы. Атом – как сложная система. Сложная структура ядра. Протоны и нейтроны. Протонно-нейтронная теория строения ядра. Двойственная природа электрона. Масса и заряд электронов. Волновые свойства электронов. Соотношение неопределенности Гейзенберга. Понятие орбиталь. Волновая функция и волновое уравнение Шредингера.

Тема 2 Структура электронных оболочек атомов

Содержание темы. Квантовые числа. Структура электронных оболочек. Квантовые уровни, квантовые подуровни, s-, p-, d-, f- атомные орбитали. Правило Клечковского. Реальные расположения уровней и подуровней в атоме.

Тема 3 Принципы распределение электронов в атомах

Содержание темы. Основные принципы распределения электронов в атоме: принцип наименьшей энергии, принцип Паули и Гунда. Изображение электронной структуры атома при помощи электронных формул и квантовых ячеек.

Раздел 3. Химическая связь

Тема 1 Природа химической связи

Содержание темы. Понятие химической связи. Кривые изменения энергии при образовании связи. Природа химической связи. Количественные характеристики связи. Тип связи. Валентные и межмолекулярные связи.

Тема 2 Ковалентная связь с позиций метода валентных связей

Содержание темы. Ковалентная связь. Два метода объяснения ковалентной связи. Основные положения метода валентных связей (ВС). Полярность связи. неполярные и полярные молекулы. Дипольный момент и характеристики степени полярности связи. Типы гибридизаций атомных орбиталей, направленность химической связи, геометрическая конфигурация молекул. σ - и π - связи. Одинарные, двойные и тройные связи. Ненасыщаемость связи. Энергия связи.

Тема 3 Ковалентная связь с позиций метода молекулярных орбиталей

Содержание темы. Основные положения метода молекулярных орбиталей (ММО). Связывающие, разрыхляющие и несвязывающие молекулярные орбитали; σ - и π - молекулярные орбитали. Схемы молекулярных орбиталей двухатомных гомоядерных, гетероядерных молекул. Порядок связи. Магнитные свойства молекул.

Тема 4 Характеристика ионной связи и особенности дополнительных видов связи

Содержание темы. Ионная связь. Критерий образования ионной связи. Ненасыщаемость связи. Кристаллическое состояние ионных соединений. Ненаправляемость связи. Энергия связи. Межмолекулярные связи. Водородная связь. Влияние водородной связи на свойства веществ. Донорно-акцепторная связь. Донор, акцептор. Случаи появления внутримолекулярной, водородной и донорно-акцепторной связи. Ориентационное, индукционное и дисперсное взаимодействие.

Раздел 4. Периодический закон и Периодическая система

Тема 1 Открытие периодического закона и разработка периодической системы элементов

Содержание темы. Три этапа работы Д.И. Менделеева в области систематики химических элементов. Формулировка периодического закона. Создание периодической системы элементов. Логические выводы из периодического закона и периодической системы элементов. Современная формулировка периодического закона. Структура современной периодической системы элементов. Короткопериодный и длиннопериодный варианты периодической системы. Период. Группа. Деление группы на подгруппы. Типические элементы, полные электронные аналоги. s-, p-, d-, f- элементы. Внутренняя и вторичная периодичность.

Тема 2 Закономерности изменения основных характеристик атомов

Содержание темы. Закономерности изменения основных характеристик атомов по периодам и группам. Радиусы атомов, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность: изменения этих характеристик по периодам и группам. Закономерности изменения валентности, окислительно-восстановительных свойств элементов и свойств однотипных соединений. Закон Мозли. Подтверждение правильности периодической системы элементов. Предсказание существования новых элементов.

Раздел 5. Строение комплексных соединений

Тема 1 Структура комплексных соединений

Содержание темы. Основные положения координационной теории: центральный атом и лиганды, внешняя и внутренняя сфера, координационное число, заряд комплексообразователя и комплексного иона. Номенклатура комплексов. Химическая связь в комплексах.

Тема 2 Комплексные соединения с позиций метода валентных связей

Содержание темы. Строение КС с позиций МВС. Гибридизация орбиталей центрального атома при образовании октаэдрических, тетраэдрических и квадратного комплекса. Представление о теории поля лигандов. Энергетические диаграммы для гексаамминкобальта (3) и гексафторокобальтата (3). Сравнение возможностей метода валентных связей, теории кристаллического поля и теории поля лигандов в описании комплексов.

Тема 3 Характеристика устойчивости комплексных соединений

Содержание темы. Константа устойчивости комплексных соединений-важнейшая характеристика комплексов. Реакции с комплексами.

Раздел 6. Начала химической термодинамики

Тема 1 Основные положения химической термодинамики

Содержание темы. Основные понятия химической термодинамики: система, параметры состояния, работа, энергия, теплота. Внутренняя энергия, и ее изменение при химических превращениях. Первое начало термодинамики. Энтальпия образования химических соединений. Стандартное состояние. Стандартные энтальпии образования. Тепловые эффекты химических реакций. Термохимические расчеты, основанные на законе Гесса. Второй закон термодинамики. Энтропия. Зависимость энтропии от температуры. Стандартная энтропия. Изменение энтропии при химических реакциях. Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца. Критерий самопроизвольного протекания процессов. Кинетика и механизм химических реакций

Раздел 7. Кинетика и механизм химических реакций

Тема 1 Понятие скорости химических реакций

Содержание темы. Скорость химической реакции, ее зависимость от природы и концентрации реагентов, температуры. Порядок и молекулярность реакции. Константа скорости, ее зависимость от температуры.

Тема 2 Сущность гомогенного и гетерогенного катализа

Содержание темы. Гомогенный и гетерогенный катализ. Возникновение химического равновесия. Обратимые и необратимые химические реакции.

