

*Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования
«Северо-Осетинский государственный университет
имени Коста Левановича Хетагурова»*

**РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ
«Неорганическая химия»**

Направление 44.03.05 Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)

Профили: Химия. Биология.

Квалификация (степень) выпускника – бакалавр

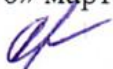
Владикавказ 2021

Программа составлена в соответствии с Федеральным государственным образовательным стандартом по направлению 44.03.05 Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки), утвержденным приказом Министерства образования и науки Российской Федерации от «22» февраля 2018 г. N 125 (зарегистрирован Министерством юстиции Российской Федерации 15 марта 2018 г., регистрационный № 50358), с изменениями, внесенными приказом Министерства науки и высшего образования российской Федерации от 8 февраля 2021 г. № 83 (зарегистрирован Министерством юстиции Российской Федерации 12 марта 2021 г., регистрационный № 62739), учебным планом подготовки бакалавра по направлению 44.03.05 Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки) *профили* Химия, Биология, утвержденным Ученым советом ФГБОУ ВО «СОГУ» (протокол № 11 от «30» апреля 2021 г.)

Составитель: Кубалова Л.М., доцент кафедры общей и неорганической химии.

Рабочая программа обсуждена на заседании кафедры общей и неорганической химии (протокол № 8/20-21 от «18» марта 2021 г.)

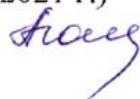
Зав. кафедрой



Симеониди Д.Д.

Одобрена советом факультета химии, биологии и биотехнологии (протокол № 8/20-21 от «25» марта 2021 г.)

Председатель совета факультета



Агаева Ф.А.

Рабочая программа дисциплины принята в состав основной профессиональной образовательной программы решением ученого совета Протокол № 11 от 29.04.2021, Утверждена приказом ректора № 106 от 30.04.2021.

1. Структура и общая трудоемкость дисциплины

Общая трудоемкость дисциплины составляет 7 зачетных единиц (252 академических часа)

	Очная форма обучения	Заочная форма обучения
Курс	1	-
Семестр	2	-
Лекции	34	-
Практические (семинарские) занятия	34	-
Лабораторные занятия	68	-
Консультации	-	-
Итого аудиторных занятий	136	-
Самостоятельная работа	80	-
Курсовая работа	-	-
Форма контроля	Экзамен (2 семестр)	-
Экзамен	36	-
Зачет	-	-
Общее количество часов	252 (7 з.е.)	-
	Очная форма обучения	Заочная форма обучения
Курс	1	

Общая трудоемкость дисциплины в зачетных единицах составляет 7, в академических часах – 252.

2. Цели освоения дисциплины

Целями освоения дисциплины «Неорганическая химия» в соответствии с профессиональными стандартами:

01.001 Профессиональный стандарт «Педагог (педагогическая деятельность в сфере дошкольного, начального общего, основного общего, среднего общего образования) (воспитатель, учитель) утвержденный приказом Министерства труда и социальной защиты Российской Федерации от 18 ноября 2013 г. N 544н (зарегистрирован Министерством юстиции Российской Федерации 06 декабря 2013 г., регистрационный N 30550);

01.003 «Педагог дополнительного образования детей и взрослых», утвержденный приказом Министерства труда и социальной защиты Российской Федерации от 8 сентября 2015 г. № 613н (зарегистрирован Министерством юстиции Российской Федерации 24 сентября 2015 г., регистрационный № 38994) являются:

- формирование компетенций, позволяющих выпускнику успешно работать в избранной сфере деятельности и быть устойчиво востребованным на рынке труда;
- формирование системных знаний для понимания основных закономерностей взаимосвязи между строением и химическими свойствами вещества, протекания химических реакций, структурой химических соединений и их биологическим значением;
- формирование умений выполнять расчеты параметров процессов для прогнозирования превращения неорганических и координационных соединений на основе общих законов химии, свойств и реакций этих соединений;

- формирование у обучающихся умений и навыков осуществления учебно-познавательной и профессиональной деятельности;
- развитие у обучающихся внутренней мотивации к обучению, повышение их интереса к познанию дисциплин химического профиля;
- изучение законов и теорий общей и неорганической химии, которые являются фундаментом для освоения последующих дисциплин химической направленности (Естественнонаучная картина мира; Методика обучения химии; Органическая химия; Аналитическая химия; Физическая и коллоидная химия, Биохимия с основами биотехнологии; Неорганический синтез; Органический синтез и др.);
- обеспечение охраны жизни и здоровья обучающихся во время образовательного процесса;
- развитие у обучающихся химического мышления, а так же формирование умений и навыков химического эксперимента.

3. Место дисциплины в структуре ОПОП бакалавриата по направлению подготовки 44.03.05 Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)

Дисциплина «Неорганическая химия» относится к Блоку 1 Дисциплины (модули) Обязательной части Б1.О.20.

Дисциплина «Неорганическая химия» предназначена для бакалавров I курса по направлению 44.03.05 Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки – Химия, биология). В процессе изучения учебной дисциплины обучающиеся получают базисные знания, необходимые для лучшего понимания и усвоения учебного материала по всем химическим дисциплинам, а также методике преподавания химии, педагогической практике.

Освоение данной дисциплины является необходимым как предшествующее для изучения следующих дисциплин учебного плана подготовки бакалавров по направлению 44.03.05 Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки):

История и методология химии; Аналитическая химия; Физическая и коллоидная химия; Методика обучения химии; Неорганический синтез; Практика ознакомительная (Техника лабораторных работ по химии); Педагогическая практика.

При освоении данной дисциплины студент сможет продемонстрировать обобщенные трудовые функции (ОТФ):

- Педагогическая деятельность по проектированию и реализации образовательного процесса в образовательных организациях дошкольного, начального общего, основного общего, среднего общего образования;
- Педагогическая деятельность по проектированию и реализации основных общеобразовательных программ;
- Преподавание по дополнительным общеобразовательным программам.

Требования к входным знаниям обучающихся:

Для изучения дисциплины «Неорганическая химия» необходимы знания, умения и навыки, формируемые следующими дисциплинами школьной программы: (из стандартов среднего общего (полного) образования): химия, биология, физика, математика, информатика, а также предшествующих дисциплин учебного плана подготовки по направлению 44.03.05 Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки, профили Химия. Биология), таких как «Общая химия», «Введение в химию».

Для освоения данной учебной дисциплины студент должен:

Знать:

- важнейшие химические понятия: вещество, химический элемент, атом, молекула, относительные атомная и молекулярная массы, ион, аллотропия, изотопы, химическая связь, электроотрицательность, валентность, степень окисления, моль, молярная масса, молярный объем, вещества молекулярного и немолекулярного строения, растворы, электролит и неэлектролит, гидролиз, электролитическая диссоциация, окислитель и восстановитель, окисление и восстановление, комплексообразователь, координационное число, лиганд, тепловой эффект реакции, энтропия, энергия Гиббса, скорость химической реакции, катализ, химическое равновесие;
- основные законы химии: сохранения массы веществ, постоянства состава, Периодический закон, газовые законы, закон эквивалентов, закон Гесса, закон действующих масс, правило Вант-Гоффа;
- основные теории химии: химической связи (метод валентных связей, метод молекулярных орбиталей), электролитической диссоциации, химических процессов;
- классификацию веществ, химические свойства.

Уметь:

- пользоваться таблицей Менделеева, таблицей растворимости и рядом напряжений металлов;
- составлять электронные формулы атомов и структурные формулы молекул;
- составлять формулы веществ и уравнения химических реакций;
- пользоваться базой данных по термодинамическим, структурным и физическим свойствам веществ;
- оценивать возможность протекания химической реакции;
- называть неорганические вещества по «тривиальной» или международной номенклатуре;
- определять: валентность и степень окисления химических элементов, тип химической связи в соединениях, пространственное строение молекул (ионов), заряд иона, характер среды в водных растворах неорганических соединений, окислитель и восстановитель, составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций с помощью ионно-электронных схем;
- составлять электронные и электронно-графические формулы атомов;
- объяснять: зависимость свойств веществ от их состава и строения, природу химической связи (ионной, ковалентной, металлической), зависимость скорости химической реакции и положения химического равновесия от различных факторов;
- проводить расчеты: массы газа заданного объема и объема газа заданной массы, парциального давления газовой смеси, массы отдельных атомов и молекул, массовой доли растворенного вещества, молярной и нормальной концентрации, теплового эффекта реакции, теплоты образования веществ, энергии связи, константы равновесия, скорости реакции, начальной и равновесной концентрации веществ, энергии Гиббса, осмотического давления, температуры кипения и кристаллизации разбавленных растворов неэлектролитов, pH растворов, степени и константы гидролиза, произведения растворимости и растворимости малорастворимой соли, определять формулы химического соединения по процентному содержанию элементов и молекулярной массе.

Владеть:

- методами простейших химических расчетов с использованием различных способов выражения концентрации раствора, констант химического равновесия и скорости химической реакции;
- основными способами проведения и описания химического эксперимента;
- способами безопасного обращения с горючими и токсичными веществами, лабораторным оборудованием.

4. Требования к результатам освоения дисциплины (компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины)

Общим средством контроля является введенная в университете балльно-рейтинговая система оценки успеваемости студентов специалитета и направлений бакалавриата.

Изучение дисциплины «Неорганическая химия» предполагает формирование у студента следующих компетенций:

Общепрофессиональные компетенции (ОПК):

Наименование категории (группы) общепрофессиональных компетенций	Код и наименование общепрофессиональной компетенции (ОПК)	Код и наименование индикатора достижения общепрофессиональной компетенции (ИОПК)
Разработка основных и дополнительных образовательных программ	ОПК-2 Способен участвовать в разработке основных и дополнительных образовательных программ, разрабатывать отдельные их компоненты (в том числе с использованием информационно-коммуникационных технологий)	<p>Знает: организацию образовательного процесса в образовательных организациях разного типа и вида, в специальных образовательных учреждениях разного типа; требования к организации общего, специального, а также интегрированного обучения лиц с ОВЗ; методы и технологии проектирования основных и дополнительных образовательных программ и индивидуальных образовательных маршрутов обучающихся; нормативные документы, регламентирующие требования к структуре и содержанию основных и дополнительных образовательных программ, способы адаптации программы для учащихся с особыми образовательными потребностями</p> <p>Умеет: применять методы и технологию проектирования основных и дополнительных образовательных программ; владеть методикой и технологией проектирования образовательных программ; применять деятельностный подход к задачам проектирования в сфере образования, в том числе специального образования; анализировать структуру основных, дополнительных образовательных программ</p> <p>Владеет: проектированием основных и дополнительных образовательных программ и разработкой научно-методического обеспечения их реализации; участием в разработке научно-методического обеспечения образовательных программ; опытом адаптации программ для учащихся с особыми образовательными потребностями</p>

<p>Научные основы педагогической деятельности</p>	<p>ОПК-8 Способен осуществлять педагогическую деятельность на основе специальных научных знаний</p>	<p>Знает: современные образовательные технологии; педагогические, санитарно-гигиенические, эргономические, эстетические, психологические и специальные требования к дидактическому обеспечению и оформлению кабинета (лаборатории, иного учебного помещения); методику применения технических средств обучения, информационно-коммуникационных технологий, электронных образовательных и информационных ресурсов, дистанционных образовательных технологий и электронного обучения; сущности процесса обучения, содержания образования, методов обучения, форм организации обучения, диагностики знаний, умений, навыков; методику применения электронных образовательных и информационных ресурсов, дистанционных образовательных технологий и электронного обучения, если их использование возможно для освоения учебного предмета, курса, дисциплины</p> <p>Умеет: анализировать примерные программы, оценивать и выбирать учебники, учебные и учебно-методические пособия, электронные образовательные ресурсы и иные материалы; анализировать проведение учебных занятий и организацию самостоятельной работы обучающихся, вносить коррективы в рабочую программу, план изучения учебного предмета, образовательные технологии, задания для самостоятельной работы, собственную профессиональную деятельность; контролировать выполнение требований охраны труда; анализировать и устранять возможные риски жизни и здоровью обучающихся в учебном кабинете (лаборатории, ином учебном помещении)</p> <p>обеспечивать сохранность и эффективное использование учебного оборудования; использовать методы и приемы решения расчетных задач; применять образовательные технологии в учебном процессе, в том числе при необходимости осуществлять электронное обучение; использовать педагогически обоснованные формы, методы и приемы организации деятельности обучающихся с учетом особенностей преподаваемого учебного предмета, задач занятия, вида занятия</p> <p>Владеет: навыками вести учебную, планирующую документацию, навыками профессионального самообразования</p>
---	--	---

		преподавателя; методами осуществления педагогической поддержки, сопровождения, установления контактов и взаимодействия с другими субъектами образовательного процесса; первоначальными навыками организации педагогической работы с обучающимися; навыками организации учебно-исследовательской работы обучающихся; основами применения в практической деятельности принципов рационального использования природных ресурсов и защиты окружающей среды.
--	--	--

Обобщенные трудовые функции (ОТФ), трудовые функции (ТФ), согласно Профессиональным стандартам (ПС):

- Педагогическая деятельность по проектированию и реализации образовательного процесса в образовательных организациях дошкольного, начального общего, основного общего, среднего общего образования (ОТФ 3.1. ПС 01.001);
- Педагогическая деятельность по проектированию и реализации основных общеобразовательных программ (ОТФ 3.2. ПС 01.001).

Перечень трудовых функций:

Наименование ТФ	Код
Разработка и реализация программ учебных дисциплин в рамках основной общеобразовательной программы	A/01.6
Осуществление профессиональной деятельности в соответствии с требованиями федеральных государственных образовательных стандартов дошкольного, начального общего, основного общего, среднего общего образования	A/02.6
Планирование и проведение учебных занятий	A/04.6
Формирование универсальных учебных действий	A/07.6

- Преподавание по дополнительным общеобразовательным программам (ОТФ 3.1. ПС 01.003).

Перечень трудовых функций:

Наименование ТФ	Код
Организация деятельности учащихся, направленной на освоение дополнительной общеобразовательной программы	A/01.6

Общим средством контроля является введенная в университете балльно-рейтинговая система оценки успеваемости студентов специалитета и направлений бакалавриата.

В результате освоения дисциплины обучающийся должен:

Знать:

- основы фундаментальных разделов химии (ОПК-2; ОПК-8);
- понятия и законы химии (ОПК-2; ОПК-8);
- состав, строение и химические свойства основных простых веществ и химических соединений, связь строения вещества и протекания химических процессов (ОПК-2; ОПК-8);
- классы неорганических соединений, методы их получения и химические свойства (ОПК-2; ОПК-8);
- закономерности изменения физико-химических свойств простых и сложных веществ в зависимости от положения составляющих их элементов в Периодической системе (ОПК-2; ОПК-8).

Уметь:

- применять теоретические знания для решения конкретных задач в химии системы (ОПК-2; ОПК-8);
- пользоваться таблицей Менделеева, таблицей растворимости и рядом напряжений металлов (ОПК-2; ОПК-8);
- составлять электронные формулы атомов и структурные формулы молекул (ОПК-2; ОПК-8);
- составлять формулы веществ и уравнения химических реакций (ОПК-2; ОПК-8);
- устанавливать взаимосвязи между строением веществ и их превращениями в неорганических системах для различных элементов Периодической системы, составлять уравнения реакций (ОПК-2; ОПК-8);
- использовать принцип периодичности и Периодическую систему для предсказания свойства простых и сложных химических соединений и закономерностей в их изменении (ОПК-2; ОПК-8);
- планировать/проводить эксперимент по получению и распознаванию важнейших неорганических соединений, с учетом приобретенных знаний о правилах безопасной работы с веществами (ОПК-2; ОПК-8);
- оформлять результаты экспериментальных и теоретических работ, формулировать выводы (ОПК-2; ОПК-8);
- пользоваться базой данных по термодинамическим, структурным и физическим свойствам веществ (ОПК-2; ОПК-8);
- оценивать возможность протекания химической реакции (ОПК-2; ОПК-8);
- самостоятельно работать с учебной, научной и справочной литературой по химическим дисциплинам (ОПК-2; ОПК-8).

Владеть:

- навыками решения конкретных теоретических и экспериментальных задач (ОПК-2; ОПК-8);
- теоретическими методами описания свойств простых и сложных веществ на основе электронного строения их атомов и положения в Периодической системе химических элементов (ОПК-2; ОПК-8);
- методом систематизации сведений о свойствах химических элементов и их соединений на основе Периодической системы элементов Д.И. Менделеева (ОПК-2; ОПК-8);
- методами простейших химических расчетов с использованием различных способов выражения концентрации раствора, констант химического равновесия и скорости химической реакции (ОПК-2; ОПК-8);
- основными способами проведения и описания химического эксперимента (ОПК-2; ОПК-8).

При проведении учебных занятий обеспечивается развитие у обучающихся навыков командной работы, межличностной коммуникации, принятия решений, лидерских качеств (включая при необходимости проведение интерактивных лекций, групповых дискуссий, ролевых игр, тренингов, анализ ситуаций и имитационных моделей, преподавание дисциплин в форме курсов, составленных на основе результатов научных исследований, в том числе с учетом региональных особенностей профессиональной деятельности выпускников и потребностей работодателей).

5. Содержание и учебно-методическая карта дисциплины

Таблица 5.1

Но мер нед ели	Наименование тем (вопросов), изучаемых по данной дисциплине	Занятия			Самостоятельная работа		Формы контроля	Количество баллов		Литература
		лек	пр	лаб	Содержание	Часы		min	max	
1	Важнейшие классы неорганических соединений. Оксиды, кислоты, основания, соли.	2	2	4	Понятия оксида, кислоты, основания и соли с точки зрения теории электролитической диссоциации. Подготовка к лабораторной работе.	5	Коллоквиум, письменные домашние задания (конспект), подготовка и выполнение лабораторной работы; контрольная работа (письм)	0	3	[1-11]
2	Водород. Пероксид водорода. Общая характеристика p-элементов. p-элементы VIII группы. Благородные газы.	2	2	4	Водород. Нахождение в природе. Получение, свойства и применение водорода; физические и химические свойства. Применение пероксида водорода на практике. Электронная конфигурация, величины радиусов и энергии ионизации атомов благородных газов. Получение, строение, свойства благородных газов: температура фазовых переходов, растворимость в воде, клатраты. Применение	5	Коллоквиум, письменные домашние задания (конспект), подготовка и выполнение лабораторной работы; контрольная работа (письм)	0	3	[1-11]

					благородных газов. Подготовка к лабораторной работе.					
3	p-элементы VII группы.	2	2	4	Свойства галогенов, межмолекулярные взаимодействия и физические свойства простых веществ. Получение галогенов. Применение галогенов. Физические свойства (энергия диссоциации, дипольный момент, температура плавления, кипения) галогеноводородов. Способы получения. Подготовка к лабораторной работе.	5	Коллоквиум, письменные домашние задания (конспект), подготовка и выполнение лабораторной работы; контрольная работа (письм)	0	3	[1-11]
4	p-элементы VI группы. Кислород. Сера.	2	2	4	Закономерности в изменении физических свойств простых веществ p-элементы VI группы: энергия кристаллической решетки, температура фазовых превращений. Получение простых веществ из природных соединений. Применение халькогенов и их соединений. Подготовка к лабораторной работе.	5	Коллоквиум, письменные домашние задания (конспект), подготовка и выполнение лабораторной работы; контрольная работа (письм)	0	3	[1-11]
5	p-элементы V группы. Азот.	2	2	4	Роль соединений азота в экологии и в биологических процессах. Применение простого вещества. Методы связывания	5	Коллоквиум, письменные домашние задания (конспект), подготовка и	0	3	[1-11]

					молекулярного азота. Зависимость состава продуктов взаимодействия азотной кислоты с металлами от концентрации HNO_3 и природы металла. Подготовка к лабораторной работе.		выполнение лабораторной работы; контрольная работа (письм)			
6	p-элементы V группы. Фосфор. Мышьяк. Сурьма. Висмут.	2	2	4	Роль соединений фосфора в экологии и в биологических процессах. Применение простого вещества. Строение белого, красного и черного фосфора, мышьяка, сурьмы и висмута. Закономерности в изменении физических и химических свойств простых веществ. Подготовка к лабораторной работе.	5	Коллоквиум, письменные домашние задания (конспект), подготовка и выполнение лабораторной работы; контрольная работа (письм)	0	3	[1-11]
7	p-элементы IV группы. Углерод. Кремний.	2	2	4	Основные природные соединения, принципы получения из них углерода, кремния. Применение простых веществ. Алмаз, графит, карбин, фуллерены — полиморфные формы углерода. Подготовка к лабораторной работе.	5	Коллоквиум, письменные домашние задания (конспект), подготовка и выполнение лабораторной работы; контрольная работа (письм)	0	3	[1-11]
8	p-элементы IV группы. Олово. Свинец.	2	2	4	Основные природные соединения, принципы получения из них германия,	5	Коллоквиум, письменные домашние задания	0	4	[1-13]

					олова, свинца. Применение простых веществ. Характерные степени окисления и координационные числа в ряду C–Si–Ge–Sn–Pb. Подготовка к лабораторной работе.		(конспект), подготовка и выполнение лабораторной работы; контрольная работа (письм)			
9	p–элементы III группы. Бор.	2	2	4	Основные природные соединения, принципы получения из них бора, алюминия, галлия, индия, таллия. Применение простых веществ. Получение бора из природных соединений. Применение бора и его соединений. Подготовка к 1-ой РУБЕЖНОЙ АТТЕСТАЦИОННОЙ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЕ		1-ая РУБЕЖНАЯ АТТЕСТАЦИОННАЯ КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА КОМПЬЮТЕРНОЕ ТЕСТИРОВАНИЕ (25 баллов)	0	25	[1-13]
10	p–элементы III группы. Алюминий, галлий, индий, таллий.	2	2	4	Алюминий, галлий, индий, таллий. Взаимодействие металлов с кислородом, серой, галогенами, азотом, растворами кислот и щелочей. Алюмотермия. Отличие Тl от аналогов. Соединения Э(III) и Э(I): сравнение устойчивости. Сравнение К-О свойств Э(ОН)3. Соединения Тl(I), их сходство с соединениями	5	Коллоквиум, письменные домашние задания (конспект), подготовка и выполнение лабораторной работы; контрольная работа (письм)	0	3	[5-13]

					щелочных металлов и серебра.					
11	s-элементы I, II групп.	2	2	4	Особенности лития. Энергия кристаллической решетки, физические и химические свойства простых веществ. s-элементы I, II групп. Особенности взаимодействия щелочных металлов с водой по ряду литий — цезий. Получение щелочных металлов из природных соединений. Применение щелочных металлов и их соединений. Подготовка к лабораторной работе.	5	Коллоквиум, письменные домашние задания (конспект), подготовка и выполнение лабораторной работы; контрольная работа (письм)	0	3	[1-5]
12	d- и f-элементы III группы. d-элементы IV группы. d-элементы V группы.	2	2	4	Редкоземельные элементы (РЗЭ). Лантанидное сжатие. Химические свойства РЗЭ. Закономерности в строении и свойствах оксидов, гидроксидов. Сходство и различие химии РЗЭ и элементов 2-ой группы. Актиний и актиниды. Закономерности в изменении электронной конфигурации, радиусов, энергий ионизации, характерных степеней окисления, координационных чисел актиния и актинидов. Природные соединения,	5	Коллоквиум, письменные домашние задания (конспект), подготовка и выполнение лабораторной работы; контрольная работа (письм)	0	3	[4-9]

