

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:

ОПОП

СМК-РПД-В1.П2-2023

Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для
направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями
подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»

Дата подписания: 23.10.2023 10:22:25

Уникальный программный ключ:
e789ec8739030382afc5ebff702928adf1af5cfb

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Камчатский государственный университет имени Витуса Беринга»

Рассмотрено и утверждено на заседании
кафедры биологии и наук о Земле
«__» _____ 20__ г., протокол №__
И.о. зав. кафедрой биологии и наук о Земле
_____ Е.А. Девятова

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия»

Направление подготовки: 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)»

Профиль подготовки: «Химия» и «Биология»

Квалификация выпускника: бакалавр

Форма обучения: очная

Год набора: 2023

Петропавловск-Камчатский, 2023 г.

ОПОП	СМК-РПД-В1.П2-2023
Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»	

Рабочая программа составлена с учетом требований федерального государственного образовательного стандарта высшего образования – бакалавриат по направлению подготовки 44.03.05 Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки), утвержденного Приказом Минобрнауки России от 22.02.2018 № 125.

Разработчик:

кандидат биологических наук, доцент кафедры биологии и наук о Земле
Станислав Валентинович Рогатых

ОПОП	СМК-РПД-В1.П2-2023
Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»	

СОДЕРЖАНИЕ

1. Цель и задачи освоения дисциплины	4
2. Место дисциплины в структуре ОП ВО	4
3. Планируемые результаты обучения по дисциплине	4
4. Содержание дисциплины	5
5. Тематическое планирование	10
6. Самостоятельная работа	14
6.1. Планы семинарских (практических, лабораторных) занятий	14
6.2. Внеаудиторная самостоятельная работа	32
7. Перечень вопросов на экзамен	33
8. Учебно-методическое и информационное обеспечение	41
10. Материально-техническая база	46

ОПОП	СМК-РПД-В1.П2-2023
Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»	

1. Цель и задачи освоения дисциплины

Целью освоения дисциплины является овладение студентами теоретическими основами общей и неорганической химии, химией элементов, техникой лабораторных исследований, теоретическими основами методов изучения химического состава вещества и их практического использования.

Задачи освоения дисциплины:

1. сформировать знания об основных понятиях химии, законах стехиометрии, газового состояния, термодинамики и химической кинетики, типах химической связи и строения вещества, растворах и их основных характеристиках, методах составления уравнений окислительно-восстановительных реакций и реакций ионного обмена, теоретических основах различных методов химического анализа, разделения и концентрирования веществ;
2. развить представления о свойствах металлов и неметаллов в соответствии с положением в периодической системе Д.И. Менделеева;
3. обсудить современные химические технологии, проблемы общей химии.

2. Место дисциплины в структуре ОП ВО

Б.1. Дисциплины (модули), обязательная часть. Для изучения дисциплины необходимы знания, умения и компетенции, полученные студентами по химии, биологии, физике и математике, полученные в среднем общеобразовательном учебном заведении

3. Планируемые результаты обучения по дисциплине

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование следующих компетенций в соответствии с ФГОС ВО по направлению подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»:

Шифр компетенции, формируемой в результате освоения дисциплины	Наименование компетенции	Результаты освоения компетенции
ОПК-8	Способен осуществлять педагогическую деятельность на основе специальных научных знаний	ОПК-8.1. Использует специальные научные знания (по профилю) в урочной и внеурочной деятельности, дополнительном образовании обучающихся. ОПК-8.2. Использует современные, в том числе интерактивные, формы и методы образовательной и воспитательной работы для осуществления проектной деятельности обучающихся, проведения лабораторных экспериментов, экскурсионной работы, полевой практики и т.п.
ПК-1	Способен осваивать и использовать теоретические знания и практические умения и навыки в предметной области при	ПК-1.1. Знает структуру, состав и дидактические единицы предмета; научно-теоретические основы предметной области; основные технологии предметной области. ПК-1.2. Формулирует цели и задачи

ОПОП	СМК-РПД-В1.П2-2023
Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»	

	решении профессиональных задач.	преподавания по предмету в соответствии с требованиями ФГОС и учётом особенностей обучающихся, в том числе с особыми образовательными потребностями; подбирает и применяет адекватные поставленным целям и задачам современные научно обоснованные средства и методы и формы обучения, технологии воспитания обучения; организует и осуществляет контроль и оценку учебных достижений, текущих и итоговых результатов освоения предметной области. ПК-1.3 Владеет навыками отбора учебного содержания занятий по предмету для реализации в различных формах обучения в соответствии с требованиями ФГОС; навыками организации и проведения занятий по предмету, а также оценки их эффективности в соответствии с требованиями ФГОС, содержанием действующих программ и спецификой контингента занимающихся; навыками использования профессиональной терминологии, речи и жестикуляции в процессе занятий.
--	---------------------------------	--

4. Содержание дисциплины

1. Основные понятия и законы химии. Предмет неорганической химии. Связь ее с другими естественными науками. Основные понятия и теоретические представления в химии. Атомно-молекулярное учение. Законы стехиометрии. Чистые вещества и смеси. Основные методы очистки веществ. Классификация и номенклатура неорганических веществ. Атомная масса и массовое число изотопа. Изотопный состав элемента. Моль. Молярная масса. Химический эквивалент вещества. Молярная масса эквивалента. Основные газовые законы. Стехиометрические расчеты на основании химической формулы и химического уравнения.

2. Строение вещества: атомы, молекулы, кристаллы. Гипотеза Планка. Описание одноэлектронного атома по Бору. Спектр атома водорода. Постулаты квантовой механики. Корпускулярно-волновой дуализм. Принцип неопределенности. Понятие о волновой функции и уравнении Шрёдингера. Атомные орбитали. Квантовые числа. Принципы заполнения одноэлектронных уровней в атоме. Периодический закон Д.И. Менделеева и строение электронных оболочек атомов. Периодическая Система элементов Д.И. Менделеева. Периоды, группы и подгруппы. Главная и вторичная периодичность. Диагональное сходство. Атомные и химические свойства элементов. Электронные конфигурации. Потенциалы ионизации атомов, сродство к электрону, эффективные атомные и ионные радиусы, электроотрицательность. Степени окисления. Валентные возможности атомов.

Химическая связь. Виды химической связи. Причины образования ковалентной связи. Потенциальная кривая двухатомной молекулы. Метод валентных связей. σ - и π -связи. Структурные формулы, граничные структуры, мезомерные формулы, формальные заряды на атомах. Делокализация π -связей. Метод молекулярных орбиталей. Понятие о

Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»

молекулярных орбиталях. Типы молекулярных орбиталей. Построение простейших корреляционных диаграмм двухатомных молекул. Энергии диссоциации молекул. Геометрия молекул. Теория максимального отталкивания валентных электронных пар Гиллеспи. Гибридизация атомных орбиталей. Ионная связь. Энергия кристаллической решетки. Поляризация ионов и её влияние на физические и химические свойства неорганических соединений. Зависимость химических свойств от химического строения. Кислотно-основный характер гидроксидов. Сила бескислородных и кислородсодержащих кислот. Способность ковалентных галогенидов к гидролизу.

Межмолекулярное взаимодействие. Силы Ван-дер-Ваальса и их классификация. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействие. Связь теплоты кипения веществ с энергией их межмолекулярных взаимодействий. Конденсированное и кристаллическое состояния вещества. Типы кристаллических решеток. Зонная теория электронного строения кристаллов.

3. Элементы химической термодинамики. Определения замкнутой, открытой и изолированной систем. Полная и внутренняя энергия системы. Первый закон термодинамики. Понятие об энтальпии. Энтальпии образования веществ. Закон Гесса. Энтальпийные диаграммы. Цикл Борна-Габер.

Понятие об энтропии. Второй закон термодинамики. Энтропия как мера неупорядоченности. Третий закон термодинамики. Два фактора самопроизвольности химического процесса. Энергия Гиббса.

Реакции обратимые и практически необратимые. Химическое равновесие. Условие химического равновесия. Константа химического равновесия. Константы гомогенных и гетерогенных реакций, их выражения через парциальные давления и концентрации, понятие об активности. Различные типы констант равновесия: константа диссоциации, произведение растворимости, константа устойчивости и др. Связь константы равновесия с изменением энергии Гиббса процесса. Смещение химического равновесия.

4. Свойства растворов.

Истинные растворы. Способы количественного выражения состава раствора: концентрация (молярная, моляльная, массовая) и доля (массовая, объемная, мольная). Растворимость. Насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы. Тепловые эффекты при растворении. Влияние температуры на растворимость жидкостей и твердых веществ. Свойства разбавленных растворов. Понижение давления пара растворителя над раствором. Повышение температуры кипения растворов. Понижение температуры замерзания раствора. Законы Рауля. Осмос, осмотическое давление. Определение молекулярной массы растворенного вещества, эбуллиоскопия, криоскопия, осмометрия. Отклонения растворов кислот, оснований и солей от уравнения Вант-Гоффа и закона Рауля. Неэлектролиты и электролиты. Изотонический коэффициент (коэффициент Вант-Гоффа) и его физический смысл. Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации (Аррениус). Диссоциирующая и ионизирующая способность растворителя. Степень диссоциации. Особенности диссоциации сильных электролитов. Кажущаяся степень диссоциации сильных электролитов. Ионные уравнения реакций.

5. Теории кислот и оснований. Теория кислот и оснований по Брэнстеду-Лоури. Сопряженные кислотно-основные пары. Автопротолиз растворителя. Константа автопротолиза воды. Величина pH раствора. Сила кислот и оснований в водных растворах. Константы кислотности и основности. Протолитические равновесия. Реакции между сильными кислотами и основаниями, сильными и слабыми протолитами, между слабыми протолитами. Константы протолитических равновесий. Расчеты pH в растворах сильных кислот и оснований, слабых кислот и оснований, смесей кислот или смесей

Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»

оснований. Протолитические равновесия в растворах многопротонных кислоты. Протолитические равновесия в растворах амфолитов. Понятие о буферных растворах.

Кислоты и основания в неводных растворах. Апротонные растворители. Представления о кислотах и основаниях Льюиса. Жесткие и мягкие кислоты и основания, принцип Пирсона. Произведение растворимости как константа гетерогенного равновесия. Экспериментальное определение ПР. Расчет растворимости из ПР. Влияние одноименного иона и протолитических реакций на растворение осадков.

6. Окислительно-восстановительные реакции. Окислители и восстановители, процессы окисления и восстановления. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Правила подбора коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций.

Гальванический элемент. Электродные потенциалы. Водородный электрод. Стандартные электродные потенциалы. Константа равновесия ОВР. Зависимость электродных потенциалов от условий. Уравнение Нернста. Направление окислительно-восстановительных реакций. Влияние среды, температуры, концентрации реагентов на протекание окислительно-восстановительных реакций.

Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Законы Фарадея. Электролиз расплавов и водных растворов электролитов. Катодные и анодные процессы. Электролиз с растворимыми электродами. Практическое применение электролиза.

7. Комплексные соединения.

Определение понятия "комплексные соединения". Комплексообразователь, лиганды. Внутренняя сфера комплексного соединения (комплекс). Внешняя сфера комплексного соединения. Классификация комплексных соединений. Номенклатура. Изомерия комплексных соединений. Строение комплексов по методу валентных схем и методу молекулярных орбиталей. Теория кристаллического поля. Расщепление d-уровней в полях октаэдрической, тетраэдрической и плоскоквадратной симметрии. Окраска комплексов. Спектрохимический ряд лигандов. Электролитическая диссоциация комплексных соединений. Диссоциация комплекса в водном растворе, как реакция замещения лигандов молекулами воды. Константы устойчивости комплексов ступенчатые и общие. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства комплексных соединений.

8. Элементы VII группы. Водород. Изотопы водорода. Распространенность в природе и важнейшие природные соединения. Соединения водорода с металлами и неметаллами. Гидриды ионные и ковалентные. Применение водорода в промышленности и в лабораторной практике. Вода. Электронная природа водородной связи.

Общая характеристика галогенов. Атомные и химические свойства элементов. Получение простых веществ. Физические и химические свойства простых веществ. Галогеноводороды. Получение, физические и химические свойства. Галогеноводородные кислоты. Особенности плавиковой кислоты. Галогениды. Кислородсодержащие соединения галогенов в степенях окисления +I, +III, +IV, +V, +VI, +VII: оксиды и кислородные кислоты. Получение, строение и свойства.

Подгруппа VIIБ — марганец, технеций, рений. Атомные и химические свойства элементов. Получение и химические свойства простых веществ. Взаимодействие металлов с кислородом, галогенами, водой, кислотами, щелочами. Основные соединения (оксиды, гидроксиды, соли) в степенях окисления +II, +III, +IV, +V, +VI, +VII. Сравнительная устойчивость соединений марганца и рения в низших и высших степенях окисления.

9. Элементы VI группы. Элементы VIA группы. Атомные и химические свойства элементов. Изменение свойств элементов по группе. Кислород. Получение кислорода. Молекула кислорода. Взаимодействие кислорода с простыми и сложными веществами.

Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»

Озон, фотохимия озона, озоновый слой в стратосфере. Основные соединения кислорода: пероксид водорода, неорганические пероксиды, фторид, диоксогенильные соединения.

Сера. Аллотропные модификации. Водородные соединения серы. Сероводород, сульфиды. Полисульфаны и полисульфиды. Оксид серы (IV) и сернистая кислота. Сульфиты. Гидросульфиты. Пиросульфиты. Дитиониты. Реакция Вакенродера. Тиосерная кислота и тиосульфаты. Политионовые кислоты и политионаты. Серная кислота. Сульфаты и гидросульфаты. Полисерные кислоты и полисульфаты. Пероксокислоты серы: кислота Каро и пероксодисерная кислота. Персульфаты.

Селен, теллур, полоний. Получение и химические свойства простых веществ. Водородные соединения. Кислородные соединения: оксиды, гидроксиды, кислоты, соли.

Элементы подгруппы хрома. Атомные и химические свойства элементов. Получение и химические свойства простых веществ: взаимодействие с кислородом, серой, галогенами, водой, кислотами, щелочами. Основные соединения хрома, молибдена и вольфрама в степенях окисления +II, +III, +IV, +VI: оксиды, гидроксиды, кислоты, соли. Хромовые и полихромовые кислоты. Хроматы и полихроматы. Комплексные соединения хрома. Изо- и гетерополисоединения молибдена и вольфрама. Молибденовые синий и вольфрамовые бронзы. Сравнительная характеристика свойств элементов подгруппы хрома.

10. Элементы V группы.

Элементы VA группы, атомные и химические свойства. Распространенность в природе, минералы. Азот. Получение и химические свойства простого вещества. Водородные соединения азота: аммиак, гидразин, гидросиламин, азидоводород. Получение, строение молекул, химические свойства. Соли аммония. Азиды. Галогениды азота. Кислородные соединения азота. Оксиды азота, получение и свойства. Азотистая кислота, нитриты. Азотная кислота, нитраты.

Фосфор. Получение и аллотропные модификации фосфора. Химические свойства фосфора. Фосфин и фосфиды. Кислородные соединения фосфора. Оксиды фосфора III и V. Оксокислоты: фосфорноватистая, фосфористая, фосфорноватая, ортофосфорная. Метафосфорные и полифосфорные кислоты. Ортофосфаты, метафосфаты и полифосфаты. Галогениды и сульфиды фосфора.

Мышьяк, сурьма и висмут. Нахождение в природе и получение простых веществ. Водородные соединения. Оксиды и гидроксиды в степенях окисления +III и +V. Висмутаты (V). Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений мышьяка, сурьмы и висмута в степенях окисления +III и +V. Галогениды и сульфиды мышьяка, сурьмы, висмута.

Подгруппа ванадия. Атомные и химические свойства элементов. Нахождение в природе и получение простых веществ. Химические свойства простых веществ. Соединения ванадия, ниобия и тантала в степенях окисления +II, +III, +IV, +V. Комплексные соединения элементов подгруппы ванадия. Сравнительная характеристика свойств элементов VB группы.