Тема 3 Состояние химического равновесия. Факторы, влияющие на равновесные системы

Содержание темы. Влияние внешних факторов на равновесие. Основные положения принципа Ле-Шателье

Раздел 8. Растворы

Тема 1 Классификация растворов

Содержание темы. Растворы жидкие (водные и неводные), твердые и газообразные. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля, молярность, нормальность, моляльность. Растворимость. Факторы, влияющие на растворимость. Коллигативные свойства растворов не электролитов и электролитов. Законы Рауля и Вант Гоффа для растворов не электролитов и электролитов. Изотонический коэффициент.

Тема 2 Растворы неэлектролита и электролита

Содержание темы. Электролитическая диссоциация. Сильные и слабые электролиты. Степень и константа диссоциации. Факторы, влияющие на степень электролитической диссоциации.

Кажущаяся степень диссоциации сильных электролитов. Диссоциация слабых электролитов. Закон разведения Оствальда.

Тема 3 Вода как растворитель

Содержание темы. Вода как важнейший растворитель. Константа диссоциации воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель.

Тема 4 Гидролиз солей

Содержание темы. Гидролиз солей. Константа равновесия реакции гидролиза. Факторы, влияющие на равновесие реакций гидролиза.

Тема 5 Произведение растворимости

Содержание темы. Произведение растворимости плохо растворимых сильных электролитов. Условия осаждения и растворения осадков.

Раздел 9. Электрохимические свойства растворов

Тема 1 Возникновение двойного электрического слоя

Содержание темы. Понятие о двойном электрическом слое. Электродный потенциал. Стандартный электродный потенциал. Ряд напряжений. Уравнение Нернста. Электрохимические источники энергии. Электролиз.

Тема 2 Химические источники тока

Содержание темы. Формула Нернста. Теория гальванических элементов. Аккумуляторы.

Тема 3 Электролиз

Содержание темы. Порядок разряда ионов на катоде и аноде. Законы электролиза.

Тема 4 Коррозия металлов

Содержание темы. Характеристика электрохимической коррозии. Факторы, влияющие на процесс коррозии.

Раздел 10. Свойства химических элементов

Тема 1 Последовательность изучения свойств химических элементов

Содержание темы. Химические свойства конкретного элемента или группы элементов предлагается обсуждать по единому плану. Положение в периодической системе, распространенность и формы нахождения в природе. Специфика свойств элемента и его соединений.

Тема 2 Водород, кислород

Содержание темы. Водород в природе. Изотопы водорода. Валентные возможности атома и характерные степени окисления. Молекула H_2 . Получение водорода. Физические и химические свойства простого вещества. Растворение водорода в металлах. Получение и свойства гидридов. Водородная связь, причины ее образования. Влияние водородной связи на свойства соединений. Положение в периодической системе. Кислород в природе. Молекула O_2 . Парамагнетизм кислорода. Получение кислорода. Физические и химические свойства простого вещества. Аллотропия кислорода, озон. Взаимодействие кислорода с простыми веществами. Получение и свойства оксидов, пероксидов и надпероксидов. H_2O_2 как окислитель и как восстановитель. Применение пероксида водорода.

Раздел 11. Особенности химии элементов – неметаллов

Тема 1 Элементы VII-A группы (галогены)

Содержание темы. Общая характеристика элементов группы. Строение электронных оболочек. Валентные возможности атомов и характерные степени окисления. Простые вещества. Взаимодействие галогенов с простыми веществами. Реакции галогенов с важнейшими реагентами. Получение и свойства галогеноводородов и галогенидов металлов.

Свойства кислородсодержащих соединений галогенов: оксиды, кислоты, соли. Окислительно-восстановительные реакции галогенов и их соединений в водных растворах.

Тема 2 Элементы VI- группы (халькогены)

Содержание темы. Общая характеристика группы. Строение электронных оболочек атомов. Валентные возможности атомов и характерные степени окисления. Взаимодействие халькогенов с простыми веществами и реакции с важнейшими реагентами. Методы получения и химические свойства халькогеноводородов. Характеристика халькогенидов металлов. Получение и свойства кислородсодержащих соединений халькогенов: оксиды, кислоты, соли. .

Тема 3 Элементы У-А группы

Содержание темы. Общая характеристика группы. Строение электронных оболочек. Взаимодействие элементов У-А группы с простыми веществами и важнейшими реагентами. Получение и свойства кислородсодержащих соединений: оксиды, кислоты и соли. Галогениды. Общая характеристика, формы и строение молекул. Сульфиды. Формы и строение молекул. Получение и химические свойства. Окислительно-восстановительные реакции в растворах.

Тема 4 Элементы IV-А группы

Содержание темы. Общая характеристика группы. Особенности строения электронных оболочек атомов. Простые вещества, их взаимодействие с другими элементами и важнейшими химическими реагентами. Неорганическая химия углерода. Получение и свойства бинарных соединений углерода и кремния. Получение и свойства кислородсодержащих соединений углерода и кремния

Тема 5 Элементы III-А группы

Содержание темы. Общая характеристика элементов. Их физические и химические свойства.

Тема 6 Характеристика окислительно-восстановительных свойств соединений галогенов

Содержание темы. Химические свойства кислородсодержащих соединений галогенов в высшей степени окисления центрального атома.

Тема 7 Характеристика окислительно-восстановительных свойств соединений серы и ее аналогов

Содержание темы. Химические свойства кислородсодержащих соединений серы и ее аналогов.

Тема 8 Характеристика окислительно-восстановительных свойств соединений азота и его аналогов

Содержание темы. Химические свойства кислородсодержащих соединений азота и его аналогов.

Тема 9 Инертные газы

Содержание темы. Характеристика физических и химических свойств инертных газов.