					получение и сопоставление физических и химических свойств простых веществ d-элементов 4-ой группы. Разделение соединений циркония и гафния. Применение титана, циркония, гафния и их соединений. Природные соединения d-элементов 5-ой группы, получение, применение, физические и химические свойства простых веществ d-элементов 5-ой группы. Соединения ниобия и тантала в низких степенях окисления. Подготовка к лабораторной работе.					
13	d-элементы VI группы. Хром, молибден, вольфрам.	2	2	4	Сравнение химических и физических свойств простых веществ d-элементов 6-ой группы. Их получение из природных соединений и применение. Сопоставление строения и свойств высших оксидов ЭО ₃ и кислот Н ₂ ЭО ₄ . Комплексные соединения d-элементов 6-ой группы. Подготовка к лабораторной работе.	5	Коллоквиум, письменные домашние задания (конспект), подготовка и выполнение лабораторной работы; контрольная работа (письм)	0	3	[1-6, 8-13]
14	d-элементы VII	2	2	4	Природные соединения,	5	Коллоквиум,	0	3	[1-8]

	группы. Марганец, технеций, рений.				получение, физические, химические свойства и применение простых веществ d-элементов 7-ой группы. Сопоставление свойств соединений марганца с различными степенями окисления. Подготовка к лабораторной работе.		письменные домашние задания (конспект), подготовка и выполнение лабораторной работы; контрольная работа (письм)			
15	d-элементы VIII группы. Железо, кобальт, никель.	2	2	4	Сопоставление строения и химических свойств соединений Fe, Co, Ni со степенью окисления II и III. Сравнение строения и свойств комплексных (цианиды, аммиакаты, галогениды) соединений железа, кобальта, никеля. Подготовка к лабораторной работе.	5	Коллоквиум, письменные домашние задания (конспект), подготовка и выполнение лабораторной работы; контрольная работа (письм)	0	3	[1-11]
16	d-элементы I группы. Медь, серебро, золото.	2	2	4	Природные соединения, получение, применение, физические и химические свойства, простых веществ d-элементов 1-ой группы. Сопоставление строения и свойств однотипных соединений (оксиды, гидроксиды, галогениды) s-элементов и d-элементов 1-ой группы. Взаимодействие металлов с	5	Коллоквиум, письменные домашние задания (конспект), подготовка и выполнение лабораторной работы; контрольная работа (письм)	0	3	[1-5]

					кислородом, галогенами, азотом, водородом, серой, отношение к растворам цианидов, кислот-окислителей. Соединения меди. Соединения Cu(I): оксид, соли; диспропорционирование солей в водных растворах. Соединения Cu(II): соли, КС. Соединения Cu(III) и Cu(IV). Соединения серебра. Соединения Ag(I): оксид, соли, КС, О-В свойства. Соединения Ag(II) и Ag(III). Соединения золота. Соединения Au(I): соли, КС; диспропорционирование. Соединения Au(III): оксид, гидроксид, КС. Соединения Au(V). Подготовка к лабораторной работе.					
17	d-элементы II группы. Цинк, кадмий, ртуть.	2	2	4	Природные соединения, получение, применение, физические и химические свойства цинка, кадмия, ртути. Сравнение строения и свойств оксидов, гидроксидов и галогенидов d-элементов 2-ой группы. Взаимодействие металлов с растворами кислот и щелочей. Соединения Zn и Cd. Сравнение К-О свойств оксидов	5	Коллоквиум, письменные домашние задания (конспект), подготовка и выполнение лабораторной работы; контрольная работа (письм)	0	4	[1-5]

					и гидроксидов. Общие свойства соединений Zn и Cd: растворимые и нерастворимые в воде соли, КС. Различие свойств галогенидов цинка и кадмия. Аутокомплексы кадмия. Соединения Hg. Амальгамы. Соединения Hg(II): оксид, соли (сильные и слабые электролиты). Соединения Hg(I): соли, реакции диспропорционирования и смещение равновесия диспропорционирования добавлением различных реагентов. Примеры О-В реакций в химии ртути. Действие аммиака на соединения Hg(II) и Hg(I). Подготовка к лабораторной работе.					
18		2-ая РУБЕЖНАЯ АТТЕСТАЦИОННАЯ КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА (КОМПЬЮТЕРНЫЙ ТЕСТ) 25 баллов						0	25	[1-13]
Итого:		34	34	68		80		0	100	

6. Образовательные технологии

Традиционные лекции и практические (семинарские) занятия с использованием современных интерактивных технологий. Лекции с использованием мультимедийных презентаций, лекции-беседы, лекции-диалоги, эвристические лекции, лекции-визуализации, практические занятия, самостоятельная работа студентов, компьютерное тестирование.

Лекция-диалог – содержание подается через серию вопросов, на которые студент должен отвечать непосредственно в ходе лекции.

Лабораторное занятие - форма учебного занятия, при которой студент под руководством преподавателя проводит естественные или имитационные эксперименты или опыты с целью подтверждения отдельных теоретических положений определенной учебной дисциплины, приобретает практические навыки работы с лабораторным оборудованием, оборудованием, вычислительной техникой, измерительной аппаратурой, методикой экспериментальных исследований. Лабораторные занятия не только закрепляют теоретические знания, но и позволяют студенту глубоко изучать механизм применения этих знаний, овладевать важным для специалиста умением интеллектуального проникновения в те естественно-технические или производственные процессы, которые исследуют на лабораторном занятии. Под влиянием этой формы занятий студентов часто возникают новые идеи научного и технического характера, которые используются в курсовых, квалификационных, дипломных работах. Лабораторные занятия в значительной степени обеспечивают отработку умений и навыков принятия практических решений в реальных условиях производства.

Лабораторные занятия не только закрепляют теоретические знания, но и позволяют студенту глубоко изучать механизм применения этих знаний, овладевать важным для специалиста умением интеллектуального проникновения в те естественно-технические или производственные процессы, которые исследуют на лабораторном занятии. Под влиянием этой формы занятий студентов часто возникают новые идеи научного и технического характера, которые используются в курсовых, квалификационных, дипломных работах. Лабораторные занятия в значительной степени обеспечивают отработку умений и навыков принятия практических решений в реальных условиях производства.

Перечень тем лабораторных занятий определяется рабочей программой учебной дисциплины. Количество студентов на таких занятиях не превышает половины академической группы. Приступая к работе в лаборатории, студенту следует знать, что любое несоблюдение расписания занятий и дисциплины будет считаться нарушением его служебных обязанностей. Преподаватель, который впервые встречается со студентами на вводном занятии, должен ознакомить их с общими правилами работы в лаборатории, которые они обязаны неукоснительно выполнять.

Презентации на основе современных мультимедийных средств - самый эффективный способ донесения важной информации при публичных выступлениях. Слайд-презентации с использованием мультимедийного оборудования позволяют эффективно и наглядно представить содержание изучаемого материала, выделить и проиллюстрировать сообщение, которое несет поучительную информацию, показать ее ключевые содержательные пункты. Использование

интерактивных элементов позволяет усилить эффективность публичных выступлений, являющихся частью профессиональной деятельности преподавателя.

Онлайн-семинар – разновидность веб-конференции, проведение онлайн-встреч или презентаций через Интернет в режиме реального времени. Каждый из участников находится у своего компьютера (средства связи), а связь между ними поддерживается через Интернет посредством загружаемого приложения, установленного на компьютере каждого участника (Zoom, Meet, Skype и др.).

Видеоконференция – сеанс видеоконференцсвязи (ВКС) – это технология интерактивного взаимодействия двух и более участников образовательного процесса для обмена информацией в реальном режиме времени.

Используются интерактивные методы обучения: ситуационные задачи, исследовательский метод обучения, деловые игры, подготовка и публичная защита рефератов. Используются рейтинговая технология, технологии дистанционного обучения.

Используются интерактивные методы обучения: ситуационные задачи, исследовательский метод обучения, деловые игры, подготовка и публичная защита рефератов.

Технология электронного обучения (реализуется при помощи электронной информационно-образовательной среды (ЭИОС) СОГУ при использовании ресурсов ЭБС, при проведении автоматизированного компьютерного тестирования и т. д.).

Используются балльно-рейтинговая система оценки знаний, технологии с применением дистанционного обучения на платформе <http://lms.nosu.ru/>.

Примечания:

- Все виды учебной работы могут проводиться дистанционно на основе локальных нормативных актов.

- В целях реализации индивидуального подхода к обучению студентов, осуществляющих учебный процесс по индивидуальной траектории в рамках индивидуального рабочего плана, изучение данной дисциплины может осуществляться через индивидуальные консультации преподавателя очно, в часы консультаций, по электронной почте, а также с использованием Cisco Webex Meetings, платформы дистанционного обучения Moodle, личный кабинет студента на портале СОГУ, других элементов ЭИОС СОГУ.

№/п.	Тема	Вид занятия	Количество часов	Активные формы	Интерактивные формы
1	Важнейшие классы неорганических соединений. Оксиды, кислоты, основания, соли.	Лекция Практическое Лабораторное	2 2 4	Лекция в диалоговом режиме	Исследовательский метод обучения Выполнение цепочек химических превращений. Сайт дистанционного обучения (ДО) СОГУ на площадке системы «MOODLE» по ссылке: http://lms.nosu.ru/
2	Водород. Пероксид водорода.	Лекция Практическое	2 2	Поисковая лабораторная работа	Метод работы в малых группах

		Лабораторное	4		
3	p-элементы VII группы.	Лекция Практическое Лабораторное	2 2 4	Решение расчетных задач, выполнение химических упражнений, письменная контрольная работа	Семинар в диалоговом режиме; Сайт ДО СОГУ на площадке системы «MOODLE» по ссылке: http://lms.nosu.ru/
4	p-элементы VI группы. Кислород. Сера.	Лекция Практическое Лабораторное	2 2 4	Решение расчетных задач, выполнение химических упражнений, письменная контрольная работа	Исследовательский метод обучения (Выполнение индивидуальных письменных заданий)
5	p-элементы V группы. Азот.	Лекция Практическое Лабораторное	2 2 4	Лекция-беседа, лекция в диалоговом режиме	Интерактивная лекция с применением видео- и аудиоматериалов
6	p-элементы V группы. Фосфор. Мышьяк. Сурьма. Висмут.	Лекция Практическое Лабораторное	2 2 8	Лекция-беседа, лекция в диалоговом режиме; Поисковая лабораторная работа Решение задач	Метод работы в малых группах, разноуровневые письменные задания Сайт ДО СОГУ на площадке системы «MOODLE» по ссылке: http://lms.nosu.ru/
7	p-элементы IV группы. Углерод. Кремний. Олово. Свинец.	Лекция Практическое Лабораторное	2 2 4	Поисковая лабораторная работа	Метод работы в малых группах
8	p-элементы III группы.	Лекция Практическое Лабораторное	2 2 4	Поисковая лабораторная работа	Исследовательский метод обучения (Выполнение индивидуальных письменных заданий)
9	s-элементы I, II групп.	Лекция Практическое Лабораторное	2 2 4	Лекция-беседа, лекция в диалоговом режиме; Поисковая лабораторная работа Решение задач	Метод работы в малых группах, разноуровневые письменные задания Сайт ДО СОГУ на площадке системы «MOODLE» по ссылке: http://lms.nosu.ru/
10	d- и f-элементы III группы.	Лекция Практическое Лабораторное	2 2 4	Лекция-беседа, лекция в диалоговом режиме; Поисковая лабораторная работа Решение задач	Исследовательский метод обучения (Выполнение индивидуальных письменных заданий)
11	d-элементы IV группы.	Лекция Практическое Лабораторное	2 2 4	Лекция-беседа, лекция в диалоговом режиме; Поисковая лабораторная	Метод работы в малых группах, разноуровневые письменные задания

				работа Решение задач	
12	d–элементы V группы.	Лекция Практическое Лабораторное	2 2 4	Лекция-беседа, лекция в диалоговом режиме; Поисковая лабораторная работа Решение задач	Интерактивная лекция с применением видео- и аудиоматериалов; Метод работы в малых группах, разноуровневые письменные задания
13	d–элементы VI группы. Хром.	Лекция Практическое Лабораторное	2 2 4	Лекция-беседа, лекция в диалоговом режиме; Поисковая лабораторная работа Решение задач	Исследовательский метод обучения (Выполнение индивидуальных разноуровневых письменных заданий)
14	d–элементы VII группы. Марганец.	Лекция Практическое Лабораторное	2 2 4	Лекция-беседа, лекция в диалоговом режиме; Поисковая лабораторная работа Решение задач	интерактивная лекция с применением видео- и аудиоматериалов; Метод работы в малых группах, разноуровневые письменные задания
15	d–элементы VIII группы.	Лекция Практическое Лабораторное	2 2 4	Лекция-беседа, лекция в диалоговом режиме; Поисковая лабораторная работа Решение задач	Исследовательский метод обучения (Выполнение индивидуальных письменных заданий)
16	d–элементы I- II групп.	Лекция Практическое Лабораторное	2 2 4	Лекция-беседа, лекция в диалоговом режиме; Поисковая лабораторная работа Решение задач	Исследовательский метод обучения (Выполнение индивидуальных письменных заданий)
17	p–элементы VIII группы. Благородные газы.	Лекция Практическое	2 2	Лекция-беседа, лекция в диалоговом режиме; Решение задач	интерактивная лекция с применением видео- и аудиоматериалов
18	Рубежные аттестационные контрольные работы	Компьютерное тестирование	2	Компьютерное тестирование; Решение задач	Исследовательский метод обучения (Выполнение индивидуальных письменных заданий)

7. Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы

Самостоятельная работа обучающихся является одним из видов учебных занятий. Самостоятельная работа проводится с целью:

- систематизации и закрепления полученных теоретических знаний и практических умений обучающихся студентов;
- углубления и расширения теоретических знаний;

– формирования умений использовать нормативную, правовую, справочную документацию и специальную литературу;

- формирования самостоятельности мышления, способностей к саморазвитию, самосовершенствованию и самореализации;

– развития исследовательских умений.

Самостоятельная работа обучающихся осуществляется на протяжении изучения всей дисциплины в соответствии с утвержденной в учебном плане трудоемкостью и состоит из:

- работы студентов с лекционными материалами, поиска и анализа литературы и электронных источников информации по заданной теме;

- выполнения заданий для самостоятельной работы в ЭИОС СОГУ;

- изучения теоретического и статистического материала для подготовки к семинарским занятиям;

- подготовки к экзамену.

Самостоятельная работа студентов проводится в виде письменных домашних заданий (в том числе, разноуровневых заданий), подготовки конспектов по темам практических занятий. Студенты письменно выполняют задания для самостоятельной работы, пользуясь теоретическим материалом (лекции, учебная литература и интернет-ресурсы по данной теме), после чего проводится обсуждение данной темы под руководством преподавателя.

Вопросы, выносимые на самостоятельное изучение, а также учебная литература и методический материал по организации самостоятельной работы студентов отражены в Учебно-методической карте дисциплины «Неорганическая химия» (Табл. 5.1.), а также на сайте дистанционного обучения СОГУ площадка системы «MOODLE» по ссылке: <http://lms.nosu.ru/>.

По каждой из тем для самостоятельного изучения, приведенных в рабочей программе, студентам следует сначала прочитать рекомендованную литературу и при необходимости составить краткий конспект основных положений, терминов, сведений, требующих запоминания и являющихся основополагающими в этой теме.

При подготовке заданий по самостоятельной работе студентам необходимо ориентироваться на конспекты лекций, рекомендуемую литературу.

Для расширения знаний по дисциплине рекомендуется использовать Интернет-ресурсы:

проводить поиск в различных системах, таких как общие поисковые системы: www.yandex.ru, www.google.ru, а также специальные поисковые системы: www.chem.msu.su, www.chemnavigator.hotbox.ru.

Задания для самостоятельной работы студентов по дисциплине «Неорганическая химия»

Самостоятельная работа студентов, предусмотренная учебным планом, должна соответствовать более глубокому усвоению изучаемого курса, формировать навыки исследовательской работы и ориентировать студентов на умение применять теоретические знания на практике.

Задания для самостоятельной работы составляются по разделам и темам, по которым не предусмотрены аудиторские занятия, либо требуется дополнительно проработать и проанализировать рассматриваемый преподавателем материал в объеме запланированных часов.

Задания по самостоятельной работе по дисциплине могут быть следующих видов:

- конспектирование первоисточников и другой учебной литературы;

- проработка учебного материала (по конспектам лекций учебной и научной литературе) и подготовка докладов на семинарах и практических занятиях, к участию в тематических дискуссиях и деловых играх;
- выполнение контрольных работ, творческих (проектных) заданий;
- решение задач, выполнение химических упражнений;
- работа с тестами и вопросами для самопроверки;
- моделирование и/или анализ конкретных проблемных ситуаций;
- анализ статистических и фактических материалов, составление выводов на основе проведенного анализа и т.д.

Результаты самостоятельной работы контролируются преподавателем и учитываются при аттестации студента (экзамен). При этом проводятся: тестирование, экспресс-опрос на семинарских и практических занятиях, заслушивание докладов, проверка письменных работ и т.д.

Самостоятельная работа студентов включает выполнение домашних заданий к каждому лабораторному и практическому занятию. Задания содержат устную подготовку по теоретическим вопросам, выполнение химических упражнений, решение задач по физической и коллоидной химии.

Для подготовки к занятиям студенты пользуются учебниками и учебными пособиями, указанными в списке рекомендованной литературы, а также интернет-источниками. Все методические материалы представлены в системе дистанционного обучения СОГУ (Сайт ДО СОГУ на площадке системы «MOODLE» по ссылке: <http://lms.nosu.ru/>).

Методические рекомендации по использованию информационно-коммуникативных технологий обучения

Для изучения лекционного материала дисциплины применяются аудиовизуальные (мультимедийные) технологии, которые не отрицают традиционные, проверенные временем методы преподавания, но, при этом, они повышают наглядность, информативность, оперативность в подаче информации, позволяют экономить время занятий.

Каждое практическое (семинарское) занятие имеет свою особую форму проведения, свою методологическую специфику, что позволяет развивать у студентов различные как общекультурные, так и профессиональные компетенции. Постановка проблемы, разбор актуальных конкретных и гипотетических ситуаций, создание атмосферы диалога между преподавателем и группой позволяет работать индивидуально и в малых группах, коллективно обсуждать определенный тематический материал, а также инициировать самостоятельную работу студентов. При осмыслении содержания вопросов практических занятий преследуется цель соблюдать преемственность в профессиональном и в творческом развитии студентов.

Контроль самостоятельной работы студентов призван сделать процесс обучения более целостным и органичным. Его задача не оставить без внимания даже, на первый взгляд, малозначительные вопросы.

Компьютерное тестирование позволяет осуществлять итоговый контроль знаний студентов. Тестовый материал включает в себя содержание вопросов по каждому из обозначенных программой разделов.

Каждый вопрос предполагает несколько вариантов ответов, среди которых имеются абсолютно неверный, правильный и в большей или меньшей степени раскрывающий суть вопроса. В процессе компьютерного тестирования задача студентов определяется как выбор

правильного ответа из многообразия вариантов. В тестовых заданиях есть вопросы на соответствие. В процессе компьютерного тестирования, задача студента определяется как выбор правильного ответа из многообразия вариантов.

Вопросы и темы, отводимые на выполнение самостоятельной работы по дисциплине, а также критерии оценивания по каждому виду работы содержатся в разделе 5 РПД.

Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины

Вид учебных занятий	Организация деятельности студента
Лекция	Посещение лекционных занятий и конспектирование лекционного материала является недостаточным условием для успешного усвоения дисциплины. Студенту необходимо систематически работать с учебной и методической литературой, рекомендуемой по каждому разделу лектором, дополняя конспект лекций необходимыми пояснениями, уточнениями и терминами по изучаемой теме. Необходимо писать конспекты лекций: кратко, схематично. Последовательно фиксировать основные положения, выводы, формулировки, обобщения; пометать важные мысли, выделять ключевые слова, термины. Проверять термины, понятий с помощью энциклопедий, словарей, справочников с выписыванием толкований в тетрадь. Обозначить вопросы, термины, материал, который вызывает трудности, пометить и попытаться найти ответ в рекомендуемой литературе. Если самостоятельно не удастся разобраться в материале, необходимо сформулировать вопрос и задать преподавателю на консультации, на практическом занятии.
Лабораторное занятие	Лабораторные занятия направлены на формирование практических умений, связанных с организацией активного взаимодействия участников образовательного процесса по изучению материала, закрепление практических навыков для решения профессиональных задач. При подготовке к занятиям необходимо повторить лекционный материал по изучаемой теме, изучить материал, рекомендованный преподавателем по спискам литературы. Подготовка к лабораторным занятиям преследует две основные цели: первое - повторение изученного материала. Для этого используются конспекты лекций, рекомендованная 15 основная и дополнительная литература; второе - углубление знаний по теме. Лабораторные занятия служат для закрепления теоретических основ, излагаемых в лекциях, получения практических навыков решения профессиональных задач. Они проходят с использованием стендов, методических указаний, учебно-наглядных пособий, в которых отражен необходимый минимум задач для освоения разделов и тем дисциплины. Завершающей частью лабораторной работы является оформление в рабочей тетради отчета. Содержание отчета определяется темой занятия и может включать в себя вопросы различного характера. Так при проведении лабораторной работы в состав отчета могут входить: краткое описание методики выполнения работы; схема лабораторной установки; необходимые расчеты по обработке

	полученной информации; анализ полученных данных и общее заключение (выводы). Дополнительные и индивидуальные требования изложены в методических пособиях к каждой лабораторной работе
Коллоквиум	Коллоквиумы направлены на углубление теоретических знаний, формирование практических умений и компетенций обучающихся, предусмотренных программой дисциплины. При подготовке к коллоквиуму необходимо повторить лекционный материал по изучаемой теме, изучить материал, рекомендованный преподавателем по спискам литературы. В процессе занятий обращать внимание на практическое применение теории и на методику решения типовых задач профессиональной деятельности.
Письменные домашние задания (конспект)	<p>Знакомство с основной и дополнительной литературой, включая справочные издания, зарубежные источники, конспект основных положений, терминов, сведений, требующих запоминания и являющихся основополагающими в этой теме. Составление конспектов по прочитанным литературным источникам и др.</p> <p>При подготовке к занятию необходимо ориентироваться на конспекты лекций, рекомендуемую литературу.</p> <p>По каждой из тем для самостоятельного изучения, приведенных в рабочей программе, следует сначала прочитать рекомендованную литературу и при необходимости составить краткий конспект основных положений, терминов, сведений, требующих запоминания и являющихся основополагающими в этой теме.</p> <p>Для расширения знаний по дисциплине рекомендуется использовать Интернет-ресурсы:</p> <p>проводить поиск в различных системах, таких как общие поисковые системы: www.yandex.ru, www.google.ru, а также специальные поисковые системы: www.chem.msu.su, www.chemnavigator.hotbox.ru.</p>
Контрольная работа (письменная)	Цель контрольной работы - проверка развития навыков, усвоения и закрепления материала, полученных при изучении дисциплины, и выполняется студентами заочного обучения. Работа выполняется по индивидуальным заданиям машинописным или рукописным текстом. Работа дает возможность установить степень усвоения материала и умение применять знания, полученные при изучении дисциплины. Работа способствует овладению материалом, прививает навыки в самостоятельном решении практических вопросов и в работе с литературой.
Экзамен (устный)	Оценка ответа на экзамене проводится в соответствии с Положением о балльно - рейтинговой системе оценки знаний студентов СОГУ.

8. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости, рубежной аттестации и промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины.

Для проведения текущего и итогового контроля используются следующие оценочные средства: ответы на вопросы (коллоквиумы), подготовка и выполнение лабораторных работ, письменные домашние задания по вопросам, тестовые задания, письменные контрольные работы.

Виды контроля.

Рабочая программа предполагает текущий и промежуточный контроль знаний.

Текущий контроль – это непрерывно осуществляемый мониторинг уровня усвоения знаний и формирования умений и навыков в течение семестра или учебного года. Текущий контроль знаний, умений и навыков студентов осуществляется в ходе учебных (аудиторных) занятий, проводимых по расписанию. Формами текущего контроля выступают опросы на семинарских и практических занятиях, а также короткие (до 15 мин.) задания, выполняемые студентами в начале лекции с целью проверки наличия знаний, необходимых для усвоения нового материала или в конце лекции для выяснения степени усвоения изложенного материала.