11. Элементы IV группы. Элементы IVA группы, атомные и химические свойства. Углерод. Аллотропные модификации: алмаз, графит, карбины и фуллерены. Химические свойства углерода. Оксид углерода (II). Карбонильные соединения металлов. Оксид углерода (IV). Угольная кислота и ее соли. Соединения углерода со связью углерод-азот. Дициан. Синильная кислота и цианиды. Циановая кислота и цианаты. Соединения углерода со связью углерод-сера. Сероуглерод. Тиоугольная кислота и тиокарбонаты. Тиоциановая кислота и тиоцианаты. Галогениды углерода.

Кремний. Природные соединения кремния. Получение и химические свойства кремния. Силаны. Силициды. Диоксид кремния. Кремниевые кислоты. Силикаты.

Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»

Элементы подгруппы германия: германий, олово, свинец. Получение и химические свойства простых веществ, взаимодействие с кислородом, водой, галогенами, кислотами и щелочами. Водородные соединения. Оксиды и гидроксиды в степенях окисления (II) и (IV), их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. α - и β -оловянные кислоты. Галогениды и сульфиды германия, олова, свинца.

Элементы подгруппы титана. Получение титана, циркония и гафния. Химические свойства простых веществ. Производные в степенях окисления +II, +III, +IV: оксиды, гидроксиды, соли. Галогениды титана. Комплексные соединения. Сравнительная характеристика свойств элементов IVБ группы.

12. Элементы III группы.

Элементы IIIА группы: атомные и химические свойства. Бор, нахождение в природе, получение и химические свойства. Бороводороды и комплексные боргидриды. Химические связи в молекуле диборана. Оксиды и гидроксиды бора. Ортоборная кислота. Полиборные кислоты. Бораты. Бура. Галогениды бора. Тетрафторборная кислота и ее соли. Нитрид бора. Боразол.

Алюминий, его получение и химические свойства. Амальгамированный алюминий. Оксид и гидроксиды алюминия. Амфотерность соединений алюминия. Оксо- и гидроксоалюминаты. Соли алюминия. Галогениды алюминия. Алюминиевые квасцы.

Галлий, индий, таллий. Получение и свойства простых веществ. Важнейшие химические соединения: оксиды, гидроксиды, соли. Производные таллия (I).

Элементы подгруппы скандия. Общая характеристика скандия, иттрия, лантана. Получение и химические свойства металлов. Оксиды, гидроксиды, соли скандия, иттрия, лантана.

13. Элементы II группы. Атомные и химические свойства элементов IIА группы. Бериллий и магний. Отличие бериллия и магния от щелочноземельных металлов. Получение и химические свойства бериллия и магния. Оксиды и гидроксиды. Соли.

Щелочноземельные металлы — элементы подгруппы кальция. Общая характеристика элементов и их соединений. Оксиды и гидроксиды. Негашеная и гашеная известь. Пероксид бария. Соли. Жесткость воды и способы её устранения.

Элементы подгруппы цинка. Атомные и химические свойства элементов. Получение цинка, кадмия, ртути. Химические свойства простых веществ. Оксиды, гидроксиды и соли цинка, кадмия, ртути. Соединения ртути (I). Комплексные соединения.

14. Элементы I группы. Общая характеристика щелочных металлов. Атомные и химические свойства элементов. Получение и химические свойства простых веществ. Важнейшие соединения щелочных металлов. Гидриды. Оксиды, пероксиды, надпероксиды, озониды. Гидроксиды. Соли щелочных металлов. Сода. Интеркаляты щелочных металлов.

Медь, серебро, золото. Атомные и химические свойства элементов. Получение и химические свойства простых веществ. Соединения меди в степенях окисления +I, +II, +III. Соединения серебра +I, +II, +III. Соединения золота +I, +III, +V. Комплексные соединения меди, серебра и золота.

15. Элементы VIII группы. благородные газы. Атомные и химические свойства элементов. Получение благородных газов. Двухатомные молекулы в возбужденных электронных состояниях. Химические свойства простых веществ. Фториды благородных газов. Химическая связь в молекулах фторидов ксенона. Оксиды и кислородсодержащие кислоты.

Элементы VIIIБ группы. Подгруппа железа: железо, рутений, осмий. Получение простых веществ. Химические свойства металлов. Взаимодействием с кислородом, галогенами, кислотами, щелочами. Производные железа в степени окисления +II, +III,

ОПОП	СМК-РПД-В1.П2-2023
Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»	

+VI. Производные рутения и осмия в степенях окисления +IV, +VI, +VIII. Комплексные соединения железа, рутения, осмия.

Подгруппа кобальта: кобальт, родий, иридий. Получение простых веществ. Химические свойства металлов. Взаимодействием с кислородом, галогенами, кислотами, щелочами. Производные кобальта в степени окисления +II и +III. Производные родия и иридия в степенях окисления +III, +IV, +VI. Комплексные соединения кобальта, родия, иридия.

Подгруппа никеля: никель, палладий, платина. Получение простых веществ. Химические свойства металлов. Взаимодействием с кислородом, галогенами, кислотами, щелочами. Производные никеля в степени окисления +II и +III. Производные палладия и платины в степенях окисления +II, +IV, +VI. Комплексные соединения никеля, палладия, платины.

5. Тематическое планирование

Модули дисциплины

№	Наименование модуля	Лекции	Практические занятия	Сам. работа	Всего, часов
1	Теоретические основы общей химии	20	16	40	76
2	Характеристика растворов и их свойства	14	16	34	64
3	Окислительно-восстановительные процессы и основы электрохимии	8	8	20	36
4	Связь строения и состава неорганических соединений с их физическими и химическими свойствами	52	44	88	184
	Контроль				72
Всего		94	84	182	432

Тематический план Модуль 1

№ темы	Тема	Кол-во часов	Компетенции по теме
	Лекции		
1	Основные понятия и законы химии	2	ОПК-8, ПК-1
2	Атомно-молекулярное учение	2	ОПК-8, ПК-1
3	Основные газовые законы	2	ОПК-8, ПК-1
4	Строение вещества: атомы, молекулы, кристаллы	2	ОПК-8, ПК-1
5	Атомные орбитали. Квантовые числа	2	ОПК-8, ПК-1
6	Периодическая Система элементов Д.И. Менделеева	2	ОПК-8, ПК-1
7	Химическая связь. Ионная связь	2	ОПК-8, ПК-1
8	Межмолекулярное взаимодействие	2	ОПК-8, ПК-1

ОПОП	СМК-РПД-В1.П2-2023
Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»	

9	Элементы химической термодинамики	2	ОПК-8, ПК-1
10	Понятие об энтропии. Химическое равновесие	2	ОПК-8, ПК-1
	Практические занятия (семинары)		
1	Инструктаж по технике безопасности на рабочем месте. Знакомство с лабораторной посудой	4	ОПК-8, ПК-1
2	Важнейшие классы неорганических соединений и их генетическая связь	4	ОПК-8, ПК-1
3	Химическое равновесие и способы его смещения	4	ОПК-8, ПК-1
4	Строение кристаллических решеток металлов и молекул	4	ОПК-8, ПК-1
	Самостоятельная работа		
1	Водород, его соединения. Уникальные свойства воды.	8	ОПК-8, ПК-1
2	Взаимосвязь термодинамических величин. Практическое использование закона Гесса.	8	ОПК-8, ПК-1
3	Связь строения атома s-элементов со свойствами, образуемых ими простых и сложных веществ	8	ОПК-8, ПК-1
4	Связь строения атома p-элементов со свойствами, образуемых ими простых и сложных веществ	8	ОПК-8, ПК-1
5	Связь строения атома d-элементов со свойствами, образуемых ими простых и сложных веществ	8	ОПК-8, ПК-1

Модуль 2

№ темы	Тема	Кол-во часов	Компетенции по теме
	Лекции		
1	Свойства растворов	2	ОПК-8, ПК-1
2	Способы количественного выражения состава раствора	2	ОПК-8, ПК-1
3	Законы Рауля	2	ОПК-8, ПК-1
4	Неэлектролиты и электролиты. Теория электролитической диссоциации	2	ОПК-8, ПК-1
5	Теория кислот и оснований по Брэнстеду-Лоури	2	ОПК-8, ПК-1
6	Кислоты и основания в неводных растворах	2	ОПК-8, ПК-1
7	Представления о кислотах и основаниях Льюиса	2	ОПК-8, ПК-1
	Практические занятия (семинары)		
1	Гидролиз солей	4	ОПК-8, ПК-1
2	Реакции ионного обмена	4	ОПК-8, ПК-1

ОПОП	СМК-РПД-В1.П2-2023
Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»	

3	Приготовление растворов солей с заданными концентрациями	4	ОПК-8, ПК-1
4	Решение задач по приготовление растворов	4	ОПК-8, ПК-1
Самостоятельная работа			
1	Коллоидные растворы.	8	ОПК-8, ПК-1
2	Равновесие в гетерогенных системах. Равновесие в растворах малорастворимых электролитов.	8	ОПК-8, ПК-1
3	Гидролиз бинарных соединений	8	ОПК-8, ПК-1
4	Коллигативные свойства растворов неэлектролитов и электролитов. Изотонический коэффициент	10	ОПК-8, ПК-1

Модуль 3

№ темы	Тема	Кол-во часов	Компетенции по теме
Лекции			
1	Окислительно-восстановительные реакции	2	ОПК-8, ПК-1
2	Гальванический элемент	2	ОПК-8, ПК-1
3	Направление окислительно-восстановительных реакций	2	ОПК-8, ПК-1
4	Электролиз как окислительно-восстановительный процесс	2	ОПК-8, ПК-1
Практические занятия (семинары)			
1	Правила подбора коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций	4	ОПК-8, ПК-1
2	Примеры составления ОВР методом электронного баланса и электронно-ионные уравнения (метод полуреакций)	4	ОПК-8, ПК-1
Самостоятельная работа			
1	Подготовка к практическому занятию № 9	10	ОПК-8, ПК-1
2	Подготовка к практическому занятию № 10	10	ОПК-8, ПК-1

Модуль 4

№ темы	Тема	Кол-во часов	Компетенции по теме
Лекции			
1	Комплексные соединения	2	ОПК-8, ПК-1
2	Электролитическая диссоциация комплексных соединений	2	ОПК-8, ПК-1
3	Водород	2	ОПК-8, ПК-1

ОПОП	СМК-РПД-В1.П2-2023
Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»	

4	Галогены	2	ОПК-8, ПК-1
5	Марганец, технеций, рений	2	ОПК-8, ПК-1
6	Элементы VIA группы. Кислород	2	ОПК-8, ПК-1
7	Сера	2	ОПК-8, ПК-1
8	Селен, теллур, полоний	2	ОПК-8, ПК-1
9	Элементы подгруппы хрома	2	ОПК-8, ПК-1
10	Элементы VA группы. Азот	2	ОПК-8, ПК-1
11	Фосфор	2	ОПК-8, ПК-1
12	Мышьяк, сурьма и висмут	2	ОПК-8, ПК-1
13	Подгруппа ванадия	2	ОПК-8, ПК-1
14	Элементы IV группы. Углерод	2	ОПК-8, ПК-1
15	Кремний	2	ОПК-8, ПК-1
16	Элементы подгруппы германия	2	ОПК-8, ПК-1
17	Элементы подгруппы титана	2	ОПК-8, ПК-1
18	Элементы IIIA группы. Бор	2	ОПК-8, ПК-1
19	Алюминий	2	ОПК-8, ПК-1
20	Галлий, индий, таллий. Элементы подгруппы скандия	2	ОПК-8, ПК-1
21	Бериллий и магний. Щелочноземельные металлы	2	ОПК-8, ПК-1
22	Элементы подгруппы цинка	2	ОПК-8, ПК-1
23	Щелочные металлы	2	ОПК-8, ПК-1
24	Медь, серебро, золото. благородные газы	2	ОПК-8, ПК-1
25	Подгруппа железа	2	ОПК-8, ПК-1
26	Подгруппа кобальта. Подгруппа никеля	2	ОПК-8, ПК-1
	Практические занятия (семинары)		
1	Определение жесткости воды комплексометрическим методом	4	ОПК-8, ПК-1
2	Галогены	4	ОПК-8, ПК-1
3	Свойства серы и ее соединений	6	ОПК-8, ПК-1
4	Элементы V группы	6	ОПК-8, ПК-1
5	Углерод. Кремний	4	ОПК-8, ПК-1

ОПОП	СМК-РПД-В1.П2-2023
Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»	

6	Бор. Алюминий	4	ОПК-8, ПК-1
7	Свойства элементов I и II групп	6	ОПК-8, ПК-1
8	Свойства соединений хрома и марганца	6	ОПК-8, ПК-1
9	Перспективы общей и неорганической химии	4	ОПК-8, ПК-1
Самостоятельная работа			
1	Металлорганические комплексы, их значение для биологических систем	8	ОПК-8, ПК-1
2	Подготовка к практическому занятию № 12	10	ОПК-8, ПК-1
3	Подготовка к практическому занятию № 13	10	ОПК-8, ПК-1
6	Подготовка к практическому занятию № 14	10	ОПК-8, ПК-1
7	Подготовка к практическому занятию № 15	10	ОПК-8, ПК-1
8	Подготовка к практическому занятию № 16	10	ОПК-8, ПК-1
9	Подготовка к практическому занятию № 17	10	ОПК-8, ПК-1
10	Подготовка к практическому занятию № 18	10	ОПК-8, ПК-1
11	Подготовка к практическому занятию № 19	10	ОПК-8, ПК-1

6. Самостоятельная работа

Самостоятельная работа включает две составные части: аудиторная самостоятельная работа и внеаудиторная.

Самостоятельная аудиторная работа включает выступление по вопросам семинарских занятий, выполнение практических заданий (*при наличии*).

Внеаудиторная самостоятельная работа студентов заключается в следующих формах:

- изучение литературы; осмысление изучаемой литературы;
- работа в информационно-справочных системах;
- аналитическая обработка текста (конспектирование, реферирование);
- составление плана и тезисов ответа в процессе подготовки к занятию;
- решение задач;
- подготовка сообщений по вопросам семинарских занятий.

6.1. Планы семинарских (практических, лабораторных) занятий

Практическая работа № 1

Тема: Инструктаж по технике безопасности на рабочем месте. Знакомство с лабораторной посудой

Задание: подготовьте индивидуальные сообщения по следующим темам:

1. общие требования безопасности;
2. требования безопасности при выполнении лабораторных работ;
3. требования безопасности в аварийных ситуациях;

ОПОП	СМК-РПД-В1.П2-2023
Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»	

2. После окрашивания раствора в зеленоватый цвет за счет образования нитрата меди (II) извлекают проволоку и кладут ее на поднос. К полученному раствору приливают раствор КОН 1-3 мл для образования светло-синего осадка гидроксида меди (II).

3. Полученный осадок нагревают, закрепив пробирку в держателе в пламени спиртовки до образования крупинок чёрного осадка оксида меди (II).

4. Прибавляют к полученному чёрному осадку 2 н раствор H_2SO_4 до получения голубого раствора медного купороса.

5. Для обратного превращения оксида меди (II) в свободную медь раскалённую медную проволоку, содержащую на поверхности медную окалину, необходимо опустить в пробирку с этанолом.

6. Составить цепь превращений в виде химических реакций по каждой из пяти стадий.

7. Указать класс и назвать каждое вещество в цепи.

Практическая работа № 3

Тема: Химическое равновесие и способы его смещения

Цель работы: установление зависимости положения химического равновесия от различных факторов.

