Министерство науки и высшего образования Российской Федерации

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования
«Сибирский государственный индустриальный университет»

Университетский колледж

УТВЕРЖДАЮ
Директор института металлургии и материаловедения
_____ А.А. Уманский
подпись
«____» _____ 20___ г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Общая и неорганическая химия

18.02.12 «Технология аналитического контроля химических соединений»

Квалификация выпускника
Техник

Форма обучения
Очная форма

Срок обучения: 3 года 10 месяцев

Год начала подготовки 2025

Новокузнецк
2025

СибГИУ
Подлинник электронного документа хранится в системе электронного согласования документов СибГИУ
ДОКУМЕНТ ПОДПИСАН ЭП
Сертификат: f751bff68056aa81d7a4109cd019dba418043418
Владелец: Директор ИМиМ Уманский Александр Александрович
Действителен: с 17 мая 2024 г. по 10 августа 2025 г.
Дата и время: 25-07-2025 13:04:24 ПРОВЕРИТЬ ПОДПИСЬ

1 Цели и задачи освоения учебной дисциплины

Целями учебной дисциплины являются:

– формирование современной естественнонаучной картины мира; умения объяснять объекты и процессы окружающей действительности, формирование профессиональных компетенций.

Задачами учебной дисциплины являются:

– формирование знание основных понятий, законов и теорий химии;
– формирование умения обучающихся наблюдать химические явления, проводить химический эксперимент, производить расчеты на основе химических формул веществ и уравнений химических реакций.

2 Место учебной дисциплины в структуре ООП по специальности

Учебная дисциплина относится к учебным дисциплинам математического и общего естественнонаучного цикла ООП по специальности 18.02.12 «Технология аналитического контроля химических соединений».

Учебная дисциплина базируется на предварительном усвоении обучающимися учебных дисциплин:

– Химия.

Учебная дисциплина дополняет умения и знания, получаемые по одновременно изучаемым и последующим учебным дисциплинам:

– Основы аналитической химии и физико-химических методов анализа;
– Аналитическая химия;
– Физическая и коллоидная химия.

3 Планируемые результаты обучения по учебной дисциплине

Процесс изучения учебной дисциплины направлен на формирование следующих компетенций:

Общие компетенции

– ОК 01.: Выбирать способы решения задач профессиональной деятельности применительно к различным контекстам.

– ОК 02.: Использовать современные средства поиска, анализа и интерпретации информации и информационные технологии для выполнения задач профессиональной деятельности.

– ОК 03.: Планировать и реализовывать собственное профессиональное и личностное развитие, предпринимательскую деятельность в профессиональной сфере, использовать знания по правовой и финансовой грамотности в различных жизненных ситуациях.

– ОК 04.: Эффективно взаимодействовать и работать в коллективе и команде.

– ОК 05.: Осуществлять устную и письменную коммуникацию на государственном языке Российской Федерации с учетом особенностей социального и культурного контекста.

– ОК 07.: Содействовать сохранению окружающей среды, ресурсосбережению, применять знания об изменении климата, принципы бережливого производства, эффективно действовать в чрезвычайных ситуациях.

– ОК 09.: Пользоваться профессиональной документацией на государственном и иностранном языках.

Профессиональные компетенции

– ПК 1.1.: Оценивать соответствие методики задачам анализа по диапазону измеряемых значений и точности.

– ПК 1.2.: Выбирать оптимальные методы анализа.

– ПК 1.3.: Подготавливать реагенты, материалы и растворы, необходимые для анализа.

– ПК 1.4: Работать с химическими веществами и оборудованием с соблюдением отраслевых норм и экологической безопасности.

– ПК 2.2.: Проводить качественный и количественный анализ неорганических и органических веществ химическими и физико-химическими методами.

– ПК 2.3.: Проводить метрологическую обработку результатов анализов.

В результате освоения учебной дисциплины обучающийся должен уметь, знать:

Код ОК, ПК	Уметь	Знать
ОК 01. ОК 02. ОК 03. ОК 04. ОК 05. ОК 07. ОК 09. ПК 1.1. ПК 1.2. ПК 1.3. ПК 1.4 ПК 2.2. ПК 2.3.	- распознавать задачу и/или проблему в профессиональном и/или социальном контексте; анализировать задачу и/или проблему и выделять её составные части; определять этапы решения задачи; выявлять и эффективно искать информацию, необходимую для решения задачи и/или проблемы; составлять план действия; определять необходимые ресурсы; владеть актуальными методами работы в профессиональной и смежных сферах;	- актуальный профессиональный и социальный контекст, в котором приходится работать и жить; основные источники информации и ресурсы для решения задач и проблем в профессиональном и/или социальном контексте; алгоритмы выполнения работ в профессиональной и смежных областях; методы работы в профессиональной и смежных сферах; порядок оценки результатов решения задач

	реализовать составленный план; оценивать результат и последствия своих действий (самостоятельно или с помощью наставника). - определять задачи поиска информации; определять необходимые источники информации; планировать процесс поиска; структурировать получаемую информацию; выделять наиболее значимое в перечне информации; оценивать практическую значимость результатов поиска; оформлять результаты поиска. - определять актуальность нормативно-правовой документации в профессиональной деятельности; выстраивать траектории профессионального и личностного развития. - организовывать работу коллектива и команды; взаимодействовать с коллегами, руководством, клиентами. - компетентно излагать свои мысли на государственном языке; грамотно оформлять документы. - соблюдать нормы экологической безопасности; определять направления ресурсосбережения в рамках профессиональной деятельности по специальности. - применять средства информационных технологий для решения профессиональных задач; использовать современное программное обеспечение.	профессиональной деятельности. - номенклатура информационных источников применяемых в профессиональной деятельности; приемы структурирования информации; способы оформления результатов поиска информации. - содержание актуальной нормативно-правовой документации; современная научная и профессиональная терминология; возможные траектории профессионального развития и самообразования. - психология коллектива; психология личности; основы проектной деятельности. - компетентно излагать свои мысли на государственном языке; грамотно оформлять документы. правила экологической безопасности при ведении профессиональной деятельности; основные ресурсы, задействованные в профессиональной деятельности; пути обеспечения ресурсосбережения. - современные средства и устройства информатизации; порядок их применения и программное обеспечение в профессиональной деятельности. - правила построения простых и сложных предложений на профессиональные темы; основные

	- понимать общий смысл четко произнесенных высказываний на известные темы (профессиональные и бытовые), понимать тексты на базовые профессиональные темы; участвовать в диалогах на знакомые общие и профессиональные темы; строить простые высказывания о себе и о своей профессиональной деятельности; кратко обосновывать и объяснить свои действия (текущие и планируемые); писать простые связные сообщения на знакомые или интересующие профессиональные темы. - работать с нормативной документацией на методику анализа; выбирать оптимальные технические средства и методы исследований; оценивать метрологические характеристики методики; оценивать метрологические характеристики лабораторного оборудования. - выбирать оптимальные технические средства и методы исследований; измерять аналитический сигнал и устанавливать зависимость сигнала от концентрации определяемого вещества. - подготавливать объекты исследований; выполнять необходимые расчеты для приготовления реагентов, материалов и растворов; проводить приготовление растворов, аттестованных смесей и реагентов с	общеупотребительные глаголы (бытовая и профессиональная лексика); лексический минимум, относящийся к описанию предметов, средств и процессов профессиональной деятельности; особенности произношения; правила чтения текстов профессиональной направленности. нормативная документация на методику выполнения измерений; основные нормативные документы, регламентирующие погрешности результатов измерений; современные автоматизированные методы анализа промышленных и природных образцов; основные методы анализа химических объектов; метрологические характеристики химических методов анализа; - метрологические характеристики основных видов физико-химических методов анализа; метрологические характеристики лабораторного оборудования. - современные автоматизированные методы анализа промышленных и природных образцов; классификация химических методов анализа; классификация физико-химических методов анализа; теоретических основ химических и физико-

	соблюдением техники лабораторных работ; выполнять стандартизацию растворов; выбирать основное и вспомогательное оборудование, посуду, реактивы. - организовывать рабочее место в соответствии с требованиями нормативных документов и правилами охраны труда; использовать оборудование и средства измерения строго в соответствии с инструкциями заводов-изготовителей; соблюдать безопасность при работе с лабораторной посудой и приборами; соблюдать правила хранения, использования и утилизации химических реактивов; использовать средства индивидуальной и коллективной защиты; соблюдать правила пожарной и электробезопасности. - выполнять отбор и подготовку проб природных и промышленных объектов; осуществлять химический анализ природных и промышленных объектов химическими методами; осуществлять химический анализ природных и промышленных объектов физико-химическими методами; проводить сравнительный анализ качества продукции в соответствии со стандартными образцами состава; осуществлять идентификацию синтезированных веществ;	химических методов анализа; методы расчета концентрации вещества по данным анализа; лабораторное оборудования химической лаборатории; классификация химических веществ; основные требования к методам и средствам аналитического контроля: требования к предоставлению результатов анализа, средствам измерений, к вспомогательному оборудованию. - нормативная документация по приготовлению реагентов материалов и растворов, оборудования, посуды; способы выражения концентрации растворов; способы стандартизации растворов; технику выполнения лабораторных работ. - правила охраны труда при работе в химической лаборатории; правила использования средств индивидуальной и коллективной защиты; правила хранения, использования, утилизации химических реактивов; правила охраны труда при работе с лабораторной посудой и оборудованием; правила охраны труда при работе с агрессивными средами и легковоспламеняющимися жидкостями. - теоретические основы пробоотбора и пробоподготовки; классификации методов химического анализа;

	использовать информационные технологии при решении производственно-ситуационных задач; находить причину несоответствия анализируемого объекта ГОСТам; осуществлять аналитический контроль окружающей среды; выполнять химический эксперимент с соблюдением правил безопасной работы. - работать с нормативной документацией; представлять результаты анализа; обрабатывать результаты анализа с использованием информационных технологий; оформлять документацию в соответствии с требованиями отраслевых и/или международных стандартов; проводить статистическую оценку получаемых результатов и оценку основных метрологических характеристик; оценивать метрологические характеристики метода анализа.	классификации методов физико-химического анализа; показатели качества методик количественного химического анализа; правила эксплуатации посуды, оборудования, используемого для выполнения анализа; методы анализа воды, требования к воде; - методы анализа газовых смесей; виды топлива; методы анализа органических продуктов; методы анализа неорганических продуктов; методы анализа металлов и сплавов; методы анализа почв; методы анализа нефтепродуктов. - основные метрологические характеристики метода анализа; правила представления результата анализа; виды погрешностей; методы статистической обработки данных.

4 Объем и содержание учебной дисциплины

Учебная деятельность обучающихся предусматривает учебные занятия (лекция, практическое занятие, лабораторное занятие, консультация), самостоятельную работу, а также другие виды учебной деятельности, определенные учебным планом и календарным планом воспитательной работы.

Объем учебной дисциплины

Семестр / курс	***ИТОГО***	***3 семестр***
Форма промежуточной аттестации		*экзамен*

Трудоёмкость, *академ. час.*	***203***	*203*
Лекции, *академ. час.*	***32***	*32*
в форме практической подготовки	***0***	*0*
Лабораторные работы, *академ. час.*	***32***	*32*
в форме практической подготовки	***0***	*0*
Практические занятия, *академ. час.*	***128***	*128*
в форме практической подготовки	***0***	*0*
Курсовая работа / проект, *академ. час.*	***0***	*0*
в форме практической подготовки	***0***	*0*
Консультации, *академ. час.*	***1***	*1*
в форме практической подготовки	***0***	*0*
Самостоятельная работа, *академ. час.*	***4***	*4*
в форме практической подготовки	***0***	*0*
Контроль, *академ. час.*	***6***	*6*
в форме практической подготовки	***0***	*0*

Содержание учебной дисциплины

Раздел 1 Теоретические основы химии;

Тема 1.1 Основные понятия и законы химии (Предмет химии (определения, понятия). Вещества химии. Химические реакции. Классификация и виды химических реакций. Чистые вещества и смеси веществ. Простые и сложные вещества. Синтез и анализ веществ. Химические соединения. Основные законы химии. Закон сохранения массы. Относительная атомная масса. Относительная молекулярная

масса. Закон постоянства состава. Закон кратных отношений. Количество вещества. Молярная масса. Эквивалент. Закон Авогадро. Закон объемных отношений. Закон эквивалентов. Связь с другими законами состояния идеального газа.);

Тема 1.2 Периодический закон и периодическая система элементов. Строение атома (Открытие периодического закона. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Строение атома. Современная формулировка Периодического закона. Квантово-механическое описание состояния электрона в атоме. Формирование электронной оболочки атома. Электронные конфигурации атомов. Электронные конфигурации атома и периодическая система. Свойства элементов и Периодическая система. Кислотно-основные свойства элементов. Значение Периодического закона и Периодической системы. Гибридизация атомных орбиталей.);

Тема 1.3 Окислительно-восстановительные реакции (Степень окисления. Основные положения теории ОВР. Окислители, востановители. Составление уравнений ОВР. Метод электронного баланса. Метод полуреакций или ионно-электронный.);

Тема 1.4 Химическая кинетика и равновесие химических процессов. Основы термохимии (Основные понятия "химической кинетики". Понятие молекулярности и механизма химической реакции. Определение гомогенных и гетерогенных химических реакций. Скорость химической реакции, факторы, влияющие на скорость химических реакций.
Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие и его признаки. Константа химического равновесия. Понятия: прямая, обратная реакция. Факторы, влияющие на смещение равновесия. Термохимия. Основные понятия и законы термохимии. Закон Гесса. Закон Кирхгофа.);

Тема 1.5 Общие сведения о растворах (Наука о растворах. Характеристика растворов. Концентрация и способы ее выражения. Насыщенный, перенасыщенный раствор. Растворимость газов в жидкостях. Растворы электролитов и неэлектролитов. Законы Рауля. Осмос. Осмотическое давление. Парциальное давление. Фугитивность. Закон Генри. Катализ. Механизм каталитического взаимодействия. Виды катализаторов. Химическое равновесие.);

Тема 1.6 Электролитическая диссоциация (Электролиты и неэлектролиты. Теория электролитической диссоциации. Механизм электролитической диссоциации ионных и полярных веществ. Степень электролитической диссоциации. Константа электролитической диссоциации. Реакции ионного обмена. Теория кислот и оснований. Гидролиз солей.);

Раздел 2 Химия неметаллов;

Тема 2.1 Общие сведения о неметаллах (Общий обзор неметаллов. Положение неметаллов в периодической системе.

Электронное строение элементов-неметаллов. Закономерности изменения свойств элементов и их соединений по периодам и группам. Физические и химические свойства. Получение неметаллов. Применение неметаллов.);

Тема 2.2 p – элементы VII группы периодической системы элементов (Общая характеристика галогенов: электронное строение атомов, валентность и степени окисления в соединениях, физические и химические свойства. Способы получения. Водородные соединения галогенов. Соли галогеноводородных кислот. Краткая характеристика кислородных соединений галогенов. Применение галогенов и их соединений. Биогенная роль.);

Тема 2.3 p – элементы VI группы периодической системы элементов (Общая характеристика кислорода и серы. Аллотропные видоизменения кислорода и серы. Соединения серы: сероводород и оксиды серы, серная кислота и ее соли.

Серная кислота. Физические и химические свойства соединений серы. Химические реакции, лежащие в основе производства серной кислоты. Общий обзор свойств селена, теллура и их соединений. Биологическая роль элементов.);

Тема 2.4 p – элементы V группы периодической системы элементов (Общая характеристика элементов главной подгруппы пятой группы. Валентность и степени окисления. Азот, аммиак. Соли аммония. Кислородные соединения азота.

Азотные удобрения. Химические свойства соединений фосфора. Химические свойства важнейших соединений мышьяка, сурьмы, висмута. Биологическая роль.);

Тема 2.5 p – элементы IV и III групп периодической системы элементов (Общая характеристика элементов третьей и четвертой группы. Химические свойства кислородных соединений бора, галлия, индия, талия. Химические свойства кислородных соединений углерода, кремния. Химические свойства соединений олова и свинца. Биологическая роль. Применение.);

Раздел 3 Химия металлов;

Тема 3.1 Общие сведения о металлах (Общий обзор s – и d-элементов. Положение металлов в периодической системе элементов. Металлическая связь. Кристаллическое строение металлов. Электрохимический ряд напряжений металлов. Физические и химические свойства металлов. Металлы в природе. Получение.);

Тема 3.2 s- элементы I группы периодической системы элементов (Общая характеристика элементов первой группы. Электронное строение щелочных металлов. Распространенность в природе. Физические и химические свойства.

Получение щелочных металлов, их применение. Важнейшие соединения щелочных металлов);

Тема 3.3 s- элементы II группы периодической системы элементов (Общая характеристика элементов второй группы. Электронное строение бериллия, магния, щелочноземельных металлов. Распространенность в природе. Химические свойства соединений бериллия, магния, щелочноземельных металлов. Производство, применение и получение. Жесткость воды и способы ее устранения. Биогенная роль.);

Тема 3.4 p - элементы III и IV групп периодической системы элементов (Электронное строение атомов металлов (алюминий, германий, олово, свинец), их общая характеристика. Физические и химические свойства. Амфотерность оксидов и гидроксидов. Биогенная роль.);

Тема 3.5 d - элементы VI и VII групп периодической системы элементов (Положение в периодической системе. Особенности строения атомов. Хроматы и дихроматы. Свойства и применение.
Марганец. Строение атома. Химические свойства соединений марганца. Получение и применение. Биогенная роль.);

Тема 3.6 d- элементы VIII группы периодической системы элементов (Электронное строение элементов семейства железа. Общая характеристика и распространенность в природе. Свойства. Оксиды и гидроксиды железа. Соли железа. Применение и получение железа и его соединений. Биологическая роль.);

Тема 3.7 d- элементы I и II B группы периодической системы элементов (Физические и химические свойства меди, золота, серебра, цинка, кадмия, ртути. Нахождение в природе, получение и применение. Биологическая роль.).

