

**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

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 22.02.2018 г. N№ 125, учебным планом подготовки бакалавра по направлению 44.03.05 Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки), утвержденным Ученым советом ФГБОУ ВО «СОГУ» (от 28.05.2019 г., протокол № 10).

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

Рабочая программа обсуждена и утверждена на заседании кафедры общей и неорганической химии (протокол от «28» 06. 2019 г. №15/18-19).

Зав. кафедрой \_\_\_\_\_  Л.М. Кубалова

Одобрена советом факультета химии, биологии и биотехнологии  
(протокол от «01» 07. 2019 г. №12/18-19)

Председатель совета факультета \_\_\_\_\_  Ф.А. Агаева

## 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	71	-
Курсовая работа	-	-
Форма контроля	Экзамен (2 семестр)	-
Экзамен	45	-
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), с изменениями, внесенными приказом Министерства труда и социальной защиты Российской Федерации от 25 декабря 2014 г. № 1115н (зарегистрирован Министерством юстиции Российской Федерации 19 февраля 2015 г., регистрационный №36091) и от 5 августа 2016 г. № 422н (зарегистрирован Министерством юстиции Российской Федерации 23 августа 2016 г., регистрационный № 43326);

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);

01.004 «Педагог профессионального обучения, профессионального образования и дополнительного профессионального образования», утвержденный приказом Министерства труда и социальной защиты Российской Федерации от 8 сентября 2015 г. № 608н (зарегистрирован Министерством юстиции Российской Федерации 24 сентября 2015 г., регистрационный № 38993) являются:

- развитие у студента личностных качеств, а также формирование общекультурных, профессиональных компетенций в соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению подготовки 44.03.05 Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки);

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

- формирование универсальных, общепрофессиональных и профессиональных 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 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;
- формирование умений выполнять расчеты параметров процессов для прогнозирования превращения неорганических и координационных соединений на основе общих законов химии, свойств и реакций этих соединений;
- 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.27.

Дисциплина «Неорганическая химия» предназначена для бакалавров I курса по направлению 44.03.05 Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки). 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 программам профессионального обучения, среднего профессионального образования (СПО) и дополнительным профессиональным программам (ДПП), ориентированным на соответствующий уровень квалификации;

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

- Организация и проведение учебно-производственного процесса при реализации образовательных программ различного уровня и направленности;
- Организационно-педагогическое сопровождение группы (курса) обучающихся по программам СПО.

–

**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, комплексобразование, 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

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

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:

**Универсальные компетенции (УК)**

УК-1 Способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, применять системный подход для решения поставленных задач.

**Индикаторы достижения универсальной компетенции (ИУК):**

**ИУК 1.1.** Знает: методы критического анализа и оценки современных научных достижений; основные принципы критического анализа

**ИУК 1.2.** Умеет: получать новые знания на основе анализа, синтеза и других методов; собирать данные по сложным научным проблемам, относящимся к профессиональной области; осуществлять поиск информации и решений на основе экспериментальных действий

**ИУК 1.3.** Владеет: навыками исследования проблем профессиональной деятельности с применением анализа, синтеза и других методов интеллектуальной деятельности; выявления научных проблем и использования адекватных методов для их решения; демонстрация оценочных суждений в решении проблемных профессиональных ситуаций

**Общепрофессиональные компетенции (ОПК):**

- ОПК-2 Способен участвовать в разработке основных и дополнительных образовательных программ, разрабатывать отдельные их компоненты (в том числе с использованием информационно-коммуникационных технологий);

**Код и наименование индикатора достижения общепрофессиональной компетенции (ИОПК):**

- **ИОПК-2.1.** Знать историю, теорию, закономерности и принципы построения и функционирования образовательных систем; основные принципы деятельностного подхода; педагогические закономерности организации образовательного процесса; нормативно-правовые, аксиологические, психологические, дидактические и методические основы разработки и реализации основных и дополнительных образовательных программ; специфику использования ИКТ в педагогической

деятельности

- **ИОПК-2.2.** Уметь разрабатывать цели, планируемые результаты, содержание, организационно-методический инструментарий, диагностические средства оценки результативности основных и дополнительных образовательных программ, отдельных их компонентов, в том числе с использованием ИКТ; выбирать организационно-методические средства реализации дополнительных образовательных программ в соответствии с их особенностями
- **ИОПК-2.3.** Владеть дидактическими и методическими приемами разработки и технологиями реализации основных и дополнительных образовательных программ; приемами использования ИКТ.
- ОПК-8 Способен осуществлять педагогическую деятельность на основе специальных научных знаний;

**Код и наименование индикатора достижения общепрофессиональной компетенции (ИОПК):**

- **ИОПК-8.1.** Знать историю, теорию, закономерности и принципы построения и функционирования образовательных (педагогических) систем, роль и место образования в жизни личности и общества; культурно-исторические, нормативно-правовые, аксиологические, этические, медико-биологические, эргономические, психологические основы (включая закономерности, законы, принципы) педагогической деятельности; классические и инновационные педагогические концепции и теории; теории социализации личности, индикаторы индивидуальных особенностей траекторий жизни, их возможные девиации, а также основы их психодиагностики; основы психодидактики, поликультурного образования, закономерностей поведения в социальных сетях; законы развития личности и проявления личностных свойств, психологические законы периодизации и кризисов развития
- **ИОПК-8.2.** Уметь осуществлять педагогическое целеполагание и решать задачи профессиональной педагогической деятельности на основе специальных научных знаний; оценивать результативность собственной педагогической деятельности
- **ИОПК-8.3.** Владеть алгоритмами и технологиями осуществления профессиональной педагогической деятельности на основе специальных научных знаний; приемами педагогической рефлексии; навыками развития у обучающихся познавательной активности, самостоятельности, инициативы, творческих способностей, формирования гражданской позиции, способности к труду и жизни в условиях современного мира, формирования у обучающихся культуры здорового и безопасного образа жизни.

**Профессиональные компетенции (ПК):**

- ПК-3 Способен организовывать совместную и индивидуальную учебную и воспитательную деятельность обучающихся, в том числе с особыми образовательными потребностями, в соответствии с требованиями ФГОС;

**Код и наименование индикатора достижения профессиональной компетенции**

- **ИПК-3-1.** Проектирует диагностируемые цели (требования к результатам) совместной и индивидуальной учебной и воспитательной деятельности обучающихся, в том числе с особыми образовательными потребностями, в соответствии с требованиями ФГОС.
- **ИПК-3-2.** Использует педагогически обоснованные содержание, формы, методы и приемы организации совместной и индивидуальной учебной и воспитательной деятельности обучающихся.
- **ИПК-3-3.** Управляет учебными группами с целью вовлечения обучающихся в процесс обучения и воспитания, оказывает помощь и поддержку в организации деятельности ученических органов самоуправления.

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

- **ИПК-3-4.** Осуществляет педагогическое сопровождение социализации и профессионального самоопределения обучающихся.
- ПК-4 Способен осуществлять контроль и оценку формирования образовательных результатов обучающихся, выявлять и корректировать трудности в обучении;

**Код и наименование индикатора достижения профессиональной компетенции**

- **ИПК-4-1.** Осуществляет выбор содержания, методов, приемов организации контроля и оценки, в том числе с использованием ИКТ, в соответствии с установленными требованиями к образовательным результатам обучающихся
- **ИПК-4-2.** Обеспечивает объективность и достоверность оценки образовательных результатов обучающихся
- **ИПК-4-3.** Выявляет и корректирует трудности в обучении, разрабатывает предложения по совершенствованию образовательного процесса
- ПК-5 Способен взаимодействовать с участниками образовательных отношений в рамках реализации образовательных программ.

**Код и наименование индикатора достижения профессиональной компетенции**

- **ИПК-5-1.** Взаимодействует с родителями (законными представителями) обучающихся с учетом требований нормативно-правовых актов в сфере образования и индивидуальной ситуации обучения, воспитания, развития обучающегося
- **ИПК-5-2.** Взаимодействует со специалистами в рамках психолого-медико-педагогического консилиума
- **ИПК-5-3.** Взаимодействует с представителями организаций образования, социальной и духовной сферы, СМИ, бизнес-сообществ и др.

**Обобщенные трудовые функции (ОТФ), 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).
- Преподавание по дополнительным общеобразовательным программам (ОТФ 3.1. ПС 01.003);
- Организационно-методическое обеспечение реализации дополнительных общеобразовательных программ (ОТФ 3.2. ПС 01.003);
- Организационно-педагогическое обеспечение реализации дополнительных общеобразовательных программ (ОТФ 3.3. ПС 01.003).
- Преподавание по программам профессионального обучения, СПО и ДПП, ориентированным на соответствующий уровень квалификации (ОТФ 3.1. ПС 01.004);
- Организация и проведение учебно-производственного процесса при реализации образовательных программ
- различного уровня и направленности (ОТФ 3.2. ПС 01.004);
- Организационно-педагогическое сопровождение группы (курса) обучающихся по программам СПО (ОТФ 3.3. ПС 01.004);
- Организационно-педагогическое сопровождение группы (курса) обучающихся по программам ВО (ОТФ 3.4. ПС 01.004);
- Проведение профориентационных мероприятий со школьниками и их родителями (законными представителями) (ОТФ 3.5. ПС 01.004);



Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

- Организационно-методическое обеспечение реализации программ профессионального обучения, СПО и ДПП, ориентированных на соответствующий уровень квалификации (ОТФ 3.6. ПС 01.004);
- Научно-методическое и учебно-методическое обеспечение реализации программ профессионального обучения, СПО и ДПП (ОТФ 3.7. ПС 01.004);
- Преподавание по программам бакалавриата и ДПП, ориентированным на соответствующий уровень квалификации (ОТФ 3.8. ПС 01.004);
- Преподавание по программам бакалавриата, специалитета, магистратуры и ДПП, ориентированным на соответствующий уровень квалификации (ОТФ 3.9. ПС 01.004);
- Преподавание по программам аспирантуры (адъюнктуры), ординатуры, ассистентуры-стажировки и ДПП, ориентированным на соответствующий уровень квалификации (ОТФ 3.10. ПС 01.004).

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 (УК-1; ОПК-2; ПК-3; ПК-4; ПК-5);
- понятия и законы химии (ОПК-8; ПК-3; ПК-4);
- состав, строение и химические свойства основных простых веществ и химических соединений, связь строения вещества и протекания химических процессов (УК-1; ОПК-2; ПК-3; ПК-4; ПК-5);
- классы неорганических соединений, методы их получения и химические свойства (УК-1; ОПК-2; ПК-3; ПК-4; ПК-5);
- закономерности изменения физико-химических свойств простых и сложных веществ в зависимости от положения составляющих их элементов в Периодической системе (УК-1; ОПК-2; ОПК-8; ПК-3; ПК-4; ПК-5).

**Уметь:**

- применять теоретические знания для решения конкретных задач в химии системы (УК-1; ОПК-2; ОПК-8; ПК-3; ПК-4; ПК-5);
- пользоваться таблицей Менделеева, таблицей растворимости и рядом напряжений металлов (УК-1; ОПК-2; ОПК-8; ПК-3; ПК-4; ПК-5);
- составлять электронные формулы атомов и структурные формулы молекул (УК-1; ОПК-2; ОПК-8; ПК-3; ПК-4; ПК-5);
- составлять формулы веществ и уравнения химических реакций (УК-1; ОПК-2; ОПК-8; ПК-3; ПК-4; ПК-5);
- устанавливать взаимосвязи между строением веществ и их превращениями в неорганических системах для различных элементов Периодической системы, составлять уравнения реакций (УК-1; ОПК-2; ОПК-8; ПК-3; ПК-4; ПК-5);
- использовать принцип периодичности и Периодическую систему для предсказания свойства простых и сложных химических соединений и закономерностей в их изменении (УК-1; ОПК-2; ОПК-8; ПК-3; ПК-4; ПК-5);
- планировать/проводить эксперимент по получению и распознаванию важнейших неорганических соединений, с учетом приобретенных знаний о правилах безопасной работы с веществами (УК-1; ОПК-2; ОПК-8; ПК-3; ПК-4; ПК-5);

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

- оформлять результаты экспериментальных и теоретических работ, формулировать выводы;
- пользоваться базой данных по термодинамическим, структурным и физическим свойствам веществ (УК-1; ОПК-2; ОПК-8; ПК-3; ПК-4; ПК-5);
- оценивать возможность протекания химической реакции (УК-1; ОПК-2; ОПК-8; ПК-3; ПК-4; ПК-5);
- самостоятельно работать с учебной, научной и справочной литературой по химическим дисциплинам (УК-1; ОПК-2; ОПК-8; ПК-3; ПК-4; ПК-5).

**Владеть:**

- навыками решения конкретных теоретических и экспериментальных задач (УК-1; ОПК-2; ОПК-8; ПК-3; ПК-4; ПК-5);
- теоретическими методами описания свойств простых и сложных веществ на основе электронного строения их атомов и положения в Периодической системе химических элементов (УК-1; ОПК-2; ОПК-8; ПК-3; ПК-4; ПК-5);
- методом систематизации сведений о свойствах химических элементов и их соединений на основе Периодической системы элементов Д.И. Менделеева (УК-1; ОПК-2; ОПК-8; ПК-3; ПК-4; ПК-5);
- основами теории химии элементов; навыками решения конкретных теоретических и экспериментальных задач навыками выявления взаимосвязи между строением электронных оболочек атомов и физическими и химическими свойствами элементов и их соединений, имеющих биогенную роль (УК-1; ОПК-2; ОПК-8; ПК-3; ПК-4; ПК-5);
- методами простейших химических расчетов с использованием различных способов выражения концентрации раствора, констант химического равновесия и скорости химической реакции (УК-1; ОПК-2; ОПК-8; ПК-3; ПК-4; ПК-5);
- основными способами проведения и описания химического эксперимента (УК-1 ОПК-2; ОПК-8; ПК-3; ПК-4; ПК-5);
- методами поиска химической информации с использованием различных источников (справочных, научных и научно-популярных изданий, компьютерных баз данных, ресурсов Интернета) (УК-1; ОПК-2; ОПК-8; ПК-3).