Оборудование и реактивы: штативы, пробирки, промывалки с дистиллированной водой, склянки Страшейна, пипетки на 2 и 1 мл (на полный слив), груши, раствор хлорида железа (III) $FeCl_3$, раствор роданида калия $KSCN$, раствор крахмала 1%, раствор йода I_2 , раствор H_2SO_4 (2 н), раствор КОН (2 н), кристаллические роданид калия и хлорид железа (III), раствор бихромата калия $K_2Cr_2O_7$ 0,5 М, раствор хромата калия K_2CrO_4 0,5 М.

Теоретическая часть

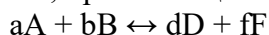
Химическим равновесием называется такое состояние обратимого процесса, при котором скорости прямой и обратной реакций равны. Состояние химического равновесия в любой системе характеризуется постоянством параметров, описывающих эту систему. Поэтому в системе, где протекает обратимый процесс, в состоянии химического равновесия наблюдается не только равенство скоростей взаимно противоположных реакций, но и постоянство равновесных концентраций исходных и конечных веществ.

Равновесными концентрациями называются концентрации всех веществ системы, которые устанавливаются в ней при наступлении состояния химического равновесия. Равновесные концентрации веществ, выраженные в моль/л, принято обозначать квадратными скобками, между которыми указывается формула вещества.

С учетом того, что в основе химического равновесия лежит равенство скоростей прямой и обратной реакций, для количественной характеристики состояния химического равновесия в системе можно ввести новый безразмерный параметр – константу химического равновесия, которая равна отношению константы скорости прямой реакции к константе скорости обратной реакции:

$$K_{\text{равн.}} = K_1 / K_2.$$

Выведем, чему равна $K_{\text{равн.}}$ процесса, протекающего в гомогенной системе:



в состоянии химического равновесия $v_{\text{прям.}} = v_{\text{обр.}}$

$$K_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b = K_2 \cdot [D]^d \cdot [F]^f$$

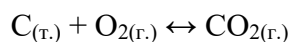
$$K_{\text{равн.}} = K_1 / K_2 = [D]^d \cdot [F]^f / [A]^a \cdot [B]^b.$$

Константа химического равновесия обратимого процесса равна отношению произведения равновесных концентраций конечных продуктов к произведению равновесных концентраций исходных веществ, возведенных в степени, равные стехиометрическим коэффициентам при формулах соответствующих веществ в уравнении

Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»

химической реакции. Так формулируется закон действующих масс для обратимых процессов.

Концентрации твердых веществ в гетерогенных системах не входят в выражение константы химического равновесия, так как они учитываются величинами константы скорости гетерогенной реакции:



$$v_{\text{прям.}} = K_1 \cdot [O_2];$$

$$v_{\text{обр.}} = K_2 \cdot [CO_2];$$

$$K_{\text{равн.}} = K_1 / K_2 = [CO_2] / [O_2].$$

Значение константы химического равновесия определяет положение равновесия, т.е. относительное содержание исходных веществ и конечных продуктов в системе, находящейся в равновесном состоянии.

Константа химического равновесия не зависит от концентраций реагирующих веществ и давления в системе, так как эти факторы не влияют на константы скоростей химических реакций.

На рис. 9 приведена зависимость скорости обратимой химической реакции от времени. По оси y показана скорость химической реакции v (для прямой реакции со стрелкой сверху вправо, а для скорости обратной реакции – влево). По оси x приведено время протекания реакции (τ). Очевидно, что время соответствующее наступлению равновесного состояния ($\tau_{\text{равн.}}$) в присутствии катализатора меньше, чем без него.

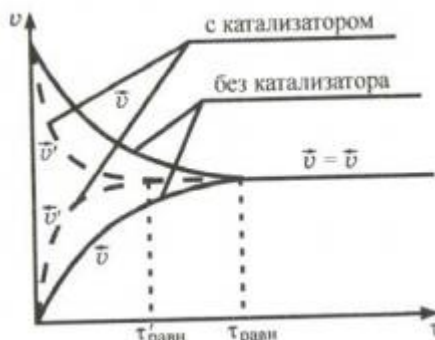


Рисунок 9. Зависимость скорости химической реакции от времени (сплошной линией без катализатора, пунктирной линией в присутствии катализатора)

Таким образом, присутствие катализатора не влияет на положение химического равновесия, оно лишь ускоряет его достижение (рис. 9).

При установлении в системе химического равновесия изменение энергии Гиббса равно нулю ($\Delta G_p = \Delta G = 0$), и концентрации всех реагирующих веществ становятся равновесными, а их соотношение – равным константе химического равновесия:

$$\Delta G_p = \Delta G = 0 = \Delta G_p^\circ + R \cdot T \ln (K_{\text{равн.}}), \text{ следовательно,}$$

$$\Delta G_p^\circ = -2,3 R \cdot T \ln K_{\text{равн.}}, \text{ или } \Delta G_p^\circ = -5,71 \lg (K_{\text{равн.}}).$$

Изменение стандартной энергии Гиббса при взаимодействии любых веществ можно рассчитать, используя табличные значения соответствующих термодинамических величин для реагирующих веществ и продуктов реакции.

Если $\Delta G_p^\circ < 0$, то $K_{\text{равн.}} > 1$. Это означает, что в равновесной смеси преобладают продукты прямой реакции.

Если $\Delta G_p^\circ > 0$, то $K_{\text{равн.}} < 1$. Это означает, что в равновесной смеси преобладают исходные вещества.

Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»

Таким образом, термодинамические расчеты позволяют теоретически определить состав равновесной смеси для обратимого процесса при заданных условиях.

Итак, термодинамика устанавливает соотношение между изменением стандартной энергии Гиббса в результате процесса, идущего в системе, и концентрациями участвующих компонентов в состоянии химического равновесия.

Влияние изменения условий на химическое равновесие определяется принципом Ле Шателье. Если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, оказывать воздействие путем изменения концентрации реагентов, давления или температуры в системе, то равновесие всегда смещается в направлении той реакции, протекание которой ослабляет это воздействие.

Влияние концентрации реагентов. Увеличение концентрации исходных веществ вызывает смещение равновесия в сторону образования конечных продуктов. В то же время увеличение концентрации конечных продуктов вызывает смещение равновесия в сторону исходных веществ.

Влияние давления. Давление в системе изменяет концентрацию только газообразных веществ, что вызывает смещение равновесия. Повышение давления в системе смещает химическое равновесие в направлении реакции, идущей с образованием меньшего числа молей газообразных веществ, т.е. в сторону уменьшения объема, а понижение давления в системе вызывает сдвиг равновесия в противоположную сторону. При равном числе молей газообразных исходных и конечных продуктов изменение давления не смещает химическое равновесие. При изменении давления, как и при изменении концентрации реагентов, величина $K_{\text{равн}}$ не изменяется.

Влияние температуры. Повышение температуры вызывает смещение равновесия в сторону эндотермической реакции ($\Delta H_p > 0$), а понижение температуры – в сторону экзотермической реакции ($\Delta H_p < 0$). Изменение температуры прежде всего изменяет константы скоростей прямой и обратной реакции, причем в различной степени. Поэтому при изменении температуры изменяется константа равновесия и равновесный состав веществ в системе.

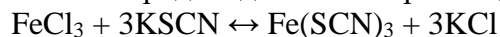
Катализатор не вызывает смещения химического равновесия, а только ускоряет его наступление, как уже отмечалось.

Таким образом, за счет внешнего воздействия на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, можно вызвать его смещение. Однако равновесное состояние термодинамически устойчиво во времени, так как характеризуется минимумом энергии Гиббса.

Ход работы

Опыт № 1. Смещение химического равновесия при изменении концентрации реагентов или продуктов реакции.

Взаимодействие хлорида железа с роданидом калия происходит по реакции:



В результате получается раствор темно-вишневого цвета. Для проведения опыта необходимо:

1. Смешать в пробирке 3 капли раствора FeCl_3 и 10 капель раствора KSCN . При этом образуется раствор $\text{Fe}(\text{SCN})_3$, темного цвета. Добавить в эту пробирку 2 мл дистиллированной воды. Разделить полученный раствор на 3 пробирки.

2. В одну из пробирок добавить 1-2 капли насыщенного раствора FeCl_3 и наблюдать, что произошло с реакционной смесью.

3. Во вторую пробирку добавляют кристаллический хлорид калия и делают выводы, составляют уравнения реакций.

4. В третью пробирку насыпают кристаллический KSCN и наблюдают за

Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»

изменениями. Делают выводы, составляют уравнения реакций.

Опыт № 2. Влияние температуры на положение химического равновесия. Для протекания химической реакции:

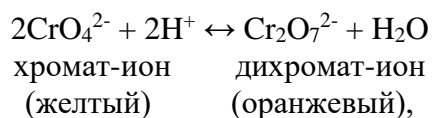
1. Смешивают 1 каплю раствора йода (I_2) желтоватого цвета и 1 мл раствора крахмала, получают раствор интенсивно синего цвета, т.к. образуется органический комплекс йода с крахмалом. Разделяют полученный раствор на 2 части.

2. Нагревают одну из пробирок на водяной бане, делают выводы об изменениях, сравнивая с холодной пробиркой.

3. Резко охлаждают обесцветившийся раствор под струей холодной воды, наблюдают изменения, делают выводы.

Опыт № 3. Влияние кислотности среды на смещение химического равновесия.

Соли хромовой кислоты (хроматы) окрашены в желтый цвет, а соли дихромовой кислоты (дихроматы) – в оранжевый цвет. В растворах этих солей имеет место равновесие:



которое легко смещается при изменении концентрации ионов водорода.

Для выполнения опыта необходимо:

1. Приготовить две пробирки. В одну из них налить 2 мл раствора бихромата калия ($K_2Cr_2O_7$ 0,5 М), в другую – столько же раствора хромата калия (K_2CrO_4 0,5 М). Отметить отличие растворов по цвету. Эти пробирки служат для сравнения.

2. В новую пробирку внести 1-2 мл бихромата калия $K_2Cr_2O_7$ и прибавить 1-2 мл 2 н раствора гидроксида калия. Отметить изменение окраски раствора.

3. Затем к этому же раствору прибавить 1-2 мл 2 н раствора серной кислоты. Наблюдать переход окраски раствора.

Задания по этому опыту:

1. Составить уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.
2. Отметить в уравнениях реакций изменение окраски раствора.
3. Объяснить, исходя из принципа Ле Шателье, изменение окраски раствора.

Вопросы и задания

1. Дать определение химического равновесия. Указать кинетический и термодинамический критерии химического равновесия.

2. Дать определение константы химического равновесия.

3. Указать, куда сместится химическое равновесие при изменении внешних условий для следующих реакций:



Для реакции «а» указать, во сколько раз возрастёт v при увеличении концентрации SO_2 в 2 раза.

Практическая работа № 4

Тема: Строение кристаллических решеток металлов и молекул

Задание: используя шаростержневые модели кристаллических решеток различных веществ, соберите их.

Практическая работа № 5

Тема: Гидролиз солей

Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»

Цель работы: определение опытным путем кислотности среды при гидролизе различных солей, закрепление теоретических знаний процесса гидролиза солей.

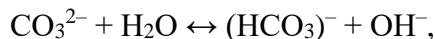
Оборудование и реактивы: штативы, пробирки, микрошпатели, промывалки с дистиллированной водой, кристаллические соли: хлорид алюминия $AlCl_3$, карбонат аммония $(NH_4)_2CO_3$, хлорид натрия $NaCl$, фосфат натрия Na_3PO_4 , индикаторная бумага, растворы индикаторов метилового оранжевого и фенолфталеина, стеклянные палочки.

Теоретическая часть

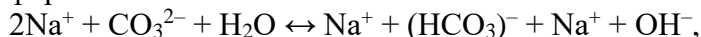
Гидролиз вообще рассматривается как один из видов сольволиза. Гидролизом солей называют взаимодействие ионов соли с водой, приводящее к образованию слабого электролита (кислоты или основания). В том случае, если соль образована сильным основанием и сильной кислотой, например $NaCl$, $Ca(NO_3)_2$ и др., то гидролиз не происходит и pH раствора равен 7.

Гидролиз солей многоосновных кислот или многокислотных оснований происходит по ступеням. Известны три типичных случая гидролиза солей.

Гидролиз солей, которые образованы катионом металла сильного основания и кислотным остатком слабой кислоты (например, Na_2CO_3 , KCN , CH_3COONa), называют *гидролизом по аниону*, поскольку только анионы этих солей связывают протоны, образуя слабые электролиты. Так, первая ступень гидролиза карбоната натрия в сокращенной ионной форме имеет вид:



в полной ионной форме



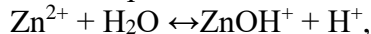
в молекулярной форме



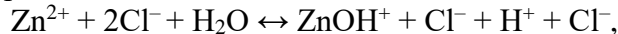
В данном случае анионы CO_3^{2-} взаимодействуют с протонами воды, при этом получают анионы HCO_3^- , смещается равновесие диссоциации воды, в растворе накапливаются анионы OH^- . Поэтому раствор Na_2CO_3 приобретает щелочную реакцию ($pH > 7$).

Вторая ступень гидролиза солей всегда выражена слабее, гидролиз протекает главным образом по первой ступени.

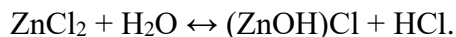
Гидролиз солей, которые образованы катионом металла слабого основания и кислотным остатком сильной кислоты (например, NH_4Cl , $CuSO_4$, $ZnCl_2$), называют *гидролизом по катиону*, так как только катионы этих солей связывают OH^- -ионы воды, образуя малодиссоциирующие основания. При этом если соль образована многокислотным основанием, гидролиз протекает по ступеням. Первую ступень гидролиза хлорида цинка изображают в сокращенной ионной форме:



в полной ионной форме



или в молекулярной форме



Из ионного уравнения видно, что катионы цинка связывают OH^- -ионы воды с образованием катионов $ZnOH^+$, равновесие диссоциации воды смещается, в растворе накапливаются катионы H^+ , раствор имеет кислую реакцию ($pH < 7$).

Гидролиз солей, которые образованы катионом металла слабого основания и кислотным остатком слабой кислоты (например, CH_3COONH_4 , $Mg(CN)_2$, $(NH_4)_2S$, Al_2S_3), происходит *по катиону и аниону*. Среди продуктов гидролиза этих солей появляются слабые кислоты и слабые основания, так как одновременно связываются катионы H^+ и

Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»

анионы OH^- воды. Например, уравнение гидролиза ацетата аммония в ионной форме записывают так:



или в молекулярной форме



Количественно гидролиз характеризуют степенью гидролиза солей, под которой понимают отношение концентрации гидролизованной части соли к общей концентрации ее в растворе ($\alpha_{\text{гидр.}}$ выражают в процентах):

$$\alpha_{\text{гидр.}} = (\text{C}_{\text{гидр.}} / \text{C}_{\text{общ.}}) \cdot 100\%,$$

где $\text{C}_{\text{гидр.}}$ – число молей гидролизованной соли;

$\text{C}_{\text{общ.}}$ – общее число молей растворенной соли.

Степень гидролиза солей тем выше, чем слабее кислота или основание, образующие эту соль. Кроме того, процесс гидролиза солей характеризуют константой гидролиза $K_{\text{гидр.}}$, представляющая собой константу равновесия гидролитической реакции.

Ход работы

1. Налить в 5 пробирок примерно по 3 мл дистиллята
2. В первую пробирку добавить 1 микрошпатель хлорида алюминия, тщательно размешать стеклянной палочкой.
3. Затем при помощи полосок индикаторной бумаги определить водородный показатель pH.
4. Используя индикаторы по 1-2 капли, подтвердить кислотность среды, которая была определена при помощи индикаторной бумаги. Для этого подтверждения использовать в щелочной среде – фенолфталеин, а в кислой – метиловый оранжевый.
5. Во вторую пробирку с дистиллированной водой добавить 1 микрошпатель карбоната натрия и размешать до полного растворения. Внимательно проделать те же операции что и в первом случае.
6. В третью пробирку присыпать микрошпателем карбонат аммония и повторить действия по определению кислотности.
7. Аналогично определить кислотность растворов солей фосфата натрия и затем хлорида натрия.
8. В качестве отчета составить молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения гидролиза по каждому раствору соли и сделать выводы о кислотности среды.