Рубежный контроль осуществляется по более или менее самостоятельным разделам – учебным модулям курса и проводится по окончании изучения материала модуля в заранее установленное время. Рубежный контроль проводится с целью определения качества усвоения материала учебного модуля в целом. В течение семестра проводится два таких контрольных мероприятия по графику.

Форма проведения итогового экзамена – устная. Результирующая экзаменационная оценка определяется в соответствии с Положением СОГУ о балльно-рейтинговой системе оценки знаний студентов.

БАЛЛЬНАЯ СТРУКТУРА ОЦЕНКИ.

Форма контроля	Мин. кол-во баллов	Макс. кол-во баллов
Текущая оценка студента в течение 1-8 недели состоит из: <ul style="list-style-type: none">Выполнение письменных домашних заданий по темам занятий и самостоятельной работы (конспектов) – <u>9 б</u>Подготовка и ответы на практических занятиях (коллоквиумы) – <u>1 б • 8 = 8 б</u>Подготовка и выполнение лабораторных работ - <u>1 б • 8 = 8 б</u>	0	25
1-я рубежная письменная контрольная работа	0	25
Текущая оценка студента в течение 10-17 недели состоит из: <ul style="list-style-type: none">Выполнение письменных домашних заданий по темам занятий и самостоятельной работы (конспектов) – <u>9 б</u>Подготовка и ответы на практических занятиях (коллоквиумы) – <u>1 б • 8 = 8 б</u>Подготовка и выполнение лабораторных работ - <u>1 б • 8 = 8 б</u>	0	25
2-я рубежная письменная контрольная работа	0	25
Итого	0	100

8.1. Практические (семинарские) занятия

Практические (семинарские) занятия призваны научить студента самостоятельно изучать и анализировать учебный материал.

Целью семинаров для студентов является: 1) знакомство с базовыми понятиями курса; 2) приобретение навыков анализа учебного материала; 3) выработка умения самостоятельно и критически подходить к изучаемому материалу; 4) формирование навыков устного выступления и участия в дискуссиях; 5) подготовка и защита рефератов по изучаемым темам.

Задачей практических (семинарских) занятий является знакомство с основной и дополнительной литературой, включая справочные издания, конспект основных положений, терминов, сведений, требующих запоминания и являющихся основополагающими в этой теме, выполнение индивидуальных заданий (подготовка ответов на вопросы практического занятия, составление уравнений реакций, решение задач).

Задания для практических (семинарских) занятий

ПРАКТИЧЕСКОЕ (СЕМИНАРСКОЕ) ЗАНЯТИЕ № 1: «Важнейшие классы неорганических соединений. Оксиды, кислоты, основания, соли». (2 часа)

Вопросы для подготовки (коллоквиум):

1. Важнейшие классы неорганических соединений. Понятия оксида, кислоты, основания и соли с точки зрения теории электролитической диссоциации.
2. Оксиды: определение, классификация, номенклатура, общие методы получения и химические свойства.
3. Основания: определение, классификация, номенклатура, общие методы получения и химические свойства.
4. Кислоты: определение, классификация, номенклатура, общие методы получения и химические свойства.
5. Соли: определение, классификация, номенклатура, общие методы получения и химические свойства.
6. Генетическая связь между классами неорганических соединений.

Письменное домашнее задание (упражнения):

1. Какие из перечисленных веществ реагируют с гидроксидом калия: $Mg(OH)_2$, $Al(OH)_3$, ZnO , $Ba(OH)_2$, $Fe(OH)_3$? Написать уравнения соответствующих реакций.
2. Какие из указанных соединений будут попарно взаимодействовать: P_2O_5 , $NaOH$, ZnO , $AgNO_3$, Na_2CO_3 , KCl , $Cr(OH)_3$, H_2SO_4 ? Составить уравнения реакций.
3. Составить уравнения реакций получения всеми возможными способами следующих солей: сульфат меди(II), нитрат натрия, карбонат кальция.
4. Изменяя соотношения реагирующих веществ $Ca(OH)_2$ и H_3PO_4 написать уравнения реакций получения кислых, основной и средней солей. Осуществить превращения между этими солями: а) кислая соль средняя соль, б) основная соль средняя соль, в) кислая соль кислая соль.
5. Составить уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
а) $Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe \rightarrow FeCl_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3$;
б) $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2$;
в) $Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow Cu \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu(NO_3)_2$.

ПРАКТИЧЕСКОЕ (СЕМИНАРСКОЕ) ЗАНЯТИЕ № 2: «Водород, кислород. Пероксид водорода». (2 часа)

Вопросы для подготовки (коллоквиум):

1. Водород. Нахождение в природе. Получение, свойства и применение водорода; физические и химические свойства. Особое положение водорода в Периодической системе элементов. Изотопы водорода; Строение и свойства иона гидроксония H_3O^+ . Ион H^- и основные типы гидридов.
2. Кислород (общая характеристика, строение, способы получения, физические и химические свойства). Оксиды. Озон (получение, строение, свойства и применение). Озоныды.
3. Вода (строение, аномалии физических свойств, химические свойства, окислительно-восстановительные свойства). Аквакомплексы и кристаллогидраты.
4. Пероксид водорода (строение, методы получения, кислотные и окислительно-восстановительные свойства). Пероксиды и их свойства. Применение кислорода и пероксида водорода на практике.

Письменное домашнее задание (упражнения):

1. Объясните сравнительно низкую активность молекулярного водорода и высокую восстановительную активность водорода «в момент выделения».
2. Приведите примеры гидридов, получаемых: а) соединением металла с водородом, б) косвенным путем.
3. Какие свойства проявляет пероксид водорода в окислительно–восстановительных реакциях? Указать степень окисления кислорода в этом соединении. Написать уравнения реакций:
а) перманганата калия с пероксидом водорода в нейтральной среде;
б) сульфата хрома(III) с пероксидом водорода в щелочной среде.
в) пероксида водорода с хроматом натрия в нейтральной среде;
г) пероксида водорода с иодидом калия в кислой среде.
Уравнять ионно–электронным методом.
4. Какие свойства проявляет пероксид натрия в окислительно–восстановительных реакциях? Указать степень окисления кислорода в этом соединении. Написать уравнения реакции перманганата калия с пероксидом натрия в кислой среде.

ПРАКТИЧЕСКОЕ (СЕМИНАРСКОЕ) ЗАНЯТИЕ № 3: «p- элементы VII группы». (2 часа)

Вопросы для подготовки (коллоквиум):

1. Закономерности в изменении электронной конфигурации, величин радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности, характерных степеней окисления атомов. Различие энергии $3s-3p$, $4s-4p$ и $5s-5p$ атомных орбиталей.
2. Особенности фтора. Свойства галогенов, межмолекулярные взаимодействия и физические свойства простых веществ. Получение простых веществ. Применение галогенов. Химические свойства простых веществ, в том числе взаимодействие галогенов с водой: растворение, сольватация и клатратообразование, гетеролитическое разложение. Физические свойства (энергия диссоциации, дипольный момент, температура плавления, кипения) галогеноводородов. Способы получения. Закономерности в изменении кислотных и восстановительных свойств галогеноводородных кислот (HF). Автопротолиз HF .
3. Межгалогенные соединения (МГС). Строение молекул в приближении метода валентных связей (МВС). Аналогия в химических свойствах МГС и галогенов: взаимодействие с водой, окисление металлов, автоионизация. Применение МГС.
4. Кислородные соединения галогенов. Закономерности в строении и свойствах оксидов. Способы получения. Изменение строения и свойств в ряду $\text{HFO}-\text{HFO}_2-\text{HFO}_3-\text{HFO}_4$: термическая устойчивость, окислительные, кислотно-основные свойства.
5. Сопоставление устойчивости и окислительных свойств кислородных кислот галогенов. Порядок взаимного вытеснения галогенов из галогеноводородных, кислородосодержащих кислот и их солей.

Письменное домашнее задание (упражнения):

1. Кислородсодержащие кислоты хлора. Дать названия кислот и соответствующих солей по международной номенклатуре. Написать уравнение реакции гипохлорита натрия с нитратом свинца в нейтральной среде. Уравнять ионно–электронным методом.
2. Кислородсодержащие кислоты брома. Дать названия кислот и соответствующих солей по международной номенклатуре. Написать уравнение реакции бромата калия с сульфидом калия в сернокислой среде. Уравнять ионно–электронным методом.
3. Кислородсодержащие кислоты иода. Дать названия кислот и соответствующих солей по международной номенклатуре. Написать уравнение реакции иодата калия с иодидом калия в сернокислой среде. Уравнять ионно–электронным методом.
4. Объяснить характер изменения силы кислот в ряду $\text{HClO}—\text{HClO}_2—\text{HClO}_3—\text{HClO}_4$. Дать названия этим кислотам. Как получают хлорат калия и где его применяют? Написать уравнения реакции хлората калия с иодом в сернокислой среде.
5. Объяснить характер изменения устойчивости, силы кислот и окислительной активности в ряду $\text{HClO}—\text{HClO}_2—\text{HClO}_3—\text{HClO}_4$. В каких средах проявляют окислительные свойства: а) гипохлориты; б) хлораты? Написать уравнения реакции бромата калия с бромидом калия в сернокислой среде и уравнять ионно–электронным методом.
6. Объяснить изменение силы кислот в ряду $\text{HF}—\text{HCl}—\text{HBr}—\text{HI}$. Как и почему изменяются термическая устойчивость и восстановительная активность в ряду $\text{HF}—\text{HCl}—\text{HBr}—\text{HI}$?
7. Написать уравнение реакции кристаллического иодида натрия с концентрированной серной кислотой.
8. Получение хлора, брома и иода в лаборатории. Какую роль играют хлор, бром и иод в окислительно–восстановительных реакциях? Написать уравнения реакций:
 - а) хлора с раствором щелочи при нагревании; б) хлора с раствором иода;
 - в) иода с хлорноватой кислотой.
9. Объяснить изменение окислительно–восстановительных свойств в ряду $\text{F}_2—\text{Cl}_2—\text{Br}_2—\text{I}_2$.
Написать уравнение реакции иода с бромом в водном растворе.
10. Закончить уравнения следующих реакций. Коэффициенты в окислительно–восстановительных реакциях, протекающих в водных растворах, расставить ионно–электронным методом:

а) $\text{KClO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$	д) $\text{KIO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$	и) $\text{KBr} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
б) $\text{KClO}_3 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$	е) $\text{FeCl}_3 + \text{KI} =$	и) $\text{PbO}_2 + \text{HCl}(\text{конц.}) =$
в) $\text{Cl}_2 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} =$	ж) $\text{MnSO}_4 + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O} =$	к) $\text{I}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{NaOH} =$
г) $\text{Cl}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 =$	з) $\text{I}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 =$	

ПРАКТИЧЕСКОЕ (СЕМИНАРСКОЕ) ЗАНЯТИЕ № 4: «p – элементы VI группы». (2 часа)

Вопросы для подготовки (коллоквиум):

1. Закономерности в изменении электронной конфигурации, величин радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону, характерных степеней окисления, электроотрицательности и координационных чисел атомов p –элементов VI группы.
2. Закономерности в изменении физических свойств простых веществ: энергия кристаллической решетки, температура фазовых превращений. Получение простых веществ из природных соединений. Применение халькогенов и их соединений.
3. Водородные соединения. Параметры молекул $\text{H}_2\text{Э}$ (длина и энергия связи, валентный угол), закономерности изменения физических свойств (дипольный момент, энергия диссоциации, температура

фазовых переходов). Закономерности в изменении кислотных и восстановительных свойств халькогеноводородов.

4. Соединения халькогенов с кислородом. Сопоставление строения и свойств оксидов ЭO_2 и ЭO_3 . Условия окисления SO_2 в SO_3 . Оксокислоты H_2SO_3 и H_2SO_4 : строение анионов и химические свойства.
5. Получение, строение и окислительные свойства H_2SO_4 . Термическая устойчивость сульфатов. Сопоставление силы кислот, термической устойчивости и окислительной активности оксокислот H_2SO_3 и H_2SO_4 . Особенности строения и свойств ортотеллуровой кислоты H_6TeO_6 . Многообразие кислот серы.

Письменное домашнее задание (упражнения):

1. Строение молекулы озона согласно методу валентных связей. Указать степень окисления кислорода в озоне. Написать уравнение реакции озона с иодидом калия в кислой среде.
2. Степени окисления серы в соединениях. Объяснить на основании строения атома. Какие свойства проявляет сера в окислительно–восстановительных реакциях?
3. Написать уравнения реакций серы:
 - а) с концентрированным раствором щелочи;
 - б) с концентрированной азотной кислотой.Уравнять ионно–электронным методом.
4. Объяснить характер изменения силы кислот в ряду $\text{H}_2\text{S}—\text{H}_2\text{Se}—\text{H}_2\text{Te}$. Написать уравнения реакций гидролиза сульфида натрия и селенида натрия в молекулярном и ионном виде. Какая из солей гидролизована в большей степени и почему?
5. Как и почему изменяется термическая устойчивость и восстановительная активность в ряду $\text{H}_2\text{S}—\text{H}_2\text{Se}—\text{H}_2\text{Te}$?
6. Какие свойства проявляют соединения серы(IV) в окислительно–восстановительных реакциях? Почему? Написать уравнения реакций сульфита натрия:
 - а) с дихроматом калия в сернокислой среде;
 - б) с цинком в растворе хлороводородной кислоты.Уравнять ионно–электронным методом.
7. Сопоставить кислотно–основные и окислительно–восстановительные свойства оксидов серы(IV), селена(IV) и теллура(IV). Написать уравнение реакции селенистой кислоты с оксидом серы(IV).
8. Взаимодействие разбавленной и концентрированной серной кислоты с металлами. Написать уравнения реакций разбавленной и концентрированной серной кислоты с Fe, Zn, Cu.
9. Строение, получение и свойства SOCl_2 и SO_2Cl_2 ? Назвать эти соединения. Написать уравнения реакций гидролиза этих соединений в молекулярном виде.
10. Какие степени окисления проявляет сера в тиосульфат–ионе? Привести структурную формулу тиосульфат–иона. Написать уравнения реакций тиосульфата натрия:
 - а) с разбавленной серной кислотой;
 - б) с хлором в водном растворе,
 - в) с иодом в водном растворе,
 - г) бромидом серебра с избытком тиосульфата натрия,
 - д) с избытком брома в водном растворе;
 - е) с хлороводородной кислотой.
11. Особенность строения пероксосерных кислот. Свойства пероксосерных кислот в окислительно–восстановительных реакциях? Написать уравнения реакций пероксодисерной и пероксомоносерной кислот с водой.

12. Свойства солей пероксосерных кислот в окислительно–восстановительных реакциях?
Написать уравнения реакций пероксодисульфата аммония:

- а) с раствором иодида калия;
- б) с раствором нитрита калия.

Уравнять ионно–электронным методом.

13. Закончить и уравнять ионно–электронным методом следующие реакции:

- а) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
- б) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 =$
- в) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + (\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- г) $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) + \text{Pb} =$
- д) $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) + \text{Ag} =$
- е) $\text{H}_2\text{SeO}_4 + \text{Ag} =$
- ж) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3(\text{изб.}) + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} =$
- з) $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{KI} =$
- и) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{Cl}_2(\text{изб.}) + \text{H}_2\text{O} =$
- к) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3(\text{изб.}) + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} =$

ПРАКТИЧЕСКОЕ (СЕМИНАРСКОЕ) ЗАНЯТИЕ № 5-6: «p–элементы V группы. Азот. Фосфор». (4 часа)

Вопросы для подготовки (коллоквиум):

1. Закономерности в изменении электронной конфигурации, величин радиусов, энергии ионизации атомов, сродства к электрону и электроотрицательности. Характерные степени окисления и координационные числа. Закономерности в изменении координационного числа, прочности одинарных (Э–Э), двойных (Э=Э) и тройных (Э≡Э) связей. Основные природные соединения, принципы получения из них азота, фосфора, мышьяка, сурьмы, висмута.
2. Роль соединений азота и фосфора в экологии и в биологических процессах. Применение простых веществ.
3. Строение белого, красного и черного фосфора, мышьяка, сурьмы и висмута. Закономерности в изменении физических и химических свойств простых веществ. Методы связывания молекулярного азота.
4. Строение и закономерности в изменении физических и химических свойств водородных соединений ЭН₃. Получение и свойства аммиака: автоионизация, реакции замещения, акцепторные (протолитическое взаимодействие с водой), донорные (образование аммиакатов) и восстановительные свойства. Термическая устойчивость солей аммония - фосфатов, хлоридов, сульфатов, нитратов, нитритов. Сопоставление строения и свойств аммиака NH₃ с гидроксиламина NH₂OH и гидразина N₂H₄ (кислотно-основных и окислительно-восстановительных). Строение и свойства азотистоводородной кислоты.
5. Получение, состав, строение и закономерности в изменении свойств оксидов азота: N₂O, NO, N₂O₃, NO₂, N₂O₄ и N₂O₅. Термическое разложение нитратов металлов. Получение, сопоставление строения и свойств азотистой HNO₂ и азотной HNO₃ кислот: термодинамическая устойчивость, кислотные и окислительно-восстановительные свойства водных растворов.
6. Зависимость состава продуктов взаимодействия азотной кислоты с металлами от концентрации HNO₃ и природы металла.
7. Получение, сопоставление кислотно-основных, окислительно-восстановительных свойств и термической устойчивости кислот H₃PO₂, H₃PO₃, H₃PO₄. Взаимодействие фосфорного ангидрида с водой. Полифосфорные кислоты. Орто-, пиро-, линейные и циклические мета-, полифосфаты. Взаимодействие растворимых солей H₃PO₂, H₃PO₃, H₃PO₄ с AgNO₃.

8. Особенности кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств оксосоединений мышьяка, сурьмы и висмута. Общие тенденции в изменении строения и свойств оксидов и оксокислот р- элементов 5-ой группы Периодической системы (кислотно-основных и окислительно-восстановительных).

Письменное домашнее задание (упражнения):

1. Разложение солей аммония. Написать уравнения реакций термического разложения следующих солей аммония: NH_4Cl , $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$, NH_4NO_2 , NH_4NO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Какие из этих реакций являются окислительно-восстановительными?
2. Возможные и характерные степени окисления азота. Гидразин, получение, свойства.
3. Возможные и характерные степени окисления азота. Гидроксиламин, получение, свойства. Написать уравнения реакций гидроксиламина:
 - а) с цинком в водном растворе HCl ;
 - б) с хлором в щелочной среде. Уравнять ионно-электронным методом.
4. Свойства азотистой кислоты и ее солей в окислительно-восстановительных реакциях. Написать уравнения реакций нитрита калия:
 - а) с сульфатом железа(II) в сернокислой среде;
 - б) с перманганатом калия в нейтральной среде.Уравнять ионно-электронным методом.
5. Азотная кислота. Строение молекулы, взаимодействие с металлами в зависимости от концентрации кислоты и активности металлов. Привести примеры.
6. Каков состав и механизм окислительного действия «царской водки»? Написать уравнения реакций:
 - а) концентрированной азотной кислоты с концентрированной хлороводородной кислотой;
 - б) «царской водки» с золотом.Уравнять ионно-электронным методом.
7. Оксиды азота. Написать уравнения реакций термического разложения следующих нитратов: KNO_3 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$, AgNO_3 . Соединения мышьяка и сурьмы с водородом. Получение, роль в окислительно-восстановительных реакциях? Привести примеры. Написать уравнение реакции определения мышьяка по методу Марша.
8. Охарактеризовать изменение кислотно-основных свойств в ряду $\text{HNO}_2\text{—H}_3\text{PO}_3\text{—H}_3\text{AsO}_3\text{—Sb}(\text{OH})_3\text{—Bi}(\text{OH})_3$.
9. Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде, подтверждающие амфотерные свойства $\text{Sb}(\text{OH})_3$.
10. Чем объясняется окислительно-восстановительная двойственность соединений мышьяка(III)? Написать уравнения реакций арсенита натрия:
 - а) с сульфатом меди(II) в щелочной среде;
 - б) с хлоридом олова(II) в водном растворе HCl .Уравнять ионно-электронным методом.
11. Охарактеризовать изменение характера связи в ряду $\text{NCl}_3\text{—PCl}_3\text{—AsCl}_3\text{—SbCl}_3\text{—BiCl}_3$. Написать уравнения реакций гидролиза в молекулярном и ионном виде, указать условия их протекания.
12. Сравнить окислительную активность соединений: нитрата натрия, фосфата натрия, арсената натрия, висмутата натрия. Написать уравнение реакции висмутата натрия с сульфатом марганца(II) в сернокислой среде. Уравнять ионно-электронным методом.
13. Взаимодействие мышьяка, сурьмы и висмута с кислотами. Написать уравнения реакций мышьяка, сурьмы и висмута:
 - а) с концентрированной серной кислотой при нагревании;

б) с концентрированной азотной кислотой при нагревании.

Уравнять ионно–электронным методом.

14. Какие из перечисленных сульфидов: As_2S_3 , Sb_2S_3 , Bi_2S_3 образуют тиосоли? Написать уравнения реакций получения соответствующих тиосолей.

15. Закончить уравнения следующих окислительно–восстановительных реакций (для реакций, протекающих в водных растворах, коэффициенты расставить ионно–электронным методом):

а) $\text{As} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) =$

б) $\text{K}_2\text{HPO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$

в) $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{SnCl}_2 + \text{NaOH}(\text{изб.}) =$

г) $\text{Sb} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц., горячая}) =$

д) $\text{Bi} + \text{HNO}_3(\text{конц., горячая}) =$

е) $\text{AsH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$

ж) $\text{Bi}_2\text{O}_3 + \text{KOH} + \text{KNO}_3 =$

з) $\text{HNO}_3 + \text{HCl} + \text{Pt} =$

и) $\text{KNO}_3 + \text{Zn} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} =$

к) $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{NaOH} + \text{Cl}_2 =$

ПРАКТИЧЕСКОЕ (СЕМИНАРСКОЕ) ЗАНЯТИЕ № 7: «p- элементы IV группы». (2 часа)

Вопросы для подготовки (коллоквиум):

1. Закономерности в изменении электронной конфигурации, размеров атомов, энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности, характерных степеней окисления и координационных чисел атомов.
2. Основные природные соединения, принципы получения из них углерода, кремния, германия, олова, свинца. Применение простых веществ.
3. Физические и химические свойства простых веществ: взаимодействие с разбавленными и концентрированными растворами HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , NaOH , металлами, неметаллами. Полупроводниковые свойства кремния и германия. Прочность Э–Э, Э–Н, Э–Г (Г–галоген) и Э–О связей. Фазовые диаграммы простых веществ.
4. Характерные степени окисления и координационные числа в ряду C–Si–Ge–Sn–Pb . Алмаз, графит, карбин, фуллерены — полиморфные формы углерода.
5. Водородные соединения элементов 4-ой группы. Различие в реакционной способности углеводородов и силанов.
6. Кислородные соединения p-элементов 4-ой группы. Молекулы CO и CO_2 : получение, сопоставление строения, физических и химических (взаимодействие с H_2O , металлами, окислительно–восстановительные свойства, CO и CO_2 как лиганды) свойств.
7. Карбонилы металлов. Строение и свойства H_2CO_3 . Термодинамическая устойчивость карбонатов. Строение и свойства SiO_2 . Сопоставление строения и свойств CO_2 и SiO_2 , карбонатов и силикатов. Основные типы структур силикатов.
8. Строение и свойства циановодорода, родановодорода и их производных (цианид CN^- , тиоционат (SCN^-)-ионы). Сульфиды германия, олова и свинца.
9. Закономерности в изменении строения и химических свойств оксидов и гидроксидов Ge , Sn и Pb (термодинамическая устойчивость, кислотно–основные и окислительно–восстановительные свойства).