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

Номер недели	Наименование тем (вопросов), изучаемых по данной дисциплине	Занятия			Самостоятельная работа студентов		Формы контроля	Количество о баллов		Перечень компетенций	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	УК-1; ОПК-2; ОПК-8; ПК-3; ПК-4; ПК-5	[1-5]
2	Водород. Пероксид водорода.	2	2	4	Водород. Нахождение в природе. Получение, свойства и применение водорода; физические и химические свойства. Применение пероксида водорода на практике. Подготовка к лабораторной работе.	4	Коллоквиум, письменные домашние задания (конспект), подготовка и выполнение лабораторной работы; контрольная работа (письм)	0	3	УК-1; ОПК-2; ОПК-8; ПК-3; ПК-4; ПК-5	[1-5]
3	p-элементы VII группы.	2	2	4	Свойства галогенов, межмолекулярные взаимодействия и физические свойства простых веществ. Получение галогенов.	5	Коллоквиум, письменные домашние задания (конспект), подготовка и	0	3	УК-1; ОПК-2; ОПК-8; ПК-3; ПК-4;	[1-5]

					Применение галогенов. Физические свойства (энергия диссоциации, дипольный момент, температура плавления, кипения) галогеноводородов. Способы получения. Подготовка к лабораторной работе.		выполнение лабораторной работы; контрольная работа (письм)			ПК-5	
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.	4	Коллоквиум, письменные домашние задания (конспект), подготовка и выполнение лабораторной работы; контрольная работа (письм)	0	3	УК-1; ОПК-2; ОПК-8; ПК-3; ПК-4; ПК-5	[1-5]
5	p–элементы V группы. Азот.	2	2	4	Роль соединений азота в экологии и в биологических процессах. Применение простого вещества. Методы связывания молекулярного азота. Зависимость состава продуктов взаимодействия азотной кислоты с металлами от концентрации HNO <sub>3</sub> и природы металла. Подготовка к лабораторной работе.	4	Коллоквиум, письменные домашние задания (конспект), подготовка и выполнение лабораторной работы; контрольная работа (письм)	0	3	УК-1; ОПК-2; ОПК-8; ПК-3; ПК-4; ПК-5	[1-5]
6	p–элементы V	2	2	4	Роль соединений фосфора в	4	Коллоквиум,	0	3	УК-1;	[1-5]

Владелец процесса 7.5.3: Отдел документооборота  
Вид документа: Положение по деятельности

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

	группы. Фосфор. Мышьяк. Сурьма. Висмут.				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.		письменные домашние задания (конспект), подготовка и выполнение лабораторной работы; контрольная работа (письм)			ОПК-2; ОПК-8; ПК-3; ПК-4; ПК-5	
7	p–элементы IV группы. Углерод. Кремний. Олово. Свинец.	2	2	8	Основные природные соединения, принципы получения из них углерода, кремния. Применение простых веществ. Алмаз, графит, карбин, фуллерены — полиморфные формы углерода. Основные природные соединения, принципы получения из них германия, олова, свинца. Применение простых веществ. Характерные степени окисления и координационные числа в ряду C–Si–Ge–Sn–Pb. Подготовка к лабораторной работе.	5	Коллоквиум, письменные домашние задания (конспект), подготовка и выполнение лабораторной работы; контрольная работа (письм)	0	3	УК-1; ОПК-2; ОПК-8; ПК-3; ПК-4; ПК-5	[1-5]
8	p–элементы III группы.	2	2	4	Основные природные соединения, принципы получения из них бора, алюминия, галлия, индия,	4	Коллоквиум, письменные домашние задания (конспект),	0	4	УК-1; ОПК-2; ОПК-8; ПК-3; ПК-4;	[1-5]

					таллия. Применение простых веществ. Получение бора из природных соединений. Применение бора и его соединений. Подготовка к лабораторной работе.		подготовка и выполнение лабораторной работы; контрольная работа (письм)			ПК-5	
9	s–элементы I, II групп.	2	2	8	<b>Подготовка к 1-ой РУБЕЖНОЙ АТТЕСТАЦИОННОЙ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЕ</b>		<b>1-ая РУБЕЖНАЯ АТТЕСТАЦИОННАЯ КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА</b> КОМПЬЮТЕРНОЕ ТЕСТИРОВАНИЕ (25 баллов)	0	25	УК-1; ОПК-2; ОПК-8; ПК-3; ПК-4; ПК-5	[1-5]
10	d– и f–элементы III группы.	2	2	1	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. Подготовка к лабораторной работе.	5	Коллоквиум, письменные домашние задания (конспект), подготовка и выполнение лабораторной работы; контрольная работа (письм)	0	3	УК-1; ОПК-2; ОПК-8; ПК-3; ПК-4; ПК-5	[1-5]

<b>11</b>	d–элементы IV группы.	2	2	1	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.	4	Коллоквиум, письменные домашние задания (конспект), подготовка и выполнение лабораторной работы; контрольная работа (письм)	0	3	УК-1; ОПК-2; ОПК-8; ПК-3; ПК-4; ПК-5	[1-5]
<b>12</b>	d–элементы V группы.	2	2	2	Природные соединения, 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.	5	Коллоквиум, письменные домашние задания (конспект), подготовка и выполнение лабораторной работы; контрольная работа (письм)	0	3	УК-1; ОПК-2; ОПК-8; ПК-3; ПК-4; ПК-5	[1-5]

					Подготовка к лабораторной работе.						
13	d–элементы VI группы. Хром.	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 <sub>3</sub> и кислот Н <sub>2</sub> ЭО <sub>4</sub> . Комплексные соединения d-элементов 6-ой группы. Подготовка к лабораторной работе.	4	Коллоквиум, письменные домашние задания (конспект), подготовка и выполнение лабораторной работы; контрольная работа (письм)	0	3	УК-1; ОПК-2; ОПК-8; ПК-3; ПК-4; ПК-5	[1-5]
14	d–элементы VII группы. Марганец.	2	2	4	Природные соединения, 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.	4	Коллоквиум, письменные домашние задания (конспект), подготовка и выполнение лабораторной работы; контрольная работа (письм)	0	3	УК-1; ОПК-2; ОПК-8; ПК-3; ПК-4; ПК-5	[1-5]
15	d–элементы VIII группы.	2	2	4	Сопоставление строения и химических свойств соединений Fe, Co, Ni со степенью окисления II и III. Сравнение строения и свойств комплексных (цианиды,	5	Коллоквиум, письменные домашние задания (конспект), подготовка и выполнение	0	3	УК-1; ОПК-2; ОПК-8; ПК-3; ПК-4; ПК-5	[1-5]



					аммиакаты, галогениды) соединений железа, кобальта, никеля. Подготовка к лабораторной работе.		лабораторной работы; контрольная работа (письм)				
<b>16</b>	d–элементы I- II групп.				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. Природные соединения, получение, применение, физические и химические свойства цинка, кадмия, ртути. Сравнение строения и свойств оксидов, гидроксидов и галогенидов d-элементов 2-ой группы. Подготовка к лабораторной работе.	5	Коллоквиум, письменные домашние задания (конспект), подготовка и выполнение лабораторной работы; контрольная работа (письм)	0	3	УК-1; ОПК-2; ОПК-8; ПК-3; ПК-4; ПК-5	[1-5]
<b>17</b>	p–элементы VIII группы. Благородные газы.				Электронная конфигурация, величины радиусов и энергии ионизации атомов благородных газов. Получение, строение, свойства благородных газов: температура фазовых	4	Коллоквиум, письменные домашние задания (конспект), подготовка и выполнение лабораторной	0	4	УК-1; ОПК-2; ОПК-8; ПК-3; ПК-4; ПК-5	[1-5]

Владелец процесса 7.5.3: Отдел документооборота  
Вид документа: Положение по деятельности

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

					переходов, растворимость в воде, клатраты. Применение благородных газов. Подготовка к лабораторной работе.		работы; контрольная работа (письм)				
18					<b>2-ая РУБЕЖНАЯ АТТЕСТАЦИОННАЯ КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА (КОМПЬЮТЕРНЫЙ ТЕСТ) 25 баллов</b>			0	25		
<b>Итого:</b>		34	34	68		71		0	100		

## 6. Образовательные технологии

Лекции с использованием мультимедийных презентаций, лекции-беседы, лекции-диалоги, эвристические лекции, лекции-визуализации, практические занятия, лабораторные занятия, самостоятельная работа студентов.

Используются балльно-рейтинговая технология оценки знаний, а также технологии дистанционного обучения.

Используются интерактивные методы обучения: ситуационные задачи, исследовательский метод обучения, деловые игры, разноуровневые письменные домашние задания (все темы), самостоятельная работа студентов.

№/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: <a href="http://dist-edu.nosu.ru/">http://dist-edu.nosu.ru/</a>
2	Водород. Пероксид водорода.	Лекция Практическое Лабораторное	2 2 4	Поисковая лабораторная работа	Метод работы в малых группах
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: <a href="http://dist-edu.nosu.ru/">http://dist-edu.nosu.ru/</a>
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: <a href="http://dist-edu.nosu.ru/">http://dist-edu.nosu.ru/</a>
7	p-элементы IV группы. Углерод. Кремний.	Лекция Практическое	2 2	Поисковая лабораторная	Метод работы в малых группах

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

	Олово. Свинец.	Лабораторное	8	работа	
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 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: <a href="http://dist-edu.nosu.ru/">http://dist-edu.nosu.ru/</a>
10	d– и f–элементы III группы.	Лекция Практическое Лабораторное	2 2 1	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 1	Лекция-беседа, лекция в диалоговом режиме; Поисковая лабораторная работа Решение задач	Метод работы в малых группах, разноуровневые письменные задания
12	d–элементы V группы.	Лекция Практическое Лабораторное	2 2 2	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	Исследовательский метод обучения (Выполнение индивидуальных письменных заданий)

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

				работа Решение задач	
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; Поисковая лабораторная работа 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 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://dist-edu.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](http://www.yandex.ru), [www.google.ru](http://www.google.ru), а также специальные поисковые системы: [www.chem.msu.su](http://www.chem.msu.su), [www.chemnavigator.hotbox.ru](http://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.

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

Задания для самостоятельной работы составляются по разделам и темам, по которым не предусмотрены аудиторные 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://dist-edu.nosu.ru/>).

Вопросы для самостоятельной работы, а также формы контроля приведены в Учебно-методической карте дисциплины «Неорганическая химия» (Табл. 5.1.), а также на сайте дистанционного обучения СОГУ площадка системы «MOODLE» по ссылке: <http://dist-edu.nosu.ru/>.

**Типовые контрольные задания**

**для самостоятельной работы студентов (письменные работы - конспекты) – 71 ч.**

1. Понятия оксида, кислоты, основания и соли с точки зрения теории электролитической диссоциации. (5 ч.)
2. Водород. Нахождение в природе. Получение, свойства и применение водорода; физические и химические свойства. Кислород (общая характеристика, строение, способы получения, физические и химические свойства). Применение кислорода и пероксида водорода на практике. (4 ч.)
3. 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. (5ч.)
4. Закономерности в изменении физических свойств простых веществ р– элементы VI группы: энергия кристаллической решетки, температура фазовых превращений. Получение простых веществ из природных соединений. Применение халькогенов и их соединений. (4 ч.)

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

5. Роль соединений азота в экологии и в биологических процессах. Применение простого вещества. Методы связывания молекулярного азота. Зависимость состава продуктов взаимодействия азотной кислоты с металлами от концентрации  $\text{HNO}_3$  и природы металла. (4 ч.)
6. 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. (4 ч.)
7. Основные природные соединения, принципы получения из них углерода, кремния. Применение простых веществ. Алмаз, графит, карбин, фуллерены — полиморфные формы углерода. Основные природные соединения, принципы получения из них германия, олова, свинца. Применение простых веществ. Характерные степени окисления и координационные числа в ряду  $\text{C-Si-Ge-Sn-Pb}$ . (5 ч.)
8. 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. (4ч.)
9. 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. (5 ч.)
10. 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. (4 ч.)
11. Природные соединения, 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. (5ч.)
12. 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  $\text{ЭО}_3$  и кислот  $\text{H}_2\text{ЭО}_4$ . Комплексные соединения d-элементов 6-ой группы. (4 ч.)
13. Природные соединения, получение, физические, химические свойства и применение простых веществ d-элементов 7-ой группы. Сопоставление свойств соединений марганца с различными степенями окисления. (4 ч.)
14. 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. (5 ч.)
15. 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. Природные соединения, получение, применение, физические и химические свойства цинка, кадмия, ртути. Сравнение строения и свойств оксидов, гидроксидов и галогенидов d-элементов 2-ой группы. (5 ч.)
16. Электронная конфигурация, величины радиусов и энергии ионизации атомов благородных газов. Получение, строение, свойства благородных газов: температура

фазовых переходов, растворимость в воде, клатраты. Применение благородных газов. (4 ч.)

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

### БАЛЛЬНАЯ СТРУКТУРА ОЦЕНКИ.

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



## Типовые 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:  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ? Написать уравнения соответствующих реакций.
2. Какие из указанных соединений будут попарно взаимодействовать:  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ? 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  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  и  $\text{H}_3\text{PO}_4$  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)  $\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ;  
б)  $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ;  
в)  $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ .

### 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  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Ион  $\text{H}^-$  и основные типы гидридов.
2. Кислород (общая характеристика, строение, способы получения, физические и химические свойства). Оксиды. Озон (получение, строение, свойства и применение). Озониды.
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».

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

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 (НГ). Автопротолиз НГ.
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 НГО–НГО<sub>2</sub>–НГО<sub>3</sub>–НГО<sub>4</sub>: 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 НСlО–НСlО<sub>2</sub>–НСlО<sub>3</sub>–НСlО<sub>4</sub>. Дать названия этим кислотам. Как получают хлорат калия и где его применяют? Написать уравнения реакции хлората калия с иодом в сернокислой среде.

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

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 уравнивать 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):*

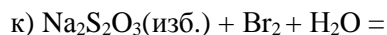
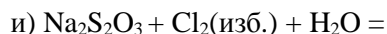
1. Закономерности в изменении электронной конфигурации, величин радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону, характерных степеней окисления, электроотрицательности и координационных чисел атомов p –элементов VI группы.
2. Закономерности в изменении физических свойств простых веществ: энергия кристаллической 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  $\text{ЭO}_2$  и  $\text{ЭO}_3$ . Условия окисления  $\text{SO}_2$  в  $\text{SO}_3$ . Оксокислоты  $\text{H}_2\text{SO}_3$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$ : строение анионов и химические свойства.
5. Получение, строение и окислительные свойства  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Термическая устойчивость сульфатов. Сопоставление силы кислот, термической устойчивости и окислительной активности оксокислот  $\text{H}_2\text{SO}_3$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Особенности строения и свойств ортотеллуровой кислоты  $\text{H}_6\text{TeO}_6$ . 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?