Вопросы и задания

1. Составить уравнение гидролиза следующих солей: а) сульфата цинка; б) карбоната аммония (полный гидролиз); в) хлорида железа (III); г) сульфида натрия (Na_2S).
2. Какие факторы усиливают гидролиз?
3. Как скажется на гидролизе сульфида аммония $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ добавление к раствору гидроксида аммония NH_4OH ?

Практическая работа № 6

Тема: Реакции ионного обмена

Цель работы: применить на практике знания о реакциях ионного обмена.

Оборудование и реактивы: пробирки, растворы CuSO_4 , CaCl_2 , NaOH , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_3PO_4 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, Na_2SO_3 , Na_2CO_3 , H_2SO_4 , фенолфталеина (спиртовой).

Ход работы

Опыт 1. Реакции, идущие с образованием осадка. В одну пробирку налейте 3-4 мл раствора сульфата меди (II) CuSO_4 , во вторую – столько же раствора хлорида кальция CaCl_2 , а в третью – сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. В первую пробирку добавьте немного раствора гидроксида натрия NaOH , во вторую – раствор ортофосфата натрия Na_3PO_4 , а в

Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»

третью – раствор нитрата бария $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$. Во всех пробирках образуются осадки. Составьте уравнения реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде. Объясните, почему образовались осадки.

Опыт 2. В одну пробирку налейте 3-4 мл раствора сульфита натрия Na_2SO_3 , во вторую – такой же объем раствора карбоната натрия Na_2CO_3 . В каждую из них добавьте столько же серной кислоты H_2SO_4 . В первой пробирке выделяется газ с острым запахом, во второй – газ без запаха. Составьте уравнения происходящих реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

Опыт 3. В одну пробирку налейте 3-4 мл раствора гидроксида натрия NaOH и добавьте две-три капли раствора фенолфталеина. Затем прилейте раствор серной кислоты до обесцвечивания. В другую пробирку налейте примерно 10 мл сульфата меди (II) CuSO_4 и добавьте немного раствора гидроксида натрия. Прилейте в пробирку серную кислоту до растворения осадка. Составьте уравнения происходящих реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде. Поясните, почему в первой пробирке произошло обесцвечивание, а во второй – растворение осадка.

Практическая работа № 7

Тема: Приготовление растворов солей с заданными концентрациями

Задание 1. Как приготовить раствор соли заданной *весовой* процентной концентрации, если соль – твердое вещество, не содержащее кристаллизационную воду? Растворитель – вода.

Весовые процентные растворы – это растворы, содержащие определенное количество вещества в граммах в 100 граммах раствора.

Для решения задачи рассчитываем практическую навеску вещества. Она равна указанной величине процента в граммах. Затем рассчитываем необходимое количество растворителя (воды). Далее взвешиваем необходимое количество вещества на весах, переносим навеску в стакан и приливаем к навеске рассчитанное количество воды.

Задание 2. Приготовление *молярных* растворов солей.

Молярными называют растворы, содержащие определенное количество грамм-молей вещества в 1 л раствора. Грамм-моль вещества – это количество вещества в граммах, численно равное его молекулярной массе:

1 М – молярный раствор,

0,1 М – децимолярный раствор,

0,01 М – сантимольный раствор,

0,001 М – миллимолярный раствор.

Для решения задачи рассчитываем величину навески соли в граммах. Навеска равна заданной величине молярности, умноженной на молярную массу вещества. Затем переносим навеску в мерную литровую колбу и доводим дистиллированной водой до метки.

Задание 3. Приготовление *нормальных* растворов.

Нормальными называют растворы, содержащие определенное количество грамм-эквивалента в 1 л раствора. Грамм-эквивалент вещества – это количество вещества в граммах, численно равное его эквиваленту. Под эквивалентом вещества понимают часть его молекулы, способную принять участие в реакциях.

Эквивалент соли равен молекулярной массе соли, деленной на произведение числа атомов металла на его валентность.

Для решения этой задачи необходимо рассчитать эквивалент вещества, затем перевести величину навески вещества в граммы и перенести навеску соли в мерную литровую колбу, доведя объем до одного литра.

Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»

Практическая работа № 8

Тема: Решение задач по приготовление растворов

Задача 1. Сколько грамм сульфата натрия и воды нужно для приготовления 300 г 5% раствора?

Решение: из формулы $C\% = \frac{m_{в-ва}}{m_{р-ра}} \cdot 100\%$ видно, что

$$w(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{Na}_2\text{SO}_4) \times 100\%}{m}$$

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{w(\text{Na}_2\text{SO}_4) \times m}{100} = \frac{5 \times 300}{100} = 15 \text{ (г)}$$

где $w(\text{Na}_2\text{SO}_4)$ – массовая доля вещества в %;

m – масса раствора, г.

масса воды $m(\text{H}_2\text{O}) = 300 - 15 = 285 \text{ (г)}$.

Таким образом, для приготовления 300 г 5% раствора сульфата натрия надо взять 15 г Na_2SO_4 и 285 г воды.

Задача 2. Необходимо приготовить 1 л 5% раствора соляной кислоты из концентрированной продажной с плотностью 1,19 г/см³.

Решение:

По справочнику узнаем, что 5% раствор соляной кислоты имеет плотность 1,024 г/см³.

Следовательно, 1 л ее будет весить $1,024 \times 1000 \text{ мл} = 1024 \text{ г}$.

В этом количестве должно содержаться чистого HCl:

100 г – 5 г чистого HCl

1024 г – x г чистого HCl

$$x = \frac{1024 \times 5}{100} = 51,2 \text{ г}$$

Соляная концентрированная кислота содержит 37,23% хлороводорода. Чтобы узнать, сколько следует взять этой кислоты, составляем пропорцию:

100 г – 37,23 г HCl

x г – 51,2 г HCl

$$x = \frac{100 \times 51,2}{37,23} = 137,5 \text{ г, но кислоту в г на весах взвешивать неудобно, поэтому}$$

переводим граммы через плотность в объемы:

$$\rho = \frac{m}{V}; \quad V = \frac{m}{\rho} = \frac{137,5}{1,19} = 115,5 \text{ мл.}$$

Отмеряем 116 мл кислоты, доводим объем до 1 л.

Задача 3. Какое количество 96%-ного раствора серной кислоты (плотностью 1,84 г/см³) нужно взять для приготовления 250 мл раствора H_2SO_4 с молярной концентрацией 0,5 моль/л?

Решение: Молярная концентрация показывает, сколько молей вещества содержится в 1 литре раствора.

Масса одного моля серной кислоты равна 98 г/моль. Раствор, который надо получить, полуторной молярной концентрации, т.е. в литре его растворено 0,5 моля кислоты.

Учитывая, что масса 1 моля равна 98 г/моль, то масса половины его моля будет равняться 49 г/моль.

Значит 49 грамм серной кислоты должно быть растворено в литре раствора, который нужно получить.

В 250 мл, соответственно: $250 \times 49 / 1000 = 12,25 \text{ грамм}$. Поэтому необходимо взять столько мл исходного раствора, в котором содержится 12,25 грамм серной кислоты.

Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»

Процентная концентрация показывает, сколько грамм растворенного вещества содержится в 100 граммах раствора.

Если мы имеем раствор в 96%, т.е. в 100 граммах раствора 96 грамм серной кислоты, то переведем 100 грамм в миллилитры: $\rho = m / V$, $V = m / \rho$,

где m – масса раствора, а ρ – плотность раствора. Получившийся объем будет равен:
 $V = 100 / 1,84 = 54,35$ мл.

96 грамм серной кислоты содержатся в 54,35 мл исходного раствора, а требуемые 12,25 грамм кислоты содержатся в 96 г H_2SO_4 , то есть в 54,35 мл исходного раствора. При этом если взять 12,25 г H_2SO_4 (пусть будет x мл исходного раствора) и x будет равняться $(12,25 \times 54,35) / 96 = 6,94$ мл.

Во всех случаях, если растворяемое вещество жидкость, то сначала нужно подсчитать количество вещества в граммах, а затем перевести его в объем.

Техника приготовления. Поместить 6,94 мл 96% серной кислоты в мерную колбу на 250 мл, в которую предварительно налили около 100 мл дистиллированной воды. Раствор довести до метки водой и перемешать.

Практическая работа № 9

Тема: Правила подбора коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций

Задание: составьте электронный баланс, определите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты в следующих реакциях.

- $Cu + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + H_2O$
- $H_2S + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow S + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$
- $HBr + KMnO_4 \rightarrow Br_2 + MnBr_2 + KBr + H_2O$
- $As_2S_3 + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3AsO_4 + H_2SO_4 + NO$
- $Na + HNO_3 \rightarrow NaNO_3 + N_2O + H_2O$
- $Al + HNO_3 \rightarrow Al(NO_3)_3 + N_2O + H_2O$
- $Zn + HNO_3 \rightarrow N_2\uparrow + Zn(NO_3)_2 + H_2O$
- $K + HNO_3 \rightarrow (NH_4)NO_3 + KNO_3 + H_2O$
- $Zn + NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2 + H_2\uparrow$
- $Cu + HNO_3 \rightarrow NO_2 + Cu(NO_3)_2 + H_2O$
- $H_2C_2O_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow CO_2\uparrow + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$
- $FeSO_4 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$

Практическая работа № 10

Тема: Примеры составления ОВР методом электронного баланса и электронно-ионные уравнения (метод полуреакций)

Задание. Из каждого предложенного перечня выберите вещества, между которыми протекает окислительно-восстановительная реакция. Записать уравнения реакций и расставить коэффициенты методом полуреакций, указать окислитель и восстановитель. Допустимо использование водных растворов.

1) Сера, нитрат бария, гидроксид цинка, гидроксид натрия, азотная кислота, хромат калия. Окислителем и восстановителем в этой реакции является один и тот же элемент.

2) Цинк, хлорид бария, серная кислота, азотная кислота, ацетат свинца, карбонат калия. В ходе этой реакции образуется вещество, являющееся основным компонентом воздуха.

3) Фторид натрия, иодид лития, хлороводород, серная кислота, дихромат калия, гидроксид железа (II). В ходе этой реакции образуется окрашенный газ.

4) Ацетат стронция, гидроксид хрома (III), гипохлорит калия, сульфид натрия,

Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»

гидроксид натрия, сульфат железа (III). В ходе этой реакции в щелочной среде образуется желтый раствор.

5) Фосфин, концентрированная серная кислота, гидроксид железа (II), сульфат алюминия, фторид натрия, аммиак. В ходе этой реакции образуется высший гидроксид.

6) Оксид меди (I), серная кислота, гидроксид натрия, перманганат калия, нитрат цинка, иодоводородная кислота. В ходе этой реакции цвет раствора изменяется на сине-голубой и не выделяются осадок или газ.

7) Пероксид водорода, бромид калия, разбавленная серная кислота, перманганат калия, карбонат магния, нитрат серебра. В ходе этой реакции в кислой среде наблюдается обесцвечивание раствора.

8) Азотная кислота, гидроксид натрия, фосфин, перманганат натрия, сульфат цинка, ацетат свинца. В ходе этой реакции наблюдается изменение окраски раствора на зеленую.

Практическая работа № 11

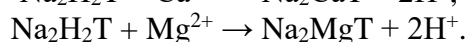
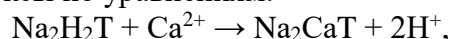
Тема: Определение жесткости воды комплексометрическим методом

Цель работы: освоение объемного метода анализа применительно к комплексометрии.

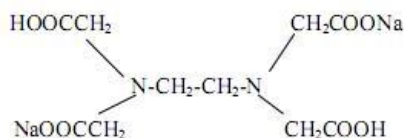
Оборудование и реактивы: 0,02 н раствор трилона Б ($C_6H_{12}N_2(COOH)_2(COONa)_2 \cdot 2H_2O$), приготовленный из стандарт-титра; буферный аммиачный раствор; индикатор эриохром черный Т; индикатор мурексид; конические колбы объемом 250 мл; бюретки объемом на 25 мл; стаканы для слива; штатив; промывалки с дистиллятом.

Теоретическая часть

Одной из важнейших характеристик воды является жесткость. Величина жесткости показывает концентрацию катионов двухвалентных щелочноземельных металлов (Ca^{2+} и Mg^{2+}) в воде. Катионы этих металлов попадают в воду, вследствие воздействия углекислого газа на минералы, содержащие карбонаты, или в результате биохимических процессов. Жесткость воды может изменяться при обработке на водопроводных станциях или сбросе в нее сточных вод. Для определения общей жесткости воды (суммарное содержание катионов Ca^{2+} и Mg^{2+}) применяют трилонометрический метод. Этот метод основан на способности трилона Б (двунатриевой соли этилендиаминтетрауксусной кислоты, упрощенно Na_2H_2T) образовывать с ионами магния и особенно кальция малодиссоциированные комплексы по уравнениям:



Трилон Б представляет собой сложное органическое соединение, характеризующееся структурной формулой:



и молекулярной формулой: $C_6H_{12}N_2(COOH)_2(COONa)_2 \cdot 2H_2O$.

В качестве индикаторов в трилонометрии используются органические соединения, также образующие комплексные соединения с определяемыми катионами металлов (оксинитроокрасители: мурексид, хромоген черный, эриохром черный Т и др.) Когда в анализируемую воду добавляют эриохром черный Т, он образует с ионами Mg^{2+} вишнево-красное комплексное соединение. Определение будет правильным, если титруемый раствор будет иметь $pH = 10 \pm 0,1$. Точность определения составляет 0,5 мг-экв./литр (или 2%), что и является минимально определяемой концентрации при титровании 100 мл

Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»

пробы. Трилометрический метод является наиболее быстрым методом определения суммы магния и кальция в воде.

Ход работы

Определение общей жесткости

1. В коническую колбу для титрования отмеряют мерной колбой на 100 мл водопроводную воду или другой объем воды, доведенный до 100 мл дистиллятом.

2. Приливают в коническую колбу 5 мл буферного раствора. После тщательного перемешивания прибавляют 0,1–0,2 г сухой смеси индикатора эриохрома.

3. Жидкость перемешивают и титруют 0,02 н раствором трилона Б до перехода красной окраски в фиолетовую, затем по каплям при тщательном перемешивании титруют до появления синей окраски исследуемого раствора. Изменение окраски подтверждают прибавлением еще 1 капли титрованного раствора трилона Б. Титрование не должно продолжаться более 5 минут. Конец титрования наиболее заметен, если рядом поставить заведомо перетитрованную пробу, до цвета которой и следует титровать. Рекомендуется проводить не менее трех определений, чтобы сходимость результатов составляло не более 2%.

Вычисление общей жесткости: $J_{\text{общ.}} = V_{\text{T}} \cdot N \cdot 1000 / V_{\text{H}_2\text{O}}$,

где J – содержание ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} (ммоль/л) – общая жесткость;

V_{T} – средний объем трилона Б, пошедший на титрование, взятый из сходящихся результатов (мл);

N – нормальность раствора трилона Б (моль/л);

1000 – коэффициент пересчета единиц измерения из моль в ммоль;

$V_{\text{H}_2\text{O}}$ – объем пробы воды, взятой на анализ (мл).

Определение Ca^{2+}

1. В коническую колбу для титрования отмеряют мерной колбой на 100 мл водопроводную воду или другой объем воды, доведенный до 100 мл дистиллятом.

2. Прибавляют 5 мл 1 н раствора NaOH. После тщательного перемешивания вносят на кончике шпателя индикатор мурексид.

3. Содержимое колбы титруют 0,02 н раствором трилона Б до перехода розовой окраски в сине-фиолетовую, не исчезающую в течение 3 минут.