5 Перечень тем лекций

№ раздела / темы дисциплины	Темы лекций	Трудоемкость, *академ.час*	
		всего	**в форме практической подготовки**
Раздел 1.	Теоретические основы химии		
Тема 1.1.	Основные понятия и законы химии	2	
Тема 1.2.	Периодический закон и периодическая система элементов. Строение атома	2	
Тема 1.3.	Окислительно-восстановительные реакции	2	
Тема 1.4.	Химическая кинетика и равновесие химических процессов. Основы термохимии	2	

Тема 1.5.	Общие сведения о растворах	2	
Тема 1.6.	Электролитическая диссоциация	2	
Раздел 2.	Химия неметаллов		
Тема 2.1.	Общие сведения о неметаллах	2	
Тема 2.2.	p – элементы VII группы периодической системы элементов	2	
Тема 2.3.	p – элементы VI группы периодической системы элементов	2	
Тема 2.4.	p – элементы V группы периодической системы элементов	2	
Тема 2.5.	p – элементы IV и III групп периодической системы элементов	2	
Раздел 3.	Химия металлов		
Тема 3.1.	Общие сведения о металлах	2	
Тема 3.2.	s- элементы I группы периодической системы элементов	1	
Тема 3.3.	s- элементы II группы периодической системы элементов	2	
Тема 3.4.	p - элементы III и IV групп периодической системы элементов	1	
Тема 3.5.	d - элементы VI и VII групп периодической системы элементов	1	
Тема 3.6.	d- элементы VIII группы периодической системы элементов	2	
Тема 3.7.	d- элементы I и II B группы периодической системы элементов	1	
Итого:		**32**	**0**

6 Перечень тем практических занятий (семинаров)

№ раздела / темы дисциплины	**Темы практических занятий (семинаров)**	**Трудоемкость, *академ.час***	
		всего	**в форме практической подготовки**
Раздел 1; Тема 1.1.	Теоретические основы химии	6	
Раздел 1; Тема 1.2.	Периодический закон и периодическая система	8	

	элементов. Строение атома		
Раздел 1; Тема 1.3.	Окислительно-восстановительные реакции	12	
Раздел 1; Тема 1.4.	Тема 1.4. Химическая кинетика и равновесие химических процессов. Основы термохимии	10	
Раздел 1; Тема 1.5.	Общие сведения о растворах	8	
Раздел 1; Тема 1.6.	Электролитическая диссоциация	10	
Раздел 2; Тема 2.1.	Общие сведения о неметаллах	4	
Раздел 2; Тема 2.2.	p – элементы VII группы периодической системы элементов	8	
Раздел 2; Тема 2.3.	p – элементы VI группы периодической системы элементов	8	
Раздел 2; Тема 2.4.	p – элементы V группы периодической системы элементов	6	
Раздел 2; Тема 2.5.	p – элементы IV и III групп периодической системы элементов	6	
Раздел 3; Тема 3.1.	Общие сведения о металлах	6	
Раздел 3; Тема 3.2.	s- элементы I группы периодической системы элементов	6	
Раздел 3; Тема 3.3.	s- элементы II группы периодической системы элементов	6	
Раздел 3; Тема 3.4.	p - элементы III и IV групп периодической системы элементов	6	
Раздел 3; Тема 3.5.	d - элементы VI и VII групп периодической системы элементов	6	
Раздел 3; Тема 3.6.	d- элементы VIII группы периодической системы элементов	6	
Раздел 3; Тема 3.7.	d- элементы I и II B группы периодической системы элементов	6	
Итого:		**128**	**0**

7 Перечень тем лабораторных работ

№ раздела / темы	Темы лабораторных	Трудоемкость, *академ.час*

дисциплины	работ	всего	в форме практической подготовки
Раздел 1; Тема 1.1.	«Классы неорганических соединений»	2	
Раздел 1; Тема 1.3.	«Типы окислительно - восстановительных реакций»	2	
Раздел 1; Тема 1.4.	«Зависимость скорости химической реакции от температуры, концентрации и катализаторов. Смещение химического равновесия»	2	
Раздел 1; Тема 1.5.	«Приготовление растворов нормальной и молярной концентрации»	2	
Раздел 1; Тема 1.6.	«Сравнение химической активности различных кислот. Химическое равновесие в растворах электролитов»; «Изучение хода обменных реакций в растворах электролитов»; «Исследование реакции гидролиза; влияние различных факторов на степень гидролиза солей, обратимость гидролиза. Проведение полного гидролиза солей».	2	
Раздел 2; Тема 2.2.	«Получение галогенов и изучение их свойств»	2	
Раздел 2; Тема 2.3.	«Получение сероводорода и изучение его свойств»; «Получение сернистого газа и сернистой кислоты и изучение их свойств»; «Изучение свойств серной кислоты и ее солей»	2	
Раздел 2; Тема 2.4.	«Получение аммиака и исследование свойств аммиака и солей аммония»; «Получение и изучение свойств кислородосодержащих соединений азота».	2	
Раздел 2; Тема 2.5.	«Получение оксидов углерода и исследование их свойств. Исследование свойств солей угольной и кремниевой кислот».	2	
Раздел 3;	«Общие свойства металлов:	2	

Тема 3.1.	взаимодействие с кислотами, неметаллами, с солями».		
Раздел 3; Тема 3.2.	«Свойства щелочных металлов и их соединений».	2	
Раздел 3; Тема 3.3.	«Исследование химических свойств магния и его соединений»; «Исследование химических свойств щелочно-земельных металлов».	2	
Раздел 3; Тема 3.4.	«Исследование химических свойств алюминия и его соединений».	2	
Раздел 3; Тема 3.5.	«Получение хроматов и дихроматов. Исследование их окислительных свойств»; «Получение соединений марганца (II).Исследование окислительных свойств соединений марганца»	2	
Раздел 3; Тема 3.6.	«Получение и исследование химических свойств соединений железа».	2	
Раздел 3; Тема 3.7.	«Получение соединений меди, серебра и исследование их свойств»	2	
Итого:		**32**	**0**

8 Перечень тем курсовых работ (проектов)

№ раздела / темы дисциплины	**Темы курсовых работ (проектов)**	**Трудоемкость, *академ.час***	
		всего	**в форме практической подготовки**
	Отсутствуют		
Итого:		**0**	**0**

9 Виды самостоятельной работы

№ раздела / темы дисциплины	**Виды самостоятельной работы**	**Трудоемкость, *академ.час***	
		всего	**в форме практической подготовки**
Раздел 1; Раздел 2; Раздел 3.	1. Изучение лекционного материала; 2. Изучение теоретического материала; 3. Подготовка к лабораторной работе; 4. Подготовка к	4	

	практическому занятию; 5. Прохождение тестирования.		
	Консультации	1	
Контроль	*Подготовка к экзамену*	6	
Итого:		**11**	**0**

10 Матрица компетентностных задач по учебной дисциплине

Контролируемые разделы (темы) дисциплины	Контролируемые компетенции	Оценочные средства
Раздел 1; Раздел 2; Раздел 3.	ОК 01.; ОК 02.; ОК 03.; ОК 04.; ОК 05.; ОК 07.; ОК 09.; ПК 1.1.; ПК 1.2.; ПК 1.3.; ПК 1.4; ПК 2.2.; ПК 2.3.	1. Наблюдение за работой на лабораторной работе; 2. Наблюдение за работой на практическом занятии; 3. Отчет о лабораторной работе; 4. Тестовые задания
Экзамен.	ОК 01.; ОК 02.; ОК 03.; ОК 04.; ОК 05.; ОК 07.; ОК 09.; ПК 1.1.; ПК 1.2.; ПК 1.3.; ПК 1.4; ПК 2.2.; ПК 2.3.	1. Вопросы к экзамену; 2. Задачи к экзамену

11 Входной контроль

11.1 Цель входного контроля − определить начальный уровень подготовленности обучающихся и выстроить индивидуальную траекторию обучения. В условиях личностно-ориентированной образовательной среды результаты входного оценивания, обучающегося используются как начальные значения в индивидуальном профиле академической успешности обучающегося.

11.2 Описание оценочных средств

Форма проведения входного контроля – тестирование.

Длительность тестирования – 30 минут.

Тестирование проводится в течение первых двух недель изучения учебной дисциплины в СУО «Moodle» или на бумажном носителе.

Для проведения тестирования используются тестовые задания для входного контроля (для ответа на 1 вопрос, как правило, выделяется 1 минута).

Шкала оценивания результатов тестирования

За каждый правильный ответ выставляется 1 балл. Оценка выставляется в зависимости от процента правильных ответов:

Оценка формируется в соответствии с критериями таблицы:

Процент результативности (правильных ответов)	Оценка
86 до 100	«отлично»
от 67до 85	«хорошо»
от 50 до 66	«удовлетворительно»
менее 50	«неудовлетворительно»

Основываясь на результатах тестирования, формируется индивидуальная траектория обучающегося (группы обучающихся), исходя из следующих соображений:

– 86 – 100 % – обучающийся готов к изучению учебной дисциплины без дополнительного повторения изученного ранее материала;

– 50 – 67 % – обучающийся в целом готов к изучению учебной дисциплины, требуется повторение отдельных вопросов(тем) изученного ранее материала, необходимого для успешного освоения учебной дисциплины;

– 49% и менее – обучающийся имеет слабую подготовку к изучению учебной дисциплины, необходимы корректирующие занятия и консультации.

Тестовые задания для входного контроля знаний обучающихся приведены в приложении.

12 Текущий контроль

12.1 Текущий контроль знаний используется для оперативного и регулярного управления учебной деятельностью (в том числе самостоятельной) обучающихся. Данный вид контроля стимулирует у обучающихся стремление к систематической самостоятельной работе по изучению учебной дисциплины и позволяет оценить степень освоения изученного материала.

Текущий контроль успеваемости осуществляется в течение семестра, в ходе повседневной учебной работы по индивидуальной инициативе педагогического работника, в том числе посредством использования СУО «Moodle».

Формы проведения текущего контроля – наблюдение за работой на лабораторной работе; наблюдение за работой на практическом занятии; отчет о лабораторной работе; тестовые задания.

12.2 Описание оценочных средств

Шкалы оценивания (методики оценки)

12.2.1 Рекомендации по оцениванию результатов тестирования обучающихся

Тестирование проводится по изученным разделам (темам) учебной дисциплины для выявления уровня умений и знаний обучающегося, мотивирования, обучающегося к активизации самостоятельной работы по усвоению учебного материала, выявления и устранения пробелов в знаниях, повышения дисциплины и организации учебной деятельности обучающегося.

Тестирование проводится в СУО «Moodle» в рамках часов, отведенных на самостоятельную работу обучающихся. Для тестирования используется не менее 20 вопросов из базы типовых тестовых заданий по изученным разделам (темам) учебной дисциплины. В случае выбора неправильного ответа обучающийся получает за данный вопрос 0 баллов; в случае правильного ответа – 1 балл; в заданиях на соответствие за каждый правильный ответ – 0,5 баллов.

Оценка формируется в соответствии с критериями таблицы:

Максимальный балл	Проходной балл	Оценка
20	не менее 18	отлично
17	не менее 14	хорошо
13	не менее 10	удовлетворительно
9	–	неудовлетворительно

12.2.2 Рекомендации по оцениванию в процессе наблюдения за работой на практическом занятии

Наблюдение за работой на практическом занятии – важнейший компонент контроля деятельности обучающихся и качества их обучения.

Подготовку к практическим работам обучающиеся осуществляют в рамках самостоятельной работы.

Критерии оценки в процессе наблюдения за работой на практическом занятии:

– самостоятельность выполнения задания и работы с методическими указаниями (учитывается работа в течение занятия, быстрота и способность нахождения в методических указаниях нужной информации);

– правильность выполнения работы (учитывается последовательность выполняемых действий, умение работать с инструментами и/или средствами вычислительной техники);

– рациональность использования времени, отведенного на задание (не одобряется затянутость выполнения работы с учетом индивидуальных особенностей обучающихся);

– активность обучающегося при выполнении практической работы (учитывается индивидуальная работа и работа в группе).

Критерии оценки по результатам наблюдения за работой на практическом занятии

Наименование параметра оценки	Максимальное количество баллов
Самостоятельно выполняет задания; умеет работать с методическими указаниями.	2,5
Указанные в методических указаниях действия выполняет в правильной последовательности; умеет работать с инструментами и/или средствами вычислительной техники.	1,25
Рационально использует время, отведенное на задание; проявляет активность при выполнении практической работы.	1,25
Итого	**5**

Максимальное количество – 5 баллов соответствует оценке «отлично», 4 балла – «хорошо», 3 балла – «удовлетворительно», 2 балла – «неудовлетворительно».

12.2.3 Рекомендации по оцениванию в процессе наблюдения за работой на лабораторном занятии

Наблюдение за работой на лабораторном занятии – важнейший компонент контроля деятельности обучающихся и качества их обучения.

Подготовку к лабораторным работам обучающиеся осуществляют в рамках самостоятельной работы.

Критерии оценки в процессе наблюдения за работой на лабораторном занятии:

– самостоятельность выполнения задания и работы с методическими указаниями (учитывается работа в течение занятия, быстрота и способность нахождения в методических указаниях нужной информации);

– правильность выполнения работы (учитывается последовательность выполняемых действий, умение работать с инструментами и/или средствами вычислительной техники);

– рациональность использования времени, отведенного на задание (не одобряется затянутость выполнения работы с учетом индивидуальных особенностей обучающихся);

– активность обучающегося при выполнении лабораторной работы (учитывается индивидуальная работа и работа в группе).

Критерии оценки по результатам наблюдения за работой на лабораторном занятии

Наименование параметра оценки	Максимальное количество баллов
Самостоятельно выполняет задания; умеет работать с методическими указаниями.	2,5
Указанные в методических указаниях действия выполняет в правильной последовательности; умеет работать с инструментами и/или средствами вычислительной техники.	1,25
Рационально использует время, отведенное на задание; проявляет активность при выполнении лабораторной работы.	1,25
Итого	**5**

Максимальное количество – 5 баллов соответствует оценке «отлично», 4 балла – «хорошо», 3 балла – «удовлетворительно», 2 балла – «неудовлетворительно».

12.2.4 Рекомендации по оцениванию отчета о лабораторной работе

Оформление отчета о проделанной лабораторной работе обучающиеся осуществляют в рамках самостоятельной работы.

Критерии оценки отчета о лабораторной работе:

– правильность выполнения работы (учитывается полнота отчета о лабораторной работе, наличие всех необходимых данных, наличие выводов, наличие ошибок и неточностей);

– аккуратность оформления отчета о лабораторной работе.

Критерии оценки отчета о лабораторной работе

Наименование параметра оценки	Максимальное количество баллов
Отчет о лабораторной работе содержит все необходимые данные и выводы.	2,5
Отчет о лабораторной работе не содержит ошибок и неточностей.	1,25
Отчет о лабораторной работе оформлен аккуратно.	1,25

Наименование параметра оценки	Максимальное количество баллов
Итого	**5**

Максимальное количество – 5 баллов соответствует оценке «отлично», 4 балла – «хорошо», 3 балла – «удовлетворительно», 2 балла – «неудовлетворительно».

12.2.5 Рекомендации по оцениванию в процессе собеседования при защите отчета о лабораторной работе

Подготовку к защите отчета о лабораторной работе обучающиеся осуществляют в рамках самостоятельной работы. Вопросы для подготовки к защите отчета о лабораторной работе представлены в методических указаниях к лабораторным занятиям.

Критерии оценки устных ответов на вопросы при защите отчета о лабораторной работе:

– правильность ответа по содержанию задания (учитывается количество и характер ошибок при ответе);

– полнота и глубина ответа (учитывается количество усвоенных фактов, понятий и т.п.);

– сознательность ответа (учитывается понимание излагаемого материала);

– логика изложения материала (учитывается умение строить целостный, последовательный рассказ, грамотно пользоваться специальной терминологией);

– сопровождение ответа примерами (учитывается умение грамотно и с пользой применять фактический материал для подкрепления теоретического при устном ответе);

– рациональность использования времени, отведенного на ответ (не одобряется затянутость выполнения задания, устного ответа во времени, с учетом индивидуальных особенностей обучающихся).

Критерии оценки устных ответов, обучающихся на вопросы при защите отчета о лабораторной работе

Наименование параметра оценки	Максимальное количество баллов
Излагает материал последовательно и правильно; полно и аргументировано отвечает по содержанию задания.	2,5
Обнаруживает понимание материала, может обосновать свои суждения, применить знания на практике, привести необходимые примеры, в том числе и самостоятельно составленные.	1,25

Рационально использует время, отведенное на ответ; устный ответ не затянут во времени.	1,25
Итого	**5**

Максимальное количество – 5 баллов соответствует оценке «отлично», 4 балла – «хорошо», 3 балла – «удовлетворительно», 2 балла – «неудовлетворительно».

Задания и вопросы для текущего контроля знаний, обучающихся по разделам (темам) учебной дисциплины приведены в приложении.

13 Промежуточная аттестация

13.1 Оценочные материалы для промежуточной аттестации обучающихся по учебной дисциплине предназначены для оценки степени достижения запланированных результатов обучения по завершению изучения учебной дисциплины в установленной учебным планом форме и позволяют определить качество усвоения изученного материала.

Итоговой формой контроля сформированности компетенций у обучающихся по учебной дисциплине является: экзамен.

Оценочные материалы для промежуточной аттестации обучающихся включают: вопросы к экзамену; задачи к экзамену.

13.2 Оценивание обучающегося на экзамене

Оценка	Требования к знаниям
отлично	Оценка «отлично» выставляется обучающемуся, если он глубоко и прочно усвоил программный материал, исчерпывающе, последовательно, четко и логически его излагает, умеет тесно увязывать теорию с практикой, свободно справляется с задачами, вопросами и другими видами применения знаний, причем не затрудняется с ответом при видоизменении заданий, использует в ответе материал различной литературы, правильно обосновывает принятое нестандартное решение, обладает приемами выполнения практических задач по формированию компетенций.
хорошо	Оценка «хорошо» выставляется обучающемуся, если он твердо знает материал, грамотно и по существу излагает его, не допуская существенных неточностей в ответе на вопрос, правильно применяет теоретические положения при решении практических вопросов и задач, обладает необходимыми умениями и приемами их выполнения.
удовлетворительно	Оценка «удовлетворительно» выставляется обучающемуся, если он имеет знания только основного материала, но не усвоил его деталей, допускает неточности, недостаточно правильные формулировки, испытывает сложности при

Оценка	Требования к знаниям
	выполнении практических работ и затрудняется связать теорию вопроса с практикой.
неудовлетворительно	Оценка «неудовлетворительно» выставляется обучающемуся, который не знает значительной части программного материала, неуверенно отвечает, допускает серьезные ошибки, не имеет представлений по методике выполнения практической работы. Как правило, оценка «неудовлетворительно» ставится обучающимся, которые не могут продолжить обучение без дополнительных занятий по данной учебной дисциплине.

Задания и вопросы для промежуточной аттестации обучающихся приведены в приложении.

14 Учебно-методическое и информационное обеспечение учебной дисциплины

а) основная литература:

1 Суворов, А. В. Общая и неорганическая химия в 2 т. Том 1 : учебник для среднего профессионального образования / А. В. Суворов, А. Б. Никольский. — 6-е изд., испр. и доп. — Москва : Юрайт, 2024. — 343 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-08659-1. – URL: https://urait.ru/bcode/538313 (дата обращения: 06.06.2025);

2 Суворов, А. В. Общая и неорганическая химия в 2 т. Том 2 : учебник для среднего профессионального образования / А. В. Суворов, А. Б. Никольский. — 6-е изд., испр. и доп. — Москва : Юрайт, 2024. — 378 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-02182-0. – URL: https://urait.ru/bcode/538314 (дата обращения: 06.06.2025);

3 Глинка, Н. Л. Общая химия : учебник для среднего профессионального образования / Н. Л. Глинка ; под редакцией В. А. Попкова, А. В. Бабкова. — 20-е изд., перераб. и доп. — Москва : Юрайт, 2024. — 713 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-19093-9. – URL: https://urait.ru/bcode/555941 (дата обращения: 06.06.2025).

б) дополнительная литература:

1 Апарнев, А. И. Общая и неорганическая химия. Лабораторный практикум : учебное пособие для среднего профессионального образования / А. И. Апарнев, А. А. Казакова, Л. В. Шевницына. — 2-е изд., испр. и доп. — Москва : Юрайт, 2024. — 159 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-04610-6. – URL: https://urait.ru/bcode/539193 (дата обращения: 06.06.2025);

2 Смарыгин, С. Н. Неорганическая химия. Практикум : учебно-практическое пособие для среднего профессионального образования / С. Н. Смарыгин, Н. Л. Багнавец, И. В. Дайдакова. — Москва : Юрайт, 2021. — 414 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-

03577-3. – URL: https://urait.ru/bcode/477871 (дата обращения: 06.06.2025);

3 Стась, Н. Ф. Общая и неорганическая химия. Справочник : учебное пособие для среднего профессионального образования / Н. Ф. Стась. — 4-е изд. — Москва : Юрайт, 2024. — 92 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-09179-3. – URL: https://urait.ru/bcode/537875 (дата обращения: 06.06.2025).

4 Апарнев, А. И. Общая химия. Сборник заданий с примерами решений : учебное пособие для среднего профессионального образования / А. И. Апарнев, Л. И. Афонина. — 2-е изд., испр. и доп. — Москва : Юрайт, 2024. — 127 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-09932-4. – URL: https://urait.ru/bcode/539181 (дата обращения: 06.06.2025).

5 Олейников, Н. Н. Химия. Алгоритмы решения задач и тесты : учебное пособие для среднего профессионального образования / Н. Н. Олейников, Г. П. Муравьева. — 3-е изд., испр. и доп. — Москва : Юрайт, 2024. — 249 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-9916-9665-4. – URL: https://urait.ru/bcode/538578 (дата обращения: 06.06.2025).