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

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  $\text{SOCl}_2$  и  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$ ? 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) бромида 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)  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3(\text{изб.}) + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} =$



## 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 ЭН<sub>3</sub>. 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 NH<sub>3</sub> с гидроксиламина NH<sub>2</sub>OH и гидразина N<sub>2</sub>H<sub>4</sub> (кислотно-основных и окислительно-восстановительных). Строение и свойства азотистоводородной кислоты.
5. Получение, состав, строение и закономерности в изменении свойств оксидов азота: N<sub>2</sub>O, NO, N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, NO<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> и N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>. Термическое разложение нитратов металлов. Получение, сопоставление строения и свойств азотистой HNO<sub>2</sub> и азотной HNO<sub>3</sub> кислот: термодинамическая устойчивость, кислотные и окислительно-восстановительные свойства водных растворов.
6. Зависимость состава продуктов взаимодействия азотной кислоты с металлами от концентрации HNO<sub>3</sub> и природы металла.
7. Получение, сопоставление кислотно-основных, окислительно-восстановительных свойств и термической устойчивости кислот H<sub>3</sub>PO<sub>2</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>. Взаимодействие фосфорного ангидрида с водой. Полифосфорные кислоты. Орто-, пиро-, линейные и циклические мета-, полифосфаты. Взаимодействие растворимых солей H<sub>3</sub>PO<sub>2</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> с AgNO<sub>3</sub>.
8. Особенности кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств оксосоединений мышьяка, сурьмы и висмута. Общие тенденции в изменении строения и свойств оксидов и оксокислот p–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<sub>4</sub>Cl, (NH<sub>4</sub>)<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, NH<sub>4</sub>NO<sub>2</sub>, NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>, (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>. 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:

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

- 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:  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{AgNO}_3$ . 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  $\text{HCl}$ .

Уравнять ионно–электронным методом.

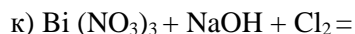
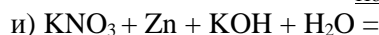
11. Охарактеризовать изменение характера связи в ряду  $\text{NCl}_3\text{—PCl}_3\text{—AsCl}_3\text{—SbCl}_3\text{—BiCl}_3$ . Написать уравнения реакций гидролиза в молекулярном и ионном виде, указать условия их протекания.  
12. Сравнить окислительную активность соединений: нитрата натрия, фосфата 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:  $\text{As}_2\text{S}_3$ ,  $\text{Sb}_2\text{S}_3$ ,  $\text{Bi}_2\text{S}_3$  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)  $\text{HNO}_3 + \text{HCl} + \text{Pt} =$



## 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  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaOH}$ , 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  $\text{C–Si–Ge–Sn–Pb}$ . Алмаз, графит, карбин, фуллерены — полиморфные формы углерода.
5. Водородные соединения элементов 4-ой группы. Различия в реакционной способности углеводородов и силанов.
6. Кислородные соединения p-элементов 4-ой группы. Молекулы  $\text{CO}$  и  $\text{CO}_2$ : получение, сопоставление строения, физических и химических (взаимодействие с  $\text{H}_2\text{O}$ , металлами, окислительно-восстановительные свойства,  $\text{CO}$  и  $\text{CO}_2$  как лиганды) свойств.
7. Карбонилы металлов. Строение и свойства  $\text{H}_2\text{CO}_3$ . Термодинамическая устойчивость карбонатов. Строение и свойства  $\text{SiO}_2$ . Сопоставление строения и свойств  $\text{CO}_2$  и  $\text{SiO}_2$ , карбонатов и силикатов. Основные типы структур силикатов.
8. Строение и свойства циановодорода, родановодорода и их производных (цианид  $\text{CN}^-$ , тиоционат ( $\text{SCN}^-$ )-ионы). Сульфиды германия, олова и свинца.
9. Закономерности в изменении строения и химических свойств оксидов и гидроксидов  $\text{Ge}$ ,  $\text{Sn}$  и  $\text{Pb}$  (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.

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

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 p–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.
4. 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.
5. Закономерности в строении и свойствах основных типов соединений щелочноземельных элементов: оксидов, гидроксидов, карбонатов, галогенидов.
6. Диагональное сходство литий — магний; диагональное сходство бериллий — алюминий.
7. Применение бериллия, магния и щелочноземельных элементов.

### Письменное домашнее задание (упражнения):

1. Как изменяются радиус атома, энергия ионизации, энергия гидратации и химическая активность в ряду Li – Cs? Ответ подтвердить уравнениями реакций.
2. Как изменяются радиус атома, энергия ионизации, энергия гидратации и химическая активность в ряду Be – Ba? Ответ подтвердить уравнениями реакций.
3. 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.
4. Как изменяются кислотно–основные свойства в ряду  $\text{Be}(\text{OH})_2$  —  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  и почему? Написать уравнения реакций, подтверждающих амфотерные свойства  $\text{Be}(\text{OH})_2$  в молекулярном и ионном виде.

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

5. Написать уравнения реакций пероксида бария:
  - а) с серной кислотой;
  - б) с раствором нитрата серебра;
  - в) с раствором иодида калия в присутствии хлороводородной кислоты.
6. Указать, какие свойства проявляет пероксид бария в каждой реакции.
7. 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.
8. Какие свойства гидроксида лития отличают это соединение от гидроксидов остальных щелочных металлов? Дайте объяснения на основе поляризационных представлений.
9. 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  $\text{NaHCO}_3$  существует в виде твердой соли, а  $\text{Ca(HCO}_3)_2$  – только в растворе?

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

### **Вопросы для подготовки (коллоквиум):**

1. Закономерности в изменении электронных конфигураций, радиусов, энергий ионизации, характерных степеней окисления и координационных чисел атомов.
2. 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.
3. Редкоземельные элементы с переменной степенью окисления, особенности Ce(IV) и Eu(II). Разделение и применение РЗЭ.
4. 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.

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

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  $\text{TiO}_2$ ?
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  $\Delta H_f^\circ$  и  $\Delta G_f^\circ$ , установите, какой из методов получения  $\text{TiCl}_4$  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  $\text{TiCl}_4$  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):**

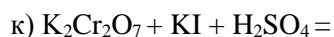
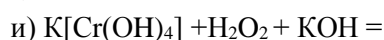
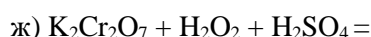
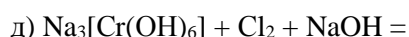
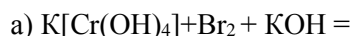
1. Сопоставление электронных конфигураций, величин радиусов, энергий ионизации, характерных степеней окисления, координационных чисел атомов p-элементов и d-элементов 6-ой группы.
2. Сравнение химических и физических свойств простых веществ d-элементов 6-ой группы. Их получение из природных соединений и применение.
3. Сопоставление строения и свойств высших оксидов  $\text{ЭO}_3$  и кислот  $\text{H}_2\text{ЭO}_4$ . Комплексные соединения d-элементов 6-ой группы.

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

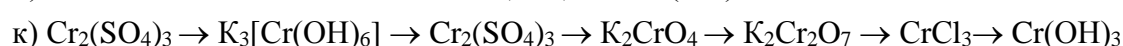
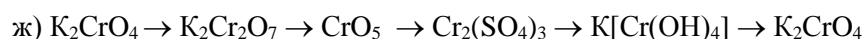
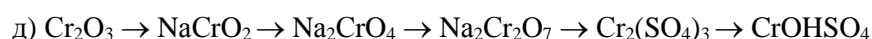
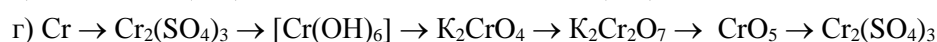
4. Сопоставление кислотно-основных, окислительно-восстановительных свойств соединений хрома в ряду Cr (VI)—Cr (III)—Cr (II).

**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 гидрооксидов марганца с увеличением степени окисления марганца? Написать уравнения реакций получения  $\text{MnO}_2$ , 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  $\text{MnO}_2$ . 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)  $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 \rightarrow \text{MnOHCl}$

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

- 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  $\text{FeSO}_4$  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 однотипных 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  $\text{CuCl}_2$  и  $\text{AuCl}_3$ .
  - б) Подвергаются ли гидролизу соли серебра? Почему?
3. Охарактеризовать взаимодействие меди, серебра и золота с кислотами. Написать уравнения реакций.

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

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  $\text{XeF}_2$ ,  $\text{XeF}_4$ ,  $\text{XeF}_6$  (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:  
 $\text{XeF}_6 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \dots$ ,  $\text{XeO}_2 + \text{NaOH} + \text{O}_3 = \dots$ ,  
 $\text{Ba}_2\text{XeO}_6 + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{безв.}) = \dots$
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.

### Типовые 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).

## 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:  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Fe}(\text{HSO}_4)_3$ ,  $\text{FeOH}\text{SO}_4$ ,  $\text{FeSO}_4 \times 7\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{FeOCl}$ ,  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ .  
Назовите ионы:  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{FeOH}^+$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2^+$ ,  $\text{HSiO}_3^-$ .
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:  $\text{MnO}$ ,  $\text{MnSO}_4 \times 7\text{H}_2\text{O}$ ,  $(\text{MnOH})_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Mn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{HMnO}_4$ ,  $\text{Mn}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{Mn}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{SbOCl}$ .  
Назовите ионы:  $\text{Sn}^{2+}$ ,  $\text{MgOH}^+$ ,  $\text{MnO}_4^{2-}$ ,  $\text{HPO}_4^{2-}$ .
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:  $\text{PbO}_2$ ,  $\text{Pb}(\text{OH})_2$ ,  $(\text{PbOH})_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Pb}(\text{MnO}_4)_2$ ,  $\text{Pb}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \times 4\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{MnO}_4$ ,  $\text{FeONO}_3$ .  
Назовите ионы:  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{MnOH}^+$ ,  $\text{MnO}_4^-$ ,  $\text{HCO}_3^-$ .
2. Напишите формулы химических соединений и ионов: оксид железа (III), гидроксид цинка, фосфат никеля (II), гексагидрат хлорида кальция, ион аммония, ион гидроксоалюминия, дихромат-ион.

**Вариант № 4**

1. Назовите химические соединения; укажите, к какому классу они относятся:  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Co}(\text{OH})_2$ ,  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ,  $\text{NiSO}_4 \times 7\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ ,  $\text{Cr}_2(\text{HPO}_4)_3$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{CrONO}_3$ .  
Назовите ионы:  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2^+$ ,  $\text{HSO}_3^-$ ,  $\text{CrO}_4^{2-}$ .
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:  $\text{Cu}_2\text{O}$ ,  $\text{CuOH}$ ,  $\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}$ ,  $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Cu}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{HPO}_3$ ,  $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{MgO}_2$ .  
Назовите ионы:  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{CuOH}^+$ ,  $\text{HPO}_4^{2-}$ ,  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ .
2. Напишите формулы химических соединений и ионов: дигидрофосфат кальция, сульфат гидроксохрома (II), гидроксид висмута (III), декагидрат сульфата натрия, оксид фосфора (V), ион гидроксожелеза (II), ион хрома (III).

**Вариант № 6**

1. Назовите химические соединения; укажите, к какому классу они относятся:  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{CrONO}_3$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{CaO}_2$ ,  $\text{ZnOHCl}$ ,  $\text{FeCl}_3 \times 6\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Pb}(\text{OH})_2$ .  
Назовите ионы:  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{CrOH}^{2+}$ ,  $\text{HSO}_4^-$ ,  $\text{Cl}^-$ .
2. Напишите формулы химических соединений и ионов: гексагидрат нитрата железа (III), оксид висмута (III), фосфат никеля (II), пероксид водорода, сульфат хрома (II), ион гидроксомарганца (II), нитрит-ион.

**Вариант № 7**

1. Назовите химические соединения; укажите, к какому классу они относятся:  $\text{SnO}_2$ ,  $\text{SnOHCl}$ ,  $\text{Pb}(\text{HSO}_4)_2$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \times 10\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{SrO}_2$ .  
Назовите ионы:  $\text{Al}(\text{OH})_2^+$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{BiOH}^{2+}$ ,  $\text{HCO}_3^-$ .
2. Напишите формулы химических соединений и ионов: пероксид калия, гидроксид висмута (III), хлороводородная кислота, дифосфат калия, оксид-ион, ион гидроксожелеза (III), гидросиликат-ион.

**Вариант № 8**

1. Назовите химические соединения; укажите, к какому классу они относятся:  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $(\text{CoOH})_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ,  $\text{FeSO}_4 \times 7\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{CrOCl}$ .  
Назовите ионы:  $\text{Li}^+$ ,  $\text{ZnOH}^+$ ,  $\text{ClO}_4^-$ ,  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ .

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

2. Напишите формулы химических соединений и ионов: оксид мышьяка (V), сернистая кислота, гидроксид никеля (II), дигидрат сульфата кальция; гидрокарбонат висмута (III), нитрат гидроксомеди (II), дифосфат-ион.

## 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.

### Химические 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)  $Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow Cu \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu(NO_3)_2$ .

## 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.

### Вопросы и упражнения.

1. С какими из перечисленных ниже веществ водород будет вступать в реакцию: S, Li, Mg,  $O_2$ ,  $Br_2$ ,  $N_2$ , CO,  $CO_2$ , CuO, CaO,  $SO_2$ , HCl,  $H_2SO_4$ ,  $Ca(OH)_2$ ,  $CaCO_3$ ,  $C_2H_6$ ,  $C_2H_4$ ? Напишите уравнения реакций и укажите условия их протекания.

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

2. Будет ли восстанавливаться водород из растворов кислот следующими металлами: Mn, Bi, Hg, Mg, Au, Al? Напишите уравнения возможных реакций.
3. Почему при обычной температуре водород малоактивен, а при нагревании вступает в химическое взаимодействие со многими металлами и неметаллами?
4. Охарактеризуйте свойства водорода и его соединений, исходя из строения атома и энергетических констант веществ.
5. Оцените устойчивость соединений водорода и их реакционную способность.
6. Составьте уравнения реакций получения водорода и его соединений и реакций, характеризующих их свойства.
7. Охарактеризовать пероксид водорода:
  - а) строение молекулы, получение, физические свойства;
  - б) кислотно-основные свойства;
  - в) окислительно-восстановительные свойства;
  - г) качественные реакции (реакции обнаружения);
  - д) условия хранения;
  - е) лекарственные препараты.
8. 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.
9. 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.

### 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  $\text{Na}_2\text{S}$  к гидролизу. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза этой соли, а также

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

рассмотрите гидролиз с позиций протолитической теории кислот и оснований. Укажите значение pH раствора  $\text{Na}_2\text{S}$  ( $\text{pH} > 7$ ,  $\text{pH} < 7$ ,  $\text{pH} \approx 7$ ). Назовите продукты гидролиза по номенклатуре ИЮПАК.

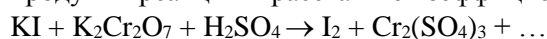
3. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:



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:

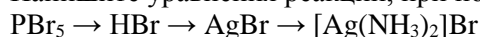


Укажите окислитель и его восстановленную форму, восстановитель и его окисленную форму.