Вычисление жесткости по Ca^{2+} : $J_{\text{Ca}} = V_{\text{T}} \cdot N \cdot 1000 / V_{\text{H}_2\text{O}}$,

где J_{Ca} – содержание Ca^{2+} (жесткость), (ммоль/л);

V_{T} – средний объем трилона Б, пошедший на титрование кальция, мл;

N – нормальность раствора трилона Б (моль/л);

1000 – коэффициент пересчета единиц измерения из моль в ммоль;

$V_{\text{H}_2\text{O}}$ – объем пробы воды, взятой на анализ (мл).

Чтобы рассчитать содержание Ca^{2+} в мг/л, используют формулу: $X_{\text{Ca}} = J_{\text{Ca}} \cdot 20$,

где 20 – молярная масса эквивалента Ca^{2+} , г/моль.

Определение Mg^{2+}

Содержание Mg^{2+} (жесткость) рассчитывают по разности: $J_{\text{Mg}} = J_{\text{общ.}} - J_{\text{Ca}}$, ммоль/л

Содержание Mg^{2+} в мг/л: $X_{\text{Mg}} = J_{\text{Mg}} \cdot 12$,

где 12 – молярная масса эквивалента Mg^{2+} , г/моль.

Вопросы и задания

1. Чем определяется жесткость воды?
2. В чем состоит суть метода комплексонометрии?
3. Что представляют собой комплексные соединения? Дать примеры хелатных соединений.
4. Что такое pH? Для чего нужны буферные растворы?

Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»

5. В чем заключается сущность закона эквивалентов? Записать математическое выражение закона эквивалентов применительно к комплексонометрии.

6. Рассчитать содержание кальция в одном литре воды (в мг и ммоль), если на титрование 100 мл пробы воды пошло 20 мл трилона Б.

Практическая работа № 12

Тема: Галогены

Выполните задания.

1. Какие из перечисленных свойств соляной кислоты указаны верно?

- 1) изменение окраски лакмуса;
- 2) изменение цвета фенолфталеина;
- 3) реакция со многими металлами;
- 4) растворение меди;
- 5) нейтрализация гидроксида кальция;
- 6) растворение оксида золота;
- 7) взаимодействие с солями;
- 8) вытеснение фосфорной кислоты из фосфатов.

Запишите уравнения реакций на примере взаимодействия веществ с соляной кислотой.

2. Какие из перечисленных кислот применяют для получения водорода в лабораторных условиях: фосфорную, серную, сероводородную, соляную, угольную, уксусную, хлороводородную? Запишите соответствующие уравнения реакций.

3. Запишите все формулы летучих водородных соединений элементов главных подгрупп периодической системы и их химические названия.

4. Запишите формулы простых веществ галогенов и укажите их окраску и агрегатные состояния при комнатной температуре.

5. Галогены реагируют с водой, кислородом, оксидом цинка, водородом, фосфором, медью. Какие ошибки в этом утверждении? Запишите уравнения реакций на примере взаимодействия вышеперечисленных веществ с хлором.

6. Какая из нижеперечисленных реакций не протекает?

- 1) $KBr + Cl_2 \rightarrow$
- 2) $H_2O + F_2 \rightarrow$
- 3) $NaI + Br_2 \rightarrow$
- 4) $KBr + I_2 \rightarrow$

Допишите уравнения возможных реакций.

7. В лаборатории хлор обычно получают окислением:

- 1) $NaCl$
- 2) HCl
- 3) $KClO_3$
- 4) $KMnO_4$

Какой вариант (варианты) ответов правильные? Запишите одно уравнение реакции и укажите условия ее протекания

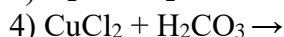
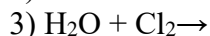
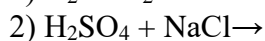
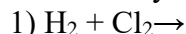
8. Какие свойства проявляют галогены:

- 1) окислительные и восстановительные;
- 2) галогены не проявляют окислительно-восстановительных свойств;
- 3) только окислительные;
- 4) только восстановительные.

Выберите правильное утверждение и запишите уравнениям реакций с участием брома.

Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»

9. HCl получается в результате реакции:



Какое утверждение верно? Допишите уравнения возможных реакций.

10. Соляную кислоту и хлориды можно распознать по их реакции:

1) исключительно с нитратом серебра;

2) с серебром;

3) с хлоридом серебра;

4) с ионами серебра.

Выберите правильное утверждение и запишите уравнение реакции, признаки ее протекания.

Практическая работа № 13

Тема: Свойства серы и ее соединений

Цель работы: изучение химических свойств серы и ее соединений

Опыт 1. В пробирку поместить один микрошпатель порошкообразной серы, добавить 4-5 капель концентрированного раствора азотной кислоты и прокипятить до частичного растворения серы. Каков внешний вид выделяющегося газа? Докажите наличие сульфат-иона, добавив к полученному раствору несколько капель раствора нитрата свинца. Напишите уравнения реакций.

Опыт 2. В пробирку поместить один микрошпатель порошкообразной серы, добавить 8-10 капель концентрированного раствора гидроксида натрия, смесь прокипятить и доказать наличие в растворе сульфид-ионов, добавив к нему 1 каплю раствора нитрата свинца (II). Напишите уравнение реакции диспропорционирования серы в щелочном растворе.

Опыт 3. В три пробирки поместить по 3-5 капель растворов солей кадмия (II), цинка, меди (II) соответственно. В каждую из пробирок добавить по 2-3 капли раствора сульфида натрия Na_2S . К полученным осадкам добавить по несколько капель концентрированного раствора соляной кислоты. Повторить опыт, добавляя к полученным осадкам разбавленный раствор соляной кислоты. Укажите цвет полученных осадков и напишите уравнения реакций.

Опыт 4. В пробирку поместить один микрошпатель порошкообразной серы, смочить ее 1-2 каплями этанола, добавить 8-10 капель концентрированного раствора сульфида натрия и смесь прокипятить до изменения цвета раствора. Раствор полученного полисульфида натрия профильтровать и к фильтрату добавить по каплям разбавленный раствор соляной кислоты до выпадения осадка. Напишите уравнения реакций. С какими свойствами атома серы может быть связана способность образовывать полимерные сульфиды?

Опыт 5. В пробирку поместить один шпатель серы, смочить ее 2-3 каплями этилового спирта, добавить 10 капель раствора сульфита натрия, приготовленного растворением в отдельной пробирке 1 шпателя сульфита натрия в 1 мл воды. Нагрейте пробирку до кипения, охладите и профильтруйте. 5-6 капель полученного тиосульфата натрия $Na_2S_2O_3$ поместить в пробирку и добавить 3-4 капли разбавленного раствора серной кислоты. В третью пробирку добавить 5-6 капель йодной воды и прибавлять по каплям полученный ранее раствор тиосульфата натрия до обесцвечивания раствора. Напишите уравнения проведенных реакций, укажите цвета полученных осадков и газообразных продуктов. Тиосульфат натрия в медицине используется при отравлении

Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»

тяжелыми металлами, чем это обусловлено? Свое предположение подтвердите уравнениями реакций.

Практическая работа № 14

Тема: Элементы V группы

Цель работы: изучение химических свойств азота и фосфора.

Опыт 1. В одну пробирку поместить 2-3 капли бромной воды, в другую – столько же раствора перманганата калия. В каждую из пробирок добавить по 3-4 капли концентрированного раствора аммиака. Нагрейте их до изменения окраски растворов. Как изменяется окраска растворов? Напишите уравнения реакций, укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 2. В пробирку поместить 2-3 капли раствора хлорида аммония NH_4Cl столько же капель раствора гидроксида натрия NaOH . Содержимое пробирки слегка нагреть. Отметить запах выделяющегося газа. К горлышку пробирки поднести полоску влажной красной лакмусовой бумаги. В какой цвет окрашивается полоска? Какими кислотно-основными свойствами обладает аммиак? Напишите уравнение реакции.

Опыт 3. В две пробирки поместить по 3-5 капель раствора перманганата калия и 1-2 капли разбавленного раствора серной кислоты. В одну из пробирок добавить 1 микрошпатель хлорида гидразиния $\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl}$ или сульфата гидразиния $\text{N}_2\text{H}_6\text{SO}_4$, а во вторую – 1 микрошпатель хлорида гидроксиаммония $(\text{NH}_3\text{OH})\text{Cl}$ или сульфата гидроксиаммония $(\text{NH}_3\text{OH})_2\text{SO}_4$. Напишите уравнения реакций, учитывая что гидразин и гидроксиамин окисляются до азота, определите окислители и восстановители.

Опыт 4. В пробирку поместить 2-3 капли растворов перманганата калия, в другую – дихромата калия, в третью – йодида калия. Во все прилейте по 2-3 капли разбавленного раствора серной кислоты, а в пробирку с раствором йодида калия – еще одну каплю раствора крахмала. Затем добавьте по 1 мл раствора нитрита калия. Каким становится цвет реакционных смесей? Напишите уравнения проведенных реакций. Какими окислительно-восстановительными свойствами обладают нитриты?

Опыт 5. В четыре пробирки поместить по 1 мл растворов фосфата натрия Na_3PO_4 , гидрофосфата натрия Na_2HPO_4 , дигидрофосфата натрия NaH_2PO_4 , дифосфата натрия $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$. В каждую добавьте по 1 мл раствора нитрата серебра AgNO_3 . Каков цвет образующихся осадков? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионных формах. Является ли цвет осадка качественным признаком соответствующего фосфата серебра и почему?

Практическая работа № 15

Тема: Углерод. Кремний

Цель работы: изучение химических свойств углерода, кремния и их соединений.

Оборудование и реактивы: колба емкостью 500 мл, активированный уголь, разбавленный раствор фуксина, пробирка с газоотводной трубкой, раствор соляной кислоты, кусочки мрамора или мела, лакмус, вода, спиртовка, пробирки, гидрокарбонат натрия, карбонат натрия, фенолфталеин, растворы силиката натрия, хлорида аммония.

Опыт 1. Адсорбционные свойства угля. В колбу налейте водный раствор фуксина. Добавьте 10 г активированного угля. Встряхивайте содержимое колбы до полного исчезновения окраски. Опишите наблюдения. Почему раствор обесцветился?

Опыт 2. Получение и свойства углекислого газа. В пробирке с газоотводной трубкой получите оксид углерода (IV) при действии разбавленной соляной кислоты на кусочки мрамора. Отметьте физические свойства выделяющегося газа. Соберите газ в сухую пробирку.

Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»

В пробирку с собранным оксидом углерода (IV) опустите тлеющую лучинку. Поддерживает ли горение полученный газ?

Опустите конец отводной трубки до дна в другую пробирку, до половины заполненную дистиллированной водой, куда предварительно добавьте несколько капель раствора лакмуса. Некоторое время пропускайте газ через воду, наблюдая за изменением окраски лакмуса. Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

Опыт 3. Гидролиз солей угольной кислоты H_2CO_3 . В две пробирки внесите по 5-6 мл воды и по 1 каплю раствора фенолфталеина. В первую добавьте несколько кристаллов карбоната натрия, в другую – гидрокарбоната натрия. Нагрейте пробирки на кипящей водяной бане. Отметьте различие в окраске индикатора до и после нагревания, составьте ионные уравнения реакций гидролиза взятых солей. В каком случае гидролиз протекает в меньшей степени и почему?

Опыт 4. Гидролиз солей кремниевой кислоты. В пробирку внесите 3-5 капель раствора силиката натрия и 1 каплю раствора фенолфталеина. Что наблюдается? Запишите уравнения.

Во вторую пробирку с раствором силиката натрия добавьте раствор хлорида аммония. Какое вещество выпадает в осадок? Запишите уравнение гидролиза силиката аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SiO}_3$ в ионном виде. Объясните, почему гидролиз силиката аммония протекает до конца.

Практическая работа № 16

Тема: Бор. Алюминий

Цель работы: изучение химических свойств бора, алюминия и их соединений.

Оборудование и реактивы: химический стакан, стеклянные палочки, универсальные индикаторы, 6 г буры, дистиллированная вода, концентрированная серная кислота, химическая воронка, фильтровальная бумага, пробирки, лакмус, магний, растворы хлорида алюминия AlCl_3 , гидроксида натрия NaOH , серной кислоты.

Опыт 1. Гидролиз солей борной кислоты. Растворите при нагревании в химическом стакане 6 г буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ в 12 мл дистиллированной воды. С помощью индикаторов определите pH насыщенного раствора буры. Напишите ионные уравнения реакций гидролиза буры по первой (с образованием ортоборной кислоты и метабората натрия) и второй (с образованием ортоборной кислоты и гидроксида натрия) ступеням.

Опыт 2. Получение борной кислоты. К горячему насыщенному раствору вещества, полученного в опыте № 1, прибавьте 1 мл концентрированной серной кислоты. Охладите раствор до комнатной температуры. Запишите наблюдаемые явления.

Отделите выделившиеся кристаллы фильтрованием полученного раствора через воронку с фильтровальной бумагой. Напишите уравнения реакции в молекулярном и ионном виде. Поясните, почему серная кислота вытеснила борную из ее соли.

Опыт 3. Кислотные свойства борной кислоты. Полученные в предыдущем опыте кристаллы борной кислоты растворите в дистиллированной воде при нагревании. Разделите раствор по трем пробиркам. В первую – добавьте раствор лакмуса и наблюдайте изменение окраски раствора. Во второй пробирке определите pH раствора с помощью универсальной индикаторной бумаги. В третью пробирку поместите кусочек магния и отметьте наблюдаемые явления. Напишите уравнение реакции борной кислоты с магнием, приняв, что в ходе ее образуется тетраборат магния.

Опыт 4. Амфотерность гидроксида алюминия. К раствору хлорида алюминия прилейте по каплям разбавленный раствор щелочи до образования осадка. Раствор с осадком разделите на две пробирки. В одну налейте раствор кислоты H_2SO_4 , в другую – раствор щелочи NaOH . Отметьте растворение осадка в обеих пробирках. Напишите

ОПОП	СМК-РПД-В1.П2-2023
Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»	

уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Сделайте вывод о кислотно-основных свойствах гидроксида алюминия.

Практическая работа № 17

Тема: Свойства элементов I и II групп

Цель работы: изучение химических свойств элементов первой и второй групп Периодической системы и их соединений.

Оборудование и реактивы: стальная проволока, фарфоровая чашка, спиртовка, растворы солей калия, натрия и лития, металлический натрий, вода, спиртовой раствор фенолфталеина, стакан, пробирки, стеклянные палочки, 0,1 М растворы гидроксида натрия, соляной кислоты, хлорида магния и хлорида бериллия.

Опыт 1. Окрашивание пламени. Прокаленную на пламени спиртовки стальную проволоку опустите в насыщенный раствор соли калия. То же проделайте, опуская промытую проволоку в растворы солей натрия и лития. Отметьте цвет пламени растворов солей щелочных металлов.

Опыт 2. Взаимодействие щелочных металлов с водой. Налейте в фарфоровую чашку дистиллированную воду и опустите в нее кусочек натрия. В результате реакции образуется раствор щелочи и выделяется водород. Добавьте в чашку несколько капель фенолфталеина и наблюдайте изменение окраски. Запишите уравнение реакции.

Опыт 3. Образование гидроксидов магния и бериллия и изучение их свойств. В химический стакан с раствором хлорида магния прибавьте по каплям раствор щелочи до образования осадка. То же проделайте с раствором хлорида бериллия. Полученные осадки гидроксидов разделите на две части и поместите в пробирки. В первую пробирку добавьте по каплям концентрированный раствор щелочи, во вторую – концентрированный раствор соляной кислоты. Что наблюдается в каждом случае? Напишите соответствующие уравнения реакций.

Практическая работа № 18

Тема: Свойства соединений хрома и марганца

Цель работы: изучение свойств соединений хрома (III), хрома (VI), марганца (II), марганца (IV), марганца (VI), марганца (VII).