6 Александрова, Э. А. Химия неметаллов : учебник и практикум для среднего профессионального образования / Э. А. Александрова, И. И. Сидорова. — 3-е изд., испр. и доп. — Москва : Юрайт, 2024. — 358 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-00704-6. – URL: https://urait.ru/bcode/538589 (дата обращения: 06.06.2025).

в) ресурсы информационно-телекоммуникационной сети «Интернет»:

1 Электронный каталог : сайт / Научно-техническая библиотека СибГИУ. – Новокузнецк, [199 –]. – URL: http://libr.sibsiu.ru. – URL: https://libr.sibsiu.ru;

2 Электронная библиотека // Научно-техническая библиотека СибГИУ : сайт. – Новокузнецк, [200 –]. – URL: http://library.sibsiu.ru/LibrELibraryFullText.asp. – Режим доступа: для авторизир. пользователей. – URL: https://library.sibsiu.ru/LibrELibraryFullText.asp;

3 Консультант студента : электронно-библиотечная система / ООО «КОНСУЛЬТАНТ СТУДЕНТА». – Москва, [200 –]. – URL: http://www.studentlibrary.ru. – Режим доступа: для авторизир. пользователей;

4 ЛАНЬ : электронно-библиотечная система : [Единая профессиональная база знаний издательства Лань для СПО - Издательство Лань (СПО)] / ООО «Издательство ЛАНЬ». – Санкт-Петербург, [200 –]. – URL: http://e.lanbook.com. – Режим доступа: для авторизир. пользователей;

5 Образовательная платформа ЮРАЙТ / ООО «Электронное издательство ЮРАЙТ». – Москва, [200 –]. – URL: https://urait.ru. – Режим доступа: для авторизир. пользователей;

6 Университетская библиотека онлайн : электронно-библиотечная система / ООО «Директ-Медиа». – Москва, [200 –]. – URL: https://biblioclub.ru. – Режим доступа: для авторизир. пользователей;

7 НАУЧНАЯ ЭЛЕКТРОННАЯ БИБЛИОТЕКА eLIBRARY.RU : база данных / ООО «НЭБ». – Москва, [200 –]. – URL: http://elibrary.ru. – Режим доступа: по подписке;

8 Электронные периодические издания ИВИС : универсальная база данных / ООО «ИВИС». – Москва, [200 –]. – URL: http://eivis.ru. – Режим доступа: по подписке.

г) лицензионное и свободно распространяемое программное обеспечение:

– 7-Zip;
– Adobe Acrobat Reader;
– Astra Linux Special Edition;
– Kaspersky Endpoint Security;
– Microsoft Office;
– Microsoft Windows;
– OnlyOffice;
– Р7-Офис.

д) базы данных и информационно-справочные системы:

1 ГАРАНТ : справочно-правовая система / ООО «Правовой центр «Гарант». – Кемерово, [200 –]. – Режим доступа: компьютерная сеть Сиб. гос. индустр. ун-та.;

2 КонсультантПлюс : справочно-правовая система / ООО «Информационный центр АНВИК». – Новокузнецк, [199 –]. – Режим доступа: компьютерная сеть библиотеки Сиб. гос. индустр. ун-та.;

3 Техэксперт : информационно-справочная система / ООО «Группа компаний «Кодекс». – Кемерово, [200 –]. – Режим доступа: компьютерная сеть Сиб. гос. индустр. ун-та.

15 Материально-техническое обеспечение учебной дисциплины

Материально-техническое обеспечение учебной дисциплины включает учебные аудитории для проведения занятий всех видов, предусмотренных учебным планом, в том числе групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации, а также помещения для самостоятельной работы, мастерские и лаборатории, оснащенные оборудованием, техническими средствами обучения и материалами, учитывающими требования международных стандартов, научно-техническую библиотеку СибГИУ. Материально-техническое обеспечение учебной дисциплины включает:
– кабинет «Химии» для проведения теоретических и практических

занятий, оснащенный учебным оборудованием;
– лаборатория «Общей и неорганической химии» для проведения лабораторных работ, оборудованная вытяжными шкафами, лабораторными столами, лабораторным оборудованием и химической посудой ГОСТ 25336 «Посуда и оборудование лабораторные стеклянные. Типы, основные параметры и размеры»; микроскопами; мешалками магнитными; дистилляторами; весами аналитическими; весами электронными техно-химическими; электрическими плитками; колб нагревателями; сушильными шкафами; термостатами; муфельными печами; банями песочными; банями водяными; ареометрами; термометрами.
Помещения для самостоятельной работы обучающихся оснащены компьютерной техникой с возможностью подключения к информационно-телекоммуникационной сети «Интернет» и обеспечением доступа в электронную информационно-образовательную среду.

Рабочая программа дисциплины составлена в соответствии с требованиями ФГОС СПО по направлению подготовки (специальности) 18.02.12 «Технология аналитического контроля химических соединений».

Составитель(и):

преподаватель Козина Людмила Юрьевна (университетский колледж).

Рабочая программа дисциплины рассмотрена и утверждена на заседании Педагогического совета УК СибГИУ.

Согласована:

Учитель химии МБОУ «Гиназия №10»
к.п.н., доцент Е.В. Бускина

Приложение

Тестовые задания для входного контроля знаний обучающихся

Выберите один правильный ответ.

Даны схемы уравнений химических реакций и их фрагменты (левая или правая части), дописать уравнения реакций, расставить коэффициенты, указать тип реакций:

а) $BaO + ? \rightarrow BaCO_3$;

б) $Zn(OH)_2 + HNO_3 \rightarrow ? + H_2O$;

в) $Al + H_2SO_4 \rightarrow ? + H_2\uparrow$;

г) $Al_2O_3 + NaOH \rightarrow NaAlO_2 + ?$;

д) $Cu(OH)_2 \rightarrow ? + H_2O$;

е) $NH_4Cl + ? \rightarrow KCl + H_2O + NH_3\uparrow$;

ж) $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2\uparrow - Q$;

Ответить на предложенные ниже вопросы.

1. Указать уравнение химической реакции, в котором участвуют или образуются простые вещества.
2. Выбрать уравнение химической реакции, в котором используется формула с записью знака химического элемента с соответствующим распределением электронов по энергетическим уровням атома 2, 8, 7 – в ответе написать этот элемент.
3. Из предложенных выше схем уравнений химических реакций, установить формулы, в которых используются знаки атомов химических элементов металлов и определить среди них тот, у которого наиболее ярко выражены металлические свойства (в ответе указать этот знак).
4. Из уравнения (д) выписать формулу вещества, которое образовано ковалентной полярной химической связью.
5. Найти уравнение химической реакции, в которой один из продуктов реакции – нитрат цинка.
6. Определить уравнение химической реакции между кислотным оксидом и основным.
7. Выбрать уравнения химических реакций, в которые вступают кислоты.
8. Указать уравнения химических реакций, в которых исходным продуктом являются нерастворимые в воде основания.
9. Определить уравнение химической реакции, в котором амфотерный оксид проявляет кислотные свойства.
10. Найти уравнения химических реакций, в которых сумма коэффициентов равна 6.
11. Выбрать уравнения химических реакций обмена.
12. Определить уравнения реакций разложения.

13. Определить химическое уравнение окислительно-восстановительной реакции.

14. Выписать коэффициент перед формулой окислителя из уравнения реакции (в).

15. Выбрать уравнение реакции нейтрализации.

16. Указать уравнения химических реакций, которые характеризуют химические свойства растворимых в воде оснований.

17. Дана схема превращений:

цинк → оксид цинка → основание цинка → соль цинка.

18. Указать уравнение реакции обмена, идущее до конца, с выделением одного из продуктов реакции в виде газа. В ответе указать формулы электролитов.

19. По краткому ионному уравнению определить молекулярное уравнение: $2Al^0 + 6H^+ = 2Al^{3+} + 3H2^0$

20. Из уравнения (ж) определить условия смещения химического равновесия в сторону прямой реакции - разложения карбоната кальция:

а) уменьшить давление;

б) увеличить давление;

в) удаление оксида углерода из системы;

г) понижение температуры.

Задания и вопросы для текущего контроля знаний обучающихся по разделам (темам) учебной дисциплины

Тестирование по результатам освоения лекционного материала и самостоятельной работы

Тестирование проводится для определения степени усвоения материалов лекций, а также выполнения самостоятельной работы в рамках часов, отведенных на самостоятельную работу обучающихся, в СУО «Moodle».

Перечень вопросов для тестирования.

Раздел 1. Теоретические основы химии

1. В каком соединении степень окисления азота равна +5?

а) N_2O_3;

б) $Ca(NO_3)_2$;

в) $Ba(NO_2)_2$;

г) N_2H_4.

2. Валентность атома – это:

а) число электронов, недостающее до получения электронной конфигурации ближайшего инертного газа;

б) степень окисления атома;

в) число химических связей, образованных данным атомом в соединении;

г) число отданных или принятых электронов.

3. Из приведенных ниже веществ к простым относятся:

а) серная кислота;

б) бром;

в) сера;

г) водород.

4. Какая реакция соответствует сокращенному уравнению: $H^+ + OH^- = H_2O$?

а) $ZnCl_2 + 2NaOH = Zn(OH)_2 + 2NaCl$;

б) $NaOH + HNO_3 = NaNO_3 + H_2O$;

в) $H_2SO_4 + Cu(OH)_2 = CuSO_4 + 2H_2O$;

г) $H_2SO_3 + Ba(OH)_2 = BaSO_3 + 2H_2O$

5. Какое из следующих явлений является химическим?

а) плавление льда;

б) электролиз воды;

в) возгонка йода;

г) фотосинтез.

6. Какой элемент возглавляет главную подгруппу шестой группы?

а) ванадий;

б) кислород;

в) фосфор;

г) мышьяк.

7.Какую формулировку Периодическому закону дал Д. И. Менделеев?

а) Свойства химических элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от величины их атомной массы.

б) Свойства химических элементов, а также формы и свойства образуемых ими простых веществ и соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда их атомных ядер.

8. Нерастворимы в воде:

а) HNO_3;

б) $Cu(OH)_2$;

в) $Zn(NO_3)_2$;

г) HgS.

9. Окислитель – это …

а) Атом, который отдаёт электроны и понижает свою степень окисления.

б) Атом, который принимает электроны и понижает свою степень окисления.

в) Атом, который принимает электроны и повышает свою степень окисления.

г) Атом, который отдаёт электроны и повышает свою степень окисления.

10. Процесс восстановления – это процесс…

а) Отдачи электронов.

б) Принятия электронов.

в) Повышения степени окисления атома.

11. Сильными электролитами являются все вещества, указанные в ряду:

а) $MgCl_2$, CH_3COOH, NaOH;

б) H_2S, H_2SO_3, H_2SO_4;

в) KOH, HNO_3, H_2SO_4;

г) H_2S, CH_3COOH, H_2SO_3.

12. Сколько химических элементов в четвертом периоде:

а) 8;

б) 18;

в) 30;

г) 32.

13. Слабым электролитом является:

а) H_2SO_4;

б) HClO;

в) HBr;

г) HNO_3.

14. Согласно следствию из закона Гесса, тепловой эффект химической реакции равен:

а) сумме теплот образования конечных веществ за вычетом суммы теплот образования исходных веществ с учетом их стехиометрических коэффициентов;

б) сумме теплот образования исходных веществ за вычетом суммы теплот образования конечных с учетом их стехиометрических коэффициентов;

в) сумме теплот образования конечных и исходных веществ с учетом их стехиометрических коэффициентов;

г) сумме теплот образования конечных веществ с учетом их стехиометрических коэффициентов.

15. Согласно уравнению Больцмана, энтропия системы может быть рассчитана следующим образом:

а) $S = PV/RT$;

б) $S = \Delta U + p\Delta V$;

в) $S = k \cdot \lg W$;

г) $S = Q/T$.

16. Термохимией называется:

а) раздел физической химии, изучающий влияние температуры на направление протекания химической реакции;

б) раздел физической химии, изучающий влияние температуры на скорость протекания химической реакции;

в) раздел физической химии, изучающий влияние температуры на скорость установления химического равновесия;

г) раздел химической термодинамики, изучающий тепловые эффекты химических реакций.

17. Формула для определения массовой доли вещества:

а) $m = \rho \cdot V$;

б) $C = n / V$;

в) $m_{(в\text{-}ва)} = m_{(р\text{-}ра)} - m_{(воды)}$;

г) $\omega = m_{(в\text{-}ва)} / m_{(р\text{-}ра)}$.

18. Формула для определения молярной концентрации вещества:

а) $m_{(р\text{-}ра)} = m_{(в\text{-}ва)} + m_{(воды)}$;

б) $m = \rho \cdot V$;

в) $\omega = m_{(в\text{-}ва)} / m_{(р\text{-}ра)}$;

г) $C = n / V$.

19. Хорошо растворимы в воде:

а) $AlPO_4$;

б) $NaOH$;

в) $AgNO_3$;

г) CuS.

20. Что показывает номер периода?

а) число валентных электронов;

б) число нейтронов;

в) число энергетических уровней;

г) число электронов на внешнем энергетическом уровне.

Раздел 2 Химия неметаллов

1. «Вещество называют купоросным маслом, а некоторые его соли купоросами» – данное высказывание относится к:

а) сернистой кислоте;

б) серной кислоте;

в) сероводороду;

г) сероводородной кислоте.

2. В каком из перечисленных ниже соединений степень окисления фосфора -3:

а) P_2O_5;

б) NH_3;

в) PH_3.

3. В каком соединении азот проявляет степень окисления +4?

а) N_2O;
б) $NaNO_2$;
в) $NaNO_3$;
г) NO_2.

4. В каком соединении сера проявляет степень окисления +6?
а) SO_2;
б) H_2SO_3;
в) H_2SO_4;
г) Al_2S_3.

5. В качестве реагента на можно использовать раствор, содержащий ионы: SO_4^{2-}:
а) Ba^{2+};
б) H^+;
в) Cu^{2+};
г) Fe^{2+}.

6. В реакции, уравнение которой $CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$. Изменение степени окисления восстановителя происходит по схеме:
а) 0 в -2;
б) -4 в +4;
в) -2 в 0;
г) +1 в -2.

7. В реакции, уравнение которой $H_2SO_3 + Br_2 + H_2O = H_2SO_4 + HBr$, сера:
а) является восстановителем;
б) понижает степень окисления;
в) является окислителем;
г) не изменяет степень окисления.

8. Для осуществления превращения $S \rightarrow H_2S \rightarrow SO_2 \rightarrow CaSO_3$ нужно последовательно использовать:
а) водород, воду, оксид кальция;
б) водород, кислород, кальций;
в) водород, кислород, гидроксид кальция;
г) воду, воду, кальций.

9. Заряд ядра атома азота равен:
а) +7;
б) +5;
в) +4.

10. Какая формула соответствует электронной конфигурации внешнего электронного уровня селена?
а) …$3s^23p^4$;
б) …$4s^24p^4$;
в) …$3s^23p^6$;

г) …$4s^2 4p^6$.

11. Кислотным оксидом является каждое из двух веществ:
а) CO, SO_2;
б) ZnO, P_2O_5;
в) N_2O, SiO_2;
г) CO_2, SiO_2.

12. Наименьшее значение степени окисления углерод имеет в соединении:
а) CO_2;
б) Na_2CO_3;
в) CH_4;
г) CO.

13. Необратимо протекает реакция ионного обмена между растворами:
а) гидроксида натрия и хлорида калия;
б) сульфата натрия и азотной кислоты;
в) нитрата калия и серной кислоты;
г) силиката натрия и соляной кислоты

14. Полярная ковалентная связь образуется между атомами в соединении
а) KCl;
б) F_2;
в) BF_3;
г) BaF_2.

15. Процентное содержание азота в воздухе по объёму:
а) 20;
б) 78;
в) 10.

16. Раствор бромида натрия вступает в реакцию с
а) $AgNO_3$;
б) HNO_3;
в) KNO_3;
г) $Cu(NO_3)_2$.

17. Составьте уравнение реакции горения фосфора, сумма всех коэффициентов в нем равна:
а) 12;
б)11;
в) 5.

18. Степень окисления хлора в $Ba(ClO_3)_2$ равна:
а) + 1;
б) + 3;
в) + 5;

г) + 7.

19. Число нейтронов в ядре атома ^{37}Cl равно:
а) 20;
б) 17;
в) 37;
г) 19.

20. Электронную конфигурацию внешнего энергетического уровня ….4s24p4 имеет атом:
а) As;
б) Se;
в) Cl;
г) Br.

Раздел 3 Химия металлов

1. FeO взаимодействует с веществами ряда:
а) O_2, Al, HCl;
б) HCl, NaOH, Cu;
в) CO, HCl, $Mg(OH)_2$;
г) C, N_2, H_2SO_4.

2. В каком из перечисленных соединений атом марганца имеет максимально возможную степень окисления?
а) перманганат калия;
б) манганат калия;
в) сульфид марганца;
г) марганцовая кислота.

3. В реакции окисления сульфата железа (II) перманганатом калия в сернокислой среде сумма коэффициентов перед реагентами равна:
а) 11;
б) 15;
в) 16;
г) 20.

4. В четыре пробирки, содержащие растворы солей, добавили раствор гидроксида натрия. В одной из пробирок сначала выпал осадок, но при дальнейшем добавлении раствора щелочи он растворился. Какое вещество находилось в исследуемой пробирке?
а) $AlCl_3$;
б) NaCl;
в) $MgCl_2$;
г) $Fe(NO_3)_3$.

5. В электротехнике для производства ламп накаливания используют металлическую нить из:
а) Fe;

б) Zn;
в) W;
г) Cu;
д) Al.

6. Вещества, с помощью которых можно осуществить превращения:

$Fe \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow Fe(NO_3)_3 \rightarrow Fe(NO_3)_2$:

а) NaOH, $Mg(NO_3)_2$, Fe;

б) $O_2 + H_2O$, $Al(NO_3)_3$, Fe;

в) $Cu(OH)_2$, HNO_3, Fe;

г) $O_2 + H_2O$, HNO_3, Fe.

7. Все элементы главной подгруппы III группы имеют следующую электронную конфигурацию внешнего уровня:

а) ns^2np^1;
б) ns^2;
в) ns^2np^6;
г) ns^2np^7.

8. Выберите верную характеристику алюминия:
а) легкий серебристый металл;
б) твердый серебристый металл;
в) легкий очень прочный металл;
г) металл, обладающий высокой твердостью.

9. Для металлов характерен тип химической связи:
а) Металлическая;
б) Ионная;
в) Ковалентная неполярная;
г) Водородная;
д) Ковалентная полярная

10.. Из приведенных оксидов – SiO_2, SnO_2, Na_2O, Al_2O_3, CrO_3, MnO – к амфотерным относятся:

а) MnO и SiO_2;
б) SnO_2 и Al_2O_3;
в) Na_2O и Al_2O_3;
г) MnO и Al_2O_3;
д) Al_2O_3 и CrO_3.

11. Какие из перечисленных веществ при взаимодействии с водой образуют раствор, в котором лакмус имеет синюю окраску?

а) Гидроксид кальция;
б) оксид фосфора (V);
в) карбонат калия;
г) барий.

12. Медь характеризует следующие физические свойства:

а) металл красного цвета, тягучий, вязкий, легко прокатывается в листы;

б) серебристо - белый хрупкий металл;

в) металл голубовато - серебристого цвета, хороший проводник тока.

13. Наиболее бурно происходит реакция соляной кислоты с гранулами:

а) алюминия;

б) цинка;

в) магния;

г) олова.

14. Наибольшую молярную массу имеет оксид:

а) BaO;

б) SrO;

в) CaO;

г) BeO;

д) MgO.

15. Общую жесткость воды можно устранить:

а) кипячением;

б) известково-содовым способом;

в) катионитным способом;

г) декантацией.