Письменное домашнее задание (упражнения):

1. Получение и свойства оксидов углерода. Ответ подтвердить уравнениями реакций.

2. Получение и строение циановодородной кислоты. Цианиды. Ответ подтвердить уравнениями реакций.
3. Кремний. Строение атома, характерные степени окисления, химическая активность. Написать уравнения реакций:
 - а) кремния с концентрированной азотной кислотой в присутствии фтороводородной кислоты
 - б) кремния с раствором щелочи;
 - в) тетрафторида кремния с водой.
4. Получение сероуглерода и тиокарбонатов. Свойства тиоугольной кислоты.
5. Классификация карбидов металлов по типу связи. Получение карбидов. Написать уравнения реакций:
 - а) карбида кальция с водой;
 - б) карбида алюминия с раствором щелочи;
 - в) карбида алюминия с хлороводородной кислотой.
6. Как и почему изменяются термическая устойчивость и восстановительные свойства в ряду $\text{CH}_4\text{—SiH}_4\text{—GeH}_4\text{—SnH}_4$?
7. Написать уравнения реакций получения силана и его взаимодействия с раствором щелочи.
8. Как и почему изменяются кислотно-основные свойства гидроксидов в ряду C(IV)—Sn(IV) ? Написать в молекулярном и ионном виде уравнения реакций Ge(OH)_4 :
 - а) с раствором щелочи;
 - б) с хлороводородной кислотой.

ПРАКТИЧЕСКОЕ (СЕМИНАРСКОЕ) ЗАНЯТИЕ № 8: «p-элементы III группы». (2 часа)

Вопросы для подготовки (коллоквиум):

1. Закономерности в изменении электронной конфигурации, размеров атомов, энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности, характерных степеней окисления и координационных чисел атомов.
2. Основные природные соединения, принципы получения из них бора, алюминия, галлия, индия, таллия. Применение простых веществ.
3. Характерные степени окисления и координационные числа бора. Кристаллическая структура, физические и химические свойства бора. Получение, строение, свойства диборана B_2H_6 .
4. Получение, особенности строения и свойства B_2O_3 и борных кислот. Зависимость состава продуктов полимеризации оксоборатов от pH среды и концентрации.
5. Диагональное сходство бора и кремния на примере гидридов, галогенидов, оксидов и оксокислот. Сопоставление строения и свойств боратов, карбонатов и нитратов металлов.
6. Получение бора из природных соединений. Применение бора и его соединений.
7. Получение, физические и химические свойства алюминия, галлия, индия и таллия.
8. Закономерности в строении, термической устойчивости, кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений элементов в степени окисления +3: оксиды, гидроксиды, галогениды. Комплексные соединения алюминия, галлия, индия и таллия. Гидрид алюминия и алюмогидриды щелочных элементов.

Письменное домашнее задание (упражнения):

1. Получение, свойства и природа химической связи галогенидов бора. Написать уравнения реакций гидролиза BF_3 и BCl_3 .
2. Получение диборана. Природа химической связи в диборане? Написать уравнение реакции диборана с водой.
3. Борная кислота, получение, свойства. Взаимодействие борной кислоты:

- а) с избытком щелочи;
- б) с недостатком щелочи (привести уравнения реакций)
4. Качественные реакции на бор, характерные для борной кислоты и ее солей. Привести уравнения соответствующих реакций. Применение данных реакций в фармацевтическом анализе. Написать уравнения реакций гидролиза тетрабората натрия (I и II стадии).
5. Гидролиз галогенидов р-элементов III группы. Написать уравнения реакций гидролиза BCl_3 и AlCl_3 . Объяснить причину того, что гидролиз протекает по-разному.
6. Взаимодействие бора и алюминия с кислотами? Написать уравнения соответствующих реакций и расставить коэффициенты ионно-электронным методом.
7. Алюмокалиевые квасцы. Написать уравнения реакций получения квасцов, их ионизации в водном растворе и взаимодействия:
 - а) с избытком раствора щелочи;
 - б) с раствором BaCl_2 .
8. Применение алюмокалиевых квасцов в медицине.
9. Кислотно-основные свойства гидроксидов бора и алюминия, их сравнение. Написать уравнения соответствующих реакций, доказывающих эти свойства, в молекулярном и ионном виде.
10. Получение и гидролиз буры. Химические основы применения соединений бора в медицине?
11. Закончить уравнения следующих реакций. Коэффициенты в окислительно-восстановительных реакциях, протекающих в водных растворах, подобрать ионно-электронным методом:
 - а) $\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} =$
 - б) $\text{Al} + \text{KNO}_2 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} =$
 - в) $\text{Al} + \text{KNO}_3 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} =$
 - г) $\text{Al} + \text{HNO}_3$ (очень разбавл.) $=$
 - д) $\text{H}_3\text{BO}_3 + \text{KOH}$ (недост.) $=$
 - е) $\text{H}_3\text{BO}_3 + \text{KOH}$ (избыток) $=$
 - ж) $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} =$
 - з) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaOH}$ (изб.) $=$
 - и) $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] + \text{HCl}$ (изб.) $=$
 - к) с) $\text{AlCl}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} =$

ПРАКТИЧЕСКОЕ (СЕМИНАРСКОЕ) ЗАНЯТИЕ № 9: «s-элементы I, II групп». (2 часа)

Вопросы для подготовки (коллоквиум):

1. Закономерности в изменении электронных конфигураций, величин радиусов, энергий ионизации атомов.
2. Особенности лития. Энергия кристаллической решетки, физические и химические свойства простых веществ. Особенности взаимодействия щелочных металлов с водой по ряду литий — цезий.
3. Закономерности в строении и свойствах (термическая устойчивость, кислотно-основные свойства) основных типов соединений: оксидов, пероксидов, гидроксидов, карбонатов, галогенидов. Особенности комплексных соединений щелочных элементов. Получение щелочных металлов из природных соединений. Применение щелочных металлов и их соединений.

- Особенности бериллия. Получение простых веществ из природных соединений. Гидроксиды бериллия и магния: строение, кислотно-основные свойства, реакции протолиза и конденсации ионов Be (II) и Mg (II). Карбонаты бериллия и магния.
- Закономерности в строении и свойствах основных типов соединений щелочноземельных элементов: оксидов, гидроксидов, карбонатов, галогенидов.
- Диагональное сходство литий — магний; диагональное сходство бериллий — алюминий.
- Применение бериллия, магния и щелочноземельных элементов.

Письменное домашнее задание (упражнения):

- Как изменяются радиус атома, энергия ионизации, энергия гидратации и химическая активность в ряду Li – Cs? Ответ подтвердить уравнениями реакций.
- Как изменяются радиус атома, энергия ионизации, энергия гидратации и химическая активность в ряду Be – Ba? Ответ подтвердить уравнениями реакций.
- Охарактеризовать отличия свойств Be от свойств других s-элементов II группы? Объяснить причину подобных отличий. Написать уравнения реакций:
а) бериллия с раствором щелочи;
б) гидроксида бериллия с раствором щелочи.
- Как изменяются кислотно-основные свойства в ряду Be(OH)₂ — Ba(OH)₂ и почему? Написать уравнения реакций, подтверждающих амфотерные свойства Be(OH)₂ в молекулярном и ионном виде.
- Написать уравнения реакций пероксида бария:
а) с серной кислотой;
б) с раствором нитрата серебра;
в) с раствором иодида калия в присутствии хлороводородной кислоты.
- Указать, какие свойства проявляет пероксид бария в каждой реакции.
- Кусочек натрия поместили в водный раствор сульфата меди (II). При этом наблюдалось:
а) выделение газа, б) выпадение голубого осадка, в) изменение цвета осадка от голубого к черному. Напишите уравнения всех указанных реакций.
- Какие свойства гидроксида лития отличают это соединение от гидроксидов остальных щелочных металлов? Дайте объяснения на основе поляризационных представлений.
- Укажите общие свойства и различия в свойствах карбонатов и гидрокарбонатов s-элементов I и II групп (термическая устойчивость, растворимость в воде, отношение к кислотам и щелочам). Напишите уравнения соответствующих реакций. Почему NaHCO₃ существует в виде твердой соли, а Ca(HCO₃)₂ – только в растворе?

ПРАКТИЧЕСКОЕ (СЕМИНАРСКОЕ) ЗАНЯТИЕ № 10: «d-и f-элементы III группы». (2 часа)

Вопросы для подготовки (коллоквиум):

- Закономерности в изменении электронных конфигураций, радиусов, энергий ионизации, характерных степеней окисления и координационных чисел атомов.
- Редкоземельные элементы (РЗЭ). Лантанидное сжатие. Химические свойства РЗЭ. Закономерности в строении и свойствах оксидов, гидроксидов. Сходство и различие химии РЗЭ и элементов 2-ой группы.
- Редкоземельные элементы с переменной степенью окисления, особенности Ce(IV) и Eu(II). Разделение и применение РЗЭ.
- Актиний и актиниды. Закономерности в изменении электронной конфигурации, радиусов, энергий ионизации, характерных степеней окисления, координационных чисел актиния и актинидов. Подгруппы тория и берклия. Получение, физические и химические (взаимодействие с кислотами, щелочами, неметаллами) свойства простых веществ.

5. Актиниды. Их применение в технике. Характерные степени окисления. Соединения актинидов в высоких степенях окисления.

Письменное домашнее задание (упражнения):

1. Почему карбонат алюминия нельзя, а карбонаты d-элементов III группы можно получить по обменным реакциям в водном растворе? Приведите примеры двойных карбонатов РЗМ. Какое применение они находят?
2. Растворимость в воде кристаллогидратов состава $\text{Э}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$, где Э – d-элемент III группы, резко уменьшается при повышении температуры. Сделайте вывод о знаке теплового эффекта процесса растворения. Предложите объяснения.
3. Напишите уравнения реакций скандия и кальция с: а) водой, б) азотной кислотой, в) азотом, г) оксидом азота (IV). Что общего и какие отличия можно отметить в химических свойствах этих металлов?

ПРАКТИЧЕСКОЕ (СЕМИНАРСКОЕ) ЗАНЯТИЕ № 11: «d-элементы IV группы». (2 часа)

Вопросы для подготовки (коллоквиум):

1. Сопоставление электронных конфигураций, величин радиусов, энергий ионизации, характерных степеней окисления, координационных чисел атомов p-элементов и d-элементов 4-ой группы.
2. Природные соединения, получение и сопоставление физических и химических свойств простых веществ d-элементов 4-ой группы.
3. Сопоставление строения и свойств однотипных соединений в ряду Э(IV) — Э(III) — Э(II).
4. Комплексные соединения d-элементов 4-ой группы.
5. Разделение соединений циркония и гафния. Применение титана, циркония, гафния и их соединений.
- 6.

Письменное домашнее задание (упражнения):

1. Напишите уравнения 4 реакций, с помощью которых можно оксид титана (IV) перевести в растворимое состояние. В каких областях промышленности используется TiO_2 ?
2. Какое место занимает титан в ряду напряжений металлов (РНМ)? Почему химическая активность данного металла не соответствует его положению в РНМ? Напишите уравнения реакций титана с горячими концентрированными растворами серной, азотной и плавиковой кислот, а также с азотом, фосфором, углеродом и кремнием при температуре 1000 – 2000 °С.
3. Вычислив ΔH_f° и ΔG_f° , установите, какой из методов получения TiCl_4 является предпочтительным: а) взаимодействие $\text{TiO}_2(\text{к})$ с $\text{HCl}(\text{г})$, б) взаимодействие $\text{TiO}_2(\text{к})$ с $\text{Cl}_2(\text{г})$ и $\text{C}(\text{гр})$. Какое применение находит TiCl_4 в металлургии титана?

ПРАКТИЧЕСКОЕ (СЕМИНАРСКОЕ) ЗАНЯТИЕ № 12: «d-элементы V группы». (2 часа)

Вопросы для подготовки (коллоквиум):

1. Сопоставление электронных конфигураций, величин радиусов, энергий ионизации, степеней окисления, координационных чисел атомов p-элементов и d-элементов 5-ой группы.
2. Природные соединения d-элементов 5-ой группы, получение, применение, физические и химические свойства простых веществ d-элементов 5-ой группы.
3. Сопоставление строения и химических свойств катионных и анионных форм соединений ванадия (V) и фосфора (V).
4. Изополисоединения: строение, зависимость состава от pH и концентрации.
5. Сопоставление окислительно-восстановительных и кислотно-основных свойств соединений ванадия в степенях окисления II–III–IV–V.
6. Соединения ниобия и тантала в низких степенях окисления.

Письменное домашнее задание (упражнения):

1. С чем связана, как правило, низкая жаростойкость тугоплавких металлов? Как меняется жаростойкость металлов в ряду V – Nb – Ta? В каких условиях реагируют ванадий и ниобий с кислородом, водородом, азотом, галогенами? Напишите уравнения указанных реакций. Благодаря какому свойству эти металлы применяют для получения глубокого вакуума?
2. Как меняется коррозионная устойчивость в водных растворах в ряду V – Nb – Ta? В каких условиях реагирует ванадий с водой, серной кислотой, плавиковой кислотой, смесью азотной и плавиковой кислот, щелочью? Напишите уравнения указанных реакций.

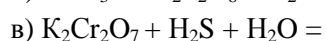
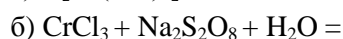
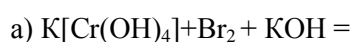
ПРАКТИЧЕСКОЕ (СЕМИНАРСКОЕ) ЗАНЯТИЕ № 13: «d-элементы VI группы». (2 часа)

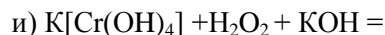
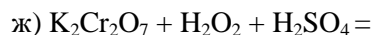
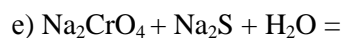
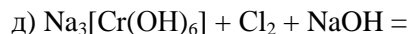
Вопросы для подготовки (коллоквиум):

1. Сопоставление электронных конфигураций, величин радиусов, энергий ионизации, характерных степеней окисления, координационных чисел атомов p-элементов и d-элементов 6-ой группы.
2. Сравнение химических и физических свойств простых веществ d - элементов 6-ой группы. Их получение из природных соединений и применение.
3. Сопоставление строения и свойств высших оксидов ЭО_3 и кислот $\text{H}_2\text{ЭО}_4$. Комплексные соединения d-элементов 6-ой группы.
4. Сопоставление кислотно-основных, окислительно-восстановительных свойств соединений хрома в ряду Cr (VI)—Cr (III)—Cr (II).

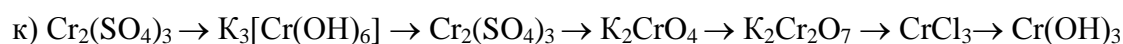
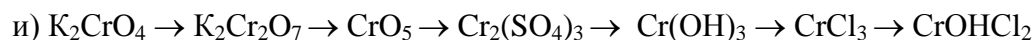
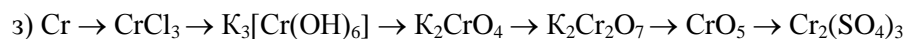
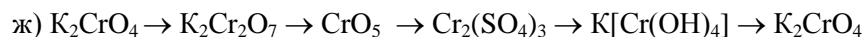
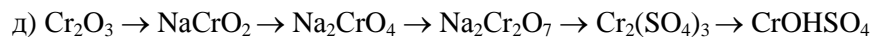
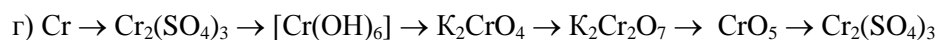
Письменное домашнее задание (упражнения):

1. Охарактеризовать положение хрома в ряду стандартных электродных потенциалов. Написать уравнения реакций хрома с разбавленными и концентрированными кислотами.
2. Охарактеризовать кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксида и гидроксида хрома(III)? Подтвердить уравнениями реакций.
3. Указать возможные и характерные степени окисления хрома в соединениях? Как изменяются кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства в ряду гидроксидов хрома с увеличением степени окисления хрома? Подтвердить уравнениями реакций.
4. Указать, какие ионы существуют в водных растворах солей хрома(III) и хрома(VI):
а) при $\text{pH} > 7$;
б) при $\text{pH} < 7$.
5. Привести примеры соответствующих соединений, назвать их. Привести уравнения реакций гидролиза в протолитическом виде.
6. Как получить пероксид хрома из дихромата калия? Какова степень окисления хрома в пероксиде хрома? Какие свойства проявляет пероксид хрома в окислительно-восстановительных реакциях? Подтвердить уравнениями реакций.
7. Закончить уравнения следующих окислительно-восстановительных реакций (для реакций, протекающих в водных растворах, коэффициенты подобрать ионно-электронным методом). Определить молярные массы эквивалентов окислителей и восстановителей в реакциях:





8. Написать уравнения реакций (с коэффициентами) для следующих превращений:



ПРАКТИЧЕСКОЕ (СЕМИНАРСКОЕ) ЗАНЯТИЕ № 14: «d-элементы VII группы». (2 часа)

Вопросы для подготовки (коллоквиум):

1. Сравнительная характеристика электронных конфигураций, величин радиусов, энергий ионизации, характерных степеней окисления и координационных чисел атомов p-элементов и d-элементов 7-ой группы.
2. Природные соединения, получение, физические, химические свойства и применение простых веществ d-элементов 7-ой группы.
3. Сопоставление свойств соединений марганца с различными степенями окисления.
4. Сравнение строения и свойств (термической устойчивости, кислотно-основных, окислительно-восстановительных) соединений Mn (VII)–Te (VII)–Re (VII).
5. Соединения рения в низких степенях окисления.

Письменное домашнее задание (упражнения):

1. Какое положение в ряду стандартных электродных потенциалов занимает Mn? Как взаимодействует Mn с кислотами, водой?
2. Как изменяются кислотно-основные свойства в ряду оксидов и гидроксидов марганца с увеличением степени окисления марганца? Написать уравнения реакций получения MnO_2 , исходя из соединений марганца:
 - а) с более высокой степенью окисления;
 - б) с более низкой степенью окисления.
 Коэффициенты подобрать ионно-электронным методом.
3. Охарактеризовать кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства MnO_2 . Ответ подтвердить уравнениями реакций.

4. Какие свойства проявляют манганаты в окислительно–восстановительных реакциях? Ответ подтвердить уравнениями реакций.
5. Как влияет pH раствора на окислительные свойства перманганатов? Ответ подтвердить уравнениями реакций, взяв в качестве восстановителей:
 - а) сульфит натрия;
 - б) иодид калия.
6. Закончить и уравнивать ионно–электронным методом следующие реакции:
 - а) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
 - б) $\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{H}_2\text{O} =$
 - в) $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
 - г) $\text{MnSO}_4 + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O} =$
 - д) $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{KOH} =$
 - е) $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
 - ж) $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O} =$
 - з) $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{KOH} =$
 - и) $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
 - к) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} =$
7. Написать уравнения реакций (с коэффициентами) для следующих превращений:
 - а) $\text{Na}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{NaMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 \rightarrow \text{HMnO}_4$
 - б) $\text{Mn} \rightarrow \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 \rightarrow \text{Mn}$
 - в) $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 \rightarrow \text{MnOHCl}$
 - г) $\text{MnSO}_4 \rightarrow \text{HMnO}_4 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{MnO}_4$
 - д) $\text{Mn}_3\text{O}_4 \rightarrow \text{Mn} \rightarrow \text{MnS} \rightarrow \text{MnSO}_4 \rightarrow \text{HMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2$
 - е) $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{CaMnO}_3 \rightarrow \text{MnCl}_2 \rightarrow \text{HMnO}_4 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_7$
 - ж) $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{MnCl}_2 \rightarrow \text{Mn}$
 - з) $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 \rightarrow (\text{MnOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4$
 - и) $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{HMnO}_4 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{MnO}_4$
 - к) $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 \rightarrow \text{HMnO}_4 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_7$

ПРАКТИЧЕСКОЕ (СЕМИНАРСКОЕ) ЗАНЯТИЕ № 15: «d-элементы VIII группы». (2 часа)

Вопросы для подготовки (коллоквиум):

1. 3d элементы – железо, кобальт, никель. Сравнение электронной конфигурации, радиусов, энергий ионизации, характерных степеней окисления и координационных чисел атомов этих элементов.
2. Природные соединения, получение, применение и свойства простых веществ. Ферромагнетизм.
3. Сопоставление строения и химических свойств соединений Fe, Co, Ni со степенью окисления II и III. Сравнение строения и свойств комплексных (цианиды, аммиакаты, галогениды) соединений железа, кобальта, никеля.
4. Получение и сопоставление свойств соединений Fe (III) и Fe (VI). Карбонилы переходных элементов.
5. 4d-и 5d-элементы: рутений, родий, палладий, осмий, иридий, платина. Природные соединения, получение, применение, физические и химические свойства простых веществ.

Письменное домашнее задание (упражнения):

1. Охарактеризовать изменение окислительно–восстановительных свойств гидроксидов Fe(II), Co(II) и Ni(II).
2. Какие из указанных гидроксидов можно окислить пероксидом водорода? Почему? Привести уравнения возможных реакций.
3. Охарактеризовать изменение окислительно–восстановительных свойств гидроксидов Fe(III), Co(III) и Ni(III)? Написать уравнения реакций хлороводородной кислоты:
 - а) с гидроксидом железа(III); б) с гидроксидом кобальта(III).
4. Возможна ли подобная реакция с гидроксидом никеля(III)?
5. Охарактеризовать свойства ферратов в окислительно–восстановительных реакциях. Написать уравнения реакций феррата натрия с концентрированной хлороводородной кислотой.
6. Как взаимодействует железо с концентрированными азотной и серной кислотами при обычных условиях и при нагревании? Составить уравнения соответствующих реакций.
7. Написать уравнения реакций гидролиза FeSO_4 и $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ в молекулярной и ионной форме. В каком, случае степень гидролиза больше и почему? Как можно усилить гидролиз этих солей?
8. Закончить уравнения следующих реакции. Коэффициенты в окислительно–восстановительных реакциях, протекающих в водных растворах, подобрать ионно–электронным методом:
 - а) $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} =$
 - б) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} =$
 - в) $\text{Pt} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} =$
 - г) $\text{FeS} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) =$
 - д) $\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} =$
 - е) $\text{K}_2\text{FeO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
 - ж) $\text{Co}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} =$
 - з) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} =$
 - и) $\text{Ni}(\text{OH})_3 + \text{HCl}(\text{конц.}) =$
 - к) $\text{Co}(\text{OH})_2 + \text{NaOCl} + \text{H}_2\text{O} =$

ПРАКТИЧЕСКОЕ (СЕМИНАРСКОЕ) ЗАНЯТИЕ № 16: «d–элементы I - II групп». (2 часа)

Вопросы для подготовки (коллоквиум):

1. Сопоставление электронных конфигураций, величин радиусов, энергий ионизации, характерных степеней окисления и координационных чисел атомов s-элементов и d-элементов 1-ой группы.
2. Природные соединения, получение, применение, физические и химические свойства, простых веществ d-элементов 1-ой группы.
3. Сопоставление строения и свойств одготипных соединений (оксиды, гидроксиды, галогениды) s-элементов и d-элементов 1-ой группы. Особенности соединений Cu (II) и Au (III).
4. Комплексные соединения d-элементов 1-ой группы (аммиакаты, цианиды, галогениды): координационные числа, зависимость формы координационного полиэдра от электронной конфигурации центрального атома и природы лиганда.
5. Сопоставление электронных конфигураций, радиусов, энергий ионизации, характерных степеней окисления, координационных чисел атомов s-элементов и d-элементов 2-ой группы.

6. Природные соединения, получение, применение, физические и химические свойства цинка, кадмия, ртути. Сравнение строения и свойств оксидов, гидроксидов и галогенидов d-элементов 2-ой группы.
7. Комплексные соединения d-элементов 2-ой группы: аммиакаты, галогениды, цианиды. Применение соединений цинка, кадмия, ртути.