2. Назовите химические соединения по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант); укажите, к какому классу они относятся:  $\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{FeOH}\text{SO}_4$ ,  $(\text{PbOH})_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{MnS}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ .

Назовите ионы:  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{HS}^-$ ,  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ .

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



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**

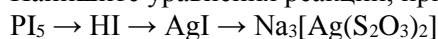
1. Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:



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

2. Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли  $\text{K}_2\text{SO}_3$  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  $\text{K}_2\text{SO}_3$  ( $\text{pH} > 7$ ,  $\text{pH} < 7$ ,  $\text{pH} \approx 7$ ). Назовите продукты гидролиза по номенклатуре ИЮПАК.

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



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**

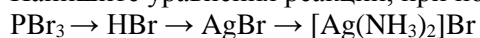
1. Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:



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.

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

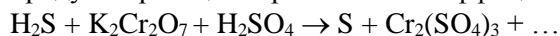


Назовите все полученные вещества по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант). Для КС укажите составные части, напишите уравнения первичной и вторичной диссоциации и выражение для общей константы нестойкости.

**Вариант № 5**

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

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  $\text{K}_2\text{S}$  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.

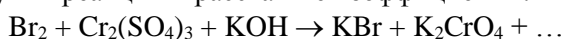
3. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:



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 № 6**

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

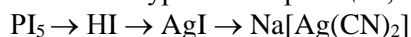


Укажите окислитель и его восстановленную форму, восстановитель и его окисленную форму.

2. Назовите химические соединения по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант); укажите, к какому классу они относятся:  $\text{FeSO}_4$ ,  $(\text{FeOH})_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Fe}(\text{HSO}_4)_2$ ,  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Ag}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CaOCl}_2$ ,  $\text{NaClO}_4$ ,  $\text{BiOCl}$ .

Назовите ионы:  $\text{ClO}^-$ ,  $\text{HSO}_3^-$ ,  $\text{HSO}_4^-$ .

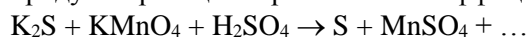
3. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:



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 № 7**

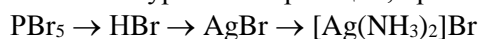
1. Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:



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

2. Составьте электронно-структурную диаграмму молекулы  $\text{H}_2\text{S}$ . Изобразите перекрывание атомных орбиталей, образующих связи в этой молекуле. Укажите форму молекулы ( $\angle 90^\circ$ ) и тип связей по характеру перекрывания атомных орбиталей.

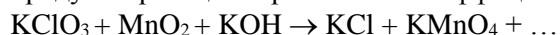
3. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:



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 № 8**

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 (VI), сульфид аммония, гидросульфид бария, сульфат гидроксожелеза (II), гидросульфат железа (III), сульфат дигидроксохрома (III), декагидрат сульфата натрия, сульфат гидроксоалюминия, гептагидрат сульфата марганца (II), сульфит-ион, гидросульфид-ион, гидросульфат-ион.

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



Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

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)

1. Получение хлора.
2. Хлорная вода, ее свойства.
3. Окислительные свойства жавелевой воды.
4. Получение брома и йода.
5. Свойства брома.
6. Свойства йода.
7. Реакции обнаружения ионов  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ .

#### Контрольные вопросы и задачи.

1. Написать уравнения реакций взаимодействия галогенов с водой и растворами щелочей (холодными и горячими).
2. Как идет разложение хлорноватистой кислоты под действием света, при нагревании, в присутствии водоотнимающего вещества?
3. Какие реакции используются обычно для получения хлоратов и перхлоратов?
4. Действием каких галогенов можно выделить свободный бром из растворов:  
а) бромида калия; б) бромата калия? Обосновать данными о стандартных электродных потенциалах и проиллюстрировать реакциями.
5. Как изменяются сила кислот и окислительные свойства в рядах:  $\text{HClO} - \text{HClO}_2 - \text{HClO}_3 - \text{HClO}_4$  и  $\text{HClO} - \text{HBrO} - \text{HIO}$ ? Почему?
6. Что такое хлорная известь, жавелевая вода? Проиллюстрировать реакциями их свойства.
7. Сравнить гидролизуемость солей в рядах:  
а)  $\text{KClO} - \text{KClO}_2 - \text{KClO}_3 - \text{KClO}_4$ ;  
б)  $\text{KClO} - \text{KBrO} - \text{KIO}$ .
8. Обосновать невозможность получения оксидов галогенов их прямым взаимодействием с кислородом.
9. Сколько миллилитров 30 %-ного раствора соляной кислоты нужно для получения из нее действием  $\text{MnO}_2$  11,2 л  $\text{Cl}_2$  (при н.у.).
10. К раствору  $\text{NaCl}$  был прилит избыток раствора  $\text{AgNO}_3$ . В результате реакции выпал осадок массой 10 г. Сколько граммов  $\text{NaCl}$  было в растворе?
11. Сколько литров  $\text{Cl}_2$  (при н.у.) образуется при взаимодействии 100 мл 36 %-ной (пл. 1,18) соляной кислоты с 50 г  $\text{KMnO}_4$ ?
12. Закончить уравнения и подобрать коэффициенты:
13.  $\text{KBr} + \text{KClO} + \text{HCl} =$
14.  $\text{KBrO}_3 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
15.  $\text{Br}_2 + \text{KOH} =$
16.  $\text{I}_2 + \text{HNO}_3(\text{конц}) =$
17.  $\text{KClO}_3 + \text{FeCl}_2 + \text{HCl} = \text{FeCl}_3 + \dots$
18. Сколько граммов  $\text{KClO}_3$  можно получить при пропускании хлора через 150 мл 40 %-ного раствора  $\text{KOH}$ ?

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

#### Вопросы для самостоятельной подготовки:

7. Общая характеристика p-элементов VI группы: электронные формулы и электронно-структурные диаграммы атомов, возможные степени окисления и валентность; особенность кислорода. Типы образуемых ионов.
8. Кислород. Оксиды, пероксиды, супероксиды.

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

9. 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.
10. Кислородные соединения серы.
  - 1) 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.
  - 2) Оксид серы (VI). Получение. Растворение в воде. Серная кислота. Окислительные свойства разбавленной и концентрированной серной кислоты. Сульфаты и гидросульфаты. Качественная реакция на сульфат-ион.
11. Тиосульфаты. Получение. Реакции с кислотами и окислителями. Качественные реакции на тиосульфат-ион.

**Примерные задания для письменной контрольной работы:**

**Вариант № 1**

4. 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.
5. Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли  $\text{Na}_2\text{S}$  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  $\text{Na}_2\text{S}$  ( $\text{pH} > 7$ ,  $\text{pH} < 7$ ,  $\text{pH} \approx 7$ ). Назовите продукты гидролиза по номенклатуре ИЮПАК.

**Вариант № 2**

2. 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.
3. Назовите химические соединения по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант); укажите, к какому классу они относятся:  $\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{FeOH}\text{SO}_4$ ,  $(\text{PbOH})_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{MnS}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ .

Назовите ионы:  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{HS}^-$ ,  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ .

**Вариант № 3**

4. 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.
5. Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли  $\text{K}_2\text{SO}_3$  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  $\text{K}_2\text{SO}_3$  ( $\text{pH} > 7$ ,  $\text{pH} < 7$ ,  $\text{pH} \approx 7$ ). Назовите продукты гидролиза по номенклатуре ИЮПАК.

**Вариант № 4**

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

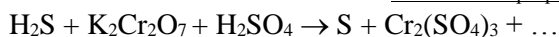
Укажите окислитель и его восстановленную форму, восстановитель и его окисленную форму.
5. Напишите формулы химических соединений и ионов: оксид серы (IV), тиосерная кислота, сульфат хрома (III), сульфат гидроксомарганца (II), гидросульфид калия, сульфид гидроксокальция, сульфит аммония, гидросульфит железа (III), гексагидрат сульфата аммония железа (II), сульфид-ион, гидросульфит-ион, тиосульфат-ион.

**Вариант № 5**

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



Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ



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

5. Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли  $\text{K}_2\text{S}$  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.

**Вариант № 6**

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

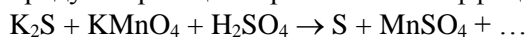


Укажите окислитель и его восстановленную форму, восстановитель и его окисленную форму.

5. Назовите химические соединения по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант); укажите, к какому классу они относятся:  $\text{FeSO}_4$ ,  $(\text{FeOH})_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Fe}(\text{HSO}_4)_2$ ,  $\text{FeSO}_4 \times 7\text{H}_2\text{O}$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Ag}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CaOCl}_2$ ,  $\text{NaClO}_4$ ,  $\text{BiOCl}$ .

**Вариант № 7**

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

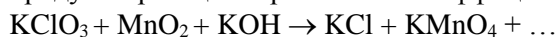


Укажите окислитель и его восстановленную форму, восстановитель и его окисленную форму.

5. Составьте электронно-структурную диаграмму молекулы  $\text{H}_2\text{S}$ . Изобразите перекрывание атомных орбиталей, образующих связи в этой молекуле. Укажите форму молекулы ( $\angle 90^\circ$ ) и тип связей по характеру перекрывания атомных орбиталей.

**Вариант № 8**

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.

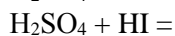
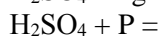
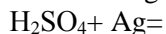
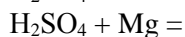
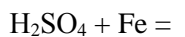
5. Напишите формулы химических соединений и ионов: оксид серы (VI), сульфид аммония, гидросульфид бария, сульфат гидроксожелеза (II), гидросульфат железа (III), сульфат дигидроксохрома (III), декагидрат сульфата натрия, сульфат гидроксоалюминия, гептагидрат сульфата марганца (II), сульфит-ион, гидросульфид-ион, гидросульфат-ион.

**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  $\text{H}_2\text{SO}_3$  и ее соли.
6. Свойства серной кислоты.
7. Реакции на ион  $\text{SO}_4^{2-}$ .

**Контрольные вопросы и задачи.**

1. Назовите аллотропные модификации серы. Чем отличается аллотропия серы?
2. Чем объясняются диэлектрические свойства серы?
3. Назовите важнейшие области применения серы.
4. Какие соединения называются тиосоединениями?
5. Дайте характеристику сульфидов элементов.
6. Дайте характеристику свойств тиосерной, двусерной и пероксодвусерной (надсерной) кислот.
7. При действии на 0,1 М раствор тиосульфата натрия ( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ) избытком серной кислоты было получено 4,8 г серы. Какой объем раствора тиосульфата натрия был взят для реакции?
8. Допisać уравнения реакций, протекающих между концентрированной серной кислотой и следующими веществами:



9. Какую массу серы надо сжечь и окислить продукт до оксида серы (VI), чтобы растворив весь полученный оксид в 400 мл 20 %-ного раствора серной кислоты (пл. 1,14), получить 60 %-ный раствор?

### 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  $\text{NBr}_3$  ( $\angle 107,5^\circ$ ) и  $\text{PBr}_3$  ( $\angle 90^\circ$ ). Составьте электронно-структурную диаграмму молекулы  $\text{PBr}_3$ . 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  $\text{K}_3\text{PO}_4$  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  $K_3PO_4$  ( $pH > 7$ ,  $pH < 7$ ,  $pH \approx 7$ ).

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)  $Mg + HNO_{3(конц.)} \rightarrow Mg(NO_3)_2 + NO\uparrow + \dots$   
б)  $Bi(NO_3)_3 + SnCl_2 + NaOH \rightarrow Bi + Na_2SnO_3 + \dots$
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  $Na_3PO_4$  ( $pH > 7$ ,  $pH < 7$ ,  $pH \approx 7$ ).
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)  $PH_3 + KMnO_4 + HCl \rightarrow H_3PO_4 + MnCl_2 + \dots$   
б)  $Bi(NO_3)_3 + SnCl_2 + NaOH \rightarrow Bi + Na_2SnO_3 + \dots$
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  $NaNO_2$  ( $pH > 7$ ,  $pH < 7$ ,  $pH \approx 7$ ).
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.

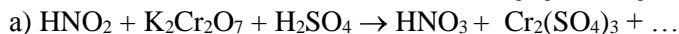
### Вариант № 5

1. Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:  
а)  $NaNO_3 + Cu + H_2SO_4 \rightarrow NO_2\uparrow + CuSO_4 + \dots$   
б)  $Bi(NO_3)_3 + SnCl_2 + NaOH \rightarrow Bi + Na_2SnO_3 + \dots$
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:  $KH_2PO_4$ ;  $BiONO_3$ ;  $Hg(NO_3)_2 \cdot 2H_2O$ ;  $NH_4CaPO_4$ ;  $Fe(NO_3)_3$ ;  $Bi(OH)_2NO_3$ ;  $As_2O_5$ ;  $H_3AsO_4$ .

### Вариант № 6

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

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ



- Объясните различие валентных углов в  $\text{NH}_3$  ( $\angle 107,5^\circ$ ) и  $\text{PH}_3$  ( $\angle 90^\circ$ ). Составьте электронно-структурную диаграмму молекулы  $\text{PH}_3$ . Изобразите перекрывание атомных орбиталей, образующих связи в этой молекуле. Укажите тип связей по характеру перекрывания атомных орбиталей и форму молекулы.
- Назовите КС  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ , укажите его составные части, напишите уравнения первичной и вторичной диссоциации, выражение для общей константы нестойкости.

**Вариант № 7**

- Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:  
а)  $\text{NaNO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$   
б)  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{SnCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Bi} + \text{Na}_2\text{SnO}_3 + \dots$
- Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли  $\text{K}_3\text{AsO}_4$  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  $\text{K}_3\text{AsO}_4$  ( $\text{pH} > 7$ ,  $\text{pH} < 7$ ,  $\text{pH} \approx 7$ ).
- Назовите соединения по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант); укажите, к какому классу они относятся:  $\text{NH}_4\text{MgPO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{HPO}_3$ ;  $\text{K}_2\text{HPO}_4$ ;  $\text{KNO}_2$ ;  $\text{FeOH}(\text{NO}_3)_2$ ;  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ;  $\text{Bi}_2\text{O}_3$ ;  $\text{SbOCl}$ .

**Вариант № 8**

- Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:  
а)  $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{MnSO}_4 + \dots$   
б)  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{SnCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Bi} + \text{Na}_2\text{S}$
- Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли  $\text{KNO}_2$  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  $\text{KNO}_2$  ( $\text{pH} > 7$ ,  $\text{pH} < 7$ ,  $\text{pH} \approx 7$ ).
- Объясните различие валентных углов в  $\text{NBr}_3$  ( $\angle 107,5^\circ$ ) и  $\text{PBr}_3$  ( $\angle 90^\circ$ ). Составьте электронно-структурную диаграмму молекулы  $\text{NBr}_3$ . Изобразите перекрывание атомных орбиталей, образующих связи в этой молекуле. Укажите тип связей по характеру перекрывания атомных орбиталей и форму молекулы.

**ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ (ОПЫТЫ)**

- Получение и свойства оксидов азота.
- Получение аммиака.
- Свойства аммиака.
- Образование аммиачных комплексов.
- Реакция на ион аммония.
- Возгонка хлорида аммония.
- Получение и свойства азотистой кислоты.
- Окислительно-восстановительные свойства нитритов.
- Свойства азотной кислоты.
- Разложение нитратов при нагревании.

**Контрольные вопросы и задачи.**

- Чем объясняется небольшая химическая активность азота в свободном состоянии?
- Укажите сходные и отличительные черты в химии азота и фосфора.
- Что такое нитриды? Какие типы нитридов вам известны? Каково значение нитридов в

технике?

4. Дайте характеристику азотной, фосфорной, азотистой кислот по силе и окислительно-восстановительной способности.
5. Составьте формулы соединений фосфора с алюминием, с серой.
6. Составьте уравнения реакций термического разложения нитрата, нитрита, фосфата, хлорида и дихромата аммония. Как доказать, что перечисленные соли являются солями аммония?
7. Изобразите структуру оксидов азота и напишите уравнения реакций их взаимодействия с водой и раствором щелочи.
8. Относятся ли реакции взаимодействия диоксида азота с водой и с раствором щелочи к окислительно-восстановительным? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
9. Составьте уравнения реакций, в которых азотистая кислота является:
  10. а) восстановителем;
  11. б) окислителем.
12. Дописать уравнения реакций, составить электронно-ионные уравнения:  
 $\text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HNO}_3 = \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + \dots + \dots$   
 $\text{NO} + \text{NO}_2 + \text{NaOH} =$   
 $\text{Al} + \text{KNO}_3 + \text{KOH} = \text{K}_3\text{AlO}_3 + \text{NH}_3 + \dots$
13. Сколько миллилитров 96 %-ного раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (1,84 г/мл) потребуется для взаимодействия с 10 г  $\text{NaNO}_3$  при несильном нагревании? Сколько граммов азотной кислоты при этом получится, если 4 % ее разлагается во время реакции?
14. Осуществить превращение:  
 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{CaHPO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ .
15. Написать уравнения гидролиза бромид фосфора (V), йодида фосфора (III).
16. Сколько граммов нитрита натрия потребуется для восстановления в кислой среде перманганата калия, содержащегося в 250 мл 0,1 м раствора?
17. Все ли нитраты одинаково разлагаются при нагревании? Приведите уравнения реакций.
18. Напишите уравнения реакций взаимодействия разбавленной азотной кислоты с калием, цинком и медью.
19. Напишите уравнения реакций взаимодействия концентрированной азотной кислоты с калием, цинком и медью.
20. Почему в реакции взаимодействия цинка с разбавленной азотной кислотой аммиак не выделяется в виде газа? Что с ним происходит? Напишите уравнение протекающей реакции.

## 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.

**Контрольные вопросы и задачи.**

- a. Составьте таблицу «Сравнительная характеристика аллотропных модификаций фосфора». В таблицу внесите следующие данные: получение, строение, устойчивость и относительная реакционная способность.
- b. Используя литературные источники, укажите формулы (состав) следующих веществ: сурьмяный блеск, апатит, фосфоритная мука, аммофос, преципитат, простой суперфосфат, двойной суперфосфат, мышьяковый колчедан.
3. Как и почему изменяются термическая устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства в ряду:  
 $\text{NH}_3 - \text{PH}_3 - \text{AsH}_3 - \text{SbH}_3$ ? Ответ иллюстрируйте уравнениями реакций.
4. Осуществить превращение:  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{CaHPO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ .  
Какие вещества можно использовать для осушки газообразного аммиака: фосфорный ангидрид, концентрированную серную кислоту, каустическую соду, твердый КОН? Ответ мотивируйте.
5. Получение фосфора. Характеристика фосфоритов и апатитов.
6. Охарактеризуйте физические и химические свойства фосфора как простого вещества.
7. Соединения фосфора с водородом и кислородом. Дайте им названия и охарактеризуйте.
8. Какие соединения называются фосфидами? Приведите примеры.
9. Напишите уравнения реакций получения ортофосфорной кислоты из:
  - a) фосфата кальция
  - б) оксида фосфора (V)
  - в) фосфора
10. Какова сила фосфорной кислоты? Характерны ли для нее окислительные свойства?
11. Напишите уравнения реакций гидролиза галогенидов фосфора (III) и (V).
12. Фосфорные удобрения: характеристика, строение, применение.
13. Какие существуют аллотропные модификации фосфора и как их получить?
14. Какие ионы присутствуют в растворе ортофосфорной кислоты? Напишите уравнения соответствующей реакции.
15. Водородные соединения мышьяка, сурьмы и висмута. Как они себя проявляют в окислительно-восстановительных реакциях? Ответ подтвердите реакциями.
16. Открытие мышьяка по методу Марша: химизм, применение.
17. Какой из гидроксидов обладает более основными свойствами? Дайте соответствующие объяснения, подкрепленные реакциями:
  - a) гидроксид мышьяка (III) или гидроксид мышьяка (V)
  - б) гидроксид висмута (III) или гидроксид сурьмы (III)
18. Перечислите все кислоты мышьяка и сурьмы. Как называются соли этих кислот?
19. Как проявляют себя кислородные соединения мышьяка, сурьмы и висмута со степенью окисления +3 и +5 в окислительно-восстановительных реакциях.
20. Галогениды сурьмы, мышьяка и висмута, их свойства.
21. Сульфиды сурьмы, мышьяка и висмута, их свойства. Тиосоли.
22. Применение соединений мышьяка, сурьмы и висмута в медицине и фармации.
23. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций перевода арсенатов в арсениты. Уравняйте их электронно-ионным методом.
24. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции преревода висмутит-иона в висмутат-ион. Уравняйте реакцию ионно-электронным методом.
25. Применение соединений мышьяка, сурьмы и висмута в фармации.
26. Напишите уравнение реакции гидролиза хлорида висмута (III) и укажите, как можно сместить равновесие гидролиза.
27. Напишите молекулярные формулы следующих соединений: арсената кальция, дигидроарсената натрия, метаарсената калия, арсина, арсенида калия, висмутида магния, оксосульфата сурьмы (III), гексагидроксостибата (V) натрия, оксосульфата висмута (III).
28. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
  - a)  $\text{Sb}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_4]$
  - б)  $\text{As}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{H}[\text{As}(\text{OH})_4]$

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

29. Какой объем 0,5н раствора потребуется для окисления 450 мл 0,1н раствора ортоарсената натрия? (Ответ: 90 мл).
30. Сколько литров сероводорода выделится при взаимодействии 20 г теоарсената аммония с соляной кислотой? Определите, сколько молекул содержится в полученном объеме сероводорода? (Ответ: 2,6 л,  $6,22 \cdot 10^{22}$  молекул).
31. Какое количество оксида мышьяка (III) может быть окислено в мышьяковую кислоту 20 мл 64% раствора  $\text{HNO}_3$  ( $\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$ ), если  $\text{HNO}_3$  восстанавливается до  $\text{NO}$ ?
32. Какой объем воздуха (при нормальных условиях) потребуется для обжига 1 т висмутового блеска, содержащего 82%  $\text{Bi}_2\text{S}_3$ ?
33. Составьте реакции взаимодействия оксовисмутата натрия с раствором сульфата марганца в кислой среде.
34. Допишите уравнения реакций и составьте электронно-ионные схемы:
  - а)  $\text{Bi}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
  - б)  $\text{NaBiO}_3 + \text{FeSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$
35. Закончите уравнения реакций, расставьте коэффициенты, укажите окислитель и восстановитель:
  - а)  $\text{As} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$
  - б)  $\text{Sb}_2\text{O}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \dots$
  - в)  $\text{H}[\text{As}(\text{OH})_4] + \text{HNO}_3(\text{конц}) \rightarrow \text{NO} + \dots$
  - г)  $\text{As} + \text{NaClO} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \dots$
  - д)  $\text{Sb}_2\text{O}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KBr} + \dots$
  - е)  $\text{Sb} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KCl} + \dots$

**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  $180^\circ$ ) и геометрическую форму молекулы. Сколько  $\sigma$ - и  $\pi$ -связей образует атом углерода в этой молекуле?

**Вариант № 4**

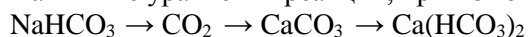
Допишите уравнение реакции  $\text{FeCl}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$ ,  
учитывая, что гидролиз протекает до конца.

#### Вариант № 5

Составьте электронно-структурную диаграмму молекулы  $\text{AlF}_3$ , укажите тип гибридизации атомных орбиталей, если валентный угол составляет  $120^\circ$ . 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).

#### Вариант № 7

Какая равновесная система возникает при растворении оксида углерода (IV) в воде? Укажите, куда сместится равновесие (влево или вправо), если в эту систему ввести катионы водорода.

#### Вариант № 8

Охарактеризуйте кремний, исходя из положения в периодической системе элементов. Напишите электронную формулу и электронно-структурную диаграмму валентного слоя атома кремния. Укажите возможные степени окисления. Напишите уравнение реакции получения кремниевой кислоты.

### 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.

#### Контрольные вопросы и задачи.

1. Объясните образование тройной связи в молекуле CO методом валентных связей и методом молекулярных орбиталей. Приведите соответствующую энергетическую схему. Укажите число связывающих и разрыхляющих орбиталей. Какова кратность связи в молекуле CO?
2. Какой тип гибридизации АО углерода имеет место при образовании молекулы  $\text{CO}_2$ ? Какую геометрическую форму имеет эта молекула? Приведите соответствующую схему.
3. Некоторый объем смеси из диоксида углерода и оксида углерода (II) при высокой температуре медленно пропустили по трубке над избытком оксида меди (II). Что произошло при этом с оксидом меди (II)? Напишите уравнения реакций. Изменились ли состав и объем газовой смеси при выходе из трубки по сравнению с первоначальным?
4. Молекулы какого вещества и какие ионы находятся в водном растворе диоксида углерода? Напишите схему соответствующего равновесия в растворе. Как изменится концентрация диоксида углерода при добавлении в раствор щелочи?
5. Почему карбонат кальция растворяется в воде, насыщенной диоксидом углерода? Напишите соответствующее уравнение и объясните процесс растворения, пользуясь правилом произведения растворимости.
6. Больше или меньше семи значение pH в растворе карбонатов щелочных металлов? Ответ поясните, написав соответствующие уравнения.
7. Как будет протекать в водном растворе реакция взаимодействия карбоната натрия с хлоридом кальция, с хлоридом меди, с хлоридом алюминия? Напишите уравнения соответствующих реакций.



Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

8. Какую геометрическую форму имеет молекула метана? Чем объясняется равноценность всех четырех связей в молекуле?
9. Чем объяснить, что метан не обладает кислотными свойствами подобно HCl и не способен входить в комплексные соединения?
10. Смесь газов из оксида углерода (II), диоксида углерода, метана и ацетилена пропустили последовательно через растворы бромной воды и едкого натра. Напишите уравнения протекающих при этом реакций. Каков состав оставшейся газовой смеси?
11. Закончите уравнения реакций:
  - а)  $\text{Si} + \text{HF} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{SiF}_6 + \dots$
  - б)  $\text{Si} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
  - в)  $\text{SiO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
  - г)  $\text{Mg}_2\text{Si} + \text{HCl} \rightarrow$
  - д)  $\text{Mg}_2\text{Si} + \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{SiH}_4 + \text{NH}_3 + \dots$
12. Получите из кварцевого песка: а) кремний, б) тетрафторид кремния, в) силикат натрия. Напишите соответствующие уравнения реакций.
13. Какая реакция протекает в водном растворе силиката натрия? Что наблюдается при добавлении к нему хлорида аммония? Напишите соответствующие уравнения. В каком случае реакция протекает наиболее полно? Почему?
14. Действием какого реактива можно одновременно обнаружить ионы  $\text{CO}_3^{2-}$  и  $\text{SiO}_3^{2-}$  в растворе, содержащем карбонат и силикат натрия?

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

### Вопросы для самостоятельной подготовки:

1. Как изменяются свойства оксидов и гидроксидов в группе германий, олово, свинец?
2. Соединения олова (II и IV) и свинца (II и IV), оксиды, гидроксиды (кисотно-основные свойства).
3. Качественные реакции на ионы  $\text{Sn}^{2+}$  и  $\text{Pb}^{2+}$ .
4. На каких свойствах основано применение свинца и олова в технике?
5. Назовите распространенные сплавы свинца и олова и укажите их применение.
6. Какое вещество будет более сильно гидролизаться –  $\text{SnCl}_2$  или  $\text{SnCl}_4$ ? 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  $\text{SnCl}_2$ . Укажите тип гибридизации атомных орбиталей олова в этой молекуле, если валентный угол составляет  $\sim 120^\circ$ . Изобразите

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

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.

**Вариант № 6**

Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза нитрата свинца (II). Укажите значение pH раствора ( $pH > 7$ ,  $pH < 7$ ,  $pH \approx 7$ ). Рассмотрите процесс гидролиза с точки зрения протолитической теории кислот и оснований.

**Вариант № 7**

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

**Вариант № 8**

Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:  $Pb(OH)_2 \rightarrow Na_2[Pb(OH)_4] \rightarrow Pb(NO_3)_2 \rightarrow Pb$

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

**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.

**Контрольные вопросы и задачи.**

1. Как взаимодействует германий, олово и свинец с разбавленными соляной, серной и азотной кислотами. Напишите уравнения протекающих реакций. В каком случае растворение свинца практически полное?
2. Как взаимодействует германий, олово и свинец с концентрированными соляной, серной и азотной кислотами. Напишите уравнения протекающих реакций. В каком случае растворение свинца практически полное?
3. Как меняются восстановительные свойства ионов в ряду:  $Ge^{2+}$ ,  $Sn^{2+}$ ,  $Pb^{2+}$ . Укажите наиболее слабый восстановитель и напишите электронные формулы этих элементов в соответствующей степени окисления.
4. Как меняются окислительные свойства ионов в ряду:  $Ge^{4+}$ ,  $Sn^{4+}$ ,  $Pb^{4+}$ . Укажите наиболее сильный окислитель и напишите электронные формулы этих элементов в соответствующей степени окисления.
5. Напишите уравнения реакций, указывающих на амфотерные свойства гидроксида олова (II) и оксида свинца (II).
6. Напишите уравнения реакций получения сульфидов олова (II), олова (IV) и свинца (II) из растворов их солей. Какой из сульфидов растворяется в сульфиде аммония, а какой – в дисульфиде аммония?