16. Определите вещество X в схеме получения оксида натрия: $Na + X = Na_2O$

а) O_2;

б) NaH;

в) NaOH;

г) Na_2O_2.

17. При взаимодействии свежеприготовленного осадка гидроксида хрома (III) с избытком раствора щелочи образуется:

а) средняя соль;

б) основная соль;

в) двойная соль;

г) комплексная соль.

18. При разложении нитрата серебра образуются:

а) Серебро, оксид азота (IV), кислород;

б) Оксид серебра (I), оксид азота (IV);

в) Серебро, оксид азота (II);

г) Оксид серебра (I).

19. Раствор гидроксида натрия окрашивает метилоранж в следующий цвет:

а) желтый;

б) красный;
в) синий;
г) оранжевый.

20. Соединение $Ca(OH)_2$ называют:
а) известняком;
б) хлорной известью;
в) гашеной известью;
г) негашеной известью.

21. Сумма всех коэффициентов в реакции взаимодействия кальция с избытком разбавленной азотной кислоты равна:
а) 42;
б) 21;
в) 5;
г) 22.

22. Сумма всех коэффициентов в реакции окисления свежеосажденного гидроксида железа (II) перманганатом калия в водном растворе составляет:
а) 5;
б) 6;
в) 8;
г) 11.

23. Укажите верное суждение:
1) Щелочные металлы – это серебристо-белые мягкие вещества;
2) Щелочные металлы - это легкие и легкоплавкие металлы.
а) верно только 1;
б) Верно только 2;
в) Верны оба суждения;
г) Оба суждения неверны.

24. Элементы основной подгруппы 1 группы имеют названия:
а) Щелочные металлы;
б) Щелочноземельные металлы;
в) Галогены;
г) Переходные металлы.

3 Выполнение практических работ

Задания для практических работ, теоретический и методический материал для самостоятельного изучения и вопросы для собеседования представлены в методических указаниях к практическим занятиям.

Вопросы и задания к разделу 1 Теоретические основы химии.

1. Что такое атом?

2. Что такое молекула?

3. Что такое атомная масса?

4. Что такое относительная молекулярная масса? Как ее найти?

5. Что такое молярная масса вещества? В каких единицах она выражается?

6. Как вычислить количество вещества, зная массу, объём или число структурных единиц? Как формулируется закон Авогадро?

7. Что называется относительной плотностью одного газа по-другому?

8. Сформулируйте закон постоянства состава.

9. Сформулируйте закон сохранения массы веществ.

10. Определите в граммах массу одной молекулы:

01 – воды	02 – сульфида бария
03 – оксида углерода (IV)	04 – сероводорода
05 – серной кислоты	06 – хлорида алюминия
07 – гидроксида калия	08 – хлорида серебра (I)
09 – фосфорной кислоты	10 – оксида алюминия
11 – гидроксида меди (II)	12 – кислорода
13 – оксида углерода (II)	14 – нитрата натрия
15 – азотной кислоты	16 – гидроксида алюминия
17 – хлорида цинка	18 – сульфата железа (II)
19 – оксида железа (III)	20 – угольной кислоты
21 – азота	22 – водорода
23 – аммиака	24 – хлора
25 – гидроксида бария	26 – гидроксида аммония
27 – селеновой кислоты	28 – оксида марганца (VII)
29 – теллуроводородной кислоты	30 – карбоната натрия

11. Определите, сколько молекул содержится в данной массе вещества:

01 – 12,7 г йода	02 – 9,9 г гидроксида цинка
03 – 12,0 г сульфата магния	04 – 0,22 г оксида углерода (IV)
05 – 4,9 г серной кислоты	06 – 14 г азота
07 – 12,6 г азотной кислоты	08 – 34 г аммиака
09 – 4,9 г фосфорной кислоты	10 – 17 г нитрата натрия
11 – 4 г гидроксида натрия	12 – 10,2 г оксида алюминия
13 – 27 г хлорида меди (II)	14 – 600 г оксида кремния (IV)
15 – 100 г карбоната кальция	16 – 12,4 г угольной кислоты
17 – 56 г гидроксида калия	18 – 36 г воды
19 – 2,8 г азота	20 – 160 г кислорода
21 – 1 г водорода	22 – 800 г метана
23 – 3,42 г сульфата алюминия	24 – 0,71 г хлора
25 – 1,54 г гидроксида бария	26 – 127 г иода
27 – 32 г оксида серы (IV)	28 – 35 г фтороводорода

29 – 94 г азотистой кислоты	30 – 49 г серной кислоты

12. Определите массу вещества (грамм), содержащегося при н.у. в данном объеме вещества:

01 – 1,12 л аммиака	02 – 0,56 л оксида углерода (IV)
03 – 280 мл неона	04 – 4,48 л хлора
05 – 448 мл азота	06 – 112 л фтора
07 – 2,24 л сероводорода	08 – 5,6 л водорода
09 – 2,8 л метана	10 – 56 л оксида углерода (II)
11 – 560 мл кислорода	12 – 28 л аммиака
13 – 224 мл фтороводорода	14 – 1,12 л ацетилена
15 – 0,28 л азота	16 – 6,72 л хлора
17 – 44,8 л хлороводорода	18 – 672 л хлора
19 – 134 л кислорода	20 – 1,344 л оксида углерода (IV)
21 – 1,12 л аргона	22 – 11,2 л азота (II)
23 – 2,8 л оксида серы (IV)	24 – 1,12 л оксида азота (IV)
25 – 5,6 л оксида азота (I)	26 – 13,54 л хлора
27 – 5,6 л оксида серы (IV)	28 – 3,36 л аммиака
29 – 2,24 л оксида серы (VI)	30 – 1,12 л сероводорода

13. Определите объем (л), занимаемый при н.у.:

01 – 10 г неона	02 – 380 г фтора
03 – 8 г метана	04 – 3,4 г аммиака
05 – 5,6 г азота	06 – 8 г водорода
07 – 640 мг кислорода	08 – 710 г хлора
09 – 2,0 г фтороводорода	10 – 7,0 г оксида углерода (II)
11 – 3,4 г сероводорода	12 – 1,42 г хлора
13 – 10,2 г аммиака	14 – 880 г оксида углерода (IV)
15 – 140 г азота	16 – 20 г водорода
17 – 9,6 г кислорода	18 – 680 г сероводорода
19 – 7,3 г хлороводорода	20 – 6,4 г оксида серы (IV)
21 – 4,6 г оксида азота (IV)	22 – 0,3 г оксида азота (II)
23 – 2,6 г ацетилена	24 – 4,4 г оксида азота (I)
25 – 4 г аргона	26 – 40 г аргона
27 – 7 г азота	28 – 20,4 аммиака
29 – 24 г метана	30 – 0,71 г хлора

14. Определите массу (в граммах):

01 – 0,5 молей аммиака	02 – 2 молей хлорида кальция
03 – 3 молей сульфата цинка	04 – 0,02 молей хлорида меди (II)
05 – 1,5 молей сероводорода	06 – 0,1 молей серной кислоты
07 – 0,6 молей нитрата бария	08 – 0,1 молей метана
09 – 0,2 молей хлорида хрома (III)	10 – 1,2 молей азотной кислоты
11 – 0,3 молей оксида азота (II)	12 –0,4 молей оксида марганца (IV)
13 – 0,05 молей угольной кислоты	14 – 0,7 молей оксида серы (IV)
15 – 5 молей бромида калия	16 – 2,5 молей оксида кремния (IV)

17 – 0,04 молей нитрата железа (II)	18 – 3,5 молей оксида азота (IV)
19 – 0,8 молей фторида кальция	20 – 4,5 молей оксида углерода (IV)
21 – 0,05 молей кислорода	22 – 0,02 молей азота
23 – 0,04 молей гидроксида калия	24 – 0,1 молей фосфорной кислоты
25 – 2 молей хромата натрия	26 – 3 молей селеновой кислоты
27 – 0,1 молей оксида алюминия	28 – 0,3 молей гидроксида бария
29 – 4 молей сернистой кислоты	30 – 5 молей теллуроводорода

15. Сколько молей составляют:

01 – 126 г азотной кислоты	02 – 13,2 г оксида углерода (IV)
03 – 0,1 г карбоната кальция	04 – 1,04 г гидрокарбоната натрия
05 – 24,5 г серной кислоты	06 – 196 г ортофосфорной кислоты
07 – 0,95 г хлорида магния	08 – 0,106 г карбоната натрия
09 – 1,12 г гидроксида калия	10 – 12,8 г оксида серы (IV)
11 – 0,164 г нитрата кальция	12 – 2,33 г сульфата бария
13 – 4,26 г фосфата калия	14 – 9,9 г гидроксида цинка
15 – 120 г оксида кремния (IV)	16 – 1,74 г сульфата калия
17 – 0,239 г сульфида свинца (II)	18 – 138 г нитрита натрия
19 – 1,64 г сернистой кислоты	20 – 0,4 г гидроксида натрия
21 – 4,7 г азотистой кислоты	22 – 13,3 г хлорида алюминия
23 – 6,2 г оксида натрия	24 – 1,3 г теллуроводорода
25 – 12,9 г селенистой кислоты	26 – 5,8 г гидроксида магния
27 – 34 г аммиака	28 – 194 г гидроксида меди (II)
29 – 68 г сероводорода	30 – 50 г хлорной кислоты

16. Дайте определения понятиям ядро, протон, нейтрон.

17. Какие основные характеристики ядра вы знаете?

18. Перечислить существующие квантовые числа и дать определения этим понятиям.

19. В чем заключается принцип наименьшей энергии?

20. В чем заключается правило Хунда?

21. Заполните таблицу:

Номер периода	Элемент	Электронная конфигурация	Номер периода	Элемент	Электронная конфигурация
	$_{1}$**H**			$_{14}$**Si**	
	$_{2}$**He**			**15P**	
	$_{3}$**Li**			**16S**	
	$_{4}$**Be**			$_{17}$**Cl**	
	$_{5}$**B**			$_{18}$**Ar**	
	$_{6}$**C**			**19K**	
	$_{7}$**N**			$_{20}$**Ca**	

Номер периода	Элемент	Электронная конфигурация	Номер периода	Элемент	Электронная конфигурация
	$_{8}$O			$_{21}$Sc	
	$_{9}$F			$_{22}$Ti	
	$_{10}$Ne			23V	
	$_{11}$Na			$_{24}$Cr	
	$_{12}$Mg			$_{25}$Mn	
	$_{13}$Al			$_{26}$Fe	

22. Напишите электронную формулу атома технеция.

23. Атом какого элемента имеет электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^5 5s^2 5p^1$?

24. Определите число протонов и нейтронов в ядре атома железа.

25. Какие из приведенных ниже реакций являются окислительно-восстановительными:

а) $Na_2CrO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2Cr_2O_7 + Na_2SO_4 + H_2O$;

б) $KMnO_4 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + O_2 + H_2O$;

в) $Ag + H_2SO_4 \rightarrow Ag_2SO_4 + SO_2 + H_2O$?

Укажите в них окислитель и восстановитель. Составьте электронные уравнения полуреакций и подберите коэффициенты.

26. К какому типу окислительно-восстановительных реакций (межмолекулярные, внутримолекулярные, диспропорционирования) и почему относятся следующие реакции:

а) $NaBrO_3 + H_2SO_4 + NaBr \rightarrow Br_2 + Na_2SO_4 + H_2O$;

б) $Pb(NO_3)_2 \rightarrow PbO + NO_2 + O_2$

Для каждой реакции составьте электронные уравнения полуреакций и подберите коэффициенты. Укажите окислитель и восстановитель.

27. Исходя из строения электронных оболочек атомов и ионов, поясните, какие из них могут играть роль окислителя или восстановителя:

а) Na, б) Hg^{2+}, в) Ag^{+}, г) I_2.

Приведите соответствующие электронные уравнения полуреакций.

28. На основании электронных схем расставьте коэффициенты в уравнении реакции: $I_2 + Cl_2 + H_2O \rightarrow HIO_3 + HCl$. Укажите, какое вещество является восстановителем, какое окислителем; какое восстанавливается, какое окисляется.

29. Подберите коэффициенты в следующих уравнениях окислительно-восстановительных реакций:

а) $NaBr + MnO_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + Na_2SO_4 + Br_2 + H_2O$;

б) $H_2SO_3 + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HCl$.

Составьте электронные уравнения полуреакций и укажите окислитель и восстановитель.

30. Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций между:

а) KI и $K_2Cr_2O_7$ в сернокислой среде, при этом образуется I_2 и $Cr_2(SO_4)_3$;

б) $NaCrO_2$ и $NaClO_3$ в щелочной среде, при этом образуются Na_2CrO_4 и NaCl.

Составьте электронные уравнения полуреакций и подберите коэффициенты.

31. Для реакций, выраженных уравнениями:

а) 2Al + 6HCl = 2AlCl3 + 3H2;

б) Fe2O3 + 3H2 = 2Fe + 3H2O;

в) CaH2 + 2H2O = Ca(OH)2 + 2H2,

Составьте электронные уравнения полуреакций и укажите роль атомов водорода и ионов водорода.

32. Какие из приведенных ниже реакций являются окислительно-восстановительными:

а) $K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + Na_2SO_3 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + Na_2SO_4 + K_2SO_4 + H_2O$;

б) $Bi(NO_3)_3 + KOH \rightarrow Bi(OH)_3 + KNO_3$;

в) $H_2O_2 + KOH + MnSO_4 \rightarrow MnO_2 + H_2O + K_2SO_4$?

Укажите в них окислитель и восстановитель. Составьте электронные уравнения полуреакций. Подберите коэффициенты.

33. К какому типу окислительно-восстановительны реакций (межмолекулярные, внутримолекулярные, диспропорционирования) и почему относятся следующие реакции:

а) $K_2MnO_4 + H_2O \rightarrow KMnO_4 + MnO_2 + KOH$;

б) $H_2S + HClO \rightarrow S + HCl + H_2O$.

Для каждой реакции составьте электронные уравнения полуреакций и подберите коэффициенты. Укажите окислитель и восстановитель.

34. Какие из приведенных ниже реакций являются окислительно-восстановительными:

а) $Cu_2S + HNO_{3(конц.)} \rightarrow CuSO_4 + Na_2SO_4 + NO_2 + H_2O$;

б) $Na_3[Cr(OH)_6] + Na_2O_{2(т)} \rightarrow Na_2CrO_4 + NaOH + H_2O$;

в) $KMnO_4 + H_2SO_4 + Na_2SO_3 \rightarrow MnSO_4 + Na_2SO_4 + H_2O + K_2SO_4$.

Укажите в них окислитель и восстановитель. Составьте электронные уравнения полуреакций. Подберите коэффициенты.

35. К какому типу окислительно-восстановительных реакций (межмолекулярные, внутримолекулярные, диспропорционирования) и почему относятся следующие реакции:

а) $KOH + Cl_2 = KClO_3 + KCl + H_2O$;

б) $PbO_2 + HNO_3 + H_2O_2 = Pb(NO_3)_2 + O_2 + H_2O$.

Для каждой реакции составьте электронные уравнения полуреакций и подберите коэффициенты. Укажите окислитель и восстановитель.

36. Исходя из строения электронных оболочек атомов и ионов, поясните, какие из них могут играть роль окислителя или восстановителя:

а) Zn, б) Au^{3+}, в) Ti^{3+}, г) O_2.

Приведите соответствующие электронные уравнения полуреакций.

37. На основании электронных схем расставьте коэффициенты в уравнении реакции: $S+HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + NO$.

Укажите, какое вещество является восстановителем, какое окислителем; какое восстанавливается, какое окисляется?

38. Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций между:

а) KI и $KMnO_4$ в сернокислой среде, при этом образуется $MnSO_4$ и I_2;

б) $NaCrO_2$ и $NaClO_3$ в щелочной среде, при этом образуются Na_2CrO_4 и NaCl.

Подберите коэффициенты методом электронного баланса или методом полуреакций, укажите окислитель и восстановитель:

39. Подберите коэффициенты в следующих уравнениях окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса или методом полуреакций, укажите окислитель и восстановитель:

а) $K_2SO_3 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$;

б) $Br_2 + HClO + H_2O \rightarrow HBrO_3 + HCl$.

Укажите окислитель и восстановитель.

40. Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций между:

а) Al и $K_2Cr_2O_7$ в сернокислой среде, при этом образуется $Al_2(SO_4)_3$ и $Cr_2(SO_4)_3$,

б) MnO_2 и $NaClO_3$ в щелочной среде, при этом образуются Na_2MnO_4 и NaCl.

Подберите коэффициенты методом электронного баланса или методом полуреакций, укажите окислитель и восстановитель:

41. Подберите коэффициенты в следующих уравнениях окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса или методом полуреакций, укажите окислитель и восстановитель:

а) $KNO_2 + KJ + H_2SO_4 \rightarrow NO + I_2 + K_2SO_4 + H_2O$;

б) $NaCrO_2 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + H_2O$.

Укажите окислитель и восстановитель

42. Исходя из степени окисления хрома в соединениях $KCrO_2$, $K_2Cr_2O_7$ определите, какое их них может быть восстановителем, какое – окислителем. На основании электронных схем расставьте коэффициенты в уравнении реакции: $MnO_2+HCl\rightarrow MnCl_2+Cl_2+H_2O$

43. Составьте электронные уравнения полуреакций и укажите роль атомов водорода и ионов водорода в реакциях, выраженных уравнениями:

а) $2NaH_2 + 2H_2O\rightarrow 2NaOH + 3H_2$

44. Подберите коэффициенты в следующих уравнениях окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса или методом полуреакций, укажите окислитель и восстановитель:

а) $FeSO_4 + HIO_3 + H_2SO_4\rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + I_2 + H_2O$;

б) $K_2MnO_4 + H_2O \rightarrow KMnO_4 + MnO_2 + KOH$.

45. Окисление углерода и его оксида протекает по уравнениям:

а) $2C\ (т) + O_2\ (г) = 2CO\ (г)$;

б) $2CO\ (г) + O_2\ (г) = 2CO_2\ (г)$.

Как изменятся скорости этих реакций, если объемы каждой из систем уменьшить в 4 раза?

46. Реакция идет по уравнению: $H_2 + I_2 \rightleftarrows 2HI$. Константа скорости этой реакции при 508 ^{0}C равна 0,16. Исходные концентрации реагирующих веществ были: $C_0(H_2)$ = 0,04 моль/л; $C_0(I_2)$ = 0,05 моль/л. Вычислите начальную скорость реакции и ее скорость в момент, когда концентрация H_2 стала равной 0,03 моль/л.

47. Реакция идет по уравнению: $2NO + O_2 = 2NO_2$. Концентрации исходных веществ были: $[NO]_0$ = 0,03 моль/л, $[O_2]_0$ = 0,05 моль/л. Как изменится скорость реакции, если увеличить концентрацию кислорода до 0,10 моль/л, а концентрацию NO до 0,06 моль/л?

48. Гетерогенная реакция идет по уравнению: $CO_2(г) + C(т) \rightleftarrows 2CO(г)$. Как изменится скорость прямой реакции – образования CO, если концентрацию CO_2 уменьшить в 4 раза?

49. Для практической остановки реакции применяют быстрое охлаждение реакционной смеси («замораживание реакции»). Определите, во сколько раз изменится скорость реакции при охлаждении реакционной смеси с 40 до –10 ^{0}C, если температурный коэффициент скорости реакции равен 2,7.

50. Как изменится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры на 60 ^{0}C, если температурный коэффициент скорости данной реакции равен двум?

51. Две реакции протекают при 25 ^{0}C с одинаковой скоростью. Температурный коэффициент скорости первой реакции равен 2, а

второй – 2,5. Найдите соотношение скоростей v_2/v_1этих реакций при 95 ^{0}C.

52. Энергия активации реакции O_3(г) + NO(г) = O_2(г) + NO_2(г) равна 10 кДж/моль. Во сколько раз изменится скорость реакции при повышении температуры от 27 до 37 ^{0}C?