Письменное домашнее задание (упражнения):

1. Пользуясь методом валентных связей, объяснить механизм образования химической связи, тип гибридизации и геометрическую конфигурацию следующих комплексных ионов:
 - а) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^+$
 - б) $[\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-}$
 - в) $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$
 - г) $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$
 - д) $[\text{AuCl}_4]^-$
 - е) $[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$
 - ж) $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$
 - з) $[\text{HgI}_4]^{2-}$
 - и) $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$
 - к) $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$
2. Написать электронные формулы атомов элементов I В-группы. Какие степени окисления могут проявлять Cu, Ag, Au?
 - а) Написать уравнения реакций гидролиза CuCl_2 и AuCl_3 .
 - б) Подвергаются ли гидролизу соли серебра? Почему?
3. Охарактеризовать взаимодействие меди, серебра и золота с кислотами. Написать уравнения реакций.
4. Охарактеризовать взаимодействие гидроксида меди(II) со щелочами и раствором аммиака (на примере реакций с избытком гидроксида натрия и с водным раствором аммиака).
5. Какие значения стандартных электродных потенциалов имеют Zn и Hg? Как взаимодействуют Zn и Hg с разбавленными и концентрированными кислотами? Написать уравнения реакций.
6. Написать уравнения реакций солей цинка(II) и ртути(II) с раствором аммиака. Как влияют присутствие солей аммония и избыток аммиака на это взаимодействие?
7. Написать в молекулярном и ионном виде уравнения реакций гидролиза нитратов цинка, ртути(I) и ртути(II). Как можно ослабить гидролиз этих солей?
8. Охарактеризовать окислительно-восстановительные свойства соединений ртути(I) и ртути(II). Ответ подтвердить уравнениями реакций.
9. Охарактеризовать способность d-элементов к комплексообразованию на примере Zn, Cd, Hg. Ответ подтвердить уравнениями реакций.
10. Используя величины констант нестойкости соответствующих комплексных ионов, сделайте выводы о возможности образования новых комплексных соединений и напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде:
 - а) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2 + \text{KCN} =$
 - б) $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2] + \text{NH}_3 =$
 - в) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3 + \text{NaCN} =$
 - г) $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{KCN} =$
 - д) $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{KCN} =$
 - е) $\text{K}_2[\text{Hg}(\text{SCN})_4] + \text{KCl} =$

- ж) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 =$
 з) $\text{K}_2[\text{CuCl}_4] + \text{KOH} =$
 и) $\text{K}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2] + \text{KCN} =$
 к) $\text{K}[\text{Cu}(\text{CN})_2] + \text{KI} =$

ПРАКТИЧЕСКОЕ (СЕМИНАРСКОЕ) ЗАНЯТИЕ № 17: «р - элементы VIII группы. Благородные газы». (2 часа)

Вопросы для подготовки (коллоквиум):

1. Электронная конфигурация, величины радиусов и энергии ионизации атомов благородных газов. Общая характеристика элементов VIIIA группы. Строение атомов. Причины химической инертности гелия и неона.
2. Получение, строение, свойства благородных газов: температура фазовых переходов, растворимость в воде, клатраты.
3. Синтез соединений благородных газов взаимодействие с фтором. Строение, свойства фторидов ксенона XeF_2 , XeF_4 , XeF_6 (взаимодействие с водой, окислительно-восстановительные и кислотно-основные свойства). Кислородные соединения.
4. Применение благородных газов.

Письменное домашнее задание (упражнения):

1. В атоме аргона имеется свободный d-подуровень и его первая энергия ионизации сравнима с энергией ионизации криптона и ксенона. Почему же в таком случае аргон не образует валентных соединений?
2. Какие силы взаимодействия существуют между атомами в кристаллических структурах благородных газов? Чем объясняется их плотнейшая упаковка?
3. Химические соединения криптона и ксенона, принципы их получения. Гидролиз фторидов. Кислородсодержащие соединения ксенона. Клатраты благородных газов.
4. Как получают фториды криптона (II) и ксенона (II, IV, VI, VIII)? Изобразите их структурные формулы.
5. Допишите уравнения реакций:
 $\text{XeF}_6 + \text{Ba}(\text{OH})_2 =$, $\text{XeO}_2 + \text{NaOH} + \text{O}_3 =$,
 $\text{Ba}_2\text{XeO}_6 + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{безв.}) =$.
6. Опишите строение клатратов благородных газов. Какова природа связи в этих соединениях? Как и почему меняется устойчивость соединений в ряду:
7. $\text{Ar} \cdot 6\text{H}_2\text{O} - \text{Kr} \cdot 6\text{H}_2\text{O} - \text{Xe} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$?

8.2. Лабораторные занятия.

Лабораторные занятия призваны научить студента самостоятельно работать с конспектами лекций, учебной литературой, интернет-ресурсами, анализировать материал, самостоятельно делать выводы.

Целью лабораторных занятий является:

- 1) знакомство с базовыми понятиями курса;
- 2) приобретение навыков анализа полученной на лекциях и самостоятельно найденной информации;
- 3) выработка умения самостоятельно и критически подходить к изучаемому материалу;
- 4) формирование навыков устного выступления и участия в дискуссиях;
- 5) формирование навыков решения задач и выполнения упражнений;
- 6) формирование навыков работы с химической посудой и реактивами;
- 7) формирование навыков работы с физико-химическими приборами и установками;
- 8) формирование навыков обработки результатов эксперимента и формулирования практических выводов.

В ходе подготовки к лабораторным занятиям студент должен изучить теоретический материал по теме занятия (лекции, учебную литературу), дать письменные ответы на вопросы для самостоятельной

подготовки, законспектировать ход лабораторной работы, записать уравнения реакций, протекающих в процессе эксперимента, выполнить письменные упражнения по теме лабораторной работы. Без предварительной подготовки студент не допускается до выполнения лабораторной работы. После выполнения лабораторной работы необходимо записать в лабораторный журнал наблюдения и выводы. Каждая лабораторная работа, оформленная по указанным требованиям, должна быть представлена преподавателю для защиты результатов.

Задания для лабораторных занятий.

Допуск выполнению лабораторных работ и защита лабораторных работ:

К выполнению лабораторной работы допускаются студенты, знающие правила техники безопасности и изучившие методику проведения опытов.

Защита лабораторной работы проводится при наличии отчета (с кратким описанием методики проведения опытов (хода работы), уравнениями реакций, наблюдениями, выводами).

Критерии оценки подготовки и выполнения лабораторных работ по дисциплине

Оценка «5»:

- Выполнена работа в рациональной последовательности и полном объеме с безусловным соблюдением правил личной и общественной безопасности;
- грамотно, логично и самостоятельно описаны проведенные наблюдения, составлены уравнения химических реакций и сформулированы выводы из результатов опыта (наблюдений);
- экономно использованы расходные материалы;
- обеспечено поддержание чистоты и порядка на рабочем месте;
- лабораторная работа аккуратно оформлена, сформулированы выводы по работе.

Оценка «4»:

- Логично описаны проведенные наблюдения,
- в составленных уравнениях химических реакций допущены две-три несущественные ошибки, исправленные по требованию преподавателя;
- грамотно сформулированы выводы из результатов опыта (наблюдений);
- экономно использованы расходные материалы;
- обеспечено поддержание чистоты и порядка на рабочем месте;
- лабораторная работа аккуратно оформлена, сформулированы выводы по работе.

Оценка «3»:

- Выполнена работа в рациональной последовательности и полном объеме с безусловным соблюдением правил личной и общественной безопасности;
- неполно и нелогично описаны проведенные наблюдения,
- в составленных уравнениях химических реакций допущены ошибки, которые студент не может исправить;
- не сформулированы выводы из результатов опыта (наблюдения);
- экономно использованы расходные материалы;
- обеспечено поддержание чистоты и порядка на рабочем месте;
- лабораторная работа не аккуратно оформлена;
- лабораторная работа выполнена на 50%.

Оценка «2»:

- Выполнена экспериментальная часть, но работа не оформлена в тетради;
- лабораторная работа выполнена менее, чем на 50%.

Критерий оценки устного и письменного ответа на лабораторном занятии по дисциплине (коллоквиуме)

Оценка	Характеристика ответа
--------	-----------------------

5	Содержание ответа соответствует освещаемому вопросу, полностью раскрыта в ответе тема, ответ структурирован, даны правильные аргументированные ответы на уточняющие вопросы, демонстрируется высокий уровень участия в дискуссии.
4	Содержание ответа соответствует освещаемому вопросу, полностью раскрыта в ответе тема, даны правильные, аргументированные ответы на уточняющие вопросы, но имеются неточности, при этом ответ неструктурирован и демонстрируется средний уровень участия в дискуссии.
3	Содержание ответа соответствует освещаемому вопросу, но при полном раскрытии темы имеются неточности, даны правильные, но не аргументированные ответы на уточняющие вопросы, демонстрируется низкий уровень участия в дискуссии, ответ неструктурирован, информация трудна для восприятия.
2	Содержание ответа соответствует освещаемому вопросу, но при полном раскрытии темы имеются неточности, демонстрируется слабое владение категориальным аппаратом, даны правильные, но не аргументированные ответы на уточняющие вопросы, участие в дискуссии отсутствует, ответ неструктурирован, информация трудна для восприятия.

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ № 1: «Техника безопасности работы в химической лаборатории. Важнейшие классы неорганических соединений. Оксиды, кислоты, основания, соли». (4 часа)

Вопросы для самостоятельной подготовки:

1. Оксиды: определение, классификация, номенклатура, общие методы получения и химические свойства.
2. Основания: определение, классификация, номенклатура, общие методы получения и химические свойства.
3. Кислоты: определение, классификация, номенклатура, общие методы получения и химические свойства.
4. Соли: определение, классификация, номенклатура, общие методы получения и химические свойства.

Примерные задания для письменной контрольной работы:

Вариант № 1

1. Назовите химические соединения; укажите, к какому классу они относятся: Fe_2O_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Fe}(\text{HSO}_4)_3$, FeOHSO_4 , $\text{FeSO}_4 \times 7\text{H}_2\text{O}$, FeOCl , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
Назовите ионы: Fe^{3+} , FeOH^+ , $\text{Fe}(\text{OH})_2^+$, HSiO_3^- .
2. Напишите формулы химических соединений и ионов: фосфат гидроксомарганца (II), гидрокарбонат кальция, сульфат аммония, оксид хрома (VI), пентагидрат сульфата меди (II), ион дигидроксохрома (III), дигидрофосфат-ион.

Вариант № 2

1. Назовите химические соединения; укажите, к какому классу они относятся: MnO , $\text{MnSO}_4 \times 7\text{H}_2\text{O}$, $(\text{MnOH})_2\text{CO}_3$, $\text{Mn}(\text{OH})_2$, HMnO_4 , $\text{Mn}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mn}_3(\text{PO}_4)_2$, SbOCl .
Назовите ионы: Sn^{2+} , MgOH^+ , MnO_4^{2-} , HPO_4^{2-} .
2. Напишите формулы химических соединений и ионов: оксид свинца (IV), гидроксид свинца (II), гептагидрат сульфата железа (II), гидроксид хрома (III), хлорид оксожелеза (III), ион гидроксомеди (II), гидросульфат-ион.

Вариант № 3

1. Назовите химические соединения; укажите, к какому классу они относятся: PbO_2 , Pb(OH)_2 , $(\text{PbOH})_2\text{SO}_4$, $\text{Pb(MnO}_4)_2$, $\text{Pb(HCO}_3)_2$, $\text{Pb(NO}_3)_2 \times 4\text{H}_2\text{O}$, H_2MnO_4 , FeONO_3 .
Назовите ионы: Mn^{2+} , MnOH^+ , MnO_4^- , HCO_3^- .
2. Напишите формулы химических соединений и ионов: оксид железа (III), гидроксид цинка, фосфат никеля (II), гексагидрат хлорида кальция, ион аммония, ион гидроксиалюминия, дихромат-ион.

Вариант № 4

1. Назовите химические соединения; укажите, к какому классу они относятся: Cl_2O_7 , Co(OH)_2 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, $\text{NiSO}_4 \times 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{Cr(OH)}_2\text{NO}_3$, $\text{Cr}_2(\text{HPO}_4)_3$, ZnCl_2 , CrONO_3 .
Назовите ионы: Pb^{2+} , Fe(OH)_2^+ , HSO_3^- , CrO_4^{2-} .
2. Напишите формулы химических соединений и ионов: перхлорат кальция, оксид свинца (II), кремниевая кислота, карбонат гидроксомарганца (II), гидрокарбонат магния, ион гидроксовисмута (III), дигидродифосфат-ион.

Вариант № 5

1. Назовите химические соединения; укажите, к какому классу они относятся: Cu_2O , CuOH , $\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}$, $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$, $\text{Cu(HCO}_3)_2$, HPO_3 , $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$, MgO_2 .
Назовите ионы: Cu^{2+} , CuOH^+ , HPO_4^{2-} , H_2PO_4^- .
2. Напишите формулы химических соединений и ионов: дигидрофосфат кальция, сульфат гидроксохрома (II), гидроксид висмута (III), декагидрат сульфата натрия, оксид фосфора (V), ион гидроксосвинца (II), ион хрома (III).

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ (ОПЫТЫ)

1. Получение и исследование свойств оксидов.
2. Получение кислот и исследование их свойств.
3. Получение оснований и исследование их свойств.
4. Амфотерные гидроксиды.
5. Получение солей и их свойства.

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ № 2: «Водород, кислород. Пероксид водорода». (4 часа)

Вопросы для самостоятельной подготовки:

1. Водород. Общая характеристика. Формы нахождения водорода в природе.
2. Способы получения свободного водорода.
3. Физические и химические свойства водорода.
4. Водород как восстановитель в молекулярной форме и в атомарном состоянии.
5. Гидриды: ионные, ковалентные, полимерные и нестехиометрические.
6. Пероксид водорода. Физические и химические свойства. Строение молекулы.
7. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода.
8. Применение пероксида водорода.

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ (ОПЫТЫ)

1. Получение водорода.
2. Восстановительные свойства водорода (групповой эксперимент).
3. Взрыв воздушно-водородной смеси (групповой эксперимент).
4. Получение кислорода.
5. Окислительные свойства кислорода (групповой эксперимент).
6. Получение и свойства пероксида водорода.
7. Окислительные и восстановительные свойства пероксида водорода.

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ № 3: «p- элементы VII группы». (4 часа)

Вопросы для самостоятельной подготовки:

1. Общая характеристика p-элементов VII группы: электронные формулы и электронно-структурные диаграммы атомов, возможные степени окисления и валентность; особенность фтора. Типы образуемых ионов.
2. Физические свойства галогенов. Растворимость галогенов в полярных и неполярных растворителях. Растворимость йода в растворе иодида калия.
3. Химические свойства галогенов: окислительные свойства; взаимодействие с водой и щелочами.
4. Галогеноводороды. Способы получения. Восстановительные свойства галогенид-ионов. Изменение силы галогеноводородных кислот от HF к HI. Качественные реакции на галогенид-ионы.
5. Соединения галогенов с кислородом. Оксокислоты. Изменение их силы, устойчивости, окислительной способности. Соли оксокислот галогенов.
6. Препараты «активного хлора». Получение, применение.

Примерные задания для письменной контрольной работы:

Вариант № 1

1. Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:
 $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \dots$
Укажите окислитель и его восстановленную форму, восстановитель и его окисленную форму.
2. Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли Na_2S к гидролизу. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза этой соли, а также рассмотрите гидролиз с позиций протолитической теории кислот и оснований. Укажите значение pH раствора Na_2S ($\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$, $\text{pH} \approx 7$). Назовите продукты гидролиза по номенклатуре ИЮПАК.
3. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:
 $\text{NaCl} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{AgCl} \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$
Назовите все полученные вещества по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант). Для КС укажите составные части, напишите уравнения первичной и вторичной диссоциации и выражение для общей константы нестойкости.

Вариант № 2

1. Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:
 $\text{KI} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$
Укажите окислитель и его восстановленную форму, восстановитель и его окисленную форму.
2. Назовите химические соединения по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант); укажите, к какому классу они относятся: SO_3 , H_2SO_3 , $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, FeOHSO_4 , $(\text{PbOH})_2\text{SO}_4$, $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, MnS , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.
Назовите ионы: SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , HS^- , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$.
3. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:
 $\text{PBr}_5 \rightarrow \text{HBr} \rightarrow \text{AgBr} \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Br}$
Назовите все полученные вещества по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант). Для КС укажите составные части, напишите уравнения первичной и вторичной диссоциации и выражение для общей константы нестойкости.

Вариант № 3

1. Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:
 $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + \dots$
Укажите окислитель и его восстановленную форму, восстановитель и его окисленную форму.

- Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли K_2SO_3 к гидролизу. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза этой соли, а также рассмотрите гидролиз с позиций протолитической теории кислот и оснований. Укажите значение pH раствора K_2SO_3 ($pH > 7$, $pH < 7$, $pH \approx 7$). Назовите продукты гидролиза по номенклатуре ИЮПАК.
- Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:
 $PI_5 \rightarrow HI \rightarrow AgI \rightarrow Na_3[Ag(S_2O_3)_2]$
 Назовите все полученные вещества по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант). Для КС укажите составные части, напишите уравнения первичной и вторичной диссоциации и выражение для общей константы нестойкости.

Вариант № 4

- Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:
 $H_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow S + MnSO_4 + \dots$
 Укажите окислитель и его восстановленную форму, восстановитель и его окисленную форму.
- Напишите формулы химических соединений и ионов: оксид серы (IV), тиосерная кислота, сульфат хрома (III), сульфат гидроксомарганца (II), гидросульфид калия, сульфид гидроксокальция, сульфит аммония, гидросульфит железа (III), гексагидрат сульфата аммония железа (II), сульфид-ион, гидросульфит-ион, тиосульфат-ион.
- Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:
 $PBr_3 \rightarrow HBr \rightarrow AgBr \rightarrow [Ag(NH_3)_2]Br$
 Назовите все полученные вещества по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант). Для КС укажите составные части, напишите уравнения первичной и вторичной диссоциации и выражение для общей константы нестойкости.

Вариант № 5

- Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:
 $H_2S + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow S + Cr_2(SO_4)_3 + \dots$
 Укажите окислитель и его восстановленную форму, восстановитель и его окисленную форму.
- Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли K_2S к гидролизу. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза этой соли, а также рассмотрите гидролиз с позиций протолитической теории кислот и оснований. Укажите значение pH раствора KHS ($pH > 7$, $pH < 7$, $pH \approx 7$). Назовите продукты гидролиза по номенклатуре ИЮПАК.
- Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:
 $KCl \rightarrow HCl \rightarrow AgCl \rightarrow [Ag(NH_3)_2]Cl$
 Назовите все полученные вещества по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант). Для КС укажите составные части, напишите уравнения первичной и вторичной диссоциации и выражение для общей константы нестойкости.

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ (ОПЫТЫ)

- Получение хлора.
- Хлорная вода, ее свойства.
- Окислительные свойства жавелевой воды.
- Получение брома и йода.
- Свойства брома.
- Свойства йода.
- Реакции обнаружения ионов Cl^- , Br^- , I^- .

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ № 4: «p-элементы VI группы. Сера». (4 часа)

Вопросы для самостоятельной подготовки:

- 1) Общая характеристика р-элементов VI группы: электронные формулы и электронно-структурные диаграммы атомов, возможные степени окисления и валентность; особенность кислорода. Типы образуемых ионов.
- 2) Кислород. Оксиды, пероксиды, супероксиды.
- 3) Сероводород. Строение молекулы по методу ВС. Получение. Физические свойства. Сероводородная кислота. Сульфиды и гидросульфиды, растворимость в воде, гидролиз. Восстановительные свойства сероводорода и сульфидов. Качественные реакции на сероводород и растворимые сульфиды.
- 4) Кислородные соединения серы.
- 5) Оксид серы (IV). Получение. Физические свойства. Сернистая кислота. Сульфиты и гидросульфиты, гидролиз. Окислительно-восстановительные свойства соединений серы (IV). Качественные реакции на оксид серы (IV) и сульфит-ион.
- 6) Оксид серы (VI). Получение. Растворение в воде. Серная кислота. Окислительные свойства разбавленной и концентрированной серной кислоты. Сульфаты и гидросульфаты. Качественная реакция на сульфат-ион.
- 7) Тиосульфаты. Получение. Реакции с кислотами и окислителями. Качественные реакции на тиосульфат-ион.

Примерные задания для письменной контрольной работы:

Вариант № 1

1. Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:
$$\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \dots$$

Укажите окислитель и его восстановленную форму, восстановитель и его окисленную форму.
2. Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли Na_2S к гидролизу. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза этой соли, а также рассмотрите гидролиз с позиций протолитической теории кислот и оснований. Укажите значение pH раствора Na_2S ($\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$, $\text{pH} \approx 7$). Назовите продукты гидролиза по номенклатуре ИЮПАК.

Вариант № 2

1. Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:
$$\text{KI} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$$

Укажите окислитель и его восстановленную форму, восстановитель и его окисленную форму.
2. Назовите химические соединения по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант); укажите, к какому классу они относятся: SO_3 , H_2SO_3 , $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, FeOHSO_4 , $(\text{PbOH})_2\text{SO}_4$, $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, MnS , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.
Назовите ионы: SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , HS^- , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$.

Вариант № 3

1. Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:
$$\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + \dots$$

Укажите окислитель и его восстановленную форму, восстановитель и его окисленную форму.
2. Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли K_2SO_3 к гидролизу. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза этой соли, а также рассмотрите гидролиз с позиций протолитической теории кислот и оснований. Укажите значение pH раствора K_2SO_3 ($\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$, $\text{pH} \approx 7$). Назовите продукты гидролиза по номенклатуре ИЮПАК.

Вариант № 4

1. Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:

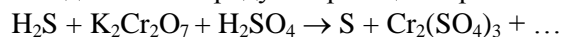


Укажите окислитель и его восстановленную форму, восстановитель и его окисленную форму.

2. Напишите формулы химических соединений и ионов: оксид серы (IV), тиосерная кислота, сульфат хрома (III), сульфат гидроксомарганца (II), гидросульфид калия, сульфид гидроксокальция, сульфит аммония, гидросульфит железа (III), гексагидрат сульфата аммония железа (II), сульфид-ион, гидросульфит-ион, тиосульфат-ион.

Вариант № 5

1. Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:



Укажите окислитель и его восстановленную форму, восстановитель и его окисленную форму.

2. Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли K_2S к гидролизу. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза этой соли, а также рассмотрите гидролиз с позиций протолитической теории кислот и оснований. Укажите значение pH раствора KHS ($\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$, $\text{pH} \approx 7$). Назовите продукты гидролиза по номенклатуре ИЮПАК.

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ (ОПЫТЫ)

1. Восстановительные свойства сероводорода.
2. Получение и свойства сульфидов металлов.
3. Гидролиз сульфидов.
4. Окислительные и восстановительные свойства оксида серы (IV) и сернистой кислоты.
5. Реакция на H_2SO_3 и ее соли.
6. Свойства серной кислоты.
7. Реакции на ион SO_4^{2-} .