Раздел 12. Особенности химии элементов-металлов

Тема 1 Общая характеристика переходных элементов

Содержание темы. Особенности строения атомов d- и f-элементов. Орбитальные радиусы, энергии ионизации, сродство к электрону. Многообразие степеней окисления. Отличия от элементов главных подгрупп. Высокие степени окисления и молекулярные соединения. Низкие степени окисления и соединения переменного состава. Металлическое состояние простых веществ. Сходство и различия элементов первого, второго и третьего переходных рядов. Лантаноидное сжатие. Повышенное сходство элементов - электронных аналогов второго и третьего рядов. Содержание в природе. Получение металлов из руд. Металлургия черных и цветных металлов. Методы очистки металлов: зонная плавка, электрорафинирование, дистилляция в вакууме.

Тема 2 Подгруппа хрома

Содержание темы. Общая характеристика элементов. Строение атомов, возможные степени окисления в соединениях. Наиболее характерные степени окисления: Cr (III), Mo (VI),

Простые вещества: физические и химические свойства. Тугоплавкости молибдена и вольфрама. Применение в специальных сплавах. Хромирование металлов.

Важнейшие бинарные химические соединения: оксиды, галогениды, халькогениды.

Зависимость свойств от степени окисления. Хромовая кислота, хроматы и дихроматы.

Комплексные соединения. Аква- и гидроксокомплексы. Многообразие комплексов хрома (III).

Тема 3 Подгруппа марганца

Содержание темы. Общая характеристика элементов, строение атомов. Многообразие степеней окисления. Простые вещества: физические и химические свойства. Применение. Важнейшие бинарные химические соединения: оксиды, галогениды, халькогениды. Химия водных растворов. Марганцевая кислота. Окислительные свойства перманганатного иона.

Тема 4 Железо, кобальт, никель

Содержание темы. Общая характеристика элементов. Строение атомов, возможные степени окисления в соединениях. Простые вещества: физические и химические свойства. Роль железа и его сплавов в истории цивилизации. Современные применения металлов. Важнейшие бинарные химические соединения: Оксиды, галогениды, халькогениды. Химия водных растворов. Комплексные соединения. Окислительно-восстановительные свойства.

Тема 5 Медь, серебро, золото

Содержание темы. Общая характеристика элементов. Строение атомов, возможные степени окисления в соединениях. Специфика однозарядных ионов с конфигурацией (d^{10}). Простые вещества: физические и химические свойства. Самородные металлы. Важнейшие бинарные химические соединения: оксиды, галогениды, халькогениды. Химия водных растворов. Окислительно-восстановительные свойства Cu (I) и Cu (II), Au (I) и Au (III). Комплексные соединения.

Тема 6 Подгруппа цинка

Содержание темы. Общая характеристика элементов. Строение атомов, возможные степени окисления в соединениях. Особенности соединений ртути (I). Простые вещества: физические и химические свойства. Уникальные свойства металлической ртути. Применение. Важнейшие бинарные химические соединения: оксиды, галогениды, халькогениды. Химия водных растворов.

Тема 7 Подгруппа скандия

Содержание темы. Общая характеристика элементов. Характеристики их физических и химических свойств.

Тема 8 Подгруппа титана

Содержание темы. Общая характеристика элементов, их физические и химические свойства.

Тема 9 Подгруппа ванадия

Содержание темы. Общая характеристика элементов, их физические и химические свойства.

Тема 10 Платиновые металлы семейства рутения

Содержание темы. Общая характеристика элементов, их физические и химические свойства.

Тема 11 Платиновые металлы семейства осмия

Содержание темы. Общая характеристика элементов, их физические и химические свойства.

Тема 12 s-элементы первой группы

Содержание темы. Строение электронной оболочки s-элементов. Характеристика химических свойств s-элементов первой группы.

Тема 13 s-Элементы второй группы

Содержание темы. Строение электронных оболочек s-элементов второй группы. Характеристика химических свойств s-элементов и их соединений.

Раздел 13. Методы исследования химических соединений

Тема 1 Химические методы исследования химических соединений

Содержание темы. Применение химических методов для определения состава химических соединений.

Тема 2 Применение физических методов исследования

Содержание темы. Особенности и специфика физических методов исследования структуры химических соединений.

Тема 3 Спектральные методы исследования

Содержание темы. Особенности спектральных методов исследования химических соединений.

Содержание лабораторных занятий по дисциплине

«Неорганическая химия»

I семестр

Раздел 1. Введение. Основные понятия и законы химии

Тема 1 Законы стехиометрии

Содержание лабораторной работы. Определение химического эквивалента двухвалентного металла.

Раздел 2. Строение атома.

Тема 1 Экспериментальные доказательства сложной структуры атома

Содержание лабораторной работы. Окислительно-восстановительные процессы в химии и химического технологии.

Раздел 3. Химическая связь.

Тема 1 Ковалентная связь с позиций метода молекулярных орбиталей

Содержание лабораторной работы. Химические свойства соединений, относящихся к различным классам соединений.

Тема 2 Характеристика ионной связи и особенности дополнительных видов связи

Содержание лабораторной работы. Приготовление растворов заданных концентраций.

Раздел 4. Периодический закон и периодическая система.

Тема 1 Закономерности изменения основных характеристик атомов

Содержание лабораторной работы. Влияние размеров атомов, величины энергии ионизации на химические свойства соединений.

Раздел 5. Строение комплексных соединений.

Тема 1 Комплексные соединения с позиций метода валентных связей

Содержание лабораторной работы. Изучение структуры комплексных соединений. Химические реакции с комплексами.

Раздел 6. Начало химической термодинамики.

Тема 1 Основные положения химической термодинамики

Содержание лабораторной работы. Определение тепловых эффектов химических реакций.

Раздел 7. Кинетика и механизм химической реакции.