53. Во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей при 298 К, если энергию активации реакции уменьшить на 4 кДж/моль?

54. При повышении температуры на 50 ^{0}C скорость реакции возросла в 1200 раз. Вычислите γ.

Начальная концентрация уксусноэтилового эфира при реакции омыления была равна 0,02 моль/л. Через 25 мин она стала равной 0,0054 моль/л. Найдите υ реакции.

55. Как изменится скорость обратной реакции $2SO_2(г)+O_2(г)\rightarrow 2SO_3(г)$, если объем системы уменьшить в четыре раза.

56. Константа скорости реакции разложения N_2O, протекающей по уравнению: $2\ N_2O(г)\rightarrow\ 2N_2(г)\ +\ O_2(г)$ равна $5\cdot10^{-4}$. Начальная концентрация N_2O равна 6,0 моль/л. Вычислите начальную скорость и ее скорость, когда разложится 50% N_2O.

56. Вычислите температурный коэффициент реакции, если константа скорости ее при 120 ^{0}C составляет $5{,}9\cdot10^{-4}$, а при170 ^{0}C - $6{,}7\cdot10^{-2}$.

57. Константа скорости некоторой реакции при 273К и 298К равна соответственно 1,17 и 6,56 л/(моль·мин). Найдите температурный коэффициент скорости реакции.

58. На сколько градусов нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 90 раз. Температурный коэффициент скорости реакции равен 2,7.

59. При 353 К реакция заканчивается за 20 с. Сколько времени длится реакция при 303 К, если температурный коэффициент этой реакции равен 2.

60. Начальная концентрация исходных веществ в системе: $CO(г) + Cl_2(г) \rightarrow COCl_2(г)$ была равна 0,5 моль/л CO и 0,3 моль/л Cl_2. Во сколько раз увеличится скорость реакции, если концентрацию CO повысить до 0,9 моль/л, а Cl_2 – до 1,5 моль/л?

61. Как изменится скорость реакции $MnO_2(к) + 4HCl(г)\rightarrow MnCl_2(к) + Cl_2(г)$, если увеличить давление в системе в 2 раза.

62. Как изменится скорость прямой реакции $2SO_2(г)+ O_2(г)\rightarrow 2SO_3(г)$, если объем системы уменьшить в четыре раза.

63. Реакция идет по уравнению $N_2 + 3H_2\rightleftarrows 2NH_3$. Концентрации участвующих веществ были: [N_2] - 0,80 моль/л; [H_2] - 1,5 моль/л;

[NH_3] - 0,01 моль/л. Вычислите концентрации водорода и аммиака, когда концентрация азота стала равной 0,50 моль/л.

64. Равновесие в гомогенной системе: $4HCl(г) + O_2(г) \rightleftarrows 2H_2O(г) + 2Cl_2(г)$ установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ: [H_2O] = 0,14 моль/л; [Cl_2] = 0,14 моль /л; [HCl] = 0,20 моль/л; [O_2] = 0,32 моль/л. Вычислите исходные концентрации хлористого водорода и кислорода.

65. Константа равновесия гомогенной реакции: $CO(г) + H_2O(г) \rightleftarrows CO_2(г) + H_2(г)$ при некоторой температуре равна 1. Вычислите равновесные концентрации всех реагирующих веществ, если исходные концентрации CO и H_2Oбыли соответственно равны 0,1 и 0,4 моль/л.

66. Константа равновесия гомогенной реакции: $N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3$ при температуре 400 ^{0}C равна 0,1. Равновесные концентрации водорода и аммиака соответственно равны 0,20 моль/л и 0,08 моль/л. Вычислите равновесную и начальную концентрации азота.

67. В гомогенной системе: $2CO + O_2 \rightleftarrows 2CO_2$ при некоторой температуре равновесие установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ [CO] = 0,20моль/л; [O_2] = 0,10 моль /л; [CO_2] = 0,10 моль/л. Вычислите константу равновесия и исходную концентрацию CO и O_2.

68. Исходные концентрации NO и Cl_2 в гомогенной системе: $2NO + Cl_2 \rightleftarrows NOCl$ составляют соответственно 0,50 и 0,20 моль/л. Вычислите константу равновесия, если к моменту наступления равновесия прореагировало 20% NO.

69. Напишите выражение для константы равновесия гомогенной реакции $CH_4 + CO_2 \rightleftarrows 2CO + 2H_2$. Как следует изменить температуру и давление, чтобы повысить выход водорода? Прямая реакция (образования водорода) эндотермическая.

70. Напишите выражение для константы равновесия гетерогенной системы: $C(т.) + H_2O(г) \rightleftarrows CO(г) + H_2(г)$. Как следует изменить концентрацию и давление, чтобы сместить равновесие влево?

71. Почему при изменении давления смещается равновесие системы $N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3$ и не смещается равновесие системы $N_2 + O_2 \rightleftarrows 2NO$? Напишите выражения для констант равновесия каждой из данных систем.

72. Укажите, в каком направлении смещается равновесие в следующих системах:

1) $CO(г) + H_2O(г) \rightleftarrows CO_2(г) + H_2(г)$, H_1= -42,7 кДж;
2) $2CO(г) + O_2(г) \rightleftarrows 2CO_2(г)$, H_2= -569,4 кДж;
3) $N_2O_4(г) \rightleftarrows 2NO_2(г)$, H_3=57,4 кДж?

а) при одновременном увеличении температуры и давления;

б) при одновременном уменьшении температуры и повышении давления?

73. Напишите выражение для константы равновесия гетерогенной системы C(т) + H_2O(г) ⇄ CO(г) + H_2(г). Как следует изменить концентрацию и давление, чтобы сместить равновесие в сторону обратной реакции - образования водяных паров?

74. Реакция идет по уравнению 2NO + O_2 ⇄ 2NO_2. Концентрации исходных веществ до начала реакции были: [NO] = 0,049 моль/л; [O_2] = 0,01 моль/л. Вычислите концентрацию этих веществ в момент, когда концентрациям NO_2 стала равной 0,005 моль/л.

75. Исходные концентрации NO и Cl_2 в гомогенной системе 2NO + Cl2 ⇄ 2NOCl составили соответственно 0,5 и 0.2 моль/л. Вычислите константу равновесия, если к моменту равновесия прореагировало 20% NO.

76. Для реакции FeO(к) + CO(г) ⇄ Fe(к) + CO_2(г) константа равновесия при 10000С равна 0,5. Исходные концентрации CO и CO_2 были соответственно равны 0,05и 0.01 моль/л. Найдите их равновесные концентрации.

77. Как надо изменить давление, температуру и концентрацию веществ, чтобы сместить равновесие прямой реакции CO(г) + H_2O(ж) ⇄ CO_2(г) + H_2(г); ∆H0 = + 2,85 кДж.

78. Как надо изменить:

а) давление;

б) концентрацию и в) температуру, чтобы сместить равновесие в сторону прямой реакции PCl_5(г) ⇄ PCl_3(г) + Cl_2(г);

79. Напишите выражение для ∆H0 = + 92,6 кДж. Константы равновесия гетерогенной системы CO_2(г) + C(т) - 2 CO(г); Как изменится скорость прямой реакции, если концентрацию CO2 уменьшить в 4 раза. Как следует изменить давление, чтобы повысить выход CO?

80. Вычислите константу равновесия для гомогенной системы CO+H_2O ⇄ CO_2+H_2, если равновесные концентрации равны: [CO]p=0,004; [H_2O]p = 0,064; [CO_2]p = 0,016 и [H_2]p = 0,016моль/л. Чему равны исходные концентрации воды CO?

В гомогенной системе A+B ⇄ C+Д равновесие установилось при концентрациях: [B] = 0,05 и [C] = 0,02 моль/л. Константа равновесия системы равна 0,04. Вычислите исходные концентрации веществ A и B.

81. Какие условия будут способствовать большему выходу SO_3 по реакции SO_2(г) + $^1/_2O_2$(г) ⇄ SO_3(г); ∆H0 = - 98,9 кДж/моль

82. Вычислить массу воды, которую надо добавить к 300 г раствора с массовой долей (NaCl) = 5%, чтобы получить раствор с массовой долей (NaCl) = 1,5%.

83. Приготовить 200 мл раствора $Al_2(SO_4)_3$ с концентрацией ($^1/_z$ $Al_2(SO_4)_3$) равной 0,5 моль/л из раствора с концентрацией ($Al_2(SO_4)_3$) равной 0,8 моль/л.

84. К 500 г раствора NaCl с ω(NaCl) = 0,05 добавили 300 г H_2O. Вычислить ω(NaCl) в полученном растворе.

85. Приготовить 200 мл раствора $CuSO_4$ с C($^1/_z CuSO_4$) = 0,3 моль/л из раствора с C($CuSO_4$) = 0,2 моль/л.

86. В 200 мл раствора содержится 10 г H_2SO_4. Вычислить C(H_2SO_4) и C($^1/_z$ H_2SO_4) в растворе.

87. Вычислить массовую долю безводного $CuSO_4$ в растворе, полученном растворением 25 г $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ в 200 г H_2O.

88. Массовая доля (Na_2CO_3) = 10%, ρ = l,05 г/мл. Вычислить C(Na_2CO_3) и C($^1/_z Na_2CO_3$).

89. Приготовить 200 мл раствора Na_2CO_3 с массовой долей (Na_2CO_3) равной 0,5% (плотность 1 г/мл) из кристаллогидрата $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$.

90. Концентрация (H_2SO_4) 0,01 моль/л, плотность раствора 1 г/мл. Вычислить массовую долю (H_2SO_4) и концентрацию ($^1/_z$ H2SO_4).

91. Приготовить 200 мл раствора $FeSO_4$ с концентрацией ($FeSO_4$) 0,1 моль/л из кристаллогидрата $FeSO_4 \cdot 7H_2O$.

92. Вычислить концентрацию (Na_2SO_4) и концентрацию ($^1/_z$ Na_2SO_4), если 0,72 г сухого вещества растворили в мерной колбе, вместимостью 200 мл.

93. Приготовить 500 мл раствора $CuSO_4$ с массовой долей ($CuSO_4$) 2 % (плотность раствора 1 г/мл) из раствора с концентрацией ($CuSO_4$) 2 моль/л.

94. Приготовить 250 мл раствора $NaHCO_3$ с концентрацией ($^1/_z$ $NaHCO_3$) 0,01 моль/л из сухого вещества.

95. Массовая доля (H_2SO_4) соответствует 3,24%. Вычислить концентрацию (H_2SO_4) и концентрацию ($^1/_z$ H_2SO_4) в растворе, если его плотность равна 1,02 г/мл.

96. Приготовить 200 мл раствора Na_2B_4O7 с ω(Na_2B4O_7) = 3% и плотностью равной 1 г/мл из кристаллогидрата $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$.

97. Рассчитать титр раствора, полученного растворением 4 г КОН в воде в колбе вместимостью 500 мл.

98. Приготовить 250 мл раствора H_2SO_4 с концентрацией ($^1/_zH_2SO_4$) равной 0,5 моль/л из раствора H_2SO_4 с массовой долей (H_2S0_4) равной 12%. Плотность 12% р-ра H_2SO_4 равна 1,08 г/мл.

99. Вычислить массовую долю безводного $CuSO_4$ в растворе, полученном растворением 25 г $CuSO_4 \cdot 5H_20$ в 200 г H_2O.

100. Приготовить 100 мл раствора $NaHCO_3$ с концентрацией ($NaHCO_3$) 0,1 моль/л из раствора с массовой долей $NaHCO_3$ равной 2%. Плотность раствора равна 1,01 г/мл.

101. Приготовить 200 мл раствора $CuSO_4$ с концентрацией ($^1/_z$ $CuSO_4$) 0,3 моль/л из раствора с концентрацией ($CuSO_4$) 0,4 моль/л.

102. Вычислить массу воды, которую надо добавить к 300 г раствора NaCl с массовой долей (NaCl) 5%, чтобы получить раствор с массовой долей (NaCl) 1,5%.

103. Приготовить 500 мл раствора CuSO4 с массовой долей ($CuSO_4$) 2% (плотность 1 г/мл) из раствора с концентрацией ($CuSO_4$) 4 моль/л.

104. К 500 г раствора NaCl с массовой долей (NaCl) 0,05 добавили 500 г H_2O. Вычислить массовую долю (NaCl) в полученном растворе.

105. Приготовить 500 мл раствора $NaHCO_3$ с C($^1/_z$ $NaHCO_3$) 0,02 моль/л из сухого вещества.

106. В 200 мл раствора содержится 10 г H_2SO_4. Вычислить C(H_2SO_4) и C ($^1/_z$ H_2SO_4) в растворе.

107. Приготовить 400 мл раствора $Na_2B_4O_7$ с массовой долей ($Na_2B_4O_7$) 2% и плотности раствора 1 г/мл из кристаллогидрата $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$.

108. Массовая доля (Na_2CO_3) 5%, плотность раствора 1,03 г/мл. Вычислить концентрацию (Na_2CO_3) и концентрацию ($^1/_z$ Na_2CO_3).

109. Приготовить 200 мл раствора $Al_2(SO_4)_3$ с концентрацией ($^1/_zA1_2(SO_4)_3$) равной 0,5 моль/л из раствора с концентрацией ($Al_2(SO_4)_3$) 1,2 моль/л.

110. Концентрация (H_2SO_4) = 0,01 моль/л, плотность раствора равна примерно 1 г/мл. Вычислить массовую долю H_2SO_4 и концентрацию ($^1/_zH_2SO_4$).

111. Приготовить 400 мл раствора Na_2CO_3 с массовой долей (Na_2CO_3) равной 1% (плотность раствора 1 г/мл) из кристаллогидрата $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$.

112. Вычислить концентрацию (Na_2SO_4) и концентрацию ($^1/_zNa_2SO_4$), если 0,72 г сухого вещества растворили в мерной колбе, вместимостью 200 мл.

113. Массовая доля (H_2SO_4) = 6,24%. Вычислить концентрацию (H_2SO_4) и концентрацию ($^1/_z$ H_2SO_4) в растворе плотностью равной 1,04 г/мл.

114. Рассчитать титр раствора, полученного растворением 4 г КОН в воде в колбе вместимостью 500 мл.

115. Приготовить 500 мл раствора $FeSO_4$ с концентрацией ($FeSO_4$) 0,2 моль/лиз кристаллогидрата $FeSO_4 \cdot 7H_2O$.

116. Приготовить 100 мл раствора $NaHCO_3$ с концентрацией ($NaHCO_3$) 0,05 моль/л из раствора с массовой долей $NaHCO_3$ 2% и плотностью 1,01 г/мл.

117. Вычислить массовую долю безводного $CuSO_4$ в растворе, полученном растворением 50 г $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ в 400 г H_2O

118. Напишите уравнения электролитической диссоциации веществ:

а) гидроксид калия, нитрат меди (II), серная кислота, сульфат натрия;

б) гидроксид бария, нитрат алюминия, соляная кислота, сульфат магния;

в) хлорид магния, карбонат калия, азотная кислота, гидроксид магния;

г) гидроксид калия, нитрат меди (II), серная кислота, сульфат натрия;

д) гидроксид бария, нитрат алюминия, соляная кислота, сульфат магния;

е) гидроксид калия, хлорид алюминия, ортофосфорная кислота, сульфат магния.

119. Напишите уравнения реакций в полном и сокращенном ионном виде:

$Mg(NO_3)_2 + Na_2SO_3 =$

$NaCl + KNO_3 =$

$Pb(NO_3)_2 + Na_2SO_4 =$

Na2S + Ca(NO3)2 =

$Cu(NO_3)_2 + Na_2S =$

$Na_2S + AgNO_3 =$

$Ba(NO_3)_2 + Na_2SO_4 =$

$NaOH + Ba(NO_3)_2 =$

120. Напишите для сокращенной ионной формы молекулярное уравнение:

$Zn^{2+} + CO_3^{2-} = ZnCO_3\downarrow$

$H^+ + OH^- = H_2O$

$Ba^{2+} + CO_3^{2-} = BaCO_3\downarrow$

$Ba^{2+} + SiO_3^{2-} = BaSiO_3\downarrow$

$Fe^{3+} + PO_4^{3-} = FePO_4\downarrow$
$Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaCO_3\downarrow$
$Ca^{2+} + 2F^- = CaF_2\downarrow$
$Fe^{3+} + PO_4^{3-} = FePO_4\downarrow$
$Mg^{2+} + 2OH^- = Mg(OH)_2\downarrow$
$Al^{3+} + PO_4^{3-} = AlPO_4\downarrow$

Вопросы и задания к разделу 2 Химия неметаллов.

1. Напишите уравнения химических реакций:
а) получения фосфора из фосфата кальция;
б) взаимодействия фосфора с избытком кислорода
в) взаимодействие фосфора с магнием;
г) взаимодействие фосфора с разбавленной азотной кислотой;
д) взаимодействие фосфора с серой.
Для каждой реакции составьте электронные уравнения процессов окисления и восстановления. Укажите окислитель и восстановитель. Составьте электронную формулу атома фосфора его иона P^{3+}.

2. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
$CH_4 \rightarrow CO_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaCl_2$
Для реакций 1 составьте электронный баланс, для реакции 3, 4 и 5 – ионные уравнения в краткой форме. Назовите полученные вещества.

3. С помощью раствора серной кислоты можно осуществить превращения:
а) медь → сульфат меди (II);
б) углерод → оксид углерода (IV);
в) карбонат натрия → оксид углерода (IV);
г) хлорид серебра → хлороводород.

4. Какой объем (н.у.) хлороводорода можно получить из 2 моль хлора?

5. Найти массу серной кислоты, необходимой для нейтрализации 200 г 20%-ного раствора гидроксида натрия.

6. Напиши уравнения реакций по следующей схеме:
$KCl \rightarrow CL_2 \rightarrow KCLO_3 \rightarrow KCL \rightarrow HCL$

7. С какими из перечисленных ниже веществ будет реагировать концентрированный раствор HCL: Cu, Fe, MnO_2, K_2CO_3, NH_3, CO_2?

8. Напишите уравнения реакций по следующей схеме:
$KBr \rightarrow Br_2 \rightarrow KBrO \rightarrow KBrO_3 \rightarrow Br_2$

9. Напиши уравнения реакций по следующей схеме:
Хлор → Хлороводород → Хлорид натрия → Хлороводород → Хлор

10. Напиши уравнения реакций по следующей схеме:
Хлорид калия → Хлороводород → Хлорид меди (II) → Хлорид цинка

11. Напиши уравнения реакций по следующей схеме:
Натрий → Хлорид натрия → Сульфат натрия → Хлорид натрия → Хлорид серебра

12. Напиши уравнения реакций по следующей схеме:
Йодид натрия → йод → йодид калия → йодид серебра.

13. С какими из перечисленных веществ будет реагировать раствор серной кислоты:

1) ртуть,
2) гидроксид железа(Ш),
3) хлорид бария,
4) гидроксид лития,
5) оксид магния,
6) цинк,
7) оксид углерода(IV)?

Напишите уравнения осуществимых реакций (два из них в ионной форме).

14. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$H_2S \leftarrow S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3$
$\downarrow$
Al_2S_3

15. Рассчитайте объем воздуха (н. у.), который расходуется при полном сгорании 9,6 г серы. Объемная доля кислорода в воздухе составляет 21%.

16. Закончите уравнения реакций, укажите, какие свойства проявляет сера (окислителя или восстановителя):

Al + S = (при нагревании)
$S + H_2$ = (150-200)
$S + O_2$ = (при нагревании)
$S + F_2$ = (при обычных условиях)
$S + H_2SO_4$(к) =
S + KOH =
$S + HNO_3$ =

17. Напишите уравнения реакций по следующей схеме:
Сера → сульфид железа (II) → сероводород → сернистый газ → триоксид серы → серная кислота → оксид серы (IV).