**Вопросы для самостоятельной подготовки:**

1. Общая характеристика р–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 комплексообразование. Тетрафторбораты.

**ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ (ОПЫТЫ)**

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

**Контрольные вопросы и задачи.**

1. Получение, свойства и природа химической связи галогенидов бора. Написать уравнения реакций гидролиза  $\text{BF}_3$  и  $\text{BCl}_3$ .
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  $\text{BCl}_3$  и  $\text{AlCl}_3$ . 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.

**ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ № 10: «р–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  $\text{Al}^{3+}$ .

**Примерные задания для письменной контрольной работы:**

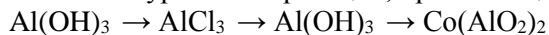
**Вариант № 1**

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

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.

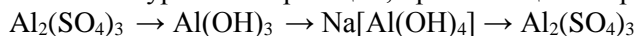
**Вариант № 6**

Составьте электронно-структурную диаграмму молекулы  $BCl_3$ , укажите тип гибридизации атомных орбиталей бора, если валентный угол составляет  $120^\circ$ . Какую форму имеет молекула? Изобразите перекрывание атомных орбиталей бора и хлора.

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

**Вариант № 7**

Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:



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

**Вариант № 8**

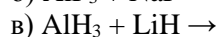
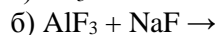
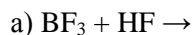
Как можно получить гидроксид алюминия в лаборатории? Укажите, какими свойствами он обладает с точки зрения теории электролитической диссоциации. Ответ подтвердите уравнениями реакций.

**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.

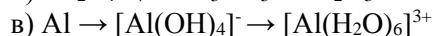
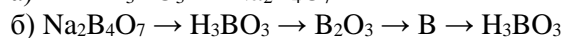
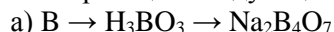
**Контрольные вопросы и задачи.**

1. На основании теории строения атомов укажите возможность протекания реакций и состав образующихся продуктов:

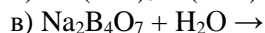
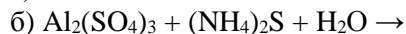
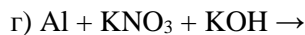
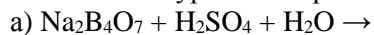


Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

2. Используя закономерности изменения свойств элементов в периодической системе элементов, осуществите реакции следующих превращений:



3. Закончите уравнения реакций:



4. Вычислите массу борной кислоты, полученной действием избытка серной кислоты на 20 г буры (декагидрата тетрабората натрия).

5. Какой объем 1М раствора гидроксида натрия потребуется для нейтрализации 200 г 3% раствора борной кислоты?

6. Определите титр и нормальность раствора буры, 20 мл которого нейтрализуется 16 мл 0,1н раствора HCl.

7. Определите  $[H^+]$ , pH и  $\alpha$  0,001М раствора борной кислоты, принимая во внимание первую ступень ее ионизации.

8. Какие свойства соединений алюминия могут быть использованы для его отделения от катионов d-элементов. Приведите примеры соответствующих реакций.

9. Составьте таблицу, подтверждающую общность и различие свойств бора и алюминия и их соединений.

10. Чем можно объяснить, что алюминий в обычных условиях совершенно не взаимодействует с чистой водой, хотя его электродный потенциал значительно меньше 0, но бурно вытесняет водород из водных растворов щелочей?

11. Как и почему изменяются восстановительные свойства металлов в ряду Al – Tl? Сравните характер их взаимодействия с водой, растворами кислот, щелочей и солей. Чем можно объяснить способность таллия реагировать с водой при комнатной температуре?

12. Как можно объяснить, что при комнатной температуре алюминий практически не реагирует в растворе с  $CuSO_4$ , но бурно взаимодействует с  $CuCl_2$ ?

13. Охарактеризуйте кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов Al, Ga, In и Tl. Сравните их отношение к растворам кислот и щелочей. Присуща ли амфотерность соединениям таллия?

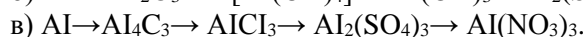
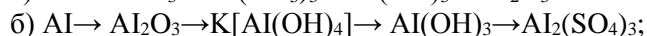
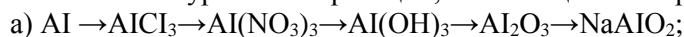
14. Какие процессы протекают при постепенном добавлении избытка раствора едкого натра к раствору нитрата алюминия? Напишите уравнения соответствующих реакций, назовите продукты. В виде каких частиц алюминий содержится в щелочных, нейтральных и кислых растворах?

15. Как и почему изменяется степень гидролиза солей в ряду  $Al(NO_3)_3 - Ga(NO_3)_3 - In(NO_3)_3 - Tl(NO_3)_3$  в растворах с их одинаковой концентрацией? Какая из солей  $TlNO_3$  или  $Tl(NO_3)_3$  гидролизуетесь сильнее? Почему?

16. Какие процессы протекают при опускании алюминия, взятого в избытке, в водный раствор хлорида алюминия? Напишите уравнения реакций, назовите продукты.

17. Можно ли получить сульфид алюминия смешиванием водных растворов сульфата алюминия и сульфида калия? Почему? Какие соли алюминия принципиально невозможно синтезировать в водных растворах? Напишите уравнения соответствующих реакций.

18. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



19. Некоторую массу алюминия поместили в концентрированную азотную кислоту и нагрели до кипения. При этом было собрано 8,96 л газа с резким запахом. Какая масса алюминия вступила в реакцию? Какой объем 80 %-ного раствора азотной кислоты ( $\rho = 1,46$  г/мл) при этом израсходовался?

20. Смесь опилок алюминия с магнием обработали раствором щелочи и получили 1,12 л газа (н.у.). При обработке такого же количества исходной смеси опилок соляной кислотой было собрано 5,6 л газа (н.у.). Какова массовая доля магния в смеси?

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

Вопросы для самостоятельной подготовки:

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

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.

#### **Контрольные вопросы и задачи.**

1. Оцените свойства s–элементов и их соединений по положению элемента в ПС; определите устойчивость и реакционную способность.
2. Составьте уравнения реакций, характеризующих свойства s–элементов и их соединений.
3. Как изменяются радиус атома, энергия ионизации, энергия гидратации и химическая активность в ряду Li – Cs? Ответ подтвердить уравнениями реакций.
4. Как изменяются радиус атома, энергия ионизации, энергия гидратации и химическая активность в ряду Be – Ba? Ответ подтвердить уравнениями реакций.
5. 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.
6. Как изменяются кислотно–основные свойства в ряду  $\text{Be}(\text{OH})_2$  —  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  и почему? Написать уравнения реакций, подтверждающих амфотерные свойства  $\text{Be}(\text{OH})_2$  в молекулярном и ионном виде.
7. 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.

### **ЛАБОРАТОРНОЕ ЗАНЯТИЕ № 12: «d–элементы IV 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  $\text{TiO}_2$ ?
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  $\Delta H_f^\circ$  и  $\Delta G_f^\circ$ , установите, какой из методов получения  $\text{TiCl}_4$  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  $\text{TiCl}_4$  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).

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

2. Напишите электронные формулы атома хрома, его ионов (реальных и возможного гипотетического), укажите типы электронных оболочек ионов. Рассмотрите гидролиз иона Cr (III) с позиций протолитической теории кислот и оснований.

**Вариант № 3**

1. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:  
 $K_2CrO_4 \rightarrow K_2Cr_2O_7 \rightarrow Na_2CrO_4 \rightarrow Ag_2CrO_4$   
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  $MnSO_4$  ( $pH > 7$ ,  $pH < 7$ ,  $pH \approx 7$ ).

**Вариант № 4**

1. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:  
 $NaCrO_2 \rightarrow CrCl_3 \rightarrow Cr(OH)_3 \rightarrow K[Cr(OH)_4]$   
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 Mn (II) с позиций протолитической теории кислот и оснований.

**Вариант № 5**

1. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:  
 $Na_2CrO_4 \rightarrow Na_2Cr_2O_7 \rightarrow Na_2CrO_4 \rightarrow Ag_2CrO_4$   
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  $CrCl_3$  ( $pH > 7$ ,  $pH < 7$ ,  $pH \approx 7$ ).

**Вариант № 6**

1. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:  
 $Cr(OH)_3 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 \rightarrow Cr(OH)_3 \rightarrow KCrO_2$   
Назовите соединения хрома, участвующие в превращениях, по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант).
2. Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли  $MnCl_2$  к гидролизу. Составьте ионно-молекулярные и молекулярное уравнения реакции гидролиза этой соли, а также рассмотрите гидролиз с позиций протолитической теории кислот и оснований. Укажите ориентировочное значение pH раствора  $MnCl_2$  ( $pH > 7$ ,  $pH < 7$ ,  $pH \approx 7$ ).
3. Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:  
 $MnSO_4 + K_2FeO_4 + H_2SO_4 \rightarrow KMnO_4 + Fe_2(SO_4)_3 + \dots$

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

**Вариант № 7**

1. Напишите уравнений реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:  
 $Cr_2(SO_4)_3 \rightarrow Cr(OH)_3 \rightarrow Na[Cr(OH)_4] \rightarrow CrCl_3$   
Назовите соединения хрома, участвующие в превращениях, по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант).
2. Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли  $Cr_2(SO_4)_3$  к гидролизу. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения реакций гидролиза



Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

этой соли, а также рассмотрите гидролиз с позиций протолитической теории кислот и оснований. Укажите ориентировочное значение pH раствора  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  ( $\text{pH} > 7$ ,  $\text{pH} < 7$ ,  $\text{pH} \approx 7$ ).

**Вариант № 8**

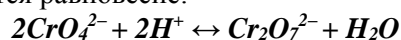
1. Напишите уравнений реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:  
 $\text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{PbCrO}_4$   
Назовите соединения хрома, участвующие в превращениях, по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант).
2. Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли  $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$  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  $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$  ( $\text{pH} > 7$ ,  $\text{pH} < 7$ ,  $\text{pH} \approx 7$ ).

**ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ (ОПЫТЫ)**

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

**Контрольные вопросы и задачи.**

1. Строение атомов элементов подгруппы хрома и их ионов в разных валентных состояниях.
2. Общая характеристика элементов VIB группы.
3. Возможные степени окисления хрома показать графически.
4. Химические свойства хрома.
5. Свойства соединений двухвалентного хрома.
6. Соединения хрома (III).
7. Амфотерность оксида и гидроксида хрома (III) докажите с помощью уравнений реакций.
8. Гидролиз солей хрома (III).
9. Соединения хрома (VI). Окислительные свойства и зависимость их от pH.
10. Состояние хромат- и дихромат-ионов в растворе.
11. Изополисоединения хрома.
12. Пероксидные соединения хрома.
13. Характер изменения кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений хрома при переходе от низших степеней окисления к высшим.
14. Укажите различия в строении атомов элементов VIA и VIB групп. Как это отражается на их свойствах?
15. Какие степени окисления проявляют хром, молибден, вольфрам? Составьте формулы соединений с характерными степенями окисления, назовите их.
16. Каков химический характер оксидов и гидроксидов двух-, трёх-, и шестивалентного хрома? Подтвердите соответствующими уравнениями реакций.
17. Составьте схемы диссоциации гидроксидов двух-, трёх-, и шестивалентного хрома.
18. Подтвердите уравнениями реакций в молекулярной и ионной форме химический характер гидроксида трёхвалентного хрома.
19. Какие координационные числа характерны для 2 и 3-валентного хрома?
20. В каких формах ион трёхвалентного хрома существует в нейтральных, кислых и щелочных растворах?
21. Какие степени окисления и координационные числа характерны для хрома – комплексообразователя? Приведите примеры комплексных соединений хрома.
22. Приведите способы получения солей хрома (III).
23. Составьте уравнение реакции получения  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  термическим разложением дихромата аммония. Какова роль энтальпийного и энтропийного факторов в протекании этого процесса и является ли процесс обратимым?
24. Какие условия способствуют полимеризации хромат(VI) – иона в водном растворе?
25. В каком направлении сместится равновесие:

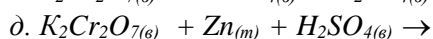
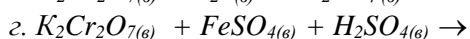
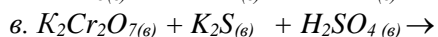
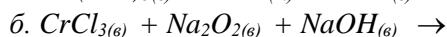
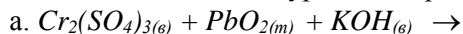


Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

при добавлении а) кислоты; б) щёлочи; в) соли бария? Ответ обоснуйте.

26. Какие свойства проявляют соединения хрома (III) и хрома (VI) в окислительно-восстановительных реакциях? Как влияет среда на эти процессы? Приведите соответствующие уравнения реакций и уравняйте их ионно-электронным методом.

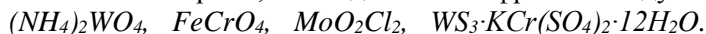
27. Составьте полные уравнения реакций и уравняйте их ионно-электронным методом:



28. Как изменяется химическая активность металлов в ряду  $Cr - Mo - W$ ? Ответ обоснуйте и проиллюстрируйте соответствующими уравнениями реакций.

29. Какая из кислот является более сильной – хромовая или молибденовая? Ответ мотивируйте.

30. Определите степени окисления хрома, молибдена и вольфрама в следующих соединениях:



31. Составьте координационные формулы соединений следующего состава и назовите их:  $CrCl_3 \cdot 5H_2O$ ;  $3KCN \cdot Cr(CN)_3$ .

32. Определите заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединениях:  $[Cr(H_2O)_4PO_4]$ ;  $H_3[Cr(SO_4)_3]$ ;  $K[CrO_3Cl]$ ;  $[Cr(OH)(H_2O)_5]Cl_2$ ;  $K_2[MoO_2F_4]$ ;  $K_3[WO_3F_3]$

33. Вычислите изменение энергии Гиббса в реакциях термического разложения  $CrO_3$ ,  $MoO_3$ ,  $WO_3$  при стандартных условиях. Каким образом меняется термическая устойчивость этих оксидов в ряду?

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

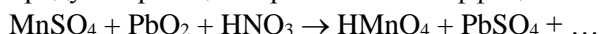
### Вопросы для самостоятельной подготовки:

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:

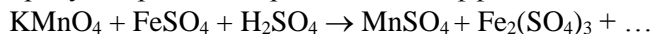


Укажите окислитель и его восстановленную форму, восстановитель и его окисленную форму.