Тема 1 Понятие скорости химических реакций

Содержание лабораторной работы. Определение скорости химических процессов. Изучение факторов, влияющие на скорость реакций.

Раздел 8. Растворы.

Тема 1 Растворы неэлектролита и электролита

Содержание лабораторной работы. Определение рН растворов электролитов.

Тема 2 Гидролиз солей.

Содержание лабораторной работы. Изучение факторов, влияющих на процесс гидролиза солей.

Раздел 9. Электрохимические свойства растворов.

Тема 1 Электролиз

Содержание лабораторной работы. Исследование процессов, протекающих на анодах и катодах при электролизе водных растворов химических соединений.

Тема 2 Коррозия металлов

Содержание лабораторной работы. Изучение процессов электрохимической коррозии металлов.

II Семестр

Раздел 10. Свойства химических элементов.

Тема 1 Водород, кислород

Содержание лабораторной работы. Изучение химических свойств соединений водорода и кислорода.

Раздел 11. Особенности химии элементов-неметаллов

Тема 1 Элементы VII-A группы (галогены)

Содержание лабораторной работы. Химические свойства галогенов и их соединений.

Тема 2 Характеристика окислительно-восстановительных свойств соединений серы и ее аналогов

Содержание лабораторной работы. Изучение окислительно-восстановительных свойств соединений серы.

Тема 3 Характеристика окислительно-восстановительных свойств соединений азота и ее аналогов

Содержание лабораторной работы. Изучение окислительно-восстановительных свойств соединений азота.

Раздел 12. Особенности химии элементов-металлов

Тема 1 Подгруппа хрома

Содержание лабораторной работы. Участие соединений хрома в окислительно-восстановительных процессах.

Тема 2 Подгруппа марганца

Содержание лабораторной работы. Соединения марганца как активные окислители.

Тема 3 Железо, кобальт, никель.

Содержание лабораторной работы. Свойства соединений железа (II, III), кобальта(II) и никеля(II).

Тема 4 Подгруппа цинка

Содержание лабораторной работы. Изучение амфотерных свойств соединений подгруппы цинка.

Тема 5 Подгруппа титана

Содержание лабораторной работы. Особенности соединений подгруппы титана в двух и четырех валентных состояниях.

Раздел 13. Методы исследования химических процессов

Тема 1 Спектральные методы исследования

Содержание лабораторной работы. Получение ИК-спектров неорганических соединений и изучение их структуры.

5. Образовательные технологии

В преподавании дисциплины «Неорганическая химия» используются разнообразные образовательные технологии как традиционные, так и с применением активных и интерактивных методов обучения.

Активные и интерактивные методы обучения:

- Интерактивная лекция (раздел 2 тема № 1, 2);
- Групповая дискуссия (раздел 3, тема № 2, 3, 4);
- Применение имитационных моделей (раздел 5, тема № 1, 2);
- Разбор конкретной ситуации (раздел 11, тема № 1, 2, 3, 4).

6. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины и учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов

Текущий контроль успеваемости проводится по результатам проведения рейтинг-контроля по следующим контрольным вопросам и задачам:

I семестр

Рейтинг-контроль № 1

1. Определить число эквивалентов соли, образовавшейся при взаимодействии 300 мл 0,3 М раствора HCl с 300 мл 0,3 М раствора $Ca(OH)_2$.
2. Рассчитать сколько миллилитров 92%-ной H_2SO_4 необходимо взять при приготовлении 300 мл 0,5 н. раствора серной кислоты.
3. Определить, возможно ли следующая окислительно-восстановительная реакция: $H_2SO_3 + I_2 + H_2O =$. Если реакция идет, то написать ее уравнение.
4. При смешивании 150 мл 0,1 М раствора сульфата марганца (II) с 150 мл KBrO в щелочной среде образовывается оксид марганца (IV). Определить нормальную концентрацию раствора KBrO, число эквивалентов каждого продукта реакции. Написать уравнение реакции.
5. Определить число эквивалентов гидроксида, содержащихся в 250 мл 0,2 М раствора гидроксида кальция. Определить, сколько мл 0,2 М раствора HCl потребуется для нейтрализации гидроксида кальция?
6. Рассчитать, сколько мл 36%-ной азотной кислоты необходимо взять для приготовления 360 мл 0,6 М раствора азотной кислоты.
7. Определить, возможна ли следующая окислительно-восстановительная реакция:
 $SO_2 + SeO_2 + H_2O \rightarrow$
Если реакция идет, написать ее уравнение.

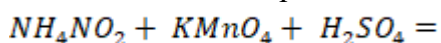
8. Сколько мл 0,5 н раствора $K_2Cr_2O_7$ понадобится для получения 1300 мл хлора (при $T = 20\text{ }^\circ\text{C}$ и $P = 752\text{ мм. рт. ст.}$) при реакции с концентрированной соляной кислотой? Сколько эквивалентов соли хрома получится? Написать уравнения реакции.