18. Напишите уравнения реакций по следующей схеме:
$S^{-2} \rightarrow S^0 \rightarrow S^{+4} \rightarrow S^{+6} \rightarrow S^{+4} \rightarrow S^0 \rightarrow S^{-2}$

19. Напишите уравнения реакций по следующей схеме:

Серная кислота → сернистый газ → сера → диоксид серы → триоксид серы → серная кислота.

20. Напишите уравнения реакций по следующей схеме:
Сернистый ангидрид → сульфит натрия → гидросульфит натрия → сульфит натрия → сульфат натрия.

21. Напишите уравнения реакций по следующей схеме:

Пирит → сернистый газ → серный ангидрид → серная кислота → оксид серы(IV) → сульфит калия → сернистый ангидрид.

22. Напишите уравнения реакций по следующей схеме:

Пирит → сернистый газ → сульфит натрия → сульфат натрия → сульфат бария → сульфид бария.

23. Напишите уравнения реакций по следующей схеме:

Сульфид натрия → A → B → C → D → сульфат бария (все вещества содержат серу; первая, вторая и четвертая реакции – ОВР).

24. Составьте уравнения реакций оксида фосфора (V) с:
а) Na_2O
б) NaOH
в) H_2O при нагревании
г) H_2O без нагревания
Для 2 реакции запишите полное и краткое ионное уравнение.

25. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций ортофосфорной кислоты с:
а) калием
б) оксидом калия
в) гидроксидом калия
г) сульфитом калия

26. Осуществите превращения по схеме:
$Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow P \rightarrow PH_3 \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$
Назовите вещества

27. Осуществите превращения по схеме:
$P \rightarrow Ca_3P_2 \rightarrow PH_3 \rightarrow P_2O_5$
Для последней реакции $PH_3 \rightarrow P_2O_5$ составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.

28. Осуществите превращения по схеме: $Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow P \rightarrow P_2O_5$

29. Расставьте коэффициенты: $P + KOH + H_2O = PH_3 + KH_2PO_3$

30. Осуществите превращения по схеме: $N_2 \rightarrow Li_3N \rightarrow NH_3$

31. Составьте уравнения реакции взаимодействия азота с кислородом, магнием и водородом. Для каждой реакции составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.

32. В одном цилиндре находится газ азот, в другом - кислород, а в третьем - углекислый газ. Как различить эти газы?

33. Закончите уравнения осуществимых химических реакций:
CO_2+ KOH =
CO + Al =
H_2CO_3+ K_2SO_4 =
CO_2(изб) + NaOH =
CO_2+ Na_2O =
$CaCO_3$+ CO_2 + H_2O =
CO_2+ $Ca(OH)_2$ =
CO + CaO =
CO_2+ H_2SO_4 =
$Ca(HCO_3)_2$+ $Ca(OH)_2$=
H_2CO_3+ NaCl =
C + ZnO =

34. Осуществите превращения по схеме:
а) Al_4C_3→ CH_4→ CO_2→ $CaCO_3$→ $Ca(HCO_3)_2$→ $CaCO_3$
б) Ca → CaC_2→ $Ca(OH)_2$→ $CaCO_3$→ CO_2→ C
в) CO_2 → H_2CO_3 → Na_2CO_3 → CO_2
г) $CaCO_3$ → CO_2 → $NaHCO_3$ → Na_2CO_3

35. Осуществите превращения по схеме:
Si → SiO_2 → Na_2SiO_3 → H_2SiO_3 → SiO_2

36. Осуществите превращения по схеме:
Si → Mg_2Si → SiH_4 → SiO_2

37. Осуществите превращения по схеме: Si → SiO_2 → K_2SiO_3

Вопросы и задания к разделу 3 Химия металлов.

1. Электронная формула атома магния:
а)$1s^22s^2$;
б) $1s^22s^22p^63s^2$;
в) $1s^22s^22p^63s^1$;
г) $1s^22s^22p^63s^23p^2$.

2. В каком ряду химические элементы расположены в порядке усиления металлических свойств?
а) Na, Mg, Al;
б) Al, Mg, Na;
в) Ca, Mg, Be;
г) Mg, Be, Ca.

3. Металл, обладающий самой высокой электропроводностью, - это:
а) железо;
б) медь;

в) серебро;
г) алюминий.

4. Наиболее энергично взаимодействует с водой:
а) калий;
б) натрий;
в) кальций;
г) магний.

5. Гидроксид цинка взаимодействует с каждым из двух веществ:
а) HCl и CO_2;
б) NaOH и H_2SO_4;
в) SiO_2 и KOH;
г) $NaNO_3$ и H_2SO_4.

6. Методы переработки руд, основанные на восстановлении металлов из оксидов при высоких температурах, называются:
а) гидрометаллургия;
б) пирометаллургия;
в) электрометаллургия;
г) гальваностегия.

7. Установите соответствие между веществами, вступающими в реакцию и продуктами их взаимодействия:

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА	ПРОДУКТЫ РЕАКЦИИ
а) $CaO + CO_2$	1) $Ca(OH)_2$
б) $Ca(OH)_2 + SO_2$	2) $CaCO_3 + H_2O$
в) $Ca + H_2O$	3) $CaSO_4 + H_2O$
г) $Ca(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2$	4) $Ca(OH)_2 + H_2$
	5) $CaSO_3 + H_2O$
	6) $CaCO_3$

8. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
$Fe \rightarrow FeCl_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe \rightarrow FeCl_2$.
Переход 4 рассмотрите в свете ОВР; переходы 2 и 5 - с позиции электролитической диссоциации.

9. При взаимодействии 12 г технического магния, содержащего 5% примесей, с избытком соляной кислоты, выделилось 10 л водорода (н.у.). Вычислите объемную долю выхода продукта реакции.

10. Осуществите превращения по схеме:

Натрий → Сульфид натрия → Гидроксид натрия → Хлорат натрия → Хлорид натрия → Нитрат натрия → Нитрит натрия

11. Осуществите превращения по схеме:

Литий → Оксид лития → Гидроксид лития → Карбонат лития → Хлорид лития → Литий

12. Осуществите превращения по схеме:

Натрий → Пероксид натрия → Гидроксид натрия → Ацетат натрия → Бромид натрия → Хлорид натрия → Натрий

13. Осуществите превращения по схеме:

Литий → Нитрид лития → Гидроксид лития → Нитрат лития → Сульфат лития

14. Осуществите превращения по схеме:

Натрий → Гидрид натрия → Гидроксид натрия → Формиат натрия → Хлорид натрия → Гидросульфат натрия → Сульфат натрия → Йодид натрия → Гидроксид натрия

15. Используя дополнительные источники и учебник, заполните таблицу.

Таблица. Соединения кальция

Название вещества	**Химическая формула**	**Физические свойства**	**Практическое значение**
Гашёная известь			
Негашёная известь			
Известковое молоко			
Известковая вода			
Гипс природный			
Жжёный гипс			

16. Составьте уравнения реакций для осуществления следующих превращений:

$Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow CaCl_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$

Уравнение последней реакции запишите не только в молекулярном, но и в ионном виде.

17. Схеме превращения $N^{-3} \rightarrow N^0$ соответствует уравнение реакции

а) $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$;

б) $N_2 + O_2 \rightarrow 2NO$;

в) $4NH_3 + 5O_2 \rightarrow 4NO + 6H_2O$;

г) $4NH_3 + 3O_2 \rightarrow 2N_2 + 6H_2O$.

18. Установите соответствие между формулой исходных веществ и продуктами реакции.

ФОРМУЛЫ ВЕЩЕСТВ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ

а) $Zn+H_2SO_4 \rightarrow$

б) $ZnO+HCl \rightarrow$

в) $Zn(OH)_2+ HCl \rightarrow$

ПРОДУКТЫ

1. $Zn(OH)_2+ Cl_2$
2. $ZnCl_2 + H_2O$
3. $ZnSO_4 + H_2O$
4. $ZnS+ H_2O$
5. $ZnSO_4 + H_2$

19. Закончите уравнения химических реакций:

$Al + H_2SO_4$ (раствор) →

$Al + CuCl_2$ →

$Al + HNO_3$(конц) $\xrightarrow{-t}$

$Al + NaOH + H_2O$ →

20. Осуществите превращения:

$Al \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al \rightarrow Al_2S_3 \rightarrow Al(OH)_3 \xrightarrow{-t} Al_2O_3 \rightarrow Al$

177. Вставить пропуски и расставить коэффициенты:

а) $Al + \ldots \rightarrow AlCl_3$

б) $Al + \ldots \rightarrow Al(OH)_3 + \ldots$

в) $Al + \ldots \rightarrow Al2(SO_4)_2 + H_2$

г) $Al + \ldots \rightarrow KAl(OH)_4 + \ldots$

21. Найдите соответствие между реагентами и продуктами химической реакции.

1. $Al + O_2$	А	$AlCl_3 + H_2$
2. $Al + H_2O$	Б	$AlCl_3$
3. $Al + Cl_2$	В	$AlCl_3 + H_2O$
4. $Al + HCl$	Г	$AlCl_3 + Hg$
5. $Al + NaOH$	Д	$AlCl_3 + HgCl_2$
6. $Al + HgCl_2$	Е	$NaAlO_2 + H_2$
7. $Al + Fe_3O_4$	Ж	$Al(OH)_3 + H_2$
	З	$Al(OH)_3 + Na$
	И	$Al_2O_3 + Fe$
	К	Al_2O_3

22. d-элементы в химических реакциях могут быть:

а) только восстановителями;

б) только окислителями;

в) и окислителями, и восстановителями.

23. Электронная формула внешнего энергетического уровня атома железа:

а) $\ldots 3d^6 4s^2$;

б) $\ldots 3d^7 4s^2$;

в) $\ldots 3d^8 4s^2$;

г) $\ldots 3d^6$.

24. С водными растворами каких солей будет реагировать медь:

а) $ZnCl_2$;

б) $CuSO_4$;

в) $AgNO_3$;

г) K_2SO_4.

25. Укажите реакцию, в результате которой образуется трехвалентное железо:

а) $Fe + Cl_2$ →

б) $FeO + HCl \rightarrow$

в) $Fe + H_2SO_4$ (разб.) $\rightarrow$

г) $Fe + H_2O \rightarrow$

26. Какой восстановитель можно использовать для получения хрома из Cr_2O_3:

а) Al;

б) SO_2;

в) C;

г) H_2S.

27. В виде каких соединений встречается медь в природе:

а) $Cu(OH)_2$;

б) $CuSO_3$;

в) $Cu_2(OH)_2CO_3$;

г) $CuSiO_3$.

28. Какую реакцию имеет растворы $ZnCl_2$, $Zn(NO_3)_2$:

а) кислую;

б) нейтральную;

в) щелочную.

29. Раствор медного купороса ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$) нельзя хранить в железных ведрах, потому что:

а) ведра ржавеют;

б) при долгом хранении выделяется водород;

в) купорос разлагается с образованием сульфата меди и воды;

г) железо реагирует с медным купоросом, вытесняя медь.

30. Продукт восстановления серы при взаимодействии цинка с концентрированной серной кислотой при нагревании:

а) H_2;

б) SO_2;

в) H_2S;

г) S.

31. Цинк получают в промышленности, используя восстановители:

а) хлороводород;

б) углерод;

в) оксид углерода (II);

г) электрический ток.

32. Осуществите химические превращения:

$Cr \rightarrow CrO \rightarrow CrCl_2 \rightarrow Cr(OH)_2 \rightarrow Cr(OH)_3 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3$

$\downarrow$

$K[Cr(OH)_4]$

33. Запишите уравнение реакции взаимодействия веществ, которое соответствовало бы краткому ионному уравнению:

$Cu^{2+} + 2OH^- \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow$.

34. Определите массу осадка, образовавшегося при сливании 20%-го раствора гидроксида натрия массой 100 г с 7,6%-ным раствором сульфата железа (II) массой 200 г.

35. Железо нельзя получить по реакции:

а) $Fe_3O_4 + C =$

б) $Fe(OH)_3 =$

в) $FeSO_4 + Zn =$

г) $Fe_2O_3 + H_2 =$

36. Схеме превращения $Fe^0 \rightarrow Fe^{+2}$ соответствует химическое уравнение:

а) $2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3$;

б) $Fe + 2HCl = FeCl_2 + H_2$;

в) $2FeO + H_2SO_4 = FeSO_4 + H_2O$;

г) $FeCl_2 + 2KOH = Fe(OH)_2 + 2KCl$.

37. Укажите реакцию, в результате которой образуется трехвалентное железо:

а) $Fe + Cl_2 \rightarrow$

б) $FeO + HCl \rightarrow$

в) $Fe + H_2SO_4$(разб.) $\rightarrow$

г) $Fe + H_2O \rightarrow$

Запишите уравнения реакций:

38. $Cu + O_2 + C0_2 + H_20 =$ …..

39. $Cu + HNO_3$ (конц.) = …

40. $CuCl_2 + KCN =$ ….

41. $CuCl_2 + NH_3 + H_20 =$ ….

42. $Cu(OH)_2 + NH_3 =$ ….

43. $Cu(OH)_2 + NaOH =$ …

44. $Ag + 2H_2S + O_2 =$ ….

45. $Ag + NaCN + O_2 + H_2O =$ …

46. $Ag + H_2SO_4$ (конц.) = ….

47. $Ag + HNO_3$ (конц.)= ….

48. $Ag_2O + H_2O_2 =$ … 1

49. $Ag_2O + NH_4OH =$ …

50. $Au + I_2 + KI =$ ….

51. $Au + HNO_3 + HCl =$ …

52. $Au + NaCN + H_2O + O_2 =$ …

53. $Au + 2NaOH + NaNO_3 =$ …

54. $Au + MnCl_4 =$ …

55. $Au + SOCl_2 =$ …

56. $Au + H_2SeO_4 =$ …

4 Выполнение лабораторных работ

Задания для лабораторных работ, теоретический и методический материал для самостоятельного изучения и вопросы для собеседования представлены в методических указаниях к лабораторным работам.

Раздел 1 Теоретические основы химии

Лабораторная работа № 1 «Классы неорганических соединений»

Опыт 1. Получение и свойства оксидов.

Получение оксида магния и его взаимодействие с водой (демонстрационный опыт).

Оформление результатов опыта.

Составьте уравнения реакций:

1) горения магния;

2) взаимодействия оксида магния с водой.

Опишите наблюдения.

Получение оксида углерода (IV) и его взаимодействие с водой

Оформление результатов опыта.

Составьте уравнения реакций получения оксида углерода (IV) CO_2 и его взаимодействия с водой.

Опишите наблюдения.

Изучение свойств оксида цинка

Оформление результатов опыта.

Напишите уравнения проведенных реакций, учитывая, что при взаимодействии оксида цинка с раствором щелочи образуется соль: тетрагидроксоцинкат (II) натрия $Na_2[Zn(OH)_4]$.

Опыт 2. Получение и исследование свойств оснований

Получение гидроксида натрия (демонстрационный опыт).

Оформление результатов опыта.

Опишите опыт и объясните наблюдаемые эффекты.

Составьте уравнение окислительно - восстановительной реакции получения NaOH.

Объясните, почему щелочные металлы хранят под слоем керосина.

Взаимодействие основания с кислотой (реакция нейтрализации).

Оформление результатов опыта.

Опишите опыт, отметьте наблюдения.

Напишите уравнение реакции нейтрализации гидроксида натрия хлороводородной кислотой.

Получение и свойства малорастворимых оснований.

Оформление результатов опыта.

Составьте уравнения реакций:

1) образования гидроксида меди(II);

2) термического разложения гидроксида меди(II);

3) взаимодействия гидроксида меди(II) с хлороводородной кислотой.

Опишите наблюдения.

Опыт 3. Получение и исследование свойств амфотерных гидроксидов

Оформление результатов опыта.

Напишите уравнения реакций:

1) получения гидроксида алюминия;

2) взаимодействия гидроксида алюминия с хлороводородной кислотой;

3) взаимодействия гидроксида алюминия с гидроксидом натрия, учитывая образование комплексной соли $Na_3[Al(OH)_6]$.

Сделайте вывод о свойствах гидроксида алюминия.

Опыт 4. Исследование свойств кислот с металлами.

Оформление результатов опыта.

Дайте объяснение наблюдаемому различию в действии цинка и меди на разбавленную хлороводородную кислоту с помощью понятия «активность металла». Напишите уравнение прошедшей реакции.

Взаимодействие азотной кислоты с оксидами.

Оформление результатов опыта.

Составьте уравнения проведенных реакций.

Опишите наблюдения.

Взаимодействие серной кислоты с солями.

Оформление результатов опыта.

Напишите уравнения проведенных реакций, отметьте наблюдения.

Опыт 5. Получение солей и их свойства с металлами.

Оформление результатов опыта.

Напишите уравнение происходящей реакции. Обратите внимание на положение Cu и Zn в ряду активности металлов.

Сделайте общий вывод о взаимодействии растворов солей с металлами.

Получение солей реакцией обмена.

Оформление результатов опыта.

Напишите уравнения проведенной реакции.

Получение кислой соли – дигидрофосфата кальция

Оформление результатов опыта.

Напишите уравнения реакций:

а) образования средней соли Ca3(PO4)2;
б) превращения Ca3(PO4)2 в кислую соль Ca(H2PO4)2.
Укажите условия получения кислых солей.

Получение основной соли – гидроксохлорида кобальта (II).

Оформление результатов опыта.
Напишите уравнения реакций:
а) образования основной соли (CoOH)Cl;
б) превращения (CoOH)Cl в $Co(OH)_2$.
Укажите условия получения основных солей.

Вопросы:

1. Приведите по три примера основных, амфотерных, кислотных и несолеобразующих оксидов. Назовите их. Напишите графические формулы их молекул.

2. Какие гидроксиды соответствуют следующим оксидам: оксид бария, оксид кальция, оксид углерода (IV), оксид фосфора (V)? Напишите графические формулы их молекул. Назовите их.

3. Какими свойствами обладают гидроксиды: $Cu(OH)_2$; $Zn(OH)_2$; H_2SO_4? Ответ подтвердите соответствующими уравнениями реакций.

4. Распределите предложенные соединения (Na_2SO_3, $Ba(OH)_2$, HNO_2, SbOCl, $AlOH(NO_3)_2$, $Mg(OH)_2$, KH_2PO_4, Na_2S) по классам: кислоты, основания, соли. Приведите названия всех веществ.

5. Какими способами получают кислоты и основания? Подтвердите ответ уравнениями реакций получения $Ba(OH)_2$, $Cu(OH)_2$, H_2SO_4, HCl.

6. Используя следующие вещества (CaO, H_2O, HCl, $Ca(OH)_2$, SO_3, NaOH, Na_2CO_3) осуществите нижеприведенные превращения:
а) оксид → основание → основная соль→ средняя соль;
б) оксид → кислота → кислая соль → средняя соль;
в) гидроксид → оксид → соль.

Лабораторная работа № 2 «Типы окислительно-восстановительных реакций»

Опыт 1 Реакции с участием кислорода.

Оформление результатов опыта.

Написать уравнения реакций получения гидроксидов железа (II) и марганца (II), их последующего окисления кислородом воздуха (в присутствии воды в качестве среды) до $Fe(OH)_3$ и $Mn(OH)_4$. Коэффициенты в окислительно- восстановительных реакциях подобрать методом электронного баланса.

Отметить цвет осадков: $Fe(OH)_2$ и $Fe(OH)_3$; $Mn(OH)_2$ и $Mn(OH)_4$.

Опыт 2 Окислительные свойства дихромата калия.

Оформление результатов опыта.

Записать схему реакции, учитывая, что продуктами является сульфат хрома (III), сульфат железа (III), сульфат калия и вода.

Определить тип окислительно- восстановительной реакции, подобрать коэффициенты методом электронного баланса.

Опыт 3 Окислительные свойства ионов металлов.

Оформление результатов опыта.