#### Вариант № 3

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

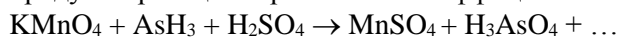
Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:



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

**Вариант № 4**

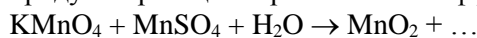
Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:



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

**Вариант № 5**

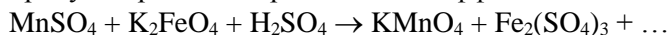
Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:



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

**Вариант № 6**

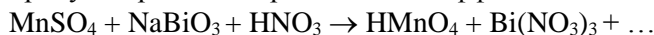
Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:



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

**Вариант № 7**

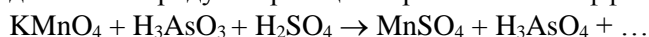
Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:



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

**Вариант № 8**

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.

**Контрольные вопросы и задачи.**

1. Строение атомов элементов подгруппы марганца.
2. Общая характеристика элементов *VIB* группы.
3. Химические свойства марганца.
4. Возможные степени окисления марганца.
5. Химический характер оксидов и гидроксидов марганца.
6. Свойства солей двухвалентного марганца (растворимость, гидролизуемость).
7. Комплексные соединения двух- и трёхвалентного марганца.
8. Диоксид марганца, его кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.
9. Соединения шестивалентного марганца – получение, термическая устойчивость, поведение в водных растворах, условия стабилизации.

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

10. Оксид и гидроксид семивалентного марганца. Перманганаты, их окислительная способность в разных средах.
11. Применение перманганата калия в медицине.
12. Составьте электронную и электронно-графическую формулы марганца. Покажите все возможные степени окисления. Какова его высшая степень окисления?
13. Напишите формулы всех оксидов марганца и соответствующих им гидроксидов. Как меняется химический характер оксидов и гидроксидов с увеличением степени окисления? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
14. Опишите свойства оксида и гидроксида марганца (II) и подтвердите их уравнениями реакций. Как получить  $Mn(OH)_2$ ?
15. Опишите свойства солей марганца (II), их растворимость и гидролиз.
16. Как получить сульфат марганца (II) из оксида марганца (IV), из металлического марганца, из перманганата калия?
17. Опишите свойства соединений марганца (IV).
18. Какое соединение марганца наиболее распространено в природе? Как получить его, исходя из  $MnCl_2$ , из  $KMnO_4$ ?
19. Как получают соединения марганца (VI)? Напишите уравнения реакций. Какова устойчивость этих соединений и свойства?
20. Какие процессы происходят при взаимодействии манганата (VI) калия с водой? Какова устойчивость соответствующей кислоты? Подберите коэффициенты в уравнениях реакций ионно-электронным методом, обозначив состояния веществ:  
$$K_2MnO_4 + H_2O \rightarrow H_2MnO_4 + KOH$$
$$H_2MnO_4 \rightarrow HMnO_4 + MnO_2 + H_2O$$
Как повысить устойчивость растворов манганатов?
21. Опишите свойства перманганата калия.
22. Опишите свойства соединений марганца (VII).
23. Напишите уравнения реакций взаимодействия  $KMnO_4$  с нитратом натрия в кислой, нейтральной и щелочной средах. Определите эквивалент и молярную массу эквивалента перманганата калия в этих средах. От каких факторов зависит состав продуктов восстановления?
24. Какие из соединений марганца в химических реакциях являются: а) только восстановителями, б) только окислителями, в) проявляют окислительно-восстановительную двойственность? Ответ поясните.
25. Осуществите превращения, обозначив состояния веществ и назвав продукты:  
а.  $MnO_2 \rightarrow [Mn(H_2O)_6]^{2+} \rightarrow [Mn(OH)(H_2O)_5]^+$   
б.  $KMnO_4 \rightarrow MnSO_4 \rightarrow Mn(OH)_2 \rightarrow MnO_2$   
в.  $KMnO_4 \rightarrow MnO_2 \rightarrow [Mn(H_2O)_6]^{2+} \rightarrow Mn(OH)_2$
26. Допишите уравнения реакций:  
а.  $KMnO_4 \xrightarrow{t} \dots$   
б.  $Mn(OH)_2 + O_2 + H_2O \rightarrow \dots$   
в.  $MnSO_4 + NH_4OH \rightarrow \dots$   
г.  $Mn(OH)_2 + HCl \rightarrow \dots$   
д.  $KMnO_4 + H_2C_2O_4 + H_2SO_4 \rightarrow CO_2 + \dots$   
е.  $MnO_2 + KClO_3 + KOH \rightarrow \dots$   
ж.  $KMnO_4 + KI + H_2O \rightarrow KIO_3 + \dots$   
з.  $MnSO_4 + (NH_4)_2S_2O_8 + H_2O \rightarrow (NH_4)_2SO_4 + \dots$
27. Окислительно-восстановительные реакции уравнивайте электронно-ионным методом; для ионно-обменных – составьте краткие ионные уравнения.
28. Сколько граммов сульфита натрия содержалось в 20,0 мл раствора, если на его окисление в кислой среде потребовалось 19,6 мл раствора  $KMnO_4$  с молярной концентрацией эквивалента –  $c(1/5 KMnO_4)$  равной 0,1 моль/дм<sup>3</sup>?
29. В мерной колбе на 500,00 мл растворили 0,315 г  $KMnO_4$ . Вычислите молярную концентрацию эквивалента и титр полученного раствора.

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

30. В серной кислоте растворили без доступа воздуха 0,21 г железной проволоки. На окисление полученного сульфата железа (II) израсходовали 33,6 мл раствора  $KMnO_4$  с молярной концентрацией эквивалента – с ( $1/5 KMnO_4$ ) равной 0,11 моль/дм<sup>3</sup>. Определите массовую долю железа (в %) в проволоке.

**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):  $FeONO_3$ ,  $Fe_2(SO_4)_3 \cdot 9H_2O$ ,  $CoCl_2$ ,  $Ni(OH)_3$ ,  $(CoOH)_2SO_4$ .
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 ( $pH > 7$ ,  $pH < 7$ ,  $pH \approx 7$ ).
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:  
 $Fe(OH)_2 \rightarrow FeSO_4 \rightarrow FeHSO_4 \rightarrow Fe(OH)_3$   
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 ( $pH > 7$ ,  $pH < 7$ ,  $pH \approx 7$ ).
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):  $Fe(ClO_3)_3$ ,  $(FeOH)_3PO_4$ ,  $CoOHNO_3$ ,  $Co(OH)_2$ ,  $NiBr_2$ .
2. Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:  
 $KMnO_4 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + \dots$   
Укажите окислитель и его восстановленную форму, восстановитель и его окисленную форму.

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

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):  $\text{CoSO}_4 \times 7\text{H}_2\text{O}$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{CO}_3)_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $(\text{CoOH})_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NiSO}_4$ .
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):  $\text{FeOCl}$ ,  $\text{FeSO}_4 \times 7\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CoSO}_4$ ,  $\text{Ni}(\text{OH})_2$ ,  $(\text{CoOH})_2\text{CO}_3$ .
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.

**Вариант № 6**

1. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:  
 $\text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$   
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 хлорида кобальта (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 (III) с желтой кровяной солью. Приведите тривиальное название комплексного соединения, образующегося в результате реакции.

**Вариант № 7**

1. Назовите вещества по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант):  $(\text{CH}_3\text{COO})_3\text{Fe}$ ,  $(\text{FeOH})_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CoO}$ ,  $\text{Ni}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Co}(\text{NO}_3)_3$ .
2. Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:  
 $\text{CoCl}_2 + \text{NaClO} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_3 + \text{NaCl} + \dots$   
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.

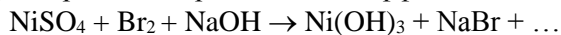
**Вариант № 8**

1. Назовите вещества по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант):  $\text{CoCl}_2$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{CO}_3)_2$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $(\text{CoOH})_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ .
2. Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли сульфата кобальта (II) к гидролизу. Напишите ионно-молекулярное и молекулярное уравнения реакции

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

гидролиза этой соли, а также рассмотрите гидролиз с позиций протолитической теории кислот и оснований. Укажите ориентировочное значение pH раствора ( $pH > 7$ ,  $pH < 7$ ,  $pH \approx 7$ ).

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



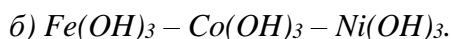
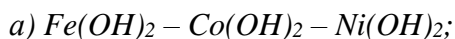
Укажите окислитель и его восстановленную форму, восстановитель и его окисленную форму.

### ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ (ОПЫТЫ)

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

#### Контрольные вопросы и задачи.

1. Составьте таблицы свойств гидроксидов и охарактеризуйте изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств в ряду:



2. Охарактеризуйте комплексообразующие свойства ионов железа, кобальта и никеля в различной степени окисления, составив таблицу.

3. Напишите электронные и электронно-графические формулы атомов железа, кобальта и никеля и ионов  $\text{Fe}^{+2}$ ,  $\text{Fe}^{+3}$ ,  $\text{Co}^{+2}$ ,  $\text{Co}^{+3}$ ,  $\text{Ni}^{+2}$ ,  $\text{Ni}^{+3}$ .

4. Каким образом из металлического железа можно получить: а) соль железа (II); б) соль железа (III)? Напишите уравнения реакций.

5. Как получить гидроксиды железа, кобальта и никеля с разными степенями окисления ионов металлов?

6. Какой из ионов:  $\text{Fe}^{+2}$ ,  $\text{Co}^{+2}$  или  $\text{Ni}^{+2}$  является более сильным восстановителем? Приведите примеры реакций, в которых проявляется это различие.

7. Приведите уравнения качественных реакций на ионы  $\text{Fe}^{+2}$  и  $\text{Fe}^{+3}$ .

8. Почему для получения водных растворов солей железа (III) прибавляют кислоту?

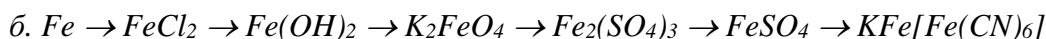
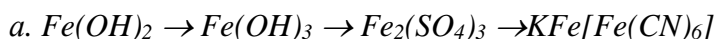
9. Какая соль железа сильнее подвергается гидролизу  $\text{FeCl}_2$  или  $\text{FeCl}_3$ ? Почему?

10. Как перевести соль железа (II) в соль железа (III)? Как осуществить обратный переход?

11. Какие комплексные соединения образуют  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$  и  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Co}^{3+}$ ,  $\text{Ni}^{3+}$ ?

12. Какая из комплексных солей более устойчива  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$  или  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ ? Почему? Проверьте, совпадает ли ответ со значением констант нестойкости данных комплексных тонов.

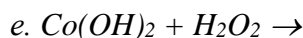
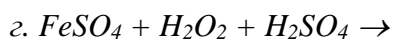
13. Составьте уравнения реакций, протекающих по схемам:



Охарактеризуйте состояние реагирующих веществ.

14. Закончите уравнения следующих реакций:





Охарактеризуйте состояние реагирующих веществ.

15. Составьте координационные формулы следующих соединений:  $3KCN \cdot Fe(CN)_3$ ;  $Co(NO_3)_2 \cdot 6NH_3$ ;  $2NH_4NCS \cdot Co(NCS)_2$ ;  $CoCl_2 \cdot 6H_2O$ ;  $NiSO_4 \cdot 6H_2O$ .

16. Напишите формулы соли Мора и железо-аммониевых квасцов. Определите массовую долю железа в каждой из солей.

17. Рассчитайте, какой объем раствора соляной кислоты с массовой долей 10 % ( $\rho = 1,05$  г/см<sup>3</sup>) потребуется для растворения 7,4 г железа?

18. Какой объем раствора дихромата калия с молярной концентрацией эквивалента 0,1 моль/дм<sup>3</sup> необходим для взаимодействия с 3,0 г сульфата железа (II) в кислой среде?

19. Сколько  $FeSO_4$  содержится в 20 мл раствора, если на титрование его в кислой среде затрачено 24,6 мл раствора перманганата калия с молярной концентрацией эквивалента 0,01 моль/дм<sup>3</sup>?

20. Общая характеристика *d*-элементов VIII группы. Строение атомов, степени окисления, типы гибридизации.

21. Химические свойства железа, кобальта и никеля.

22. Оксиды и гидроксиды железа, кобальта, никеля, их химический характер. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.

23. Растворимость и способность к гидролизу солей двух- и трёхвалентного железа.

24. Окислительно-восстановительные свойства соединений железа, кобальта и никеля.

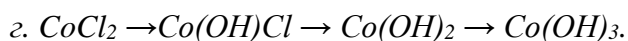
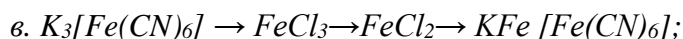
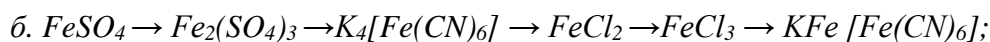
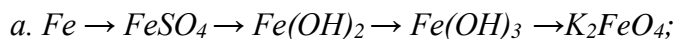
25. Комплексные соединения железа с цианид- и тиоцианат- ионами, оксидом углерода, порфиринами и другими органическими веществами. Гемоглобин и железосодержащие ферменты. Химизм их действия.

26. Ферраты, их получение и свойства.

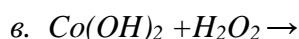
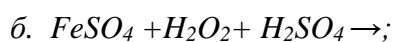
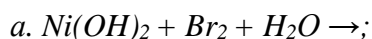
27. Важнейшие соединения кобальта и никеля.

28. Комплексные соединения кобальта и никеля. Витамин B<sub>12</sub>.

29. Осуществите превращения:



30. Закончите уравнения реакций:





31. Особенности строения атомов элементов VIIIВ группы ПСЭ. Семейства железа и платиновых металлов.

32. Степени окисления, химические свойства Fe, Co и Ni.

33. Оксиды и гидроксиды железа, кобальта и никеля. Их химический характер (кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства).

34. Соли железа (II) и (III): растворимость, гидролиз.

35. Окислительно-восстановительные свойства соединений Fe, Co и Ni.

36. Комплексные соединения железа с цианид- и тиоцианат-ионами, оксидом углерода (II), порфиринами и другими органическими лигандами. Гемоглобин и железосодержащие ферменты, химизм их действия.

37. Ферраты, их получение и окислительные свойства.

38. Важнейшие соединения Co(II), Co(III) и Ni(II).

39. Комплексные соединения кобальта и никеля. Кофермент B<sub>12</sub>. Реакция Чугаева.

40. Применение соединений кобальта, железа никеля и платиновых металлов.