Рейтинг-контроль № 2

1. Написать электронную формулу иона Pb^{4+} . Устойчивы ли соединения с данной степенью окисления? Почему?
2. Предсказать валентные возможности атома Ni. Определить валентные электроны и написать для них значения четырех квантовых чисел.
3. Определить тип гибридизации в молекуле CrO_3 . Изобразить геометрическую конфигурацию данной молекулы.
4. Определить число связей в молекуле $H_2S_4O_6$. Дать полную характеристику каждой связи.
5. Составить энергетическую диаграмму по методу молекулярных орбиталей молекулярной частицы F_2^{2-} . Написать ее электронную формулу.
6. Определить сколько граммов комплексообразователя в виде ионов содержится в 120 мл 0,8 н. раствора $K[Fe(SO_4)_2]$, если в данном растворе кроме комплексообразователя растворено еще 26,5 г K_2SO_4 . Дать полную характеристику комплексного соединения.
7. Написать электронную формулу иона Nb^{5+} . Устойчивы ли соединения с данной степенью окисления? Почему?
8. Предсказать валентные возможности атома Se. Определить валентные электроны и написать значения четырех квантовых чисел для всех валентных электронов.
9. Определить тип гибридизации в молекуле CrO_2Cl_2 . Изобразить геометрическую конфигурацию данной молекулы.
10. Определить число связей в молекуле Ca_2PbO_4 . Дать полную характеристику каждой связи.
11. Составить энергетическую диаграмму по методу МО следующей молекулярной частицы: VO^+ . Написать ее электронную формулу.
12. Определить сколько граммов комплексообразователя в виде ионов содержится в 300 мл. 0,6 н. раствора $[Co(NH_3)_6]Cl_3$, если в данном растворе, кроме комплекса, растворено еще 0,3 грамма NH_3 . Дать полную характеристику комплексного соединения.

Рейтинг-контроль № 3

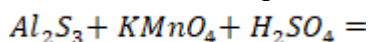
1. Расчетom $\Delta G_{x.p.}$ доказать возможность протекания следующей окислительно-восстановительной реакции, закончив сначала уравнение данной реакции:



2. Определить число эквивалентов NH_4NO_2 , вступивших в реакцию с 650 мл 0,5 М раствора Na_2CrO_4 .
3. Вычислить степень гидролиза (%) соли Na_3GeO_3 в 0,14 н растворе при комнатных условиях.
4. Рассчитать сколько граммов Na_3GeO_3 необходимо взять для получения 255 мл 0,14 н раствора.
5. Определить pH раствора, полученного при смешивании 400 мл 0, 1 н. раствора HNO_3

и 130 мл 0,07 н раствора $Ca(OH)_2$. Коэффициент активности взять из таблицы по расчетному значению ионной силы раствора.

6. Расчет $\Delta G_{x.p.}$ доказать возможность протекания следующей окислительно-восстановительной реакции:



7. Определить число эквивалентов Al_2S_3 , вступивших в реакцию с 150 мл 0,55 М раствора $KMnO_4$.

8. Вычислить степень гидролиза (%) соли $Fe(NO_3)_3$ в 0,12 н растворе при комнатных условиях. Рассчитать сколько граммов соли нужно взять для получения 320 мл 0,12 н раствора.

9. Определить pH раствора, полученного при смешивании 300 мл 0,08 н раствора H_2SO_4

и 40 мл 0,03 н раствора HCl. Коэффициент активности f взять из таблицы по расчетному значению ионной силы раствора.

II семестр

Рейтинг-контроль № 1

1. Какова должна быть концентрация раствора NaCl (моль/л), чтобы добавлением к этому раствору равного объема 0,0005 н. раствора $AgNO_3$ вызвало появление осадка?

2. Рассчитать ЭДС, написать уравнения реакций, протекающих на катоде и аноде, для следующего гальванического элемента



Коэффициент активности f взять из таблицы по расчетному значению ионной силы раствора, коэффициент α рассчитать по закону разбавления Освальда.

3. Рассчитать, сколько времени должен длиться электролиз, чтобы повысить концентрацию 500 мл раствора H_2SO_4 с 0,5 М до 0,8 М. Сила тока равна 10 А.

4. Железные изделия покрыты свинцом, на котором имеются поры и трещины. Написать уравнения реакций всех процессов, которые будут происходить при коррозии изделия в нейтральной, кислой и щелочной средах.

5. В 250 мл насыщенного раствора PbF_2 содержится 122,5 мг растворенного вещества. Вычислить PP_{PbF_2} .

6. Рассчитайте ЭДС, напишите уравнения реакций, протекающих на аноде и катоде для следующего гальванического элемента



f - взять из таблицы по расчетному значению ионной силы раствора;

α - рассчитать по закону Освальда.

7. При электролизе 0,1 н раствора $CuCl_2$ в течение 30 минут на аноде выделилось 1,68 г газообразного продукта. Рассчитать, сколько граммов меди выделится при этом на катоде. Какова была сила тока? Сколько мл раствора потребуется, если считать, что произойдет полное выделение меди из раствора?

8. Железное изделие перед никелированием обычно меднят. Напишите анодную и катодную реакции процесса коррозии, которая будет происходить при повреждении этого двухслойного покрытия в кислой, нейтральной и щелочной средах.

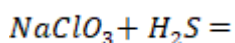
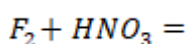
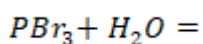
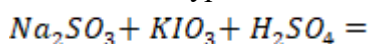
Рейтинг-контроль № 2

1. Охарактеризуйте тип гибридизации, геометрическую конфигурацию и химическую связь в частицах и молекулах PI_3 , Br_2O . Какова реакционная способность этих соединений? Свои выводы подтвердите написанием уравнений реакций.

2. Напишите формулу двусерной кислоты. Напишите ее структурную формулу и определите валентность серы. Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции с этой кислотой (восстановитель подберите сами). Рассчитайте массу кислоты, необходимую для приготовления 150 мл 0,5 н раствора двусерной кислоты.

3. Напишите уравнение реакции, протекающей при получении кислоты растворением в воде оксида P_4O_{10} . Дайте название кислоты и соли, образованной ею. Рассчитайте сколько миллилитров 0,2 н раствора кислоты можно получить из двух эквивалентов данного оксида фосфора.

4. Закончите уравнения следующих реакций:



Если реакция идет, то укажите почему.

5. В лаборатории имеется только два осушающих вещества: концентрированная серная кислота и едкий натр (в гранулах). Какое из них можно применить для осушения:

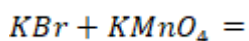
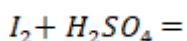
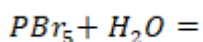
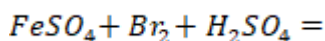
а) хлора; б) хлористого водорода? Ответ обоснуйте уравнением возможных реакций.