Уравнения протекающих реакций записать последовательно. Сначала написать уравнение качественной реакции на ионы Fe^{3+}:

$FeCl_3 + 3NH_4SCN \rightarrow Fe(SCN)_3 + 3NH_4Cl$

Затем написать уравнение реакции восстановления $FeCl_3$ хлоридом олова (II) (в случае, если Fe восстановился полностью, красная окраска раствора исчезает).

Опыт 4 Термическое разложение дихромата аммония.

Оформление результатов опыта.

Написать схему реакции, учитывая, что продуктами разложения является оксид хрома (III), свободный азот и вода.

Уравнять реакцию методом электронного баланса. Какое природное явление в уменьшенном масштабе она напоминает?

Опыт 5 Окислительно-восстановительная двойственность пероксида водорода.

1) Оформление результатов опыта.

Написать уравнение реакции.

Определить в ней коэффициенты.

Указать окислитель и восстановитель.

2) Оформление результатов опыта.

Написать уравнение реакции, учитывая, что продуктами её протекания являются кислород, сульфат марганца (II), сульфат калия и вода.

Определить в ней коэффициенты. Указать окислитель и восстановитель.

Повторить эксперимент, заменив перманганат калия на дихромат калия.

Опыт 6 Влияние среды на окислительные свойства перманганата калия.

1) Оформление результатов опыта.

Написать уравнение реакции самостоятельно, учитывая, что продуктами являются сульфат марганца (II), сульфат натрия, сульфат калия и вода.

К какому типу относится эта окислительно - восстановительная реакция?

Определить в ней коэффициенты.

2) Оформление результатов опыта.

Написать уравнение реакции самостоятельно и найти коэффициенты.

3) Оформление результатов опыта.

В отчете описать опыт, отметить окраску манганата калия, привести уравнение реакции и подобрать в нём коэффициенты методом полуреакций.

4) Оформление результатов опыта.

Найти коэффициенты в схемах окислительно-восстановительных реакций.

Лабораторная работа № 3 «Зависимость скорости химической реакции от температуры, концентрации и катализаторов. Смещение химического равновесия».

Опыт 1 Зависимость скорости химической реакции от природы реагирующих веществ.

Оформление результатов опыта.

Ответь на вопрос: «Как зависит скорость химической реакции от природы реагирующих веществ (от положения металла в электрохимическом ряду напряжений)?»

Опыт 2 Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ.

Оформление результатов опыта.

Ответь на вопрос: «Как зависит скорость химической реакции от концентрации реагирующих веществ?»

Опыт 3 Зависимость скорости химической реакции от температуры.

Оформление результатов опыта.

Оформить результаты наблюдений в виде графика, откладывая на оси абсцисс температуру, а на оси ординат – относительную скорость реакции.

Сделать вывод о влиянии температуры на скорость реакции, отметив, почему графическая зависимость от температуры не может выражаться прямой линией. Почему нельзя начинать эту линию от начала координат.

Ответь на вопрос: «Как зависит скорость химической реакции от температуры?»

Опыт 4 Смещение химического равновесия.

1) Влияние концентрации взаимодействующих веществ на смещение равновесия.

Оформление результатов опыта.

а) написать уравнение обратимой ионообменной реакции $FeCl_3$ с NH_4SCN;

б) записать свои наблюдения по изменению интенсивности окраски растворов в трёх пробирках по сравнению с интенсивностью окраски эталона;

в) написать выражение для константы равновесия этой обратимой реакции.

2) Смещение равновесия в растворе аммиака

Оформление результатов опыта.

Как и почему изменилась интенсивность окраски?

Написать схему равновесия в водном растворе аммиака и объяснить его смещение при добавлении кристаллического хлорида аммония.

3) Влияние среды раствора на смещение равновесия перехода хромата в дихромат.

Оформление результатов опыта.

Описать опыт.

Написать молекулярные уравнения перехода хромата в дихромат и обратного процесса, используя следующие ионные уравнения:

$$2CrO_4^{2-} + 2H^+ \leftrightarrow Cr_2O_7^{2-} + H_2O$$

$$Cr_2O_7^{2-} + 2OH^- \leftrightarrow 2CrO_4^{2-} + H_2O$$

Вопросы:

1. Что называется скоростью химической реакции? В каких единицах она измеряется?
2. Какие факторы влияют на скорость химической реакции?
3. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ в гомогенной системе.
4. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ в гетерогенной системе.
5. Закон действующих масс.
6. Константа скорости химической реакции.

7. Влияние температуры на скорость химических реакций. Правило Вант-Гоффа.

8. Что такое катализатор, катализ и ингибитор, для чего они нужны?

9. Каков механизм действия катализаторов в гомогенной и гетерогенной системах?

Лабораторная работа № 4 «Приготовление растворов нормальной и молярной концентрации».

Опыт 1 Приготовление раствора с заданной массовой долей соли.

Оформление результатов опыта.

Вычислите относительную ошибку опыта.

Рассчитайте молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, моляльную концентрацию и титр приготовленного раствора. Результаты опыта и расчетов сведите в таблицу.

Опыт 2 Приготовление раствора с заданной массовой долей из более концентрированного раствора.

Оформление результатов опыта.

Вычислите относительную ошибку опыта аналогично опыту 1.

Результаты опыта сведите в таблицу.

Лабораторная работа № 5 «Сравнение химической активности различных кислот. Химическое равновесие в растворах электролитов»; «Изучение хода обменных реакций в растворах электролитов»; «Исследование реакции гидролиза; влияние различных факторов на степень гидролиза солей, обратимость гидролиза. Проведение полного гидролиза солей».

Опыт 1. Сравнение химической активности кислот.

Оформление результатов опыта.

Какой газ выделяется?

В какой пробирке процесс идет более энергично?

Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций.

От концентрации каких ионов зависит скорость выделения газа?

В растворе какой кислоты концентрация этих ионов больше?

Сделайте вывод об относительной силе исследованных кислот.

Опыт 2. Реакции, идущие с образованием осадка.

Оформление результатов опыта.

Наблюдайте образование осадков, отметьте цвет.

Запишите молекулярные и ионные уравнения реакций.

Осадки сохраните до следующего опыта

Опыт 3. Реакции, идущие с образованием слабого электролита.

Оформление результатов опыта.

Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций.

Объясните растворение осадков.

Опыт 4. Реакции, идущие с образованием газа.

Оформление результатов опыта.

Составьте молекулярные и ионные уравнения реакции.

Опыт 5. Амфотерные электролиты.

Оформление результатов опыта.

Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций для всех химических процессов.

Запишите уравнения диссоциации полученных гидроксидов по типу кислот и по типу оснований.

Вопросы:

1. Какие реакции называют реакциями ионного обмена?
2. Что такое ионы? В результате какого процесса они образуются?
3. Какие вещества называют сильными электролитами?
4. Какие вещества называют слабыми электролитами? Назовите некоторые из них.
5. В каких случаях реакции ионного обмена необратимы?
6. Как записываются уравнения реакций ионного обмена?
7. Диссоциация это?
8. Степень диссоциации, определение и формула?

Гидролиз солей.

Опыт 1. Реакция среды в растворах различных солей.

Оформление результатов опыта.

Напишите сокращенные, полные ионные и молекулярные уравнения реакций гидролиза солей и укажите тип гидролиза каждой соли (по катиону или аниону). В случае ступенчатого гидролиза напишите уравнения реакций только для первой ступени.

Сделайте общие выводы о реакции среды в растворах солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой; слабым основанием и сильной кислотой; слабым основанием и слабой кислотой; сильным основанием и сильной кислотой.

Опыт 2 Смещение равновесия гидролиза при разбавлении раствора.

Оформление результатов опыта.

Напишите уравнения реакции гидролиза нитрата висмута по первой и второй ступени.

Прибавьте в пробирку с осадком несколько капель концентрированной азотной кислоты.

Что происходит с осадком?

Дайте объяснения исходя из принципа Ле Шателье.

Опыт 3 Смещение равновесия гидролиза при изменении температуры.

Оформление результатов опыта.

Составьте уравнения реакции гидролиза соли.

Сделайте вывод о реакции среды и о влиянии температуры на гидролитическое равновесие.

Опыт 4 Реакции обмена, сопровождаемые гидролизом

Оформление результатов опыта.

Напишите уравнение реакций гидролиза, добавив в левые части уравнений H_2O.

Почему не получились карбонаты меди и железа?

Вопросы:

1. Какой процесс называется гидролизом? От каких факторов зависит гидролиз солей?
2. Чем объяснить, что при нагревании раствора ацетата натрия в присутствии фенолфталеина проявляется малиновая окраска, а при охлаждении раствора малиновая окраска исчезает?
3. При сливании растворов сульфида натрия и хлорида хрома (III) образуется осадок $Cr(OH)_3$. Объясните причину образования осадка и запишите молекулярное и ионное уравнения реакции.
4. Какая из солей в большей степени подвергается гидролизу: ацетат натрия CH_3COONa или цианид натрия NaCN? В ответе используйте значения констант диссоциации соответствующих кислот

Раздел 2 Химия неметаллов

Лабораторная работа № 6 «Получение галогенов и изучение их свойств».

Опыт 1. Вытеснение галогенов друг другом из их соединений

Оформление результатов опыта.

Что при этом наблюдается?

Напишите уравнения реакций и сделайте вывод об относительной активности хлора.

Опыт 2. Распознавание йода, соляной кислоты, хлоридов, бромидов, йодидов.

Оформление результатов опыта.

Написать уравнения проведенных реакций.

Сделайте общий вывод: как можно определить йод, хлороводородную кислоту, хлорид, бромид, йодид?

Опыт 3. Изучение свойств соляной кислоты.

Оформление результатов опыта.

Опишите проделанные опыты.

Напишите уравнения химических реакций, сделайте вывод.

Вопросы:

1. Напишите формулы соединений хлора в степенях окисления хлора: -1, +1, +3, +5.

2. Как изменяются физические и химические галогенов в зависимости от изменения их атомных масс?

3. Объясните, почему галогены вытесняют друг друга из соединений?

4. Закончите уравнения окислительно-восстановительных реакций и расставьте коэффициенты ионно-электронным методом.

а) $Cl_2 + Br_2 + H_2O \rightarrow$…

б) $KBr + H_2SO_{4(конц.)} \rightarrow$…

в) $NaClO + K_2S + H_2SO_4 \rightarrow$ …

г) $Br_2 + KOH \rightarrow$ …

д) $I_2 + HNO_{3(конц)} \rightarrow$…

е) $KClO_3 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$…

Решение экспериментальных задач.

Вариант 1.

1) Докажите, что выданное вам для исследования вещество – соляная кислота.

2) Проведите реакции, с помощью которых можно осуществит превращения:

йод ←йодид калия →йодид серебра.

3) В двух пробирках №1 и №2 находятся хлорная вода и йодная вода. Определите, где какое вещество.

Вариант 2.

1) Докажите, что выданное вам для исследования вещество – йодид натрия.

2) Проведите реакции, с помощью которых можно осуществить превращения:

оксид меди (II)→ хлорид меди (II) →хлорид серебра

3) В двух пробирках №3 и №4 находятся хлорная вода и соляная кислота. Определите, где какое вещество.

Вариант 3.

1) Докажите, что выданное вам для исследования вещество – йодид натрия.

2) Проведите реакции, с помощью которых можно осуществить превращения:

оксид магния → хлорид магния→хлорид серебра

3) В трех пробирках №5, №6 и №7 находятся йодид калия, хлорид калия и бромид калия. Определите, где какое вещество.

Лабораторная работа 7 «Получение сероводорода и изучение его свойств»; «Получение сернистого газа и сернистой кислоты и изучение их свойств»; «Изучение свойств серной кислоты и ее солей».

Опыт 1. Получение моноклинной серы.

Рассмотрите образовавшиеся игольчатые кристаллы моноклинной серы, которые через некоторое время становятся матовыми и хрупкими.

Опыт 2. Получение пластической серы.

Наблюдайте переход пластической серы в кристаллическую.
Какая модификация серы является более устойчивой?

Опыт 3. Взаимодействие серной кислоты с металлами.

а) Оформление результатов опыта.
Напишите уравнения возможных реакций.
Сделайте вывод.

б) Оформление результатов опыта.
Что наблюдаете?
Почему бумажка изменила цвет?
Напишите уравнения возможных реакций.

Опыт 4. Взаимодействие концентрированной серной кислоты с сахаром.

Оформление результатов опыта.
Что наблюдаете?
Составьте уравнения реакций.

Опыт 5. Качественная реакция на сульфат-ион.

Оформление результатов опыта.
Что наблюдаете?
Составьте уравнения реакции.
Сделайте общий вывод, с помощью какого реактива можно распознать сульфат-ион?

Вопросы:

1. Приведите уравнения реакций получения кислорода в лаборатории и в промышленности.
2. Какие степени окисления проявляет сера? Чем объяснить способность серы к реакции диспропорционирования?
3. Как получают тиосерную кислоту? Какое строение она имеет? Почему тиосульфаты являются сильными восстановителями?
4. Охарактеризуйте кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства серной кислоты.

5. Какие реакции можно использовать для качественного определения сульфат- и сульфит-ионов

Лабораторная работа № 8 «Получение аммиака и исследование свойств аммиака и солей аммония»; «Получение и изучение свойств кислородосодержащих соединений азота».

Опыт 1. Получение и свойства азота.

Оформление результатов опыта.
Напишите уравнение реакции разложения нитрита аммония.
Объясните, почему вместо нитрита аммония можно пользоваться смесью солей нитрита натрия и хлорида аммония.
Охарактеризуйте физические свойства азота. В цилиндр (пробирку) с азотом внесите горящую лучинку (что происходит?) или влейте известковой воды и взболтайте. Изменяется ли известковая вода?

Опыт 2. Получение и растворение аммиака.

Оформление результатов опыта.
Напишите уравнение реакции.
Какие равновесия устанавливаются в водном растворе аммиака?
Как смещаются эти равновесия при нагревании раствора?

Опыт 3. Свойства аммиака.

а) Оформление результатов опыта.
Напишите уравнения соответствующих реакций.
Учтите, что аммиак окисляется до свободного азота, а перманганат калия восстанавливается до диоксида марганца, а бихромат калия – до гидроксида хрома (III).

б) Оформление результатов опыта.
Каковы состав и окраска аммиачного комплекса меди в растворе?
Напишите уравнение реакции.

Опыт 4. Образование солей аммония.

Оформление результатов опыта.
Что наблюдает?
Напишите уравнение реакции.

Опыт 5. Гидролиз солей аммония.

Оформление результатов опыта.
Напишите уравнения гидролиза в молекулярном и ионном виде.

Опыт 6. Свойства азотистой кислоты.

а) Оформление результатов опыта.
Объясните изменение цвета раствора.
Как доказать, какое выделилось вещество?
Напишите уравнение реакции.

б) Оформление результатов опыта.

Что происходит?

Напишите уравнение реакции, имея в виду, что одним из продуктов является соль Mn^{+2}. Какие свойства проявляет HNO_2 в опытах: а) и б)?

Опыт 7. Свойства азотной кислоты.

Оформление результатов опыта.

Напишите уравнение реакции, имея в виду, что во второй пробирке образуется H_2SnO_3.

Опыт 8. Реакции на ионы фосфорных кислот.

Оформление результатов опыта.

Что наблюдаете? Каков вид и цвет осадка?

Уравнение данной реакции:

$H_3PO_4+12(NH_4)_2MoO_4+21HNO_3 \rightarrow (NH_4)_3H_4[P(Mo_2O_7)_6]+21NH_4NO_3+10H_2O$.

На основании опытов сделайте вывод, как определить присутствие ионов PO_3^-, $P_2O_7^{4-}$, PO_4^{3-} в растворе?

Вопросы:

1. Меры предосторожности при работе с азотом, аммиаком и азотной кислотой.
2. Меры предосторожности при работе с фосфором.
3. Какими методами можно собрать азот? Поддерживает ли он горение?
4. Из каких веществ и при каких условиях получают аммиак в лаборатории?
5. Какими методами можно собрать аммиак?
6. Как изменяется цвет красной лакмусовой бумажки при поднесении её к пробирке с аммиаком? Как отличить азот от оксида углерода (IV)?

Лабораторная работа № 9 «Получение оксидов углерода и исследование их свойств. Исследование свойств солей угольной и кремниевой кислот».

Опыт 1. Адсорбционная способность древесного угля.

Оформление результатов опыта.

Что наблюдаете?

Напишите ионное уравнение реакции.

Опыт 2. Восстановительные свойства угля.

Оформление результатов опыта.

Напишите уравнение реакции.

Опыт 3. Получение и свойства оксида углерода (IV).

Оформление результатов опыта.

Изменяется ли цвет?

Выразите уравнениями равновесия, существующие в водном растворе оксида углерода (IV).

Как сместить это равновесие?

Опыт 4. Гидролиз солей угольной кислоты.

Оформление результатов опыта.

Напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной форме.

Какая соль в большей степени подвергается гидролизу Na_2CO_3 или $NaHCO_3$? Почему.

Опыт 5. Свойства солей угольной кислоты.

Оформление результатов опыта.

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

Объясните наблюдаемые явления

Опыт 6. Получение кремниевой кислоты.

Оформление результатов опыта.

Напишите уравнение реакции.

Опыт 7. Гидролиз солей кремниевой кислоты

а) Оформление результатов опыта.

Напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной форме.

б) Оформление результатов опыта.

Напишите уравнения гидролиза в молекулярной и ионной форме.

Опыт 8. Выщелачивание стекла.

Оформление результатов опыта.

Что наблюдаете?

Объясните наблюдаемые явления, учитывая, что состав обыкновенного стекла выражают формулой $Na_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2$.

Вопросы:

1. Какую роль может выполнять углерод в окислительно-восстановительных процессах? Приведите примеры.
2. Каким способом можно получить карбонаты и гидрокарбонаты? Какова их термическая прочность? Приведите примеры реакций.
3. Каким способом можно собрать диоксид углерода?
4. Можно ли для получения диоксида углерода из мрамора использовать раствор серной кислоты? Почему?
5. Почему для отделения CO и CO_2 смесь газов пропускают через раствор щелочи, а не через воду?
6. В чем сходство и отличие химических свойств гидридов углерода и кремния? Дать объяснение.
7. Что такое сухой лёд?

8. Почему в водных растворах угольная кислота вытесняет кремниевую, а в расплавах – наоборот?

9. Образование какого оксида CO или CO_2 наиболее вероятно при сгорании углерода?

10. Почему CO_2 не поддерживает горение углеродсодержащих веществ?

11. Техника безопасности при работе с диоксидом углерода.

12. Как потушить горящий фосфор в цилиндре с диоксидом углерода?

13. Как получают в промышленности стекло?

Раздел 3 Химия металлов

Лабораторная работа № 10 «Общие свойства металлов: взаимодействие с кислотами, неметаллами, с солями».

Опыт 1 Определение сравнительной активности металлов.

Оформление результатов опыта.

Наблюдения оформите в виде таблицы, отмечая знаком плюс ионы металлов в тех случаях, когда они восстанавливаются из растворов, а знаком минус – когда восстановления не происходит.

Опыт 2 Взаимодействие металлов с растворами кислот.

Оформление результатов опыта.

Наблюдения оформите в виде таблицы, отмечая в строках таблицы продукты восстановления кислот.

Составьте уравнения возможных реакций.

Опыт 3 Взаимодействие металлов с концентрированными кислотами.

Оформление результатов опыта.

Наблюдения оформите в виде таблицы, отмечая в строках таблицы продукты восстановления кислот.

Напишите уравнения соответствующих реакций.

Опыт 4 Взаимодействие металлов со щелочами.

Оформление результатов опыта.

Напишите уравнения соответствующих реакций, учитывая, что из воды выделяется водород, а металлы образуют комплексные соединения: алюминий образует гексагидроксоалюминат натрия $Na_3[Al(OH)_6]$, цинк образует тетрагидроксоцинкат натрия $Na_2[Zn(OH)_4]$.