Ход работы

Опыт 1. Получение оксида хрома (III). На кафельную плитку насыпать немного кристаллов дихромата аммония. Нагреть в пламени спиртовки стеклянную палочку и внести ее в дихромат аммония. Записать наблюдения и ответить на вопросы: настолько активно протекает реакция? Какой цвет образующегося оксида хрома (III)? Какой выделяется газ? Записать уравнение реакции, указать окислитель и восстановитель.

Опыт 2. Получение и свойства гидроксида хрома (III). В две пробирки поместите по 3-4 мл раствора соли трехвалентного хрома и добавьте по каплям разбавленный раствор гидроксида натрия до образования осадка. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионных формах. В одну из пробирок с гидроксидом хрома (III) прибавить разбавленный раствор серной кислоты, а в другую – разбавленный раствор щелочи до растворения осадка. Какой цвет образующихся растворов и чем он обусловлен? Записать уравнения реакций в молекулярной и ионных формах.

Опыт 3. Восстановительные свойства солей хрома (III). К раствору $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_4]$, полученному в предыдущем опыте, добавить несколько миллилитров 3% раствора пероксида водорода и нагрейте. Изменился ли цвет раствора и почему? Запишите уравнение реакции, указать окислитель и восстановитель.

ОПОП	СМК-РПД-В1.П2-2023
Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»	

Опыт 4. Получение и свойства пероксида хрома (VI). В пробирку с 3-4 каплями раствора дихромата калия добавить 2-3 капли разбавленного раствора серной кислоты и 1 мл диэтилового эфира. В полученную смесь добавьте 1 мл 3%-ного раствора пероксида водорода и осторожно встряхните пробирку. Отметьте изменение окраски эфирного слоя. Напишите уравнения реакций молекулярной и ионных формах. Какова роль диэтилового эфира в данной реакции?

Опыт 5. Получение и свойства гидроксида марганца (II). В три пробирки поместить по 2-3 мл раствора соли марганца (II) и по 1-2 мл раствора гидроксида натрия. Отметить цвет образовавшегося осадка. Одну пробирку поставить в штатив и наблюдать изменение цвета осадка во времени. Во вторую добавить 1-2 капли концентрированного раствора соляной кислоты, а в третью – столько же раствора гидроксида натрия. Каков цвет осадка гидроксида марганца (II) и как он изменяется во времени? Как изменяется реакционная смесь при добавлении соляной кислоты? Как изменяется реакционная смесь при добавлении гидроксида натрия? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионных формах.

Опыт 6. Получение манганата калия. В пробирку поместите 1-2 мл раствора $KMnO_4$, 1-2 мл раствора KOH и 1-2 мл раствора сульфата натрия. Запишите уравнение реакции.

Опыт 7. Диспропорционирование в растворе манганата калия. В пробирку поместите 2-3 мл раствора манганата калия, приготовленного в опыте № 6, и добавьте 1 мл раствора серной кислоты. Отметьте появление окраски раствора и выпадение осадка. Запишите уравнение реакции, определив окислитель и восстановитель.

Опыт 8. Взаимодействие $KMnO_4$ с иодидом калия в разных средах. В три пробирки поместите по 1-2 мл растворов $KMnO_4$ и по 1-2 мл тетрахлорида углерода CCl_4 . В одну добавьте 1-2 мл разбавленного раствора H_2SO_4 , в другую – столько же воды, в третью – 1-2 мл раствора гидроксида калия. Во все три пробирки добавить 1-2 капли раствора йодида калия. Пробирки встряхнуть и наблюдать изменение окраски растворов и слоя тетрахлорида углерода в пробирках. Напишите уравнения реакций, определите окислитель и восстановитель.

Опыт 9. Взаимодействие в нейтральной среде перманганата калия с солью марганца (II). Поместите в пробирку 1-2 мл раствора $KMnO_4$ и добавьте 1-2 мл раствора соли марганца (II). С помощью универсальной индикаторной бумаги определить реакцию среды в полученном растворе. Напишите уравнение реакции, определите окислитель и восстановитель.

Практическая работа № 19

Тема: Перспективы общей и неорганической химии

Задание: подготовить сообщения по заданной теме

6.2 Внеаудиторная самостоятельная работа

№ п/п	Наименование раздела	Наименование темы	Вид СР	Трудоемкость (час.)
1.	Теоретические основы общей химии	Водород, его соединения. Уникальные свойства воды.	конспект	8
		Взаимосвязь термодинамических величин. Практическое использование закона Гесса.	конспект	8
		Связь строения атома s-элементов со свойствами, образуемых ими простых	конспект	8

ОПОП	СМК-РПД-В1.П2-2023
Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»	

		и сложных веществ		
		Связь строения атома р-элементов со свойствами, образуемых ими простых и сложных веществ	конс пект	8
		Связь строения атома d-элементов со свойствами, образуемых ими простых и сложных веществ	конс пект	8
2	Характеристика растворов и их свойства	Коллоидные растворы.	конс пект	8
		Равновесие в гетерогенных системах. Равновесие в растворах малорастворимых электролитов.	конс пект	8
		Гидролиз бинарных соединений	конс пект	8
		Коллигативные свойства растворов неэлектролитов и электролитов. Изотонический коэффициент	конс пект	10
3	Окислительно-восстановительные процессы и основы электрохимии	Подготовка к практическому занятию № 9	конс пект	10
		Подготовка к практическому занятию № 10	конс пект	10
4	Связь строения и состава неорганических соединений с их физическими и химическими свойствами	Металлорганические комплексы, их значение для биологических систем	Конс пект	8
		Подготовка к практическому занятию № 12	Конс пект	10
		Подготовка к практическому занятию № 13	Конс пект	10
		Подготовка к практическому занятию № 14	Конс пект	10
		Подготовка к практическому занятию № 15	Конс пект	10
		Подготовка к практическому занятию № 16	конс пект	10
		Подготовка к практическому занятию № 17	конс пект	10
		Подготовка к практическому занятию № 18	конс пект	10
		Подготовка к практическому занятию № 19	конс пект	10

7. Перечень вопросов на экзамен

Теоретические вопросы

1. Атомы, молекулы, ионы, вещество. Атомные и молекулярные массы. Моль. Молярная масса. Эквивалент. Молярная масса эквивалента.

2. Основные газовые законы и применение их в химии (законы Шарля, Бойля-Мариотта, Гей-Люссака, Клапейрона-Менделеева, Авогадро). Объемные отношения газов в химических реакциях. Молярный объем газов. Плотность газов.

Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»

3. Эквивалент. Фактор эквивалентности и эквивалентное число. Электрохимический эквивалент. Молярная масса и молярный объем эквивалента. Закон эквивалентов. Молярная концентрация эквивалента.

4. Основные положения квантовой механики. Корпускулярно-волновой дуализм. Принцип неопределенности. Понятие о волновой функции и волновом уравнении. Интерпретация волновой функции. Квантование энергии.

5. Теория электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Особенности диссоциации сильных электролитов. Понятие об активности. Ионизирующая и диссоциирующая способность растворителя.

6. Зависимость электродного потенциала от условий (температуры, концентрации, рН). Уравнение Нернста. Константа равновесия окислительно-восстановительных реакций.

7. Окислительно-восстановительные реакции. Классификация ОВР. Типичные окислители и восстановители. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы, их связь с направлением реакций. Константа равновесия ОВР.

8. Электролиз расплавов и растворов. Электролиз с инертными и растворимыми электродами. Электрорафинирование металлов. Законы Фарадея.

9. Атомные орбитали. Орбитали атома водорода. Квантовые числа. Порядок заполнения атомных орбиталей.

10. Периодический закон и Периодическая Система элементов Д.И. Менделеева. Периодическая система и электронное строение атомов. Структура Периодической системы – периоды, группы, подгруппы. Внешние и валентные электроны атомов.

11. Атомные свойства элементов – электронные конфигурации, валентные электроны, атомные и ионные радиусы, их изменение по группам и периодам.

12. Атомные свойства элементов – потенциалы ионизации, сродство к электрону, их изменение по группам и периодам. Проблема существования многозарядных ионов – катионов и анионов.

13. Состав раствора однопротонной кислоты как функция рН раствора. Распределительная диаграмма для однопротонных кислот.

14. Растворы. Растворы ненасыщенные, насыщенные, пересыщенные. Растворимость веществ в воде. Способы выражения количественного состава растворов.

15. Влияние условий (температуры, концентрации, рН) на протекание окислительно-восстановительных реакций. Окислительно-восстановительная устойчивость ионов в низших и высших степенях окисления в водных растворах.

16. Химические свойства элементов – электроотрицательность, тип связей, ковалентности атомов, степени окисления, координационные числа и их изменение по группам и периодам.

17. Химическая связь. Причины образования химической связи. Потенциальная кривая двухатомной молекулы. Основные характеристики химической связи – энергия, длина, полярность. Типы и виды химической связи.

18. Геометрия молекул. Теория гибридизации атомных орбиталей. Модель максимального отталкивания валентных электронных пар. Причины искажения геометрии молекул.

19. Два механизма образования ковалентной связи. Кратные связи. Делокализованные пи-связи. Граничные структуры и мезомерные формулы.

20. Кислотно-основные свойства ионов в водных растворах. Константы кислотности и основности ионов. Реакции гидролиза.

Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»

21. Производство растворимости как константа гетерогенного равновесия. Связь ПР с растворимостью соединений. Экспериментальное и теоретическое определение величин ПР.

22. Принципы растворения осадков малорастворимых электролитов. Растворимость сульфидов в кислотах и осаждение сульфидов из кислых растворов.

23. Основы метода молекулярных орбиталей. Приближение МО ЛКАО. Связывающие, не-связывающие и разрыхляющие МО. Корреляционные диаграммы двухатомных молекул. Порядок связи в методе МО. Форма электронных облаков, отвечающая простейшим МО. Сравнение методов ВС и МО.

24. Поляризация ионов и ее влияние на физические и химические свойства неорганических соединений (устойчивость, цветность, температуру плавления, окислительно-восстановительные свойства и т.д.).

25. Первое начало термодинамики. Энтальпия образования веществ и энтальпия химической реакции. Закон Г.И. Гесса. Энтальпия связи.

26. Понятие об энтропии. Второе начало термодинамики. Энергия Гиббса. Связь энергии Гиббса с направлением химических процессов.

27. Протолитические реакции. Константа равновесия протолитических реакций. Реакция нейтрализации и ее константа равновесия.

28. Автопротолиз воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Константы кислотности и основности воды.

29. Дифференцирующее и нивелирующее действие растворителя на кислоты и основания. Константа кислотности иона гидроксония и константа основности гидроксид-иона.

30. Кислотно-основное поведение гидроксидов, связь с химическим строением и свойствами центрального атома. Амфолиты по Аррениусу и Брэнстеду-Лоури. Равновесия в растворе кислых солей

31. Реакции обратимые и практически необратимые. Химическое равновесие. Критерии химического равновесия. Различные типы химических равновесных процессов в газовой фазе и в растворе. Константа химического равновесия К_р. Связь константы равновесия с изменением энергии Гиббса реакции. Смещение химического равновесия.

32. Протонная теория кислот и оснований Брэнстеда-Лоури. Константы кислотности и основности. Сопряженные пары кислот и оснований.

33. Особенности растворов электролитов. Степень и константа диссоциации. Изотонический коэффициент Вант-Гоффа. Правило разведения Освальда. Особенности диссоциации сильных электролитов. Понятие активности.

34. Влияние одноименного иона на процессы диссоциации слабых электролитов и на растворимость осадков малорастворимых соединений.

35. Равновесия в растворах, содержащих смеси двух кислот. Степень протолиза кислот в их смесях и подходы к расчету рН подобных растворов. Понятие о материальном балансе и условии электронейтральности раствора.

36. Понятие о буферных растворах. Примеры кислотных и щелочных буферных систем. Расчет рН буферных растворов. Естественные буферные системы в природе.

37. Основные свойства разбавленных растворов. Понижение давления пара, понижение температуры замерзания, повышение температуры кипения. Законы Рауля. Осмотическое давление растворов. Обратный осмос. Изотонические растворы.

38. Понятие об электродных потенциалах. Стандартные электродные потенциалы. Гальванический элемент. Связь электродных потенциалов с направлением окислительно-восстановительных реакций. Окислительно-восстановительная устойчивость ионов в водных растворах.

Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»

40. Общая характеристика ЩЭ. Соединения ЩЭ с неметаллами: получение, строение, свойства гидридов, галогенидов, сульфидов, нитридов. Изменение термической устойчивости и состава кислородных соединений в группе ЩЭ. Особые свойства соединений лития.

41. Бериллий. Влияние особенностей строения атома бериллия на свойства его соединений. Свойства металлического бериллия. Гидроксид бериллия, его амфотерность. Соли бериллия и бериллаты, их гидролиз. Основные и комплексные карбонаты бериллия, их свойства. Летучесть оксоацетата бериллия.

42. Магний. Физические и химические свойства металлического магния. Оксид и гидроксид магния. Карбонаты магния. Гидролиз растворимых солей магния. Диагональное сходство свойств соединений магния и лития.

43. Щелочноземельные элементы (ЩЗЭ) – Ca, Sr, Ba; их физические и химические свойства. Оксиды и гидроксиды, гидриды ЩЗЭ. Гашеная и негашеная известь. Галогениды, нитриды. Растворимые (галогениды, нитраты, ацетаты) и нерастворимые (сульфаты, карбонаты, оксалаты) соли. Изменение термической устойчивости карбонатов, сульфатов, нитратов в ряду кальция - барий.

44. Общая характеристика элементов четвертой группы. Валентные состояния элементов четвертой группы. Металлические титан, цирконий, гафний. Физические и химические свойства. Галогениды титана и его аналогов, их получение, строение, свойства. Сопоставление окислительно-восстановительной устойчивости соединений со степенями окисления (IV), (III), (II) в ряду титан - гафний. Получение и свойства солей титана (III), состояние ионов титана (III) в водных растворах, гидроксид титана (III)

45. Соединения элементов четвертой группы со степенью окисления (IV): оксиды и гидроксиды. Полимеризация соединений титана, циркония, гафния за счет гидроксо (оловых) и оксо (оксоловых) мостиков. Титановые белила. Изменение кислотноосновных свойств оксидов и гидроксидов в ряду титан - гафний.

46. Соединения элементов пятой группы со степенью окисления (V). Оксиды ванадия, ниобия, тантала (V), получение, свойства. Ванадий (V), ниобий (V) и тантал (V) в водных растворах. Влияние pH среды на состояние ионов элементов пятой группы в водных растворах. Пероксидные соединения ванадия (V).

47. Изменение устойчивости соединений с высшими и низшими степенями окисления в ряду ванадий - тантал. Получение соединений ванадия (IV), (III), (II) в водных растворах. Сопоставление окислительно-восстановительных и кислотно-основных свойств соединений ванадия со степенями окисления (V), (IV), (III), (II). Комплексные соединения ванадия, ниобия, тантала.

48. Кислородные соединения хрома, молибдена, вольфрама со степенью окисления (VI). Оксид хрома (VI), получение, свойства. Кислотно-основное равновесие в водных растворах хроматов. Ди-, три и тетрахроматы. Оксиды молибдена и вольфрама (VI), получение, свойства. Молибденовая и вольфрамовая кислоты. Полимеризация молибденовой и вольфрамовой кислот в подкисленных растворах их солей.

49. Производные хрома (II): оксид, гидроксид. Получение солей хрома (II): хлорида, сульфата, ацетата. Восстановительные свойства соединений двухвалентного хрома. Соединения хрома (III): оксид, гидроксид. Соли трехвалентного хрома. Гидратная изомерия солей хрома (III). Комплексные соединения и двойные соли хрома (III).

50. Соединения, содержащие элементы седьмой группы в высших степенях окисления. Марганцовая и марганцовистая кислоты, перманганаты и манганаты: получение, свойства, применение. Окислительно-восстановительные реакции соединений марганца (VII) и (VI). Влияние на окислительно-восстановительный

ОПОП	СМК-РПД-В1.П2-2023
Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»	

процесс концентрации ионов водорода в водных растворах. Пертехнетаты и перренаты, состав и свойства.