6. Охарактеризовать тип гибридизации и геометрическую конфигурацию, и химическую связь в молекулах NI_3 и I_2O_5 . Какова реакционная способность этих соединений? Подтвердить свои выводы написанием уравнений реакций.

7. Написать формулу надсерной кислоты. Изобразить структурную формулу, определить валентность серы в данном соединении. Написать уравнение окислительно-восстановительной реакции с этой кислотой, подобрав второй реагент. Рассчитать массу кислоты, необходимую для приготовления 350 мл 0,5 М раствора. Определить суммарное число эквивалентов всех веществ, участвующих в реакции.

8. Рассчитать сколько граммов Zn_3N_2 подверглось разложению водой, если для солеобразования с продуктом гидролиза потребовалось 200 мл 9%-ного раствора азотной кислоты. Сколько мл аммиака выделилось при гидролизе Zn_3N_2 ?

9. Закончить уравнения следующих реакций:



10. Смесь сульфидов As_2S_3 , Sb_2S_3 и Bi_2S_3 обработана раствором Na_2S . Какой сульфид остался нерастворимым? Какие из них могут быть отнесены к тиоангидридам? Написать уравнения реакций.

Рейтинг-контроль № 3

1. Рассчитать ЭДС следующего гальванического элемента:

Cu / 15%-ный раствор CuCl_2 || рН = 3 / H_2 , Pt.

2. Смешали 200 мл 0,5 н раствора CuSO_4 и 300 мл 2,5 М раствора $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_3$. В результате реакции образовался комплекс.

а) Написать уравнение реакции и охарактеризовать полученный комплекс.

б) Рассчитать молярную концентрацию образовавшегося комплекса.

в) Определить, достаточно ли 0,01 М раствора NaOH для разрушения комплекса. Ответ обосновать расчетом. Если реакция идет, написать ее уравнение.

3. Что произойдет, если смешать равные объемы концентрированных HNO_3 и HCl? Ответ обосновать. Если реакция идет, написать ее уравнение.

4. Для получения кадмия из 3 н раствора CdCl_2 использовали электролиз силой тока 12 А в течение одного часа. За это время на катоде выделилось 1300 мл водорода. Оставшуюся часть кадмия после электролиза вытеснили алюминиевой стружкой. Исходная масса алюминия была 18 г, после реакции масса металла стала равной 21,5 г. Определить:

а) массу кадмия, полученного электролизом;

б) массу кадмия, вытесненного алюминием;

в) массу алюминия, израсходованного на вытеснение кадмия;

г) исходный объем 3 н раствор CdCl_2 , взятый для электролиза;

д) объем газа, выделившегося на аноде (20 °С и 765 мм. рт. ст.).

5. Рассчитать сколько граммов NiS необходимо взять для реакции с 250 мл 10%-ного раствора в сернокислой среде. Также определить:

а) сколько эквивалентов серы выделилось в результате реакции;

б) какова молярная концентрация сульфата никеля (II) будет после реакции, если объем H_2SO_4 , взятый для реакции, был 50 мл.

6. Рассчитать ЭДС следующего гальванического элемента:

Pt, H_2 / рОН = 12 || 10%-ный раствор ZnCl_2 / Zn.

7. При смешивании 150 мл 0,3 н раствора $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ и 300 мл 3 М раствора KI, образовалось комплексное соединение.

а) Написать уравнение реакции и охарактеризовать полученное комплексное соединение;

б) Рассчитать молярную концентрацию комплекса;

в) Определить, достаточно ли будет 1%-ного раствора K_2S для разрушения комплекса. Ответ обосновать расчетом. Если реакция идет, написать соответствующее уравнение.

8. Что произойдет, если смешать 100 мл 10%-ного раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ со 150 мл 2 н раствора KOH? Ответ обосновать. Если реакция возможно, написать уравнение.

9. Для получения кадмия 10%-ного раствора $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ использовали электролиз. При этом на аноде выделилось 5,8 л газа (при $T = 23$ °С, $P = 740$ мм. рт. ст.). Оставшуюся часть кадмия, восстановили цинком, исходная масса которого была 22 г, а после реакции вытеснения стала 25 г. Определить: а) массу кадмия, полученного электролизом; б) массу кадмия, полученного методом вытеснения; в) исходный объем 10%-ного раствора $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$; г) массу цинка, израсходованного на вытеснение кадмия.

10. Рассчитать сколько граммов $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ необходимо взять для приготовления 200 мл 1,5 н раствора $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ и сколько эквивалентов $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$ вступит в реакцию с раствором сульфата хрома (III). Определить также молярную концентрацию образующейся дихромовой

кислоты, которая получается в результате реакции $Cr_2(SO_4)_3 + K_2S_2O_8 + H_2O =$. Рассчитать количество эквивалентов $K_2S_2O_8$, содержащееся в 100 мл раствора этой соли.