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ № 5: «p-элементы V группы. Азот». (4 часа)

Вопросы для самостоятельной подготовки:

1. Общая характеристика p-элементов V группы (положение в ПС элементов, электронные формулы и электронно-структурные диаграммы валентных слоев атомов и элементарных ионов, возможные и проявляемые степени окисления).
2. Строение молекулы азота по методу ВС. Зависимость химических свойств азота от строения молекулы.
3. Аммиак. Получение в лаборатории и в промышленности. Строение молекулы аммиака, способность образовывать водородную связь и ее влияние на растворимость.
4. Физические и химические свойства аммиака (кисотно-основные свойства с позиций теории электролитической диссоциации, протолитической теории кислот и оснований; электронно-донорные свойства; окислительно-восстановительные свойства).
5. Гидролиз солей аммония.
6. Качественные реакции на аммиак и ион аммония.
7. Азотистая кислота. Нитриты. Строение нитрит-иона. Растворимость нитритов и их гидролиз. Окислительно-восстановительные свойства нитритов.
8. Азотная кислота. Строение молекулы азотной кислоты по методу ВС. Нитраты.
9. Нитрат-ион, строение, способность к гидролизу. Растворимость нитратов.
10. Окислительно-восстановительные свойства азотной кислоты различных концентраций и ее солей.
11. Качественные реакции на нитрит- и нитрат-ионы.

Примерные задания для письменной контрольной работы:

Вариант № 1

1. Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:
 а) $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{MnSO}_4 + \dots$
 б) $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{SnCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Bi} + \text{Na}_2\text{SnO}_3 + \dots$
2. Объясните различие валентных углов в NBr_3 ($\angle 107,5^\circ$) и PBr_3 ($\angle 90^\circ$). Составьте электронно-структурную диаграмму молекулы PBr_3 . Изобразите перекрывание атомных орбиталей, образующих связи в этой молекуле. Укажите тип связей по характеру перекрывания атомных орбиталей и форму молекулы.
3. Назовите КС $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, укажите его составные части, напишите уравнения первичной и вторичной диссоциации, выражение для общей константы нестойкости.

Вариант № 2

1. Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:
 а) $\text{KNO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$
 б) $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{SnCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Bi} + \text{Na}_2\text{SnO}_3 + \dots$
2. Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли K_3PO_4 к гидролизу. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза этой соли, а также рассмотрите гидролиз с позиций протолитической теории кислот и оснований. Укажите значение pH раствора K_3PO_4 ($\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$, $\text{pH} \approx 7$).
3. Объясните различие валентных углов в NH_3 ($\angle 107,5^\circ$) и AsH_3 ($\angle 90^\circ$). Составьте электронно-структурную диаграмму молекулы AsH_3 . Изобразите перекрывание атомных орбиталей, образующих связи в этой молекуле. Укажите тип связей по характеру перекрывания атомных орбиталей и форму молекулы.

Вариант № 3

1. Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:
 а) $\text{Mg} + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} \uparrow + \dots$
 б) $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{SnCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Bi} + \text{Na}_2\text{SnO}_3 + \dots$
2. Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли Na_3PO_4 к гидролизу. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза этой соли, а также рассмотрите гидролиз с позиций протолитической теории кислот и оснований. Укажите значение pH раствора Na_3PO_4 ($\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$, $\text{pH} \approx 7$).
3. Объясните различие валентных углов в NH_3 ($\angle 107,5^\circ$) и AsH_3 ($\angle 90^\circ$). Составьте электронно-структурную диаграмму молекулы NH_3 . Изобразите перекрывание атомных орбиталей, образующих связи в этой молекуле. Укажите тип связей по характеру перекрывания атомных орбиталей и форму молекулы.

Вариант № 4

1. Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:
 а) $\text{PH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{MnCl}_2 + \dots$
 б) $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{SnCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Bi} + \text{Na}_2\text{SnO}_3 + \dots$
2. Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли NaNO_2 к гидролизу. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза этой соли, а также рассмотрите гидролиз с позиций протолитической теории кислот и оснований. Укажите значение pH раствора NaNO_2 ($\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$, $\text{pH} \approx 7$).
3. Объясните различие валентных углов в NCl_3 ($\angle 107,5^\circ$) и AsCl_3 ($\angle 90^\circ$). Составьте электронно-структурную диаграмму молекулы NCl_3 . Изобразите перекрывание атомных орбиталей, образующих связи в этой молекуле. Укажите тип связей по характеру перекрывания атомных орбиталей и форму молекулы.

Вариант № 5

1. Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:
а) $\text{NaNO}_3 + \text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NO}_2\uparrow + \text{CuSO}_4 + \dots$
б) $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{SnCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Bi} + \text{Na}_2\text{SnO}_3 + \dots$
2. Объясните различие валентных углов в NCl_3 ($\angle 107,5^\circ$) и AsCl_3 ($\angle 90^\circ$). Составьте электронно-структурную диаграмму молекулы AsCl_3 . Изобразите перекрывание атомных орбиталей, образующих связи в этой молекуле. Укажите тип связей по характеру перекрывания атомных орбиталей и форму молекулы.
3. Назовите соединения по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант); укажите, к какому классу они относятся: KH_2PO_4 ; BiONO_3 ; $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \times 2\text{H}_2\text{O}$; NH_4CaPO_4 ; $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$; $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$; As_2O_5 ; H_3AsO_4 .

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ (ОПЫТЫ)

1. Получение и свойства оксидов азота.
2. Получение аммиака.
3. Свойства аммиака.
4. Образование аммиачных комплексов.
5. Реакция на ион аммония.
6. Возгонка хлорида аммония.
7. Получение и свойства азотистой кислоты.
8. Окислительно-восстановительные свойства нитритов.
9. Свойства азотной кислоты.
10. Разложение нитратов при нагревании.

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ № 6: «p-элементы V группы. Фосфор». (4 часа)

Вопросы для самостоятельной подготовки:

1. Соединения фосфора (V). Фосфорные кислоты (мета-, орто- и дифосфорная кислоты), соли фосфорных кислот. Растворимость ортофосфатов в воде, гидролиз.
2. Качественные реакции на анионы фосфорных кислот.
3. Оксиды и гидроксиды мышьяка (III и V), сурьмы (III и V), висмута (III и V). Их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.
4. Особенности гидролиза солей сурьмы (III) и висмута (III).
5. Качественные реакции на арсенит- и арсенат-ионы, на ионы сурьмы (III) и висмута (III).

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ (ОПЫТЫ)

1. Реакция на фосфат-ион.
2. Соли ортофосфорной кислоты.
3. Получение оснований и исследование их свойств.
4. Амфотерные гидроксиды.
5. Получение солей и их свойства.

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ № 7: «p-элементы IV группы. Углерод. Кремний». (4 часа)

Вопросы для самостоятельной подготовки:

1. Особенность строения атома углерода. Углерод, как основа органических соединений.
2. Аллотропия углерода. Что такое активированный уголь? Понятие об адсорбции.
10. Оксид углерода (IV). Строение молекулы, физические и химические свойства.

11. Угольная кислота и ее соли: карбонаты, гидрокарбонаты; растворимость в воде, гидролиз, термическое разложение.
12. Качественные реакции на оксид углерода (IV), карбонат- и гидрокарбонат-ионы.
13. Оксид кремния (IV). Кремниевые кислоты (орто-, мета- метадикремниевая). Силикагель. Силикаты: растворимость в воде, гидролиз. Стекло и его выщелачивание.
14. Качественная реакция на силикат-ион.

Примерные задания для письменной контрольной работы:

Вариант № 1

Опишите качественные реакции на карбонат- и гидрокарбонат- ионы. Напишите уравнения соответствующих реакций. Укажите аналитический эффект.

Вариант № 2

Охарактеризуйте углерод, исходя из положения в периодической системе элементов: электронная формула и электронно-структурная диаграмма, особенности атома углерода, возможные степени окисления.

Вариант № 3

Составьте электронно-структурную диаграмму молекулы оксида углерода (IV). Укажите тип гибридизации атомных орбиталей углерода (валентный угол 180°) и геометрическую форму молекулы. Сколько σ - и π -связей образует атом углерода в этой молекуле?

Вариант № 4

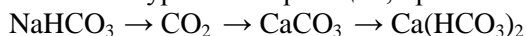
Допишите уравнение реакции $\text{FeCl}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$, учитывая, что гидролиз протекает до конца.

Вариант № 5

Составьте электронно-структурную диаграмму молекулы AlF_3 , укажите тип гибридизации атомных орбиталей, если валентный угол составляет 120° . Какую форму имеет молекула? Изобразите перекрывание атомных орбиталей алюминия и фтора.

Вариант № 6

Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:



Назовите соединения углерода, участвующие в превращениях, по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант).

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ (ОПЫТЫ)

1. Адсорбционная способность древесного угля.
2. Восстановительные свойства угля.
3. Получение и свойства оксида углерода (IV).
4. Свойства солей угольной кислоты.
5. Определение гидрокарбонатов в воде
6. Получение кремневой кислоты.
7. Гидролиз солей кремневой кислоты.
8. Получение малорастворимых силикатов.

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ № 8: «p- элементы IV группы. Олово. Свинец». (4 часа)

Вопросы для самостоятельной подготовки:

3. Как изменяются свойства оксидов и гидроксидов в группе германий, олово, свинец?
4. Соединения олова (II и IV) и свинца (II и IV), оксиды, гидроксиды (кислотно-основные свойства).

5. Качественные реакции на ионы Sn^{2+} и Pb^{2+} .
6. На каких свойствах основано применение свинца и олова в технике?
7. Назовите распространенные сплавы свинца и олова и укажите их применение.
8. Какое вещество будет более сильно гидролизываться – SnCl_2 или SnCl_4 ? Мотивируйте ответ.

Примерные задания для письменной контрольной работы:

Вариант № 1

Как можно получить гидроксид олова (II) в лаборатории? Укажите, какими свойствами он обладает с точки зрения теории электролитической диссоциации. Ответ подтвердите уравнениями реакций.

Вариант № 2

Как можно получить гидроксид свинца (II) в лаборатории? Укажите, какими свойствами он обладает с точки зрения теории электролитической диссоциации. Ответ подтвердите уравнениями реакций.

Вариант № 3

Как можно получить гидроксид олова (II) в лаборатории? Укажите, какими свойствами он обладает с точки зрения теории электролитической диссоциации. Ответ подтвердите уравнениями реакций.

Вариант № 4

Составьте электронно-структурную диаграмму молекулы SnCl_2 . Укажите тип гибридизации атомных орбиталей олова в этой молекуле, если валентный угол составляет $\sim 120^\circ$. Изобразите перекрывание атомных орбиталей. Укажите тип связей по характеру перекрывания атомных орбиталей. Какую форму имеет молекула?

Вариант № 5

Как можно получить гидроксид свинца (II) в лаборатории? Укажите, какими свойствами он обладает с точки зрения теории электролитической диссоциации. Ответ подтвердите уравнениями реакций.

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ (ОПЫТЫ)

1. Взаимодействие олова с кислотами.
2. Взаимодействие олова со щелочами.
3. Получение и свойства гидроксида олова (II).
4. Качественная реакция на ион Pb^{2+} .
5. Взаимодействие свинца с кислотами.
6. Получение и свойства гидроксида свинца (II).
7. Обнаружение ионов свинца в растворе.

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ № 9: «p–элементы III группы. Бор». (4 часа)

Вопросы для самостоятельной подготовки:

1. Общая характеристика p–элементов III группы (положение в периодической системе, электронные формулы атомов, возможные степени окисления, валентность). Электронная дефицитность и ее влияние на свойства элементов.
2. Бор. Простое вещество и его химическая активность.
3. Оксид бора, борная кислота (получение, свойства), качественная реакция на борную кислоту.
4. Соли борной кислоты (метабораты, тетрабораты). Гидролиз тетрабората натрия (буры). Перлы.
5. Бориды. Соединения бора с водородом. Особенности стереохимии и природа связей. Гибридизация.
6. Галогениды бора их гидролиз и комплексобразование. Тетрафторобораты.

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ (ОПЫТЫ)

1. Получение ортоборной кислоты.
2. Свойства ортоборной кислоты.
3. Свойства солей борных кислот. Свойства тетрабората натрия.
4. Получение борноэтилового эфира.

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ № 10: «p–элементы III группы. Алюминий». (4 часа)

Вопросы для самостоятельной подготовки:

1. Алюминий как простое вещество, его химическая активность. Оксид и гидроксид алюминия.
2. Соединения алюминия: оксид, гидроксид. Амфотерные свойства гидроксида алюминия с позиций теории электролитической диссоциации и протолитической теории кислот и оснований.
3. Алуминаты. Ион алюминия как комплексообразователь.
4. Соли алюминия (средние, двойные – квасцы), их гидролиз.
5. Качественная реакция на ион Al^{3+} .

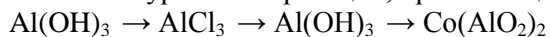
Примерные задания для письменной контрольной работы:

Вариант № 1

Сульфид алюминия Al_2S_3 получают только сухим путем, например, спеканием порошков алюминия с серой. Напишите уравнение этой реакции. Что произойдет с полученными желтыми кристаллами при их контакте с водой? Ответ подтвердите уравнением реакции.

Вариант № 2

Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:



Назовите соединения алюминия, участвующие в превращениях, по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант).

Вариант № 3

Допишите уравнение реакции $Al_2(SO_4)_3 + K_2S + H_2O \rightarrow \dots$, учитывая, что гидролиз протекает до конца.

Вариант № 4

Как можно получить гидроксид алюминия в лаборатории? Укажите, какими свойствами он обладает с точки зрения теории электролитической диссоциации. Ответ подтвердите уравнениями реакций.

Вариант № 5

Назовите кислоты бора: H_3BO_3 , HBO_2 , $H_2B_4O_7$. Укажите, для какой из них не существуют соли.

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ (ОПЫТЫ)

1. Отношение алюминия к воздуху.
2. Взаимодействие алюминия со щелочами.
3. Взаимодействие алюминия с водой.
4. Взаимодействие алюминия с кислотами.
5. Получение гидроксида алюминия и исследование его свойств.
6. Адсорбционная активность гидроксида алюминия.
7. Гидролиз солей алюминия.

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ № 11: «s-элементы I, II групп. Щелочные и щелочноземельные металлы». (4 часа)

Вопросы для самостоятельной подготовки:

1. s-Элементы I и II групп. Положение в ПС. Электронные формулы атомов и ионов. Валентность. Степени окисления.
2. Физические и химические свойства щелочных и щелочноземельных металлов.
3. Диагональное сходство элементов в ПС (Li и Mg; Be и Al).
4. Гидроксиды s-элементов.
5. Качественные реакции на ионы щелочных и щелочноземельных металлов.
6. Применение соединений s-элементов I и II групп.

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ (ОПЫТЫ)

1. Взаимодействие металлов с водой.
2. Взаимодействие магния с кислотами.
3. Получение и свойства оксида магния.
4. Получение гидроксида магния.
5. Гидроксид бериллия и его свойства.
6. Гидролиз солей бериллия.
7. Гидролиз карбонатов и гидрокарбонатов щелочных металлов.
8. Получение гидроксидов щелочноземельных металлов.
9. Получение и свойства карбонатов щелочноземельных металлов.
10. Окрашивание пламени солями щелочных и щелочноземельных металлов.

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ № 12: «d- и f-элементы III группы. d-элементы IV группы. d-элементы V группы». (4 часа)

Контрольные вопросы и задачи.

1. Напишите уравнения 4 реакций, с помощью которых можно оксид титана (IV) перевести в растворимое состояние. В каких областях промышленности используется TiO_2 ?
2. Какое место занимает титан в ряду напряжений металлов (РНМ)? Почему химическая активность данного металла не соответствует его положению в РНМ? Напишите уравнения реакций титана с горячими концентрированными растворами серной, азотной и плавиковой кислот, а также с азотом, фосфором, углеродом и кремнием при температуре 1000 – 2000 °С.
3. Вычислив ΔH_r° и ΔG_r° , установите, какой из методов получения TiCl_4 является предпочтительным:
а) взаимодействие $\text{TiO}_2(\text{к})$ с $\text{HCl}(\text{г})$, б) взаимодействие $\text{TiO}_2(\text{к})$ с $\text{Cl}_2(\text{г})$ и $\text{C}(\text{г})$. Какое применение находит TiCl_4 в металлургии титана?

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ № 13: «d-элементы V группы». (4 часа)

Контрольные вопросы и задачи.

1. С чем связана, как правило, низкая жаростойкость тугоплавких металлов? Как меняется жаростойкость металлов в ряду V – Nb – Ta? В каких условиях реагируют ванадий и ниобий с кислородом, водородом, азотом, галогенами? Напишите уравнения указанных реакций. Благодаря какому свойству эти металлы применяют для получения глубокого вакуума?
2. Как меняется коррозионная устойчивость в водных растворах в ряду V – Nb – Ta? В каких условиях реагирует ванадий с водой, серной кислотой, плавиковой кислотой, смесью азотной и плавиковой кислот, щелочью? Напишите уравнения указанных реакций.

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ № 14: «d-элементы VI группы. Хром». (4 часа)

Вопросы для самостоятельной подготовки:

1. Положение хрома, молибдена, вольфрама в ПС элементов. Электронные формулы и электронно-структурные диаграммы валентных слоев атома хрома и ионов хрома (III) и (VI).
2. Соединения хрома (II). Оксид и гидроксид хрома (II). Кислотно-основные свойства, устойчивость гидроксида хрома (II).
3. Соединения хрома (III). Оксид и гидроксид хрома (III). Амфотерные свойства гидроксида хрома (III) с позиций теории электролитической диссоциации и протолитической теории кислот и оснований. Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома (III), влияние pH среды на вид образующихся продуктов.
4. Соединения хрома (VI). Оксид хрома (VI). Хромовая и дихромовая кислоты. Хроматы и дихроматы. Окислительные свойства, влияние pH среды на вид образующихся продуктов. Качественные реакции на хромат-ионы.
5. Применение соединений хрома.

Примерные задания для письменной контрольной работы:**Вариант № 1**

1. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 $\text{Na}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{PbCrO}_4$
Назовите соединения хрома, участвующие в превращениях, по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант).
2. Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ к гидролизу. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения реакций гидролиза этой соли, а также рассмотрите гидролиз с позиций протолитической теории кислот и оснований. Укажите ориентировочное значение pH раствора $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ ($\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$, $\text{pH} \approx 7$).

Вариант № 2

1. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 $\text{CrCl}_3 \rightarrow \text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3$
Назовите соединения хрома, участвующие в превращениях, по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант).
2. Напишите электронные формулы атома хрома, его ионов (реальных и возможного гипотетического), укажите типы электронных оболочек ионов. Рассмотрите гидролиз иона $\text{Cr}(\text{III})$ с позиций протолитической теории кислот и оснований.

Вариант № 3

1. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 $\text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{Ag}_2\text{CrO}_4$
Назовите соединения хрома, участвующие в превращениях, по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант).
2. Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли MnSO_4 к гидролизу. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения реакции гидролиза этой соли, а также рассмотрите гидролиз с позиций протолитической теории кислот и оснований. Укажите ориентировочное значение pH раствора MnSO_4 ($\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$, $\text{pH} \approx 7$).

Вариант № 4

1. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 $\text{NaCrO}_2 \rightarrow \text{CrCl}_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{K}[\text{Cr}(\text{OH})_4]$
Назовите соединения хрома, участвующие в превращениях, по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант).
2. Напишите электронные формулы атома марганца, его реальных и возможных гипотетических ионов, укажите типы электронных оболочек ионов. Рассмотрите гидролиз иона $\text{Mn}(\text{II})$ с позиций протолитической теории кислот и оснований.

Вариант № 5

1. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 $\text{Na}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{Ag}_2\text{CrO}_4$
Назовите соединения хрома, участвующие в превращениях, по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант).
2. Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли CrCl_3 к гидролизу. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения реакций гидролиза этой соли, а также рассмотрите гидролиз с позиций протолитической теории кислот и оснований. Укажите ориентировочное значение pH раствора CrCl_3 ($\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$, $\text{pH} \approx 7$).

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ (ОПЫТЫ)

1. Взаимодействие хрома с кислотами.
2. Соединения хрома (III).
3. Соединения хрома (VI).

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ № 15: «d-элементы VII группы. Марганец». (4 часа)

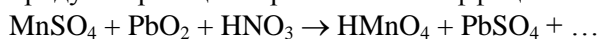
Вопросы для самостоятельной подготовки:

1. Положение марганца в ПС элементов. Электронные формулы и электронно-структурные диаграммы валентных слоев атома марганца и его ионов (реальных и гипотетических).
2. Соединения марганца (II). Оксид и гидроксид марганца (II), их кислотно-основные свойства. Гидролиз солей марганца (II). Окислительно–восстановительные свойства соединений марганца (II). Качественная реакция на ион марганца (II).
3. Соединения марганца (IV). Оксид и гидроксид, их кислотно-основные свойства. Соли марганцеватистой кислоты. Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца (IV).
4. Соединения марганца (VI) и (VII). Марганцовистая и марганцевая кислоты, их соли. Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца (VI) и (VII).
5. Применение перманганата калия в медицине и фармации.

Примерные задания для письменной контрольной работы:

Вариант № 1

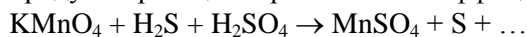
Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:



Укажите окислитель и его восстановленную форму, восстановитель и его окисленную форму.

Вариант № 2

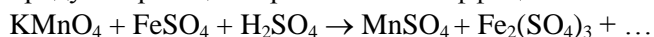
Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:



Укажите окислитель и его восстановленную форму, восстановитель и его окисленную форму.

Вариант № 3

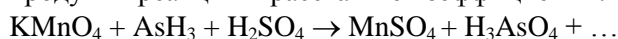
Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:



Укажите окислитель и его восстановленную форму, восстановитель и его окисленную форму.

Вариант № 4

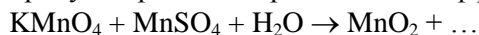
Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:



Укажите окислитель и его восстановленную форму, восстановитель и его окисленную форму.

Вариант № 5

Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:



Укажите окислитель и его восстановленную форму, восстановитель и его окисленную форму.

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ (ОПЫТЫ)

1. Взаимодействие марганца с кислотами.
2. Получение и исследование свойств гидроксида марганца (II).
3. Получение и свойства манганата калия.
4. Влияние среды на свойства перманганата калия.

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ № 16: «d-элементы VIII группы. Железо. Кобальт. Никель». (4 часа)

Вопросы для самостоятельной подготовки:

1. Особенность конструкции VIII группы ПС Д.И. Менделеева. Семейства железа и платиновых металлов.
2. Электронные формулы и электронно-структурные диаграммы валентных слоев атомов железа, кобальта, никеля и ионов железа (II, III, VI), кобальта (II и III), никеля (II и III).
3. Соединения железа (II, III, VI): получение, свойства, устойчивость. Изменение характера гидроксидов железа с увеличением степени окисления.
4. Качественные реакции на ионы железа (II) и (III).
5. Соединения кобальта (II) и (III): получение, свойства, устойчивость.
6. Соединения никеля (II) и (III): получение, свойства, устойчивость.

Применение железа, кобальта и никеля и их соединений.

Примерные задания для письменной контрольной работы:

Вариант № 1

1. Назовите вещества по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант): FeONO_3 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$, CoCl_2 , $\text{Ni}(\text{OH})_3$, $(\text{CoOH})_2\text{SO}_4$.
2. Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли сульфата железа (II) к гидролизу. Напишите ионно-молекулярное и молекулярное уравнения реакции гидролиза этой соли, а также рассмотрите гидролиз с позиций протолитической теории кислот и оснований. Укажите ориентировочное значение pH раствора ($\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$, $\text{pH} \approx 7$).
3. Напишите уравнение качественной реакции на ион железа (II). Приведите тривиальные названия и названия по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант) комплексных соединений, встречающихся в этой реакции.

Вариант № 2

1. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:
 $\text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{FeOHSO}_4 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$
Для окислительно-восстановительной реакции определите коэффициенты методом ионно-электронного баланса (методом полуреакций). Назовите все вещества в цепочке превращений по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант).
2. Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли сульфата железа (III) к гидролизу. Напишите ионно-молекулярное и молекулярное уравнения реакции гидролиза этой соли, а также рассмотрите гидролиз с позиций протолитической теории кислот и оснований. Укажите ориентировочное значение pH раствора ($\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$, $\text{pH} \approx 7$).