51. Соединения, содержащие элементы седьмой группы в низших степенях окисления. Марганец (II) и (III). Оксиды, гидроксиды, их получение, свойства. Комплексные соединения марганца (II) и (III). Сопоставление их устойчивости.

52. Общая характеристика железа, кобальта, никеля. Физические и химические свойства металлического железа, кобальта, никеля. Валентные состояния элементов триады железа. Изменение устойчивости соединений с низшими (II) и высшими (VI, III) степенями окисления в ряду железо - никель. Получение и свойства ферратов(VI).

53. Соединения железа (III). Оксиды, содержащие ионы Fe^{3+} : оксид железа (III), смешанные оксиды. Соли железа (III), их гидролиз. Гидроксид железа (III). Получение и свойства ферритов, их применение. Соединения железа (II). Оксид, получение и свойства. Гидроксид железа (II). Соли железа (II). Соль Мора. Карбонаты железа (II) (средний, кислый, основной).

54. Соединения кобальта (II) и (III). Оксиды, гидроксиды. Средние и основные соли кобальта (II). Фторид кобальта (III). Сравнение устойчивости комплексных соединений кобальта (II) и (III). Условия стабилизации кобальта (III) в комплексных соединениях, оксидах, фторидах. Карбонилы кобальта.

55. Соединения никеля (II). Оксид, гидроксид. Соли никеля (II). Комплексные соединения никеля (II), их строение, проявление эффекта Яна - Теллера. Карбонил никеля. Соединения никеля (III).

56. Соединения меди (II) и (I). Оксиды, гидроксиды. Диспропорционирование меди (I). Соли меди (II) и (I): получение, свойства, гидролиз. Важнейшие комплексные соединения меди (II) и (I), их состав и строение.

57. Соединения серебра (I): оксид, гидроксид, растворимые и нерастворимые соли. Галогенидные, аммиачные и тиосульфатные комплексные соединения серебра (I), получение, строение, устойчивость, свойства.

58. Оксиды золота (I) и (III), их гидраты. Ауранты. Соли и комплексные соединения золота, их состав, строение, свойства. Тетрахлорозолотая кислота.

59. Соединения ртути (I): оксид, гидроксид, получение, строение, свойства. Диспропорционирование ртути (I). Соли ртути (I). Каломель.

60. Общая характеристика бора: его физические и химические свойства. Соединения бора с металлами и неметаллами. Карбид бора B_4C . Нитрид бора. Галогениды бора. Тетрафторборная кислота, ее соли. Боразол.

61. Получение, строение, свойства диборана (трехцентровая двухэлектронная связь). Гомологические ряды гидридов бора: $B_nH_n^{+4}$ и $B_nH_n^{+6}$. Гидридобораты и бориды металлов.

62. Кислородные соединения бора. Оксид бора (III). Борные кислоты, их соли. Перлы. Получение, строение буры, ее гидролиз. Переработка буры в борную кислоту. Сложные эфиры борной кислоты.

63. Общая характеристика алюминия. Физические и химические свойства алюминия. Оксид алюминия (III). Гидроксид алюминия, "старение" за счет процессов оляции и оксоляции. Гидролиз солей алюминия и алюминатов. Комплексные соединения и двойные соли алюминия. Получение и строение безводных галогенидов алюминия.

64. Общая характеристика элементов подгруппы галлия. Физические и химические свойства металлических галлия, индия, таллия, их получение. Изменение устойчивости соединений, содержащих галлий, индий, таллий в степени окисления (III) и (I). Особенности окислительно-восстановительных свойств соединений таллия. Амфотерность оксидов и гидроксидов трехвалентных галлия, индия, таллия.

Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»

65. Общая характеристика углерода. Особенности электронного строения атома углерода. Катенация (образование гомоядерных цепей), ее ослабление в ряду C - Si - Ge. Кристаллическая структура алмаза и графита. Карбин. Фуллерены. Химические и физические свойства углерода. Соединения углерода с металлами и неметаллами.

66. Оксид углерода (II). Строение молекулы (методы МО и ВС). Получение и свойства оксида углерода (II). Координационные соединения оксида углерода (II) - карбонилы переходных элементов. Фосген как хлорангидрид угольной кислоты. Применение оксида углерода (II) в химической промышленности и в качестве топлива.

67. Оксид углерода (IV), получение, строение молекулы, физические и химические свойства. Применение углекислого газа. Угольная кислота, ее свойства. Карбонаты, гидрокарбонаты, их термическая устойчивость. Получение и применение карбамида (мочевины).

68. Общая характеристика кремния. Соединения кремния с металлами и неметаллами. Силициды. Карбид кремния. Гексафторокремниевая кислота, ее соли. Соединения кремния с водородом. Строение силанов. Получение, свойства, применение. Различия в термической устойчивости углеводородов и силанов.

69. Кислородные соединения кремния. Оксид кремния (IV). Кремниевые кислоты. Силикагель, получение, применение. Золь и гель кремниевой кислоты. Силикаты, их гидролиз. Оксид кремния (II), получение и свойства. Сравнение свойств кислородных соединений углерода и кремния.

70. Важнейшие соединения олова (IV) и (II): их получение, состав, строение, свойства. Оксид олова (IV), оловянные кислоты, станнаты. Оксид и гидроксид олова (II), станниты. Хлориды олова (IV) и (II). Сульфиды олова (IV) и (II), тиостаннаты. Окислительно-восстановительные свойства соединений олова (IV) и (II).

71. Важнейшие соединения свинца (II) и (IV): оксиды свинца (II) и (IV), сурик, плюмбиты, плюмбаты. Растворимые и нерастворимые соли свинца (II) и (IV). Свинцовые белила. Галогениды и сульфиды свинца. Сравнение окислительно-восстановительных, кислотных и комплексующих свойств свинца (II) и (IV).

72. Общая характеристика азота. Строение молекулы азота (методы МО и ВС). Уникальные физические и химические свойства молекулярного азота. Энергия тройной, двойной и одинарной связи азот-азот. Сопоставление энергетических характеристик связей азот-азот, углерод-азот, углерод-углерод.

73. Аммиак. Строение, физические и химические свойства. Равновесие взаимодействия аммиака с водой. Гидраты аммиака. Проблема существования гидроксида аммония. Соли аммония, их получение и свойства. Строение иона аммония. Термическая устойчивость солей аммония производных важнейших минеральных кислот. Гидролиз солей аммония.

74. Гидразин и гидроксилламин, получение, состав и свойства. Сравнение основных и окислительно-восстановительных свойств аммиака, гидразина и гидроксилламина. Азотисто-водородная кислота и ее соли (азиды).

75. Состав, строение и закономерности в изменении свойств оксидов азота: N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_4 , N_2O_5 (дипольный момент, межмолекулярное взаимодействие, взаимодействие с водой, термическая устойчивость, кислотные свойства). Получение оксидов азота. Схема МО для NO , сопоставление свойств NO и NO^+ .

76. Получение, сопоставление строения и свойств азотистой HNO_2 и азотной HNO_3 кислот: устойчивость, кислотные и окислительно-восстановительные свойства водных растворов. Зависимость состава продуктов взаимодействия азотной кислоты с металлами от концентрации кислоты и природы металла. Нитриты и нитраты, получение, свойства. Термическое разложение нитратов натрия, серебра, свинца.

Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»

77. Общая характеристика фосфора. Аллотропные модификации фосфора. Взаимодействие фосфора с металлами и неметаллами. Фосфиды металлов, получение, свойства. Водородные соединения фосфора. Способы получения фосфина. Соли фосфония, их термическая и гидролитическая устойчивость.

78. Оксид фосфора (III), получение, строение молекулы, свойства. Фосфористая кислота, получение, строение, свойства. Фосфиты. Фосфорноватистая кислота, получение, строение, свойства. Гипофосфиты. Фосфорноватая кислота, ее соли.

79. Оксид фосфора (V), получение, строение молекулы, свойства. Получение и взаимные переходы орто, ди(пиро) и метафосфорной кислот. Строение и свойства фосфорных кислот и их солей. Аналитические методы их идентификации. Гидролиз фосфатов. Полиметафосфаты. Фосфорные удобрения и моющие средства на основе фосфатов.

80. Общая характеристика элементов подгруппы мышьяка. Физические и химические свойства мышьяка, сурьмы, висмута. Валентные состояния мышьяка, сурьмы и висмута. Изменение устойчивости соединений, содержащих элементы подгруппы мышьяка в степени окисления (III) и (V). Водородные соединения мышьяка, сурьмы и висмута, получение, строение, свойства.

81. Важнейшие соединения мышьяка (V) и (III): оксиды (V) и (III), мышьяковая и мышьяковистая кислоты, арсенаты и арсениты. Сульфиды и тиосоли мышьяка (V) и (III). Проявление амфотерных свойств соединениями мышьяка. Сравнение окислительно-восстановительных и кислотно-основных свойств однотипных соединений мышьяка (V) и (III).

82. Кислородные соединения сурьмы: оксиды (V) и (III), сурьмяная и сурьмянистая кислоты, антимонаты и антимониты. Сопоставление окислительно-восстановительных и кислотно-основных свойств соединений сурьмы (V) и (III). Состояние сурьмы (V) и (III) в водных растворах. Галогениды сурьмы (V) и (III), их гидролиз. Сульфиды и тиосоли сурьмы (V) и (III).

83. Важнейшие соединения висмута (III): оксид и гидроксид, соли и оксосоли, сульфид висмута (III). Состояние висмута (III) в водных растворах. Соединения висмута (V) висмута-ты, их получение и свойства сильнейших окислителей.

84. Физические и химические свойства молекулярного кислорода. Озон, его свойства, строение, получение. Применение для озонирования воды и воздуха, в качестве окислителя в синтезе. Озоныды, их получение, свойства и применение. Пероксиды и надпероксиды, их получение, свойства и применение.

85. Сера. Аллотропные и полиморфные модификации серы. Особенности катенации в ряду кислород - теллур. Соединения серы с металлами и неметаллами.

86. Водородные соединения кислорода, серы, селена, теллура: химические и физические свойства, получение и применение. Изменение строения, термической и окислительно-восстановительной устойчивости, термодинамических характеристик в ряду вода - сероводород - селеноводород - теллуrowодород (длина связи, валентный угол, дипольный момент, фазовые переходы). Изменение кислотно-основных свойств водных растворов водородных соединений в том же ряду. Многосернистый водород, получение и свойства (полисульфаны).

87. Кислородные соединения серы, селена, теллура со степенью окисления (IV). Способы получения, строение и свойства оксидов (IV) элементов подгруппы серы. Сернистая кислота, строение, получение, свойства. Сульфиты и гидросульфиты, термическая устойчивость, окислительно-восстановительные свойства, гидролиз в водных растворах. Таутомерия гидросульфитона. Сравнение свойств сернистой, селенистой и теллуристой кислот и их солей.

Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»

88. Кислородные соединения серы, селена, теллура со степенью окисления (VI). Изменение термической устойчивости и термодинамических характеристик оксидов (VI) элементов в ряду сера - теллур. Оксид серы (VI) (серный ангидрид): получение, строение, физические и химические свойства.

89. Сравнение свойств серной, селеновой и теллуровой кислот и их солей. Особенности состава и строения теллуровой кислоты. Проявление вторичной периодичности в свойствах кислородных соединений элементов подгруппы серы.

90. Общая характеристика галогенов. Строение двухатомных молекул галогенов. Изменение энергии связи галоген - галоген и химической активности в ряду двухатомных молекул галогенов. Химические свойства галогенов в молекулярном состоянии, взаимодействие с металлами и неметаллами. Порядок вытеснения галогенов из растворов их галогенидов.

91. Галогеноводороды, их физические и химические свойства. Изменение в ряду фтороводород - иодоводород прочности и типа связи водород - галоген, термической устойчивости и восстановительных свойств галогеноводородов. Термодинамические характеристики галогеноводородов. Растворы галогеноводородов в воде, изменение силы галогеноводородных кислот в ряду HF - HI.

92. Кислородные соединения галогенов: оксиды и кислородсодержащие кислоты. Изменение их устойчивости в ряду фтор - иод. Вторичная периодичность в изменении устойчивости кислородных соединений галогенов. Порядок взаимного вытеснения галогенов из кислородсодержащих соединений.

93. Взаимодействие галогенов с водой: сольватация и клатратообразование, гетеролитическое разложение. Изменение состава продуктов этого взаимодействия в ряду фтор - иод. Термодинамические и кинетические характеристики процессов взаимодействия галогенов с водой. Влияние концентрации водородных ионов на равновесие реакции галогенов с водой.

94. Хлорноватистая, хлористая, хлорноватая, хлорная кислоты и их соли: гипохлориты, хлориты, хлораты, перхлораты. Способы получения. Строение и свойства, применение важнейших кислородсодержащих кислот хлора и их солей. Сопоставление термической устойчивости, силы кислот и окислительно-восстановительных свойств в ряду кислородсодержащих кислот хлора. Хлорная известь.

95. Особенности электронного строения атомов инертных газов. Неустойчивость двухатомных молекул инертных газов (на примере гелия, метод МО). Физические свойства инертных газов. Дифторид, тетрафторид, гексафторид ксенона. Триоксид ксенона. Перксенат-ион. Трехцентровая четырехэлектронная связь в соединениях инертных газов. Фторидные соединения радона и криптона.

Практические задания

1. Сравните температуры плавления хлоридов калия и меди(I). Ответ аргументируйте.
2. Сравните полярность молекул CO и NO. Ответ аргументируйте.
3. Сравните термическую устойчивость карбонатов бериллия и кальция. Ответ аргументируйте.
4. Какова среда водного раствора ортофосфата аммония? Ответ аргументируйте.
5. Какова среда водного раствора цианида аммония? Ответ аргументируйте.
6. Какова среда водного раствора гидрофосфата аммония? Ответ аргументируйте.
7. Трисерную кислоту нейтрализовали раствором соды. Напишите уравнения происходящих реакций.

ОПОП	СМК-РПД-В1.П2-2023
Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»	

8. Сравните межъядерное расстояние в частицах NO и NO+. Ответ аргументируйте.
9. Сравните межъядерное расстояние в частицах CN и CN-. Ответ аргументируйте.
10. Перманганат калия в соответствии с теорией кристаллического поля не должен иметь окраски. С чем же тогда связана его малиновая окраска? Ответ аргументируйте.
11. Хромат натрия в соответствии с теорией кристаллического поля не должен иметь окраски. С чем же тогда связана его жёлтая окраска? Ответ аргументируйте.
12. Как объяснить изменение окраски при переходе от акваиона меди(II) к его аммиакату? Ответ аргументируйте.
13. Сравните потенциалы ионизации атома фтора и молекулы фтора. Ответ аргументируйте.
14. Пироксерную кислоту нейтрализовали раствором щёлочи. Напишите уравнения происходящих реакций.
15. Сравните окислительную способность HClO и HClO₄. Однозначен ли ответ на этот вопрос?
16. Сравните окислительную активность гипохлорит-ионов и перхлорат-ионов в растворе. Ответ аргументируйте.
17. Сравните температуры кипения CO₂ и SO₂. Ответ аргументируйте.
18. Сравните способность к комплексообразованию ионов бериллия и магния. Приведите примеры. Ответ аргументируйте.
19. Какие протолитические равновесия устанавливаются в водном растворе ортофосфата аммония? Какая среда в этом растворе? Ответ аргументируйте.
20. Какие протолитические равновесия устанавливаются в водном растворе цианида аммония. Какова среда этого раствора? Ответ аргументируйте.
21. Сравните полярность молекул аммиака и трифторида азота. Ответ аргументируйте.
22. Дисерную кислоту нейтрализовали раствором соды. Напишите уравнения происходящих реакций.
23. Трисерную кислоту нейтрализовали раствором поташа. Напишите уравнения происходящих реакций.
24. Сравните окислительную способность хромат-ионов и перманганат-ионов. Ответ аргументируйте.
25. В присутствии каких лигандов - молекул воды или молекул аммиака - легче окислить Co(II) до Co(III)? Ответ аргументируйте.
26. В присутствии каких лигандов - фторид- или цианид-ионов - легче окислить Fe(II) до Fe(III)? Ответ аргументируйте.
27. Перманганат калия в соответствии с теорией кристаллического поля не должен иметь окраски. С чем же тогда связана его малиновая окраска? Ответ аргументируйте.
28. Сравните действие концентрированной серной кислоты на сульфат бария и на хромат бария. Значения ПР для двух солей одинаковы. Ответ аргументируйте.
29. Сравните действие разбавленной и концентрированной соляной кислоты на хромат калия. Ответ аргументируйте.