Промежуточная аттестация по итогам освоения дисциплины

(контрольные вопросы к экзамену)

I семестр

1. Основные понятия и законы химии.
2. Основные сведения о строении атома. Структура ядра атома. Протонно-нейтронная теория.
3. Двойственная природа электрона. Волновая функция и волновое уравнение. Принцип неопределенности.
4. Квантовые числа и атомные орбитали.
5. Структура электронных оболочек атомов. Квантовые уровни, подуровни, орбитали.
6. Основные принципы распределения электронов в атоме. Изображение электронной структуры атома при помощи электронных формул и квантовых ячеек.
7. Периодический закон. Периодическая система элементов.
8. Закон Мозли и периодическая система элементов.
9. Характер изменения свойств элементов по периодам и группам.
10. Природа химической связи. Основные характеристики и свойства химической связи.
11. Объяснения ковалентной связи с позиций метода валентных связей.
12. Сигма и Пи-связи. Насыщаемость и прочность химической связи.
13. Ионная связь. Свойства ионной связи.
14. Водородная связь. Ее влияние на свойства соединений.
15. Донорно-акцепторная связь. Ее влияние на свойства соединений.
16. Характеристика комплексных соединений.
17. Характеристика химической связи в комплексных соединениях с позиций методов валентных связей, кристаллического поля и молекулярных орбиталей.
18. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия и энтальпия.
19. Законы термохимии и их применение в термохимических расчетах.
20. Энтропия, энергия Гиббса, направленность химических процессов.
21. Гомогенные реакции. Факторы, влияющие на скорость гомогенных реакций.
22. Гетерогенные реакции. Факторы, влияющие на скорость гетерогенных реакций.
23. Химическое равновесие в гомогенных системах. Принцип Ле Шателье.
24. Химическое равновесие в гетерогенных системах. Факторы, влияющие на равновесие.
25. Гомогенный и гетерогенный катализ. Механизм и сущность катализа.
26. Общие сведения о растворах. Растворимость. Факторы, влияющие на растворимость.
27. Свойства растворов неэлектролитов. Законы Вант-Гоффа и Рауля.
28. Растворы электролитов. Применение законов Вант-Гоффа и Рауля к растворам электролитов.
29. Характеристика растворов слабых электролитов.
30. Особенности растворов сильных электролитов.
31. Ионные равновесия и ионные реакции. Смещение ионного равновесия в водных растворах электролитов.

32. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Определение pH.

33. Гидролиз солей. Факторы, влияющие на гидролиз.

II семестр

1. Электродные потенциалы. Водородный электрод и определение стандартных электродных потенциалов.
2. Формула Нернста и ее применение для расчета равновесных электродных потенциалов.
3. Теория гальванических элементов. Определение ЭДС элементов.
4. Сущность электролиза. Последовательность разряда ионов на электродах.
5. Электролиз водных растворов кислот, оснований и солей на инертных и растворимых электродах.
6. Особенности электролиза расплавов.
7. Законы электролиза.
8. Коррозия металлов. Характеристика химической коррозии.
9. Сущность электрохимической коррозии металлов. Атмосферная коррозия.
10. Особенности почвенной коррозии. Факторы, влияющие на интенсивность коррозионных процессов.
11. Способы защиты металлов от коррозии. Процессы, протекающие на анодных и катодных участках при нарушении целостности покрытия.
12. Общая характеристика неметаллов.
13. Получение и свойства соединений неметаллов.
14. Общая характеристика металлов.
15. Получение и свойства соединений металлов.

Контролирующие вопросы и задания для самостоятельной работы студентов

I семестр

1. Изобразить структуру ядра атома железа, зная его порядковый номер и атомную массу.
2. Написать электронную формулу атома железа.
3. Определить валентные электроны.
4. Написать значения четырех квантовых чисел для валентных электронов железа.
5. Распределить по ячейкам электроны двух последних квантовых уровней, соблюдая принцип Паули и правило Гунда.
6. Определить вид химической связи в галогенидах железа.
7. Определить число σ - и π -связей в оксидах железа. Дать объяснение каждой связи.
8. Может ли железо образовывать соединения с донорно-акцепторной связью?
9. К подгруппе каких типических элементов или полных электронных аналогов относится железо? Перечислите эти элементы.
10. Для железа радиус атома, энергия ионизации и электроотрицательность больше или меньше, чем для марганца и рутения, почему?

11. Дать определение валентности элемента и объяснить, почему высшая валентность кислорода не достигает шести, т.е. не равна номеру группы.

II семестр

1. Вычислить ЭДС и составить электрохимическую схему гальванического элемента, составленного из следующих электродов:

а) $Pt, H_2 / 0,1 \text{ н. } NH_4OH$;

б) $Pb / 0,05 \text{ М } Pb(NO_3)_2$.

Коэффициент активности f взять из таблицы по расчетному значению ионной силы раствора, коэффициент α рассчитать по закону разбавления Освальда. Указать, какой электрод является анодом, а какой катодом.

2. Написать уравнение реакции, протекающей на катоде гальванического элемента, приведенного в п. 1.

3. Написать уравнение реакции, протекающей на аноде гальванического элемента, приведенного в п. 1.

4. Как изменяется рН раствора в катодном пространстве при электролизе водного раствора Na_2S ?

5. Написать уравнение реакции наиболее вероятного процесса при электролизе водного раствора K_2SO_4 , если анод изготовлен из латуни Л 62 (62 % меди, 38 % цинка).

6. Определить, какое количество электричества необходимо пропустить через раствор, чтобы разложить 1 моль воды на водород и кислород.

7. Через раствор хлорида двухвалентного металла пропускали электроток силой 2,5 А в течение 5,36 ч; при этом масса соли в растворе уменьшилась на 32,5 г. Какая из приведенных солей ($CaCl_2, CoCl_2, ZnCl_2, CdCl_2, SnCl_2$) находилась в растворе?

8. На изделие из углеродистой стали нанесено пористое покрытие из кадмия. Написать уравнение процессов, протекающих на аноде в 3%-ном растворе хлорида натрия ($\varphi_{O_2} = +0,805 \text{ В}, \varphi_{H_2} = -0,413 \text{ В}$).

9. Медное изделие с пористым покрытием из серебра опущено в 0,1 н. раствор соляной кислоты. Написать уравнение реакции процесса, протекающего на катодных участках ($\varphi_{Cu} = +0,154 \text{ В}, \varphi_{Ag} = +0,277 \text{ В}, \varphi_{O_2} = +1,713 \text{ В}, \varphi_{H_2} = -0,059 \text{ В}$).