3. Напишите уравнение качественной реакции на ион железа (III) с желтой кровяной солью. Приведите тривиальное название комплексного соединения, образующегося в результате реакции.

Вариант № 3

1. Назовите вещества по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант): $\text{Fe}(\text{ClO}_3)_3$, $(\text{FeOH})_3\text{PO}_4$, CoOHNO_3 , $\text{Co}(\text{OH})_2$, NiBr_2 .
2. Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:
 $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$
Укажите окислитель и его восстановленную форму, восстановитель и его окисленную форму.
3. Напишите уравнение качественной реакции на ион железа (III) с тиоцианатом (роданидом) аммония. Назовите образующееся комплексное соединение, укажите его составные части.

Вариант № 4

1. Назовите вещества по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант): $\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{CO}_3)_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $(\text{CoOH})_2\text{CO}_3$, NiSO_4 .
2. Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли хлорида железа (III) к гидролизу. Напишите ионно-молекулярное и молекулярное уравнения реакции гидролиза этой соли, а также рассмотрите гидролиз с позиций протолитической теории кислот и оснований. Укажите ориентировочное значение pH раствора ($\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$, $\text{pH} \approx 7$).
3. Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:
 $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$
Укажите окислитель и его восстановленную форму, восстановитель и его окисленную форму.

Вариант № 5

1. Назовите вещества по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант): FeOCl , $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, CoSO_4 , $\text{Ni}(\text{OH})_2$, $(\text{CoOH})_2\text{CO}_3$.
2. Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли сульфата железа (III) к гидролизу. Напишите ионно-молекулярное и молекулярное уравнения реакции гидролиза этой соли, а также рассмотрите гидролиз с позиций протолитической теории кислот и оснований. Укажите ориентировочное значение pH раствора ($\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$, $\text{pH} \approx 7$).
3. Напишите уравнение качественной реакции на ион железа (II). Приведите тривиальные названия и названия по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант) комплексных соединений, встречающихся в этой реакции.

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ (ОПЫТЫ)

1. Взаимодействие железа с кислотами.
2. Пассивирование железа.
3. Получение и свойства гидроксидов железа,
4. кобальта и никеля.
5. Свойства солей.

ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ № 17: «d –элементы I и II группы. Медь. Серебро. Цинк. Кадмий. Ртуть». (4 часа)

Вопросы для самостоятельной подготовки:

1. Положение меди и серебра в ПС. Особенность строения и электронные формулы атомов d-элементов I группы. Возможные и проявляемые степени окисления. Электронные формулы ионов, типы их оболочек.

- Соединения меди (II): оксид, гидроксид, получение, кислотно-основные свойства; сульфат меди (II) и его окислительно-восстановительные свойства на примере взаимодействия с йодидом калия; КС меди (II) – аммиакат, гидроксокомплекс.
- Соединения серебра (I): оксид, нитрат серебра (I), галогениды серебра. Качественная реакция на ион серебра (I). КС серебра с аммиаком, с тиосульфат-ионом.
- Применение соединений меди и серебра в медицине и фармации.
- Положение цинка и ртути в ПС. Электронные формулы атомов d-элементов II группы. Возможные и проявляемые степени окисления. Электронные формулы ионов, тип их оболочек.
- Соединения цинка: оксид, гидроксид, сульфат – получение, свойства.
- Соединения ртути (II). Оксид, получение, свойства. Хлорид ртути (II), получение, гидролиз, фотолиз, аммонолиз. Амидхлорид ртути (II).
- Соединения ртути (I): хлорид ртути (I) – получение; диспропорционирование.
- Применение соединений цинка, кадмия, ртути.

Примерные задания для письменной контрольной работы:

Вариант № 1

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

$$\text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow (\text{CuOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$$
- Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли ZnSO_4 к гидролизу. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения реакции гидролиза этой соли, а также рассмотрите гидролиз с позиций протолитической теории кислот и оснований. Укажите ориентировочное значение pH раствора ($\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$, $\text{pH} \approx 7$).
- Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:

$$\text{Hg} \rightarrow \text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Hg}_2\text{Cl}_2 \rightarrow \text{HgNH}_2\text{Cl}$$

Вариант № 2

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

$$\text{Ag} \rightarrow \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgBr} \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Br}$$
- Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли CuSO_4 к гидролизу. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения реакции гидролиза этой соли, а также рассмотрите гидролиз с позиций протолитической теории кислот и оснований. Укажите ориентировочное значение pH раствора ($\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$, $\text{pH} \approx 7$).
- Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:

$$\text{Hg} \rightarrow \text{HgO} \rightarrow \text{HgCl}_2 \rightarrow \text{Hg}_2\text{Cl}_2 \rightarrow \text{HgNH}_2\text{Cl}$$

Вариант № 3

- Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:

$$\text{Ag} \rightarrow \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$$
- Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ к гидролизу. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения реакции гидролиза этой соли, а также рассмотрите гидролиз с позиций протолитической теории кислот и оснований. Укажите ориентировочное значение pH раствора ($\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$, $\text{pH} \approx 7$).
- Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:

$$\text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2$$

Вариант № 4

1. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:
 $\text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow [\text{Cu(NH}_3)_4](\text{OH})_2$
2. Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли $\text{Zn(NO}_3)_2$ к гидролизу. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения реакции гидролиза этой соли, а также рассмотрите гидролиз с позиций протолитической теории кислот и оснований. Укажите ориентировочное значение pH раствора ($\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$, $\text{pH} \approx 7$).
3. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:
 $\text{Hg} \rightarrow \text{Hg(NO}_3)_2 \rightarrow \text{HgO} \rightarrow \text{HgCl}_2 \rightarrow \text{Hg}_2\text{Cl}_2$

Вариант № 5

1. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:
 $\text{Ag} \rightarrow \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgI} \rightarrow \text{Na}_3[\text{Ag(S}_2\text{O}_3)_2]$
2. Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли $\text{Cu(NO}_3)_2$ к гидролизу. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения реакции гидролиза этой соли, а также рассмотрите гидролиз с позиций протолитической теории кислот и оснований. Укажите ориентировочное значение pH раствора ($\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$, $\text{pH} \approx 7$).
3. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:
 $\text{Zn} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4] \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnSO}_4$

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ (ОПЫТЫ)

1. Взаимодействие меди с кислотами.
2. Получение йодида меди (I).
3. Получение и свойства гидроксида меди (II).
4. Гидролиз солей меди (II).
5. Получение оксида серебра.
6. Получение галогенидов серебра.
7. Серебрение.
8. Взаимодействие цинка с кислотами.
9. Взаимодействие цинка со щелочами.
10. Получение и свойства гидроксида цинка.
11. Получение сульфида цинка.

8.3. Экзамен.

Экзамен по дисциплине проводится в устной форме по билетам. На подготовку к ответу студенту дается 30 минут. Билет содержит три вопроса: два теоретических (15 баллов — каждый), третий вопрос — практическое задание (расчетная задача или химическое упражнение) — (20 баллов).

Критерии оценки ответа студента на экзамене

Характеристика ответа	баллы
Дан полный, развернутый ответ на поставленный вопрос, показана совокупность осознанных знаний об объекте, проявляющаяся в свободном оперировании понятиями, умении выделить существенные и несущественные его признаки, причинно-следственные связи. Знание об объекте демонстрируется на фоне понимания его в системе данной науки и междисциплинарных связей. Ответ формулируется в терминах науки, изложен литературным языком, логичен,	46-50

доказателен, демонстрирует авторскую позицию студента.	
Дан полный, развернутый ответ на поставленный вопрос, показана совокупность осознанных знаний об объекте, доказательно раскрыты основные положения темы; в ответе прослеживается четкая структура, логическая последовательность, отражающая сущность раскрываемых понятий, теорий, явлений. Знание об объекте демонстрируется на фоне понимания его в системе данной науки и междисциплинарных связей. Ответ изложен литературным языком в терминах науки. Могут быть допущены недочеты в определении понятий, исправленные студентом самостоятельно в процессе ответа.	41-45
Дан полный, развернутый ответ на поставленный вопрос, показано умение выделить существенные и несущественные признаки, причинно-следственные связи. Ответ четко структурирован, логичен, изложен в терминах науки. Однако допущены незначительные ошибки или недочеты, исправленные студентом с помощью «наводящих» вопросов преподавателя.	36-40
Дан полный, но недостаточно последовательный ответ на поставленный вопрос, но при этом показано умение выделить существенные и несущественные признаки и причинно-следственные связи. Ответ логичен и изложен в терминах науки. Могут быть допущены 1–2 ошибки в определении основных понятий, которые студент затрудняется исправить самостоятельно.	31-35
Дан недостаточно полный и недостаточно развернутый ответ. Логика и последовательность изложения имеют нарушения. Допущены ошибки в раскрытии понятий, употреблении терминов. Студент не способен самостоятельно выделить существенные и несущественные признаки и причинно-следственные связи. Студент может конкретизировать обобщенные знания, доказав на примерах их основные положения только с помощью преподавателя. Речевое оформление требует поправок, коррекции.	26-30
Дан неполный ответ, логика и последовательность изложения имеют существенные нарушения. Допущены грубые ошибки при определении сущности раскрываемых понятий, теорий, явлений, вследствие непонимания студентом их существенных и несущественных признаков и связей. В ответе отсутствуют выводы. Умение раскрыть конкретные проявления обобщенных знаний не показано. Речевое оформление требует поправок, коррекции.	21-25

Дан неполный ответ, представляющий собой разрозненные знания по теме вопроса с существенными ошибками в определениях. Присутствуют фрагментарность, нелогичность изложения. Студент не осознает связь данного понятия, теории, явления с другими объектами дисциплины. Отсутствуют выводы, конкретизация и доказательность изложения. Речь неграмотная. Дополнительные и уточняющие вопросы преподавателя не приводят к коррекции ответа студента не только на поставленный вопрос, но и на другие вопросы дисциплины.	1-20
Не получены ответы по базовым вопросам дисциплины.	0

За устный ответ на экзамене студент получает 0-50 баллов.

Студенты, получившие в ходе текущего и рубежного контроля 56-100 баллов, автоматически получают соответствующую экзаменационную оценку.

Результирующая оценка складывается по соответствующей формуле с учетом текущей успеваемости, результатов рубежных аттестаций и устного ответа на экзамене.

Шкала итоговой академической успеваемости студентов по дисциплине

Система оценок СОГУ		
Форма контроля	Сумма баллов	Название
Экзамен	86 - 100	отлично
	71-85	хорошо
	56-70	удовлетворительно
	0-55	Неудовлетворительно
Зачёт	56-100	Зачтено
	0-55	Незачтено

Вопросы к экзамену по дисциплине «Неорганическая химия»

1. Важнейшие классы неорганических соединений. Понятия оксида, кислоты, основания и соли с точки зрения теории электролитической диссоциации. Генетическая связь между классами неорганических соединений.
2. Водород. Нахождение в природе. Получение, свойства и применение водорода; физические и химические свойства. Особое положение водорода в Периодической системе элементов. Изотопы водорода; Строение и свойства иона гидроксония H_3O^+ . Ион H^- и основные типы гидридов.
3. Кислород (общая характеристика, строение, способы получения, физические и химические свойства). Оксиды. Озон (получение, строение, свойства и применение). Озониды.
4. Р-элементы VIII группы. Электронная конфигурация, величины радиусов и энергии ионизации атомов благородных газов. Получение, строение, свойства благородных газов. Применение благородных газов.
5. Р-элементы VII группы. Закономерности в изменении электронной конфигурации, величин радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности, характерных степеней окисления атомов. Особенности фтора. Химические свойства простых веществ. Сравнительная характеристика.

6. Хлор, физические и химические свойства, характеристика основных соединений.
7. Галогеноводороды. Способы получения и свойства. Закономерности в изменении кислотных и восстановительных свойств галогеноводородных кислот (НГ).
8. Кислородные соединения галогенов. Закономерности в строении и свойствах оксидов. Способы получения. Изменение строения и свойств в ряду $\text{HGO}-\text{HGO}_2-\text{HGO}_3-\text{HGO}_4$: термическая устойчивость, окислительные, кислотно-основные свойства. Сопоставление устойчивости и окислительных свойств кислородных кислот галогенов.
9. Р –элементы VI группы. Сравнительная характеристика. Закономерности в изменении электронной конфигурации, величин радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону, характерных степеней окисления, электроотрицательности и координационных чисел атомов. Закономерности в изменении физических свойств простых веществ.
10. Р –элементы VI группы. Водородные соединения. Параметры молекул $\text{H}_2\text{Э}$ (длина и энергия связи, валентный угол), закономерности изменения физических свойств (дипольный момент, энергия диссоциации, температура фазовых переходов). Соединения серы с водородом.
11. Соединения халькогенов с кислородом. Кислородсодержащие соединения серы. Сопоставление строения и свойств оксидов ЭO_2 и ЭO_3 . Условия окисления SO_2 в SO_3 . Оксокислоты H_2SO_3 и H_2SO_4 : строение анионов и химические свойства.
12. Получение, строение и окислительные свойства H_2SO_4 . Термическая устойчивость сульфатов. Сопоставление силы кислот, термической устойчивости и окислительной активности оксокислот H_2SO_3 и H_2SO_4 .
13. Р–элементы V группы. Закономерности в изменении электронной конфигурации, величин радиусов, энергии ионизации атомов, сродства к электрону и электроотрицательности. Характерные степени окисления и координационные числа. Основные природные соединения, принципы получения из них азота, фосфора, мышьяка, сурьмы, висмута.
14. Строение и закономерности в изменении физических и химических свойств водородных соединений ЭH_3 . Получение и свойства аммиака: автоионизация, реакции замещения, акцепторные (протолитическое взаимодействие с водой), донорные (образование аммиакатов) и восстановительные свойства. Термическая устойчивость солей аммония - фосфатов, хлоридов, сульфатов, нитратов, нитритов.
15. Азот, общая характеристика. Соединения азота с водородом, получение, физические и химические свойства.
16. Кислородсодержащие соединения азота. Получение, состав, строение и закономерности в изменении свойств оксидов азота. Термическое разложение нитратов металлов.
17. Получение, сопоставление строения и свойств азотистой HNO_2 и азотной HNO_3 кислот: термодинамическая устойчивость, кислотные и окислительно-восстановительные свойства водных растворов. Зависимость состава продуктов взаимодействия азотной кислоты с металлами от концентрации HNO_3 и природы металла.
18. Элементы подгруппы мышьяка. Особенности кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств оксосоединений мышьяка, сурьмы и висмута. Общие тенденции в изменении строения и свойств оксидов и оксокислот р- элементов 5–ой группы Периодической системы (кислотно-основных и окислительно-восстановительных).
19. Фосфор, физические и химические свойства, основные соединения. Роль соединений азота и фосфора в экологии и в биологических процессах. Применение простых веществ р–элементов V группы.
20. Р–элементы IV группы. Закономерности в изменении электронной конфигурации, размеров атомов, энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности, характерных степеней окисления и координационных чисел атомов. Основные природные соединения,

- принципы получения из них углерода, кремния, германия, олова, свинца. Применение простых веществ.
21. Р–элементы IV группы. Физические и химические свойства простых веществ. Углерод, физические и химические свойства, основные соединения. Строение и свойства H_2CO_3 . Термодинамическая устойчивость карбонатов.
 22. Р–элементы IV группы. Кремний, физические и химические свойства, основные соединения. Строение и свойства SiO_2 . Сопоставление строения и свойств CO_2 и SiO_2 , карбонатов и силикатов. Основные типы структур силикатов.
 23. Элементы подгруппы германия, физические и химические свойства простых веществ, основные соединения. Закономерности в изменении строения и химических свойств оксидов и гидроксидов Ge, Sn и Pb (термодинамическая устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства).
 24. р–элементы III группы. Закономерности в изменении электронной конфигурации, размеров атомов, энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности, характерных степеней окисления и координационных чисел атомов. Основные природные соединения, принципы получения из них бора, алюминия, галлия, индия, таллия. Применение простых веществ.
 25. Бор, физические и химические свойства, основные соединения. Характерные степени окисления и координационные числа бора. Кристаллическая структура, физические и химические свойства бора. Получение, строение, свойства диборана B_2H_6 .
 26. Получение, физические и химические свойства алюминия, галлия, индия и таллия. Закономерности в строении, термической устойчивости, кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений р–элементов III группы в степени окисления +3: оксиды, гидроксиды, галогениды.
 27. s–элементы. Закономерности в изменении электронных конфигураций, величин радиусов, энергий ионизации атомов. Особенности лития. Энергия кристаллической решетки, физические и химические свойства простых веществ. Особенности взаимодействия щелочных металлов с водой по ряду литий — цезий.
 28. Закономерности в строении и свойствах (термическая устойчивость, кислотно-основные свойства) основных типов соединений: оксидов, пероксидов, гидроксидов, карбонатов, галогенидов. Особенности комплексных соединений щелочных элементов. Получение щелочных металлов из природных соединений. Применение щелочных металлов и их соединений.
 29. Бериллий, физические и химические свойства, основные соединения. Применение бериллия, магнезия и щелочноземельных элементов.
 30. Общая характеристика d –элементов. Закономерности в изменении электронных конфигураций, радиусов, энергий ионизации, характерных степеней окисления и координационных чисел атомов.
 31. d–элементы III группы. Лантаноиды и актиноиды. Редкоземельные элементы (РЗЭ). Лантанидное сжатие. Химические свойства РЗЭ. Закономерности в строении и свойствах оксидов, гидроксидов. Сходство и различие химии РЗЭ и элементов 2-ой группы.
 32. Актиний и актиниды. Закономерности в изменении электронной конфигурации, радиусов, энергий ионизации, характерных степеней окисления, координационных чисел актиния и актинидов. Подгруппы тория и берклия. Получение, физические и химические (взаимодействие с кислотами, щелочами, неметаллами) свойства простых веществ.
 33. d–элементы IV группы. Сопоставление электронных конфигураций, величин радиусов, энергий ионизации, характерных степеней окисления, координационных чисел атомов р–элементов и d–элементов 4-ой группы. Природные соединения, получение и сопоставление физических и химических свойств простых веществ d–элементов 4-ой группы.

34. d-элементы V группы. Сопоставление электронных конфигураций, величин радиусов, энергий ионизации, степеней окисления, координационных чисел атомов p-элементов и d-элементов 5-ой группы. Природные соединения d-элементов 5-ой группы, получение, применение, физические и химические свойства простых веществ d-элементов 5-ой группы.
35. d-элементы VI группы. Сопоставление электронных конфигураций, величин радиусов, энергий ионизации, характерных степеней окисления, координационных чисел атомов p-элементов и d-элементов 6-ой группы. Сравнение химических и физических свойств простых веществ d-элементов 6-ой группы. Их получение из природных соединений и применение.
36. Хром, физические и химические свойства, основные соединения. Сопоставление кислотно-основных, окислительно-восстановительных свойств соединений хрома в ряду Cr (VI)—Cr (III)—Cr (II).
37. d-элементы VII группы. Сравнительная характеристика электронных конфигураций, величин радиусов, энергий ионизации, характерных степеней окисления и координационных чисел атомов p-элементов и d-элементов 7-ой группы. Природные соединения, получение, физические, химические свойства и применение простых веществ d-элементов 7-ой группы.
38. Марганец, физические и химические свойства, соединения марганца (II, IV, VI, VII). Сопоставление свойств соединений марганца с различными степенями окисления.
39. Элементы триады железа. 3d элементы – железо, кобальт, никель. Сравнение электронной конфигурации, радиусов, энергий ионизации, характерных степеней окисления и координационных чисел атомов этих элементов. Природные соединения, получение, применение и свойства простых веществ. Ферромагнетизм.
40. Сопоставление строения и химических свойств соединений Fe, Co, Ni со степенью окисления II и III. Сравнение строения и свойств комплексных (цианиды, аммиакаты, галогениды) соединений железа, кобальта, никеля.
41. 4d-и 5d-элементы: рутений, родий, палладий, осмий, иридий, платина. Природные соединения, получение, применение, физические и химические свойства простых веществ. d-элементы I группы.
42. Сопоставление электронных конфигураций, величин радиусов, энергий ионизации, характерных степеней окисления и координационных чисел атомов s-элементов и d-элементов 1-ой группы. Природные соединения, получение, применение, физические и химические свойства, простых веществ d-элементов 1-ой группы.
43. d-элементы I группы. Медь, физические и химические свойства, основные соединения (I, II).
44. Комплексные соединения d-элементов 1-ой группы (аммиакаты, цианиды, галогениды): координационные числа, зависимость формы координационного полиэдра от электронной конфигурации центрального атома и природы лиганда. Строение и свойства соединений элементов Cu, Ag, Au в высших степенях окисления.
45. d-элементы II группы. Сопоставление электронных конфигураций, радиусов, энергий ионизации, характерных степеней окисления, координационных чисел атомов s-элементов и d-элементов 2-ой группы. Природные соединения, получение, применение, физические и химические свойства цинка, кадмия, ртути.
46. d-элементы II группы: общая характеристика, физические и химические свойства. Комплексные соединения d-элементов 2-ой группы: аммиакаты, галогениды, цианиды. Применение соединений цинка, кадмия, ртути.