Лабораторная работа №11 «Свойства щелочных металлов и их соединений»

Опыт 1 Получение хлора из хлорида натрия.

Оформление результатов опыта.

Написать уравнения реакций и объяснить, почему реакции не идут между твердыми веществами в этих смесях?

Опыт 2 Гидролиз карбонатов и гидрокарбонатов щелочных металлов.

Оформление результатов опыта.

В отчете привести значения pH и написать уравнения гидролиза.

Вопросы:

1. Какие критерии лежат в основе классификации элементов на металлы и неметаллы? В чем условность этого деления?

2. Объясните, почему калий и медь располагаются в одной группе, но в разных подгруппах. Приведите их электронные формулы.

3. Составьте уравнения реакций взаимодействия меди с концентрированной и разбавленной азотной кислотой.

4. Напишите уравнения гидролиза хлорида алюминия по первой ступени.

5. Назовите основные способы получения металлов в промышленности.

6. Какие из металлов способны растворяться в воде, в разбавленных растворах кислот и щелочей: Be, Mg, Al, Cr, Au, Sn, Cu?

7. Какие металлы способны вытеснять водород из воды в щелочной среде? Приведите уравнения реакций.

Лабораторная работа №12 «Исследование химических свойств магния и его соединений»; «Исследование химических свойств щелочноземельных металлов».

Опыт 1 Гидроксид бериллия и его свойства.

Оформление результатов опыта.

В отчете описать опыт и привести уравнения реакций получения $Be(OH)_2$ и его взаимодействия с кислотой и щёлочью.

Опыт 2 Гидролиз солей бериллия.

Оформление результатов опыта.

В отчете привести значение pH и написать уравнение гидролиза.

Опыт 3 Карбонат и гидрокарбонат кальция.

1) Оформление результатов опыта.

В отчете описать наблюдаемые явления и написать уравнения реакций:

а) образования карбоната кальция при взаимодействии углекислого газа с известковой водой;

б) растворения карбоната кальция под действием диоксида углерода и воды с образованием гидрокарбоната.

2) Оформление результатов опыта.

В отчете описать опыт и привести уравнения реакций разрушения гидрокарбоната кальция при кипячении и при взаимодействии со щелочью.

Опыт 4 Свойства нерастворимых солей.

1) Оформление результатов опыта.

В отчете написать уравнения реакций

2) Оформление результатов опыта.

В отчете написать уравнения реакций образования сульфатов и объяснить, почему они не взаимодействуют с соляной кислотой.

3) Оформление результатов опыта.

В отчете написать уравнения реакций образования оксалатов и их растворения в соляной кислоте.

4) Оформление результатов опыта.

В отчете написать уравнения реакций:

а) образования хроматов кальция, стронция и бария;

б) их взаимодействия с уксусной кислотой;

в) взаимодействие хромата бария с соляной кислотой.

5) Оформление результатов опыта.

В ответе описать опыт, написать уравнения.

Исследование химических свойств магния.

Опыт 5 Взаимодействие магния с водой.

Оформление результатов опыта.

Образование каких ионов в растворе приводит к появлению окраски фенолфталеина?

В отчете описать опыт, ответить на вопросы и написать уравнение взаимодействия магния с водой при нагревании.

Опыт 6 Взаимодействие магния с кислотами.

Оформление результатов опыта.

В отчете описать опыт и написать уравнения реакций.

Опыт 7 Получение гидроксида магния и взаимодействие его с кислотой и солями аммония.

Оформление результатов опыта.

В отчете описать опыт. Написать уравнения реакций получения $Mg(OH)_2$ и его взаимодействия с HCl и NH_4Cl.

Лабораторная работа №13 «Исследование химических свойств алюминия и его соединений».

Опыт 1 Свойства металлического алюминия.

1) Взаимодействие с разбавленными кислотами.

Оформление результатов опыта.

Что наблюдается?

Написать уравнения реакций.

Какие газообразные вещества выделяются при взаимодействии алюминия с разбавленными кислотами?

2) Взаимодействие с концентрированными кислотами.

Оформление результатов опыта.

Описать опыт.

Написать уравнения реакций, учитывая, что при нагревании концентрированная азотная кислота восстанавливается алюминием преимущественно до оксида азота (IV), а серная – до серы.

3) Взаимодействие со щелочами.

Оформление результатов опыта.

Описать опыт. Написать уравнения реакций:

1) оксида алюминия со щелочью с образованием гидроксокомплексного соединения;

2) алюминия с водой и щелочью.

Во второй реакции указать окислитель.

4) Взаимодействие с водой.

Оформление результатов опыта.

Описать опыт.

Написать уравнения реакций алюминия с нитратом ртути (II) и водой.

Опыт 2 Получение и исследование свойств гидроксида алюминия.

1) Гидролиз сульфата алюминия.

Оформление результатов опыта.

В отчете написать уравнения ступенчатого гидролиза сульфата алюминия.

2) Совместный гидролиз сульфата алюминия и карбоната натрия.

Оформление результатов опыта.

В отчете написать уравнение совместного гидролиза

Лабораторная работа №14 «Получение хроматов и дихроматов. Исследование их окислительных свойств»; «Получение соединений марганца (II). Исследование окислительных свойств соединений марганца.

Опыт 1 Восстановительные свойства солей хрома (III).

Оформление результатов опыта.

Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции гексагидроксохромата (III) натрия с пероксидом водорода с образованием хромата натрия и гидроксида натрия.

Опыт 2 Переход хроматов в дихроматы и обратно.

Оформление результатов опыта.

Отметьте окраску взятого и полученного раствора. Укажите, какими ионами обусловлены окраски растворов.

Опыт 3 Переход дихромата калия в хромат калия.

Оформление результатов опыта.

Составьте молекулярные уравнения превращения хромата калия в дихромат калия и обратно.

Сделайте вывод об устойчивости хроматов и дихроматов в зависимости от реакции среды.

Опыт 4 Получение малорастворимых хроматов.

Оформление результатов опыта.

Напишите уравнения всех протекающих реакций.

Опыт 5 Окислительные свойства солей хрома (VI).

Оформление результатов опыта.

1. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции между сульфитом натрия, дихроматом калия и серной кислотой с образованием в качестве одного из продуктов сульфата натрия.

2. Сделайте вывод об окислительных свойствах дихромата калия.

Опыт 6 Свойства соединений марганца (II).

1) Получение и исследование свойств гидроксида марганца(II).

Оформление результатов опыта.

Составьте уравнения реакций:

1) получения гидроксида марганца (II);

2) окисления гидроксида марганца (II) кислородом воздуха в присутствии воды с образованием оксида марганца (IV);

3) взаимодействия гидроксида марганца (II) с хлороводородной кислотой.

2) Восстановительные свойства соединений марганца (II).

Оформление результатов опыта.

оставьте уравнения окислительно-восстановительной реакции между гидроксидом марганца (II), молекулярным бромом и гидроксидом натрия с образованием оксида марганца (IV). Коэффициенты в уравнении определите ионно-электронным методом.

3) Малорастворимые соли марганца (II).

Оформление результатов опыта.

1. Напишите уравнения взаимодействия:

а) сульфата марганца (II) и карбоната натрия;

б) сульфата марганца (II) и сульфида натрия;

в) карбоната марганца(II) и хлороводородной кислоты;

г) сульфида марганца (II) и хлороводородной кислоты.

2. Составьте уравнение окисления кислородом воздуха сульфида марганца (II) с образованием оксида марганца (IV) и сероводорода.

Вопросы:

1. Напишите электронные формулы атомов хрома, молибдена и вольфрама. Укажите возможные степени окисления этих элементов.

2. Определите степени окисления хрома, молибдена и вольфрама в следующих соединениях: $BaCrO_4$, $CaCr_2O_7$, $Fe(CrO_2)_2$, $PbMoO_4$, WO_3, $Na_2W_4O_{13}$.

3. Напишите уравнения реакций, которые характеризуют кислотно-основные свойства оксидов: а) Cr_2O_3; б) CrO_3; в) MoO_3; г) WO_3.

4. Приведите формулы кислот: хромовой, молибденовой и вольфрамовой. Укажите, какая из этих кислот является наиболее сильной. Ответ мотивируйте.

5. Напишите в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения реакций гидроксида хрома(III): 1) с раствором серной кислоты; 2) раствором гидроксида калия.

6. Сравните электронное строение атомов марганца и хлора. На основе этого объясните различие в их химических свойствах и наличие нескольких степеней окисления обоих элементов.

7. Закончите уравнения окислительно-восстановительных реакций и укажите функцию манганата калия в каждой из них:

а) $K_2MnO_4 + Cl_2 \rightarrow KMnO_4 + \ldots$

б) $K_2MnO_4 + KNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow KNO_3 + \ldots$

в) $K_2MnO_4 + H_2O \rightarrow MnO_2 + \ldots$

Лабораторная работа №15 «Получение и исследование химических свойств соединений железа».

Опыт 1 Качественные реакции на ионы железа (II) и железа (III).

1) Действие на соли железа(II) гексацианоферрата (III) калия.

Оформление результатов опыта.

Составьте уравнения взаимодействия сульфата железа (II) и гексацианоферрата (III) калия с образованием осадка турнбулевой сини $KFe[Fe(CN)_6]$.

2) Действие на соли железа (III) гексацианоферрата (II) калия.

Оформление результатов опыта.

Составьте уравнения взаимодействия хлорида железа III) и гексацианоферрата (II) калия с образованием берлинской лазури $KFe[Fe(CN)_6]$.

3) Действие на соли железа (III) тиоцианата калия

Оформление результатов опыта.

Составьте уравнения взаимодействия хлорида железа (III) и тиоцианата калия, учитывая, что образующийся тиоцианат железа (III) относится к малодиссоциирующим веществам.

Опыт 2 Взаимодействие железа с кислотами

1) Взаимодействие железа с растворами кислот

Оформление результатов опыта.

Составьте уравнения взаимодействия:

а) железа и хлороводородной кислоты;

б) железа и раствора серной кислоты;

в) железа и раствора азотной кислоты с образованием нитрата железа (III) и оксида азота (II).

2) Взаимодействие железа с концентрированной серной кислотой

Оформление результатов опыта.

Составьте уравнение реакции между железом и концентрированной серной кислотой, если одним из продуктов является оксид серы (IV).

Опыт 3 Получение и исследование свойств гидроксидов железа (II) и железа (III).

1) Гидроксид железа (II).

Оформление результатов опыта.

Составьте уравнения реакций между:

а) сульфатом железа (II) и гидроксидом натрия;

б) гидроксидом железа (II) и хлороводородной кислотой.

Напишите уравнение реакции окисления гидроксида железа (II) в гидроксид железа (III) под действием кислорода воздуха и воды.

2) Гидроксид железа (III).

Оформление результатов опыта.

Составьте уравнения реакций между:

а) хлоридом железа (III) и гидроксидом натрия;

б) гидроксидом железа (III) и серной кислотой;

в) гидроксидом железа (III) и гидроксидом натрия.

Вопросы:

1. Напишите электронные формулы атомов железа, кобальта, никеля и электронные формулы ионов Fe^{2+}, Fe^{3+}, Co^{2+}, Ni^{2+}.

2. Какие степени окисления характерны для железа, кобальта, никеля?

3. Сопоставьте кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов железа(II) и железа(III).

4. Какая из солей - $FeSO_4$ или $Fe_2(SO_4)_3$ - подвергается гидролизу в большей степени и почему?

5. Напишите уравнения качественных реакций для обнаружения в водных растворах ионов Fe^{2+} и Fe^{3+}.

Лабораторная работа №16 «Получение соединений меди, серебра и исследование их свойств»

Опыт 1 Получение и свойства соединений меди (II).

1) Получение и свойства гидроксида меди (II).

Оформление результатов опыта.

Описать опыт.

Написать уравнения реакций.

Сформулировать вывод о термической устойчивости гидроксида меди (II) и его свойствах.

2) Свойства оксида меди (II).

Оформление результатов опыта.

В отчете написать уравнения реакций.

Сделать вывод о свойствах оксида меди (II).

3) Получение сульфида меди (II).

Оформление результатов опыта.

В отчете написать уравнения получения сульфида меди и его взаимодействия с одной из кислот.

4) Гидролиз соли меди (II).

Оформление результатов опыта.

Описать опыт.

Написать уравнения реакций.

5) Получение амминокомплексного соединения меди (II).

Оформление результатов опыта.
Описать опыт.
Написать уравнения реакций.

Опыт 3 Получение и свойства соединений меди (I).

1) Получение йодида меди (I).

Оформление результатов опыта.
В отчете написать уравнение и определить тип реакции.

2) Получение комплексного соединения меди (I).

Оформление результатов опыта.
В отчете написать уравнение образования комплексного соединения меди (I), учитывая, что координационное число меди (I) равно 2.

Опыт 4 Получение оксида серебра (I).

Оформление результатов опыта.
Написать уравнения образования гидроксида серебра и его мгновенного разложения, объяснить причину неустойчивости гидроксида, учитывая сильное поляризующее действие катиона Ag^+.

Опыт 5 Получение малорастворимых галогенидов серебра (I).

Оформление результатов опыта.
В отчете написать уравнения реакций.

Опыт 6 Окислительные свойства катиона Ag^+

Оформление результатов опыта.
В отчете написать уравнение реакции, уравнять её методом полуреакций

5 Вопросы к экзамену для промежуточной аттестации

1. **Основные понятия химии. Основные законы химии.**
2. **Периодический закон и периодическая система элементов.**
3. **Периодическая система элементов. Строение атома.**
4. **Что значит большие и малые периоды? Строение электронных оболочек атомов элементов малых периодов. Понятие об орбиталях. s-, p- и d- орбитали.**
5. **Особенности строения электронных оболочек атомов элементов больших периодов (переходных элементов).**
6. **Понятие об орбиталях. s-, p- и d- орбитали.**

7. Электронные конфигурации атомов химических элементов Периодической системы. Периодическая система Д.И. Менделеева.

8. Характеристики химической связи. Ковалентная связь. Ионная связь.

9. Характеристики химической связи. Металлическая связь. Водородная связь.

10. Общие сведения о растворах. Вода. Растворы. Растворение.

11. Электролитическая диссоциация. Степень диссоциации. Константа диссоциации.

12. Растворы. Типы растворов, термодинамика растворения. Растворимость. Растворение газов в жидкостях. Пересыщенные растворы.

13. Электролиты. Особенности растворов электролитов. Степень и константа диссоциации. Слабые электролиты.

14. Гидролиз солей. Различные случаи гидролиза, напишите примеры реакций.

15. ОВР. Общие понятия и определения. Степень окисления. Классификация окислительно - восстановительных реакций. Составление уравнений окислительно - восстановительных реакций.

16. Классификация химических реакций.

17. Скорость химических реакций. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.

18. Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Смещение химического равновесия под действием различных факторов.

19. d -элементы VI и VII группы периодической системы элементов. Хром и марганец.

20. Химия неметаллов. Общие сведения о неметаллах. Получение неметаллов. Физические и химические свойства неметаллов.

21. p - элементы VII группы периодической системы элементов. Нахождение, получение и применение элементов.

22. p - элементы VI группы периодической системы элементов. Нахождение, получение и применение серы, серной кислоты.

23. p - элементы V группы периодической системы элементов. Нахождение, получение и применение фосфора, фосфорной кислоты.

24. p - элементы IV и III группы периодической системы элементов. Нахождение, получение и применение углерода, оксида углерода (IV), угольная кислота.

25. Химия металлов. Общие сведения о металлах. Получение металлов. Физические и химические свойства металлов.

26. s - элементы I группы периодической системы элементов. Нахождение, получение и применение щелочных металлов. Оксиды, гидроксиды.

27. s - элементы II группы периодической системы элементов. Нахождение, получение и применение щелочноземельных металлов. Оксиды и гидроксиды.

6 Задачи к экзамену для промежуточной аттестации

1. Массовые доли серы и кислорода в оксиде серы равны соответственно 40 и 60%. Определите простейшую формулу этого оксида.

2. Массовая доля хлора в хлориде фосфора составляет 77,5%. Определите простейшую формулу хлорида.

3. В избытке соляной кислоты растворили магний массой 6,0 г и цинк массой 6,5 г. Какой объем водорода, измеренный при нормальных условиях, выделится при этом?

4. Оксид углерода (IV), полученный при сжигании угля массой 50 г, пропустили через раствор гидроксида бария. Какая масса осадка образовалась, если массовая доля углерода в угле составляет 96%?

5. Составьте электронную формулу и сокращенную электронную формулу элемента с порядковым номером 20. Покажите распределение электронов по орбиталям.

6. Напишите электронную формулу элементов: йода, титана, ванадия, кальция, натрия. Укажите распределение электронов по орбиталям.

7. На сколько градусов надо увеличить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 27 раз? Температурный коэффициент скорости реакции равен 3.

8. При температуре 30 ^{0}C реакция протекает за 25 мин, при 50 ^{0}C за 4 мин. Рассчитайте температурный коэффициент скорости реакции.

9. Как повлияет увеличение давления на химическое равновесие в обратимой системе:

Как надо изменить температуру и давление (увеличить или уменьшить), чтобы равновесие в реакции разложения карбоната кальция.

10. Какая масса раствора с массовой долей гидроксида натрия 4% потребуется для полной нейтрализации соляной кислоты массой 30 г с массовой долей HCl 5%.

11. Какой объем аммиака, измеренный при нормальных условиях, потребуется для полной нейтрализации раствора

объемом 20 мл с массовой долей серной кислоты 3% и плотностью 1,02 г/мл?

12. Для реакции с раствором азотной кислоты массой 25 г, массовая доля растворенного вещества в котором составляет 6,3%, потребовался раствор гидроксида калия массой 40 г. Определите массовую долю щелочи в растворе.

13. Составьте уравнение реакции гидролиза сульфида калия в сокращенной ионной, ионной и молекулярной формах. Укажите реакцию среды в растворе соли.

14. Укажите внутреннюю и внешнюю сферы, комплексообразователь и лиганды в соединениях $K4[Fe(CN)_6]$ и $[Cu(H_2O)_4]Cl_2$.

15. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схеме окислительно-восстановительной реакции: $Cl_2 + H_2O \rightarrow HCl + HClO$. Полученное уравнение перепишите в ионной и сокращенной ионной формах.

16. Напишите уравнение реакции электролиза расплава бромида калия.

17. Напишите уравнения реакций электролиза водного раствора серной кислоты с инертными электродами.

18. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах: $ZnCl_2 + 2NaOH = Zn(OH)_2 + 2NaCl$

19. Продуктами горения вещества массой 3,2 г являются азот объемом 2,24 л (нормальные условия) и вода массой 3,6 г. Определите формулу соединения, если плотность его паров по водороду равна 16.

20. Определите молярную концентрацию раствора, полученного при растворении сульфата натрия массой 42,6 г в воде массой 300 г, если плотность полученного раствора равна 1,12 г/см^3.

21. В воде массой 128 г растворили метиловый спирт объемом 40 мл и плотностью 0,8 г/мл. Определите молярную концентрацию полученного раствора, если его плотность равна 0,97 г/мл.

22. Аммиак, объем которого при нормальных условиях равен 2,8 л, растворили в воде. Объем раствора довели до 500 мл. Какое количество вещества аммиака содержится в таком растворе объемом 1 л?

23. Какая масса хлорида калия потребуется для приготовления раствора этой соли объемом 300 мл и с концентрацией 0,15 М КС1?

24. Определите молярную концентрацию раствора с массовой долей гидроксида натрия 0,2, плотность которого равна 1,22 г/мл.

25. Определите молярную концентрацию раствора с массовой долей гидроксида натрия 0,2, плотность которого равна 1,22 г/см^3.

26. Молярная концентрация серной кислоты равна 0,01 моль/л, плотность 1 г/см^3. Вычислить массовую долю и нормальную концентрацию.

27. Расчитайте навеску для приготовления 250 см^3 раствора сульфата меди с концентрацией 0,1 моль/дм^3 из кристаллагидрата ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$).