10. Железная конструкция эксплуатируется в морской воде. С каким металлом (цинком или хромом) нежелателен контакт этой конструкции ($\varphi_{Fe} = -0,255 \text{ В}, \varphi_{Zn} = -0,772 \text{ В}, \varphi_{Cr} = -0,02 \text{ В}$)?

Поддержка самостоятельной работы студентов обеспечивается соответствующей учебно-методической литературой:

1. Гринвурд Н., Эрншо А. «Химия элементов в 2 томах.» М.: БИНОМ, 2014. Электронная библиотека ВлГУ. [электронный ресурс]- <http://Vlsu.bibliotech.ru/>;
2. Глинка Н.Л. «Общая химия» в 2 томах учебник для студентов: М.: Электрон, 2016. Электронная библиотека ВлГУ. [электронный ресурс] – <http://Vlsu.bibliotech.ru/>;
3. Тоуб М., Берджесс Дж., «Механизм неорганических реакций». М.: БИНОМ, 2014. Электронная библиотека ВлГУ. [электронный ресурс] – <http://Vlsu.bibliotech.ru/>.

Фонд оценочных средств для проведения аттестации уровня сформированности компетенций обучающихся по дисциплине оформляется отдельным документом.

7. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины «Неорганическая химия»

7.1. Книгообеспеченность

Наименование литературы, автор, название, вид издания, издательство	Год издания	Книгообеспеченность	
		Количество экземпляров изданий в библиотеке ВлГУ в соответствии с ФГОСВ.	Наличие в электронной библиотеке ВлГУ
1	2	3	4
Основная литература			
1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов / Н.С. Ахметов.-СПБ изд. Лань.	2014	15	
2. Коровин Н.В., Кулешов Н.В. и др. Общая химия. Теория и задачи. / Н.В. Коровин и др.-СПБ изд. Лань.	2014	10	
3. Орлин Н.А., Кузурман В.А. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии / Н.А. Орлин; Влад. гос. у-т,- Владимир; изд. Влад. гос. ун-та.	2005	40	
4. Ахметов Н.С., Азизова М.К., Бадыгина Л.И. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии / Н.С.	2014	56	

Ахметов и др.- СПб изд. Лань.			
5. Орлин Н.А. Неорганическая химия. Химия d-элементов / Н.А. Орлин. Влад. гос. у-т, Владимир; изд. Влад. гос. ун-та.	2012	40	
Дополнительная литература			
1. Сергеев П.М. Неорганическая химия: учебное пособие / П.М. Сергеев – СПб изд. Лань.	2013	4	
2. Борзова Л.Д., Черникова Н.Ю. Основа общей химии: учебное пособие / Л.Д. Борзова и др. СПб., изд. Лань.	2014	12	
3. Лидин Р.А. Реакции неорганических веществ: Справочник / Р.А. Лидин, -2е изд. перераб. И доп. – М.: Дрофа.	2007	3	
4. Орлин Н.А. Строение атома и химическая связь: Учебное пособие. / Н.А. Орлин. Влад. гос. у-т. Изд. Влад. гос. ун-та.	2010	40	
5.в Орлин Н.А. Неорганическая химия. Практикум для студентов спец. Химия-бакалавриат. / Н.А. Орлин. Изд. Влад. гос. ун-та.	2009	30	

7.2. Периодические издания

1. «Журнал периодической химии»
<http://www.maik.ru>
2. «Неорганические материалы»
<http://www.maik.ru/ru/jou>
3. Реферативные журналы ВИНТИ

7.3. Интернет-ресурсы

1. http://c-books.narod.ru/pryanishnikov1_2_1.html
2. <http://alhimic.ucoz.ru/load/26>
3. <http://www.chem.msu.su/rus/teaching/org.html>

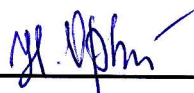
4. <http://www.xumuk.ru>
5. <http://chemistry.narod.ru>
6. <http://www.media.ssu.samara.ru/lectures/deryabina/index/html>

8. МАТЕРИАЛЬНО – ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Для реализации данной дисциплины имеются специальные помещения для проведения занятий лекционного типа, занятий лабораторного типа, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации. Лабораторные и лекционные занятия проводятся в ауд. 405 -1 «Общая и неорганическая химия».

Перечень используемого лицензионного программного обеспечения Windows 7, Microsoft Office 2010.

Рабочую программу составил к.х.н. проф. Орлин Н.А.



Рецензент

(представитель работодателя) АО «РМ НАНОТЕХ», начальник аналитического отдела центральной заводской лаборатории, к.х.н. Третьяков А.В.

(место работы, должность, ФИО, подпись)

Программа рассмотрена и одобрена на заседании кафедры химии

Протокол № 1 от 23.09.2019 года

Заведующий кафедрой д.х.н. проф. Кухтин Б.А.



Рабочая программа рассмотрена и одобрена на заседании учебно-методической комиссии направления 04.03.01 «Химия»

Протокол № 1 от 03.09.2019 года

Председатель комиссии д.х.н. проф. Кухтин Б.А.



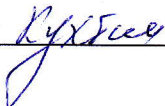
ЛИСТ ПЕРЕУТВЕРЖДЕНИЯ

РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЫ ДИСЦИПЛИНЫ «НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

Рабочая программа одобрена на 2020 / 2021 учебный год

Протокол заседания кафедры № 11 от 26.06.2020 года

Заведующий кафедрой



Рабочая программа одобрена на _____ учебный год

Протокол заседания кафедры № _____ от _____ года

Заведующий кафедрой _____

Рабочая программа одобрена на _____ учебный год

Протокол заседания кафедры № _____ от _____ года

Заведующий кафедрой _____