<p align="center"> Министерство науки и высшего образования Российской Федерации Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования «Северо-Осетинский государственный университет имени Коста Левановича Хетагурова» КАФЕДРА ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ ЭКЗАМЕН по дисциплине «НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ» Направление подготовки бакалавриата 44.03.05 Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки), 2 семестр </p> <p align="center">БИЛЕТ № 1</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Водород. Нахождение в природе. Получение, свойства и применение водорода; физические и химические свойства. Особое положение водорода в Периодической системе элементов. Изотопы водорода; Строение и свойства иона гидроксония H_3O^+. Ион H^- и основные типы гидридов. (15 баллов) 2. d–элементы III группы. Лантаноиды и актиноиды. Редкоземельные элементы (РЗЭ). Лантанидное сжатие. Химические свойства РЗЭ. Закономерности в строении и свойствах оксидов, гидроксидов. Сходство и различие химии РЗЭ и элементов 2-ой группы. (15 баллов) 3. Написать уравнения реакций и уравнивать ионно–электронным методом.: а) сульфата хрома(III) с пероксидом водорода в щелочной среде б) перманганата калия с иодидом калия в кислой среде. (20 баллов) <p align="center">Зав. кафедрой, доцент</p>
<p align="center"> Министерство науки и высшего образования Российской Федерации Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования «Северо-Осетинский государственный университет имени Коста Левановича Хетагурова» КАФЕДРА ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ ЭКЗАМЕН по дисциплине «НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ» Направление подготовки бакалавриата 44.03.05 Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки), 2 семестр </p> <p align="center">БИЛЕТ № 2</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. p–элементы VIII группы. Электронная конфигурация, величины радиусов и энергии ионизации атомов благородных газов. Получение, строение, свойства благородных газов. Применение благородных газов. (15 баллов) 2. d–элементы IV группы. Сопоставление электронных конфигураций, величин радиусов, энергий ионизации, характерных степеней окисления, координационных чисел атомов p–элементов и d–элементов 4-ой группы. Природные соединения, получение и сопоставление физических и химических свойств простых веществ d–элементов 4-ой группы. (15 баллов) 3. Составить уравнения следующих реакций. Коэффициенты в окислительно–восстановительных реакциях, протекающих в водных растворах, расставить ионно–электронным методом: а) пероксида водорода с иодидом калия в кислой среде. б) «царской водки» с золотом. (20 баллов) <p align="center">Зав. кафедрой</p>
<p align="center"> Министерство науки и высшего образования Российской Федерации Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования «Северо-Осетинский государственный университет имени Коста Левановича Хетагурова» КАФЕДРА ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ ЭКЗАМЕН по дисциплине «НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ» Направление подготовки бакалавриата 44.03.05 Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки), 2 семестр </p> <p align="center">БИЛЕТ № 3</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. P–элементы VII группы. Закономерности в изменении электронной конфигурации,

<p>величин радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности, характерных степеней окисления атомов. Особенности фтора. Химические свойства простых веществ. Сравнительная характеристика. (15 баллов)</p> <p>2. d-элементы V группы. Сопоставление электронных конфигураций, величин радиусов, энергий ионизации, степеней окисления, координационных чисел атомов p-элементов и d-элементов 5-ой группы. Природные соединения d-элементов 5-ой группы, получение, применение, физические и химические свойства простых веществ d-элементов 5-ой группы. (15 баллов)</p> <p>3. Осуществите превращения, обозначив состояния веществ и назвав продукты: $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 \rightarrow \text{Mn(OH)}_2 \rightarrow \text{MnO}_2$ (20 баллов)</p> <p>Зав. кафедрой</p>
<p>Министерство науки и высшего образования Российской Федерации Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования «Северо-Осетинский государственный университет имени Коста Левановича Хетагурова» КАФЕДРА ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ ЭКЗАМЕН по дисциплине «НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ» Направление подготовки бакалавриата 44.03.05 Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки), 2 семестр</p> <p>БИЛЕТ № 4</p> <p>1. Кислородные соединения галогенов. Закономерности в строении и свойствах оксидов. Способы получения. Изменение строения и свойств в ряду $\text{HGO}-\text{HGO}_2-\text{HGO}_3-\text{HGO}_4$: термическая устойчивость, окислительные, кислотно-основные свойства. Сопоставление устойчивости и окислительных свойств кислородных кислот галогенов. (15 баллов)</p> <p>2. d-элементы VII группы. Сравнительная характеристика электронных конфигураций, величин радиусов, энергий ионизации, характерных степеней окисления и координационных чисел атомов p-элементов и d-элементов 7-ой группы. Природные соединения, получение, физические, химические свойства и применение простых веществ d-элементов 7-ой группы. (15 баллов)</p> <p>3. Написать уравнения реакций термического разложения следующих нитратов: KNO_3, $\text{Cu(NO}_3)_2$, $\text{Bi(NO}_3)_3$, AgNO_3. (20 баллов)</p> <p>Зав. кафедрой</p>
<p>Министерство науки и высшего образования Российской Федерации Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования «Северо-Осетинский государственный университет имени Коста Левановича Хетагурова» КАФЕДРА ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ ЭКЗАМЕН по дисциплине «НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ» Направление подготовки бакалавриата 44.03.05 Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки), 2 семестр</p> <p>БИЛЕТ № 5</p> <p>1. Азот, общая характеристика. Соединения азота с водородом, получение, физические и химические свойства. (15 баллов)</p> <p>2. Комплексные соединения d-элементов 1-ой группы (аммиакаты, цианиды, галогениды): координационные числа, зависимость формы координационного полиэдра от электронной конфигурации центрального атома и природы лиганда. Строение и свойства соединений элементов Cu, Ag, Au в высших степенях окисления. (15 баллов)</p> <p>3. Написать уравнения реакций:</p> <p>а) кремния с концентрированной азотной кислотой в присутствии фтороводородной кислоты;</p> <p>б) пероксида водорода с иодидом калия в кислой среде.</p> <p>Уравнять ионно-электронным методом. (20 баллов)</p>

8.4. Тестовые задания. Критерии формирования оценок.

Проведение рубежных контрольных работ и формирование оценок по тестовым заданиям проводится в соответствии с Положением о балльно-рейтинговой системе СОГУ.

Примеры тестовых заданий для контроля знаний, подготовки к рубежным аттестациям.

Окислитель – это атом, молекула или ион, который

Увеличивает свою степень окисления

Принимает электроны

Окисляется

Отдает свои электроны

В какой среде проводилось восстановление перманганата калия, если раствор обесцветился?

В нейтральной

В кислой

В сильно щелочной

Укажите набор веществ, включающий только типичные окислители:

KMnO_4 , O_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, Mn_2O_7 , HNO_3

KNO_2 , H_2SO_4 , SO_2 , KClO_4 , O_2

F_2 , H_2S , HNO_3 , KMnO_4 , H_2O_2 , Br_2

В какой степени окисления получается марганец при восстановлении перманганата калия в нейтральной среде?

2+

3+

4+

6+

Запишите уравнение реакции гидролиза и укажите характер среды для раствора Na_2SO_3 :

$\text{pH} < 7$

$\text{pH} = 7$

$\text{pH} > 7$

$\text{pH} \approx 7$

Запишите уравнение реакции гидролиза и укажите характер среды для раствора CuCl_2 :

$\text{pH} < 7$

$\text{pH} = 7$

$\text{pH} > 7$

$\text{pH} \approx 7$

Запишите уравнение реакции гидролиза и укажите характер среды для раствора NH_4Cl :

$\text{pH} < 7$

$\text{pH} = 7$

$\text{pH} > 7$

$\text{pH} \approx 7$

Определите степень окисления и координационное число комплекссообразователя в комплексном соединении $K[Co(NO_2)_4(NH_3)_2]$.

(-1, 6)

(0, 4)

(-2, 6)

(+3, 6)

(+3, 4)

Какая из формул соответствует названию гексацианоферрат (II) калия:

$K_3[Fe(CN)_6]$

$K_4[Fe(CN)_6]$

$K_3[Ni(CN)_6]$

$K_4[Co(CN)_6]$

Сумма коэффициентов в уравнении реакции $KI + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow I_2$ равна

37

25

43

41

51

хлор в реакциях может быть

окислителем

восстановителем

и окислителем и восстановителем

не может быть восстановителем

не может быть окислителем

В реакции: $KMnO_4 + HCl(конц.) \rightarrow$ марганец принимает электронов:

3

4

6

5

В молекуле O_2 кратность связи равна

1

2

3

4

5

При смешивании водных растворов сульфата алюминия и карбоната калия в осадок выпадает

карбонат алюминия

сульфат калия

гидроксид алюминия

гидроксид калия

осадок не выпадает

Какие из солей гидролизуются по аниону?

$NaNO_2$

$Al_2(SO_4)_3$

CuCl_2
 Li_3PO_4
 $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$

Сумма коэффициентов в сокращенном ионном уравнении реакции $\text{HClO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$ равна

2
3
4
5
6

Гидроксид алюминия
проявляет основные свойства
проявляет кислотные свойства
проявляет щелочные свойства
растворим
нерастворим

При горении магния на воздухе образуются

оксид
нитрид
гидроксид
карбид
гидрид

В состав белильной извести входят

CaCl_2
 CaO
 $\text{Ca}(\text{ClO})_2$
 $\text{Ca}(\text{OH})_2$
 $\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2$

Самым сильным окислителем является

KClO
 KClO_2
 KClO_3
 KClO_4
 KCl

При пропускании в раствор NaOH углекислого газа не образуются

Na_2CO_3
 NaHCO_3
 Na_2O
 H_2O
 NaOH

Олеум – это
концентрированная серная кислота
чистая серная кислота
раствор

олеиновая кислота
гомогенная система

Кислую среду имеют водные растворы

NH_3
 N_2H_4
 HN_3
 NH_2OH
 NO_2

Показатели и критерии оценивания компетенций на различных этапах их формирования, описание шкал оценивания

Уровень сформированности компетенций			
«Минимальный уровень не достигнут» (менее 55 баллов)	«Минимальный уровень» (56-70 баллов)	«Средний уровень» (71-85 баллов)	«Высокий уровень» (86-100 баллов)
<p><u>Компетенции не сформированы.</u></p> <p>Знания отсутствуют, умения и навыки не сформированы.</p>	<p><u>Компетенции сформированы.</u></p> <p>Сформированы базовые структуры знаний. Умения фрагментарны и носят репродуктивный характер. Демонстрируется низкий уровень самостоятельности практического навыка.</p>	<p><u>Компетенции сформированы.</u></p> <p>Знания обширные, системные. Умения носят репродуктивный характер, применяются к решению типовых заданий. Демонстрируется достаточный уровень самостоятельности устойчивого практического навыка.</p>	<p><u>Компетенции сформированы.</u></p> <p>Знания твердые, аргументированные, всесторонние. Умения успешно применяются к решению как типовых, так и нестандартных творческих заданий. Демонстрируется высокий уровень самостоятельности, высокая адаптивность практического навыка</p>
Описание критериев оценивания			
<p>Обучающийся демонстрирует:</p> <ul style="list-style-type: none"> - существенные пробелы в знаниях учебного материала; - допускаются принципиальные ошибки при ответе на основные вопросы, отсутствует знание и понимание основных понятий и категорий; - непонимание сущности дополнительных 	<p>Обучающийся демонстрирует:</p> <ul style="list-style-type: none"> - знания теоретического материала; - неполные ответы на основные вопросы, ошибки в ответе, недостаточное понимание сущности излагаемых вопросов; - неуверенные и неточные ответы на дополнительные вопросы; 	<p>Обучающийся демонстрирует:</p> <ul style="list-style-type: none"> - знание и понимание основных вопросов контролируемого объема программного материала; - твердые знания теоретического материала. - способность устанавливать и объяснять связь практики и теории, выявлять 	<p>Обучающийся демонстрирует:</p> <ul style="list-style-type: none"> - глубокие, всесторонние и аргументированные знания программного материала; - полное понимание сущности и взаимосвязи рассматриваемых процессов и явлений, точное знание основных понятий в рамках обсуждаемых

вопросов в рамках заданий; - отсутствие умения выполнять практические задания, предусмотренные программой дисциплины; - отсутствие готовности (способности) к дискуссии и низкую степень контактности.	- недостаточное владение литературой, рекомендованной программой дисциплины; - умение без грубых ошибок решать практические задания, которые следует выполнить.	противоречия, проблемы и тенденции развития; - правильные и конкретные, без грубых ошибок, ответы на поставленные вопросы; - умение решать практические задания, которые следует выполнить; - владение основной литературой, рекомендованной программой дисциплины; - наличие собственной обоснованной позиции по обсуждаемым вопросам. Возможны незначительные оговорки и неточности в раскрытии отдельных положений вопросов, присутствует неуверенность в ответах.	заданий; - способность устанавливать и объяснять связь практики и теории; - логически последовательные, содержательные, конкретные и исчерпывающие ответы на все задания, а также дополнительные вопросы экзаменатора; - умение решать практические задания; - свободное использование в ответах на вопросы материалов рекомендованной основной и дополнительной литературы.
Оценка «неудовлетворительно» / не зачтено	Оценка «удовлетворительно» / «зачтено»	Оценка «хорошо» / «зачтено»	Оценка «отлично» / «зачтено»

9. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины (модуля)

а) основная литература:

1. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов / Ахметов Н. С. - М. : Высшая школа, 2002. - 743с.
2. Ахметов Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии : Учебное пособие для студентов вузов / Н. С. Ахметов; Н.С.Ахметов, М.К.Азизова, Л.И.Бадыгина. - 4-е изд.исправ. - М.: Высшая школа, 2002. – 368 с.
3. Мифтахова, Н. Ш. Общая и неорганическая химия. Теория и практика : учебное пособие / Н. Ш. Мифтахова, Т. П. Петрова - Казань : Издательство КНИТУ, 2018. - 308 с. - ISBN 978-5-7882-2345-2. - Текст : электронный // ЭБС "Консультант студента" : [сайт]. - URL : <https://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785788223452.html>
4. Двучичанская, Н. Н. Общая и неорганическая химия : учебное пособие для технических вузов / Н. Н. Двучичанская, В. И. Ермолаева - Москва : Издательство МГТУ им. Н. Э. Баумана, 2018. - 463 с. - ISBN 978-5-7038-4767-1. - Текст : электронный // ЭБС

- "Консультант студента" : [сайт]. - URL : <https://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785703847671.html>
5. Практикум по общей химии : учебное пособие для академического бакалавриата / Н. Л. Глинка, В. А. Попков, А. В. Бабков, О. В. Нестерова. — Москва : Издательство Юрайт, 2019. — 248 с. — (Бакалавр. Академический курс). — ISBN 978-5-9916-4058-9. — Текст : электронный // ЭБС Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/444652>.
 6. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии : учебно-практическое пособие / Н. Л. Глинка ; под редакцией В. А. Попкова, А. В. Бабкова. — 14-е изд. — Москва : Издательство Юрайт, 2020. — 236 с. — (Высшее образование). — ISBN 978-5-9916-8914-4. — Текст : электронный // ЭБС Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/449820>.
 7. Афонина, Л.И. Неорганическая химия: учебное пособие / Л.И. Афонина, А.И. Апарнев, А.А. Казакова. – Новосибирск: Новосибирский государственный технический университет, 2013. – 104 с. – Режим доступа: по подписке. – URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=228823> –Текст : электронный.
 8. Сирик, С.М. Неорганическая химия: лабораторный практикум : [16+] / С.М. Сирик, Т.Ю. Кожухова, В.П. Морозов ; Кемеровский государственный университет. – Кемерово : Кемеровский государственный университет, 2014. – Ч. 2. – 130 с. : ил. – Режим доступа: по подписке. – URL: <https://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=278927>
 9. Мохов, А.И. Неорганическая химия : [16+] / А.И. Мохов, Г.О. Рамазанова ; Кемеровский государственный университет, Кафедра неорганической химии. – Кемерово : Кемеровский государственный университет, 2015. – Ч. 2. – 93 с. : табл. – Режим доступа: по подписке. – URL: <https://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=481581>

б) дополнительная литература:

10. Глинка Н.Л. Общая химия : учеб. пособие / Н. Л. Глинка. - Изд.стер. - М. : КНОРУС, 2013. - 752с.
11. Александрова, Э. А. Химия неметаллов: учебник и практикум для вузов / Э. А. Александрова, И. И. Сидорова. — 3-е изд., испр. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2020. — 358 с. — (Высшее образование). — ISBN 978-5-534-04422-5. — Текст: электронный // ЭБС Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/451483>.
12. Общая и неорганическая химия: учебное пособие / В.В. Денисов, В.М. Таланов, И.А. Денисова, Т.И. Дровозова; под ред. В.В. Денисова, В.М. Таланова. – Ростов-на-Дону : Феникс, 2013. – 576 с. : ил., схем., табл. – (Высшее образование). – Режим доступа: по подписке. – URL: <https://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=271598>
13. Карапетьянц М.Х. Общая и неорганическая химия: Учебник для студентов вузов / М. Х. Карапетьянц ; М.Х.Карапетьянц, С.И.Дракин. - М.: Химия, 2000. – 592 с.

в) программное обеспечение и Интернет-ресурсы:

Обеспечен доступ к современным профессиональным базам данных, информационным справочным и поисковым системам (библиотека СОГУ):

1. Электронная библиотека диссертации и авторефератов РГБ (ЭБД РГБ) (<https://dvs.rsl.ru>).
2. ЭБС «Университетская библиотека online» (<https://biblioclub.ru>).
3. ЭБС «Научная электронная библиотека eLibrary.ru» (<http://elibrary.ru>).
4. Универсальная баз данных East View (<https://dlib.eastview.com>). Логин: Khetagurov; Пароль: Khetagurov
5. ЭБС «Консультант студента». <http://www.studentlibrary.ru>

6. ЭБС «Юрайт» - образовательная среда, включающая виртуальный читальный зал учебников и учебных пособий от авторов из ведущих вузов России по всем направлениям и специальностям (www.biblio-online.ru)

7. Информационно-правовой портал «Гарант» (<http://www.garant.ru/>).

8. Справочная правовая система Консультант Плюс (<http://www.consultant.ru/>).

Состав лицензионного и свободно распространяемого программного обеспечения, в том числе отечественного производства

№ п/п	Наименование	№ договора (лицензия)
4.	Windows 7 Professional	№ 4100072800 Microsoft Products (MPSA) от 04.2016 г.
5.	Office Standard 2016	№ 4100072800 Microsoft Products (MPSA) от 04.2016 г.
6.	Антивирусное программное обеспечение KasperskyTotalSecurity	№17Е0-180222-130819-587-185 от 26.02. 2018 до 14.03.2019 г, продлена до 2021 г.
7.	Программа для ЭВМ «Банк вопросов для контроля знаний»	Разработка СОГУ Свидетельство о государственной регистрации программы для ЭВМ №2015611829 от 06.02.2015 г. (бессрочно)
8.	CiscoWebex- Система проведения вебинаров.	ООО Айстекдоговор № Д83-2020 от 10.08.2020-10.08.2021 г.
9.	Система поиска текстовых заимствований «Антиплагиат.ВУЗ»	№795 от 26.12.2020 (действителен до 30.12.2021г) с ЗАО «Анти-Плагиат»
10.	Программное обеспечение для редактирования химических формул Isis Draw	Свободное программное обеспечение (бессрочно)
11.	Система тестирования Sunrav WEB Class	№468 от 03.12.2013 ИП Сунгатулин Р.Т.(бессрочно)

3.	Электронная библиотека диссертации и авторефератов РГБ(ЭБД РГБ)	https://dvs.rsl.ru Требуется регистрация в библиотеке СОГУ
4.	ЭБС"Университетская библиотека ONLINE"	https://biblioclub.ru Требуется регистрация в библиотеке СОГУ
5.	ЭБС «Научная электронная библиотека eLibrary.ru»	http://elibrary.ru Требуется регистрация в библиотеке СОГУ
6.	Универсальная баз данных East	https://dlib.eastview.com

	View	Логин: Khetagurov; Пароль: Khetagurov
7.	ЭБС «Консультант студента» Студенческая электронная библиотека по медицинскому и фармацевтическому образованию, а также по естественным и точным наукам в целом.	http://www.studentlibrary.ru Требуется регистрация в библиотеке СОГУ
8.	ЭБС «Юрайт» - образовательная среда, включающая виртуальный читальный зал учебников и учебных пособий от авторов из ведущих вузов России по всем направлениям и специальностям	www.biblio-online.ru Требуется регистрация в библиотеке СОГУ

г) методические указания, разработанные составителями Рабочей программы:

1. Кубалова Л.М. Химия биогенных элементов. Учебное пособие.- Владикавказ: ФГБОУ ВО «СОГУ им. К.Л. Хетагурова», 2017, 160 с.
2. Неёлова О.В., Кубалова Л.М. Химия координационных соединений. [Электронный ресурс]: учебное пособие/ Саратов: Ай Пи Эр Медиа, 2017.— 75 с.— Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/73347.html>.— ЭБС «IPRbooks».

10. Материально-техническое обеспечение дисциплины (модуля)

Учебные аудитории для проведения занятий лекционного типа, семинарского типа, курсового проектирования (выполнения курсовых работ), групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации, а также самостоятельной работы обучающихся: преподавательский стол; стул; столы обучающихся; стулья; кафедра; классная доска.

Оборудование: Интерактивная доска Smart Board – 1 шт; Рабочая станция RU Ergo Home 123/ Keyboard USB/mouse optical USB/400 W 17 – 1 шт. с программным обеспечением, выходом в сеть Интернет и доступом в электронную образовательную среду СОГУ. Проекционное мультимедийное оборудование (мультимедийный проектор Optoma Dx 327 с потолочным креплением-кронштейн Kromax PROJOTOR-10 для проекторов 3 ст. наклон; Экран DINON Manual 180x180 MW- 1 шт.

Программное обеспечение: Microsoft Windows 7 Professional; Microsoft Office Standard 2016; 7-zip; WinRAR; Adobe Acrobat Reader; STDU Viewer; Mozilla Firefox; Google Chrome; Kaspersky Free (Свободное ПО); Система тестирования Sunrav WEB Class (Бессрочное ПО); Программное обеспечение для редактирования химических формул Isis Draw (Бессрочное ПО); Консультант плюс; Система поиска текстовых заимствований «Антиплагиат.ВУЗ»; Программа для ЭВМ «Банк вопросов для контроля знаний»; Гарант; Cisco Webex; демонстрационные и учебно-наглядные пособия (видеопрезентация).

Лаборатория Общей и неорганической химии для проведения занятий семинарского типа, лабораторных занятий, курсового проектирования (выполнения курсовых работ), групповых и индивидуальных консультаций, а также самостоятельной работы

обучающихся: преподавательский стол, стул, столы и стулья для обучающихся, лабораторные столы, кафедра, классная доска.

Оборудование: Рабочая станция: RU Ergo Home 123 –1шт., Монитор Asus VB 172 TN (Core 2 Duo E 4700/2 GB DD) -1шт. Экран- 1шт. Мультимедийный проектор Benq MX 501 – 1 шт. с программным обеспечением, выходом в сеть Интернет и доступом в электронную информационно-образовательную среду СОГУ.

Программное обеспечение: Microsoft Windows 7 Professional; Microsoft Office Standard 2016; 7-zip; WinRAR; Adobe Acrobat Reader; STDU Viewer; Mozilla Firefox; Google Chrome; Kaspersky Free; Система тестирования Sunrav WEB Class (Бессрочное ПО); Программное обеспечение для редактирования химических формул Isis Draw (Бесплатное ПО); Консультант плюс; демонстрационные и учебно-наглядные пособия (видеопрезентация).

Лабораторное оборудование: Вытяжной шкаф - 1 шт. рН-метр-милливольтметр «рН-150МИ»- 1 шт. Калориметр "Эксперт 001К" – 1 шт. Печь муфельная ПМ-8 - 1 шт. Весы аналитические SHINKO HT 84CE - 1 шт. Центрифуга СМ-12- 1 шт. Кондуктометр «Эксперт -002-6Н» -1 шт. Шкаф сушильный SNOL - 1 шт. Мешалка магнитная ПЭ-6110 с подогревом - 1 шт. Весы электронные MW-300 г-1 шт. Весы лабораторные прецизионные CAS-1 шт. Микроскоп «Биолам» -1 шт. Водяная баня – 1 шт.

Лаборатории: компьютерные классы для текущего контроля и промежуточной аттестации, а также самостоятельной работы обучающихся:

преподавательский стол; стул; столы обучающихся; стулья; кафедра; классная доска.

Оборудование: компьютеры для компьютерного класса в комплекте с программным обеспечением, выходом в сеть Интернет и доступом в электронную образовательную среду СОГУ.– 12шт, источники бесперебойного питания, Ippon, коммутатор для класса D-Link DGS-10240, интерактивная доска 78*1702070/15112/11344/2 – 1шт. проектор BenQ MX503 – 1шт.

Программное обеспечение: Microsoft Windows 7 Professional; Microsoft Office Standard 2016; 7-zip; WinRAR; Adobe Acrobat Reader; STDU Viewer; Mozilla Firefox; Google Chrome; Kaspersky Free (Свободное ПО); Система тестирования Sunrav WEB Class (Бессрочное ПО); Программное обеспечение для редактирования химических формул Isis Draw (Бессрочное ПО); Консультант плюс; Система поиска текстовых заимствований «Антиплагиат.ВУЗ»; Программа для ЭВМ «Банк вопросов для контроля знаний»; Гарант; Cisco Webex; демонстрационные и учебно-наглядные пособия (видеопрезентация).

Библиотека, в том числе читальный зал: столы, стулья; ПК обучающихся, с программным обеспечением, выходом в сеть Интернет и доступом в электронную образовательную среду СОГУ.

Программное обеспечение: Microsoft Windows 7 Professional; Microsoft Office Standard 2016; 7-zip; WinRAR; Adobe Acrobat Reader; STDU Viewer; Mozilla Firefox; Google Chrome; Kaspersky Free (Свободное ПО);

ЭБС «Университетская библиотека ONLINE» <https://biblioclub.ru>;

ЭБС «Консультант студента» <http://www.studentlibrary.ru> студенческая электронная библиотека по медицинскому и фармацевтическому образованию, а также по естественным и точным наукам в целом;

ЭБС «Юрайт» - образовательная среда, включающая виртуальный читальный зал учебников и учебных пособий от авторов из ведущих вузов России по всем направлениям и специальностям www.biblio-online.ru.

11. Лист обновления/актуализации