8. Учебно-методическое и информационное обеспечение

8.1. Основная учебная литература:

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов.– М.: Высшая школа, 2009. – 743 с.

Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»

2. Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. пособие для вузов.– М.: Интеграл-пресс. - 2007. – 728 с.
3. Некрасов Б.В. Основы общей химии: монография. – СПб.: Лань, 2003. – Т.1. – 656 с., Т.2. – 688 с.
4. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия: учеб. пособие для вузов.- М.: Высшая школа, 2000. – 527 с.
5. Цитович И.К. Курс аналитической химии: учебник. – СПб.: «Лань», 2004. – 496 с.
6. Суворов А. В. Общая и неорганическая химия в 2 т. Том 1 [Электронный ресурс] : Учебник для вузов . – 6-е изд, испр. и доп . – Электрон. дан. – Москва : Юрайт, 2021 . – 343 с . – (Высшее образование) . – Режим доступа : <https://urait.ru/bcode/470737>
7. Никольский А. Б. Общая и неорганическая химия в 2 т. Том 2 [Электронный ресурс]: Учебник для вузов. – 6-е изд, испр. и доп . – Электрон. дан. – Москва: Юрайт, 2021. – 378 с. – (Высшее образование). – Режим доступа: <https://urait.ru/bcode/470738>
8. Суворов А. В. Общая и неорганическая химия. Вопросы и задачи [Электронный ресурс]: Учебное пособие для вузов. – 2-е изд, испр. и доп . – Электрон. дан. – Москва: Юрайт, 2021. – 308 с. – (Высшее образование) . – Режим доступа : <https://urait.ru/bcode/474068>

8.2. Дополнительная учебная литература:

1. Ардашникова Е.И., Мазо Г.Н., Тамм М.Я. Сборник задач по неорганической химии: уч. пособие для студентов вузов / под ред. Ю.Д. Третьякова. – М.: Academia, 2008. – 207 с.
2. Артеменко А.И. Справочное руководство по химии. – М.: Высшая школа, 2002. - 367 с.
3. Артемова Э.К. Основы общей и неорганической химии: уч. пос. для ВПО по физкультуре. – М.: КНОРУС, 2011. -247 с.
4. Ахметов Н.С., Азизова М.К., Бадыгина Л.И. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии: уч. пособие. – М.: Высшая школа, 2002. – 366 с.
5. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: уч. пособие. – М.: КНОРУС, 2011. – 240 с.
6. Гольбрайх З.Е., Маслов Е.И. Сборник задач и упражнений по химии: учеб. пособие для студентов. – М.: АСТ; Астрель, 2007. – 383 с.
7. Гузей Л.С., Кузнецов В.Н., Гузей А.С. Общая химия: уч. пособие. – М.: изд-во МГУ, 1999. -332 с.
8. Денисов Е.Т., Саркисов О.М., Лихтенштейн Г.И. Химическая кинетика. – М.: Химия, 2002. – 565 с.
9. Зайцев О.С. Общая химия. Состояние веществ и химические реакции. – М.: Химия, 1990, - 351 с.
10. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия: уч. пособие. – М.: Химия, 2000. – 592 с.
11. Князев Д.А., Смарыгин С.Н. Неорганическая химия: уч. пособие. – М.: Дрофа, 2004. – 592 с.
12. Коровин Н.В. Общая химия: учебник. – М.: Высшая школа, 2004. -557 с.
13. Кудрявцев А.А. Составление химических уравнений: уч. пособие. – М.: Высшая школа, 1991. – 319 с.
14. Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Задачи по общей и неорганической химии. – М.: Владос, 2004. – 383 с.

Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»

15. Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ. – М.: Химия, 2000. – 480 с.
16. Минкин В.И., Симкин Б.Я., Миняев Р.М. Теория строения молекул. – Ростов –на-Дону: Феникс, 1997. – 557 с.
17. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: учебник для вузов / Ю.А. Ершов, В.А. Попков, А.С. Берлянд. / под ред. Ю.А. Ершова. – М.: Высшая школа, 2005. – 560 с.
18. Практикум по общей химии. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: учеб. пособие для вузов/под ред. В.А. Попкова, А.В. Бабкова.- М.: Высшая школа, 2006.- 239 с.
19. Романцева Л.М., Лещинская З.Л., Суханова В.А. Сборник задач и упражнений по общей химии. – М.: Высшая школа, 1991. – 287 с.
20. Степин Б.Д. Техника лабораторного эксперимента в химии: уч. пособие. – М.: Химия, 1999. -598 с.
21. Евдокимова, В. П. Неорганическая химия [Электронный ресурс]: учебно-методическое пособие / Министерство образования и науки Российской Федерации ; Федеральное государственное автономное образовательное учреждение высшего профессионального образования Северный (Арктический) федеральный университет им. М.В. Ломоносова . – Архангельск : ИД САФУ, 2014 . – 111 с. : ил. – Режим доступа : <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=436337>
22. Щербаков, В. В. Общая химия. Сборник задач [Электронный ресурс]: учебное пособие для вузов / В. В. Щербаков, Н. Н. Барботина, К. К. Власенко. — 2-е изд., перераб. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2021. — 139 с. — (Высшее образование). . – Режим доступа: <https://urait.ru/bcode/473232>
23. Глинка, Н. Л. Общая химия в 2 т. Том 1 [Электронный ресурс]: учебник для вузов / Н. Л. Глинка ; под редакцией В. А. Попкова, А. В. Бабкова. — 20-е изд., перераб. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2021. — 353 с. — (Высшее образование). —Режим доступа : <https://urait.ru/bcode/470483>
24. Глинка, Н. Л. Общая химия в 2 т. Том 2 [Электронный ресурс]: учебник для вузов / Н. Л. Глинка ; под редакцией В. А. Попкова, А. В. Бабкова. — 20-е изд., перераб. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2021. — 379 с. — (Высшее образование). — Режим доступа : <https://urait.ru/bcode/470484>
25. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия : Учеб. для хим.-технол. специальностей вузов / Н. С. Ахметов . – 7. изд., стер . – Москва : Высшая школа, 2006 . – 742 с.
26. Ахметов, Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии : Учеб. пособие для ун-тов, хим.-технол. и пед. вузов / Н. С. Ахметов, М. К. Азизова, Л. И. Бадыгина . – 4. изд., испр . – Москва : Высшая школа, 2002 . – 366, 1 с.
27. Лабораторный практикум по неорганической химии : Пособие для 1 курса пед. ун-тов по специальности 032300 - химия / Ю. Н. Медведев, Г. А. Ловецкая, И. Г. Присягина и др. ; Под ред. А. И. Дементьева . – Москва : б. и., 2002 . – 111, 1 с.
28. Медведев, Ю. Н. Протолитические равновесия в водных растворах [Электронный ресурс] : Учебное пособие / Ю. Н. Медведев ; М-во образования и науки Рос. Федерации, Федер. гос. бюджет. образоват. учреждение высш. проф. образования "Моск. пед. гос. ун-т" . – 130 с . – Электронные текстовые данные (2Mb) . – Москва : Прометей, 2011 . – 128 с. : табл. – Режим доступа : <http://elib.mpgu.info/view.php?fDocumentId=1473>

ОПОП	СМК-РПД-В1.П2-2023
Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»	

29. Медведев, Ю. Н. Избранные главы общей химии [Электронный ресурс] : Учебное пособие для вузов по специальности 032300 - химия / Ю. Н. Медведев, Л. П. Петрищева, М. А. Золотов; Моск. пед. гос. ун-т, Мичурин. гос. пед. ин-т . – Электронные текстовые данные (3Мб) . – Москва; Мичуринск : МПГУ, 2001 . – 79 с. : ил. – Режим доступа : <http://elib.mpgu.info/view.php?fDocumentId=7811>
30. Присягина, И. Г. Неорганическая химия : Методические указания по организации самостоятельной работы студентов 1 курса / И. Г. Присягина, Ю. Н. Медведев ; Под общ. ред. А. И. Дементьева ; Моск. пед. гос. ун-т . – Москва : Прометей, 2004 . – 86, 1 с.
31. Лидин, Р. А. Справочник по общей и неорганической химии / Р. А. Лидин . – Москва : Просвещение:Учеб.лит., 1997 . – 253, 1 с.

8.3. Ресурсы информационно-телекоммуникационной сети Интернет:

1. <http://molbiol.ru/> - Классическая и молекулярная биология
2. <http://elementy.ru/> - Новости науки
3. <http://www.chem.msu.ru/> - Портал фундаментального химического образования МГУ.
4. <http://chemport.ru/> - Химический портал.
5. <http://www.xumuk.ru/> - Сайт о химии.
6. <http://bibl.kamgru.ru> - Сайт библиотеки КамГУ.
7. www.elibrary.ru - eLibrary – Научная электронная библиотека.
8. <https://urait.ru/> - Образовательная платформа Юрайт.
9. <http://www.chem.msu.ru/> - Портал фундаментального химического образования МГУ
10. <http://chemport.ru/> - Химический портал
11. <http://www.xumuk.ru/> - Сайт о химии

8.4. Информационные технологии: участие в административном тестировании, работа в системе Moodle.

9. Формы и критерии оценивания учебной деятельности студента

Форма промежуточной аттестации – экзамен.

Критерии оценивания устных ответов и письменных работ

Форма работы	Критерии оценивания
1. Систематическая проработка конспектов занятий, учебной и специальной литературы.	качество уровня освоения учебного материала; умение использовать теоретические знания при выполнении практических задач или ответе на практико-ориентированные вопросы; обоснованность и четкость изложения ответа.
2. Подготовка к контрольным работам, экзамену (и другим формам контроля).	качество уровня освоения учебного материала; умение использовать теоретические знания при выполнении практических задач или ответе на практико-ориентированные вопросы; обоснованность и четкость изложения ответа.
3 Самостоятельное изучение материала и конспектирование учебной и специальной литературы.	краткое изложение (при конспектировании) основных теоретических положений темы; логичность изложения ответа; уровень понимания изученного материала.

ОПОП	СМК-РПД-В1.П2-2023
Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»	

4 Написание и защита доклада (реферата), подготовка к сообщению или семинару по заданной преподавателем теме.	полнота и качественность информации по заданной теме; свободное владение материалом сообщения/доклада/реферата; логичность и четкость изложения материала; наличие и качество презентационного материала.
5. Выполнение практических расчетных заданий.	грамотная запись условия задачи и ее решения; грамотное использование формул; грамотное использование справочной литературы; точность и правильность расчетов; обоснование решения задачи.
6. Оформление отчетов по лабораторным работам и подготовка к их защите.	оформление лабораторных и практических работ в соответствии с требованиями, описанными в методических указаниях; качественное выполнение всех этапов работы; необходимый и достаточный уровень понимания цели и порядка выполнения работы; правильное оформление выводов работы; обоснованность и четкость изложения ответа на контрольные вопросы к работе.

Критерии оценивания различных форм промежуточной аттестации

Уровень сформированности компетенции	Уровень освоения дисциплины (оценка)	Форма промежуточной аттестации			
		Зачет	Дифференцированный зачет	Экзамен	Защита курсовой работы
Универсальные критерии оценивания					
Высокий	зачтено // отлично	Продемонстрированы глубокие знания программного материала, а также сформированность всех дескрипторов компетенции: знаний, умений, навыков. Ответы логически последовательны, содержательны. Стиль изложения научный. Применение умений и навыков уверенное.		Продемонстрировано всестороннее и глубокое освещение избранной темы (проблематики), а также умение работать с источниками, делать теоретические и практические выводы. Ответ логически последователен, содержателен. Стиль изложения научный с использованием терминологии.	
Базовый	зачтено // хорошо	Продемонстрированы глубокие знания программного материала, а также успешная сформированность дескрипторов компетенции: знаний, умений, навыков. Ответы логически последовательны, содержательны. Стиль изложения научный. Вместе с тем, студентом допущены ошибки, имеет место пробелы в умениях и навыках.		Продемонстрировано глубокое освещение избранной темы (проблематики), а также умение работать с источниками, делать теоретические и практические выводы. Ответ логически последователен, содержателен. Стиль изложения научный с использованием терминологии. Вместе с тем, студентом допущены ошибки.	
Пороговый	зачтено // удовлетворительно	Продемонстрированы не достаточные знания программного материала, имеются затруднения в понимании сущности и взаимосвязи рассматриваемых процессов и явлений. Сформированы дескрипторы компетенции: знания,		Продемонстрировано в основном владение материалом, а также умение работать с источниками, делать выводы. Вместе с тем, недостаточно четко отражены результаты исследования, студентом допущены ошибки.	

ОПОП	СМК-РПД-В1.П2-2023
Рабочая программа дисциплины Б1.О.1.06.01 «Общая и неорганическая химия» для направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология»	

		умения, навыки порогового уровня.	
Компетенции не сформированы	не зачтено // неудовлетворительно	<p>Ответ фрагментарен, нелогичен. Студент не осознает связь обсуждаемого вопроса с другими вопросами дисциплины. Терминология не используется. Дескрипторы компетенции: знания, умения, навыки не сформированы (теоретические знания разрознены, умения и навыки отсутствуют) // Либо ответ на вопрос полностью отсутствует или студент отказывается от ответа.</p>	<p>Ответ фрагментарен, нелогичен. Студент не осознает связь обсуждаемого вопроса (проблематики исследования) с другими вопросами дисциплины. Терминология не используется. Теоретические знания разрознены, умения и навыки отсутствуют // Либо ответ на вопрос полностью отсутствует или студент отказывается от ответа.</p>

10. Материально-техническая база

Для реализации дисциплины оборудована учебная аудитория, укомплектованная учебной мебелью, мультимедийной техникой (проектор и ноутбук), экраном. Для проведения занятий лекционного типа предлагаются наборы демонстрационного оборудования и учебно-наглядных пособий.

Перечень материально-технического обеспечения, необходимого для реализации ОП ВО по направлению подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)», профили подготовки «Химия» и «Биология», включает в себя специализированные помещения, оснащенные лабораторным оборудованием, в зависимости от степени сложности. Для лабораторных занятий имеются реактивы, лабораторная посуда, специализированная литература.

Оснащение кабинета химии (ауд. 51) и лаборантской:

1. Весы лабораторные Аcom JW-1-300
2. Аквадистиллятор
3. Ванна ультразвуковая УЗВ-14
4. Весы лабораторные электронные аналитические
5. Весы ВЛЭТ-500 с гирей
6. Колбонагреватели ПЭ-4120М
7. Печь муфельная
8. рН-милливольтметр рН-150М
9. рН-метр РН-213 стационарный
10. Фотоэлектроколориметр КФК -3-01
11. Центрифуга ЦЛМН «Элекон»
12. Шкаф суховоздушный ШС-80-01
13. Шкаф сушильный Binder
14. Фотометр (фотоэлектроколориметр) КФК-03-01
15. Термостат ТW-20
16. Дозаторы 1-о канальные НТЛ
17. Химические реактивы.
18. Лабораторное стекло.

Для самостоятельной подготовки студентов оборудовано помещение с учебной мебелью, компьютерами и подключением к сети Интернет.