#### **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.
2. 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.
3. Соединения серебра (I): оксид, нитрат серебра (I), галогениды серебра. Качественная реакция на ион серебра (I). КС серебра с аммиаком, с тиосульфат-ионом.
4. Применение соединений меди и серебра в медицине и фармации.
5. Положение цинка и ртути в ПС. Электронные формулы атомов d-элементов II группы. Возможные и проявляемые степени окисления. Электронные формулы ионов, тип их оболочек.
6. Соединения цинка: оксид, гидроксид, сульфат – получение, свойства.
7. Соединения ртути (II). Оксид, получение, свойства. Хлорид ртути (II), получение, гидролиз, фотолиз, аммонолиз. Амидхлорид ртути (II).
8. Соединения ртути (I): хлорид ртути (I) – получение; диспропорционирование.
9. Применение соединений цинка, кадмия, ртути.

##### **Примерные задания для письменной контрольной работы:**

##### **Вариант № 1**

1. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:  
$$\text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow (\text{CuOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$$
2. Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли ZnSO<sub>4</sub> 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 (pH>7, pH<7, pH≈7).
3. 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

1. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:  
 $\text{Ag} \rightarrow \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgBr} \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Br}$
2. Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли  $\text{CuSO}_4$  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 ( $\text{pH} > 7$ ,  $\text{pH} < 7$ ,  $\text{pH} \approx 7$ ).
3. 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

1. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:  
 $\text{Ag} \rightarrow \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$
2. 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 ( $\text{pH} > 7$ ,  $\text{pH} < 7$ ,  $\text{pH} \approx 7$ ).
3. 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:  
 $\text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$
2. Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$  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 ( $\text{pH} > 7$ ,  $\text{pH} < 7$ ,  $\text{pH} \approx 7$ ).
3. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:  
 $\text{Hg} \rightarrow \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{HgO} \rightarrow \text{HgCl}_2 \rightarrow \text{Hg}_2\text{Cl}_2$

### Вариант № 5

1. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:  
 $\text{Ag} \rightarrow \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgI} \rightarrow \text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$
2. 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 ( $\text{pH} > 7$ ,  $\text{pH} < 7$ ,  $\text{pH} \approx 7$ ).
3. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:  
 $\text{Zn} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnSO}_4$

### Вариант № 6

1. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:  
 $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$
2. Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли  $\text{ZnCl}_2$  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:  
 $\text{Hg} \rightarrow \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{HgO} \rightarrow \text{HgCl}_2 \rightarrow \text{HgNH}_2\text{Cl}$

### Вариант № 7

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

1. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:  
 $\text{Ag} \rightarrow \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgBr} \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Br}$
2. Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли  $\text{CuSO}_4$  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 ( $\text{pH} > 7$ ,  $\text{pH} < 7$ ,  $\text{pH} \approx 7$ ).
3. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:  
 $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$

**Вариант № 8**

1. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:  
 $\text{AgCl} \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} \rightarrow \text{AgI} \rightarrow \text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$
2. Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли  $\text{ZnSO}_4$  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 ( $\text{pH} > 7$ ,  $\text{pH} < 7$ ,  $\text{pH} \approx 7$ ).
3. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:  
 $\text{Hg} \rightarrow \text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Hg}_2\text{Cl}_2 \rightarrow \square \text{Hg}_2\text{NH}_2\text{Cl}_2$

**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.**

**Критерии оценки ответа студента на экзамене**

<i>Характеристика ответа</i>	<i>баллы</i>
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, доказателен, демонстрирует авторскую позицию студента.	46-50

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

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	1-20

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

преподавателя не приводят к коррекции ответа студента не только на поставленный вопрос, но и на другие вопросы дисциплины.	
Не получены ответы по базовым вопросам дисциплины.	0

Результатирующая экзаменационная оценка определяется в соответствии с Положением СОГУ о балльно-рейтинговой системе оценки знаний студентов.

**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  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Ион  $\text{H}^-$  и основные типы гидридов.
3. Кислород (общая характеристика, строение, способы получения, физические и химические свойства). Оксиды. Озон (получение, строение, свойства и применение). Озоныды.
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  $\text{EO}_2$  и  $\text{EO}_3$ . Условия окисления  $\text{SO}_2$  в  $\text{SO}_3$ . Оксокислоты  $\text{H}_2\text{SO}_3$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$ : строение анионов и химические свойства.
12. Получение, строение и окислительные свойства  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Термическая устойчивость сульфатов. Сопоставление силы кислот, термической устойчивости и окислительной активности оксокислот  $\text{H}_2\text{SO}_3$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

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 ЭН<sub>3</sub>. 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<sub>2</sub> и азотной HNO<sub>3</sub> кислот: термодинамическая устойчивость, кислотные и окислительно-восстановительные свойства водных растворов. Зависимость состава продуктов взаимодействия азотной кислоты с металлами от концентрации HNO<sub>3</sub> 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<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>. Термодинамическая устойчивость карбонатов.
22. Р–элементы IV группы. Кремний, физические и химические свойства, основные соединения. Строение и свойства SiO<sub>2</sub>. Сопоставление строения и свойств CO<sub>2</sub> и SiO<sub>2</sub>, 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<sub>2</sub>H<sub>6</sub>.
26. Получение, физические и химические свойства алюминия, галлия, индия и таллия. Закономерности в строении, термической устойчивости, кислотно-основных и

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

- 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, магния 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 p-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.

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

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.

**Примерные экзаменационные билеты по дисциплине  
«Неорганическая химия»**

**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),  
2019-20 уч. год, 2 семестр

**БИЛЕТ № 1**

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  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Ион  $\text{H}^-$  и основные типы гидридов. (15 баллов)
2. d–элементы III группы. Лантаноиды и актиноиды. Редкоземельные элементы (РЗЭ).



Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

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)

Зав. кафедрой, доцент

Л.М.Кубалова

**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),  
2019-20 уч. год, 2 семестр

**БИЛЕТ № 2**

- 1. р-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 р-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)

Зав. кафедрой

Л.М. Кубалова

**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),  
2019-20 уч. год, 2 семестр

**БИЛЕТ № 3**

- 1. 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. (15 баллов)
- 2. d-элементы V группы. Сопоставление электронных конфигураций, величин радиусов, энергий ионизации, степеней окисления, координационных чисел атомов р-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)
- 3. Осуществите превращения, обозначив состояния веществ и назвав продукты:

<b><math>\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MnO}_2</math> (20 баллов)</b>	
Зав. кафедрой	Л.М.Кубалова
<b>Министерство науки и высшего образования Российской Федерации</b> Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования «Северо-Осетинский государственный университет имени Коста Левановича Хетагурова» <b>КАФЕДРА ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ</b> <b>ЭКЗАМЕН</b> по дисциплине «НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ» Направление подготовки бакалавриата 44.03.05 Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки), 2019-20 уч. год, 2 семестр	
<b>БИЛЕТ № 4</b>	
<ol style="list-style-type: none"><li>1. Кислородные соединения галогенов. Закономерности в строении и свойствах оксидов. Способы получения. Изменение строения и свойств в ряду <math>\text{HGO}-\text{HGO}_2-\text{HGO}_3-\text{HGO}_4</math>: термическая устойчивость, окислительные, кислотно-основные свойства. Сопоставление устойчивости и окислительных свойств кислородных кислот галогенов. (15 баллов)</li><li>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)</li><li>3. Написать уравнения реакций термического разложения следующих нитратов: <math>\text{KNO}_3</math>, <math>\text{Cu}(\text{NO}_3)_2</math>, <math>\text{Bi}(\text{NO}_3)_3</math>, <math>\text{AgNO}_3</math>. (20 баллов)</li></ol>	
Зав. кафедрой	Л.М.Кубалова
<b>Министерство науки и высшего образования Российской Федерации</b> Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования «Северо-Осетинский государственный университет имени Коста Левановича Хетагурова» <b>КАФЕДРА ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ</b> <b>ЭКЗАМЕН</b> по дисциплине «НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ» Направление подготовки бакалавриата 44.03.05 Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки), 2019-20 уч. год, 2 семестр	
<b>БИЛЕТ № 5</b>	
<ol style="list-style-type: none"><li>1. Азот, общая характеристика. Соединения азота с водородом, получение, физические и химические свойства. (15 баллов)</li><li>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)</li><li>3. Написать уравнения реакций: а) кремния с концентрированной азотной кислотой в присутствии фтороводородной кислоты; б) пероксида водорода с иодидом калия в кислой среде. Уравнять ионно-электронным методом. (20 баллов)</li></ol>	
Зав. кафедрой	Л.М.Кубалова

#### 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.**

Сложные неорганические вещества обычно делят на четыре важнейших класса:

Металлы, неметаллы, кислоты, соли

Оксиды, пероксиды, кислоты, соли

Оксиды, основания, кислоты, соли

Оксидами называют соединения,

Содержащие атомы кислорода

Состоящие из двух элементов, одним из которых является водород

Состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород в степени окисления 2-

Содержащие гидроксильную группу

К амфотерным оксидам относятся

$\text{SiO}_2$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$

$\text{BeO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$

$\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{F}_2\text{O}$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}$

$\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{ZnO}$

Для оснований наиболее характерна реакция с кислотами, называемая реакцией

Самоокисления-самовосстановления

Нейтрализации

Этерификации

Гидролиза

Для качественного обнаружения щелочной среды используют индикатор фенолфталеин. Какова будет окраска водного раствора гидроксида натрия при добавлении фенолфталеина

Розово-малиновая

Желтая

Синяя

Бесцветная

Укажите реакции, которые могут быть практически осуществимы

$\text{NaCl} + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 =$

$\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} =$

$\text{KNO}_3 + \text{NaOH} =$

$\text{CaCl}_2 + \text{Cr}(\text{OH})_3 =$

Соль состава  $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_2$  имеет название

гидронитрит железа

гидроксонитрат железа

дигидроксонитрат железа

дигидроксонитрит железа

В какой схеме можно осуществить превращения раствором  $\text{NaOH}$

$\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

$\text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$

$\text{Ba} \rightarrow \text{BaO} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2$

$\text{CuBr}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO}$

Гидросульфид железа (II) имеет формулу

$\text{Fe}(\text{HSO}_3)_2$

$\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$

$\text{Fe}(\text{HS})_2$



Гидроксид цинка

проявляет только основные свойства

проявляет только кислотные свойства

проявляет амфотерные свойства

не проявляет кислотно-основных свойств

Как изменится цвет нейтрального раствора, содержащего лакмус, при добавлении  $\text{HCl}$ ?

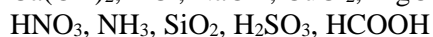
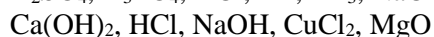
красный  $\rightarrow$  синий

синий  $\rightarrow$  красный

фиолетовый  $\rightarrow$  красный

фиолетовый  $\rightarrow$  синий

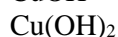
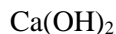
Какие из перечисленных веществ являются кислотами



Укажите самую слабую из перечисленных кислот



Укажите формулу гидроксида меди (I).



Укажите формулы всех кислот среди перечисленных соединений:



Укажите формулу сульфата калия

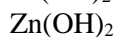


Укажите формулу гидросульфата калия

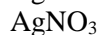


Укажите формулы всех оснований:

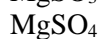
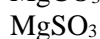
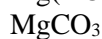




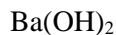
Укажите формулу нитрата серебра



Укажите формулу карбоната магния



Укажите формулы всех оксидов



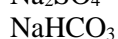
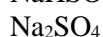
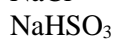
Укажите формулу хлорида цинка



Укажите формулы всех солей



Укажите формулу гидрокарбоната натрия



Укажите формулу гидросульфита натрия



Какие вещества при диссоциации образуют ионы водорода?

соли

кислоты

Щелочи

Оксиды

Какие вещества в результате диссоциации образуют гидроксид-ионы?

кислоты

щелочи

Соли

## Оксиды

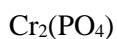
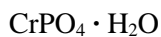
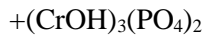
Какие ионы вызывают кислую реакцию раствора?



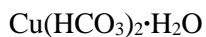
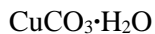
Какие ионы вызывают щелочную реакцию раствора?



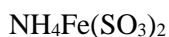
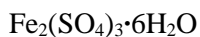
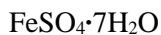
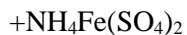
Фосфату гидроксохрома (III) соответствует формула:



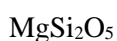
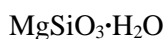
Гидрокарбонату меди (II) соответствует формула:



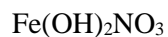
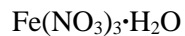
Сульфату аммония железа (III) соответствует формула:



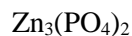
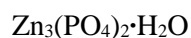
Силикату гидроксомагния соответствует формула:



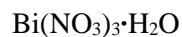
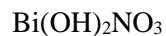
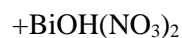
Гидрату нитрата гидроксожелеза (III) соответствует формула:



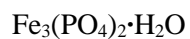
Фосфату гидроксоцинка соответствует формула:



Нитрату гидоксовисмута (III) соответствует формула:



Фосфату гидроксожелеза (II) соответствует формула:

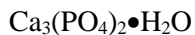


Нитрату дигидроксохрома (III) соответствует формула:

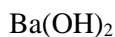
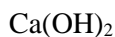
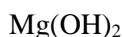
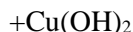


Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

Фосфату гидроксокальция соответствует формула:



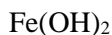
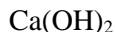
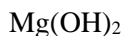
Из приведенных оснований  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  наиболее слабым является:



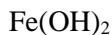
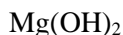
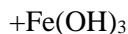
Из приведенных оснований  $\text{LiOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{RbOH}$ ,  $\text{CuOH}$  наиболее слабым является:



Из приведенных гидроксидов  $\text{KOH}$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  амфотерным является:

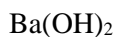
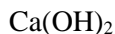
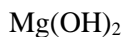
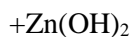


Из приведенных гидроксидов  $\text{KOH}$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  амфотерным является:



Из приведенных гидроксидов  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  амфотерным является:

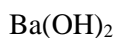
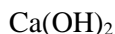
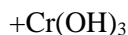




Из приведенных оснований  $CuOH$ ,  $NaOH$ ,  $KOH$ ,  $RbOH$ ,  $CsOH$  наиболее слабым является:



Из приведенных гидроксидов  $KOH$ ,  $Cr(OH)_3$ ,  $Ca(OH)_2$ ,  $Ba(OH)_2$ ,  $Fe(OH)_2$  амфотерным является:



Окислитель – это атом, молекула или ион, который

Увеличивает свою степень окисления

Принимает электроны

Окисляется

Отдает свои электроны

Степени окисления марганца в перманганате калия и манганате натрия соответственно равны

7+, 6+

7+, 4+

6+, 7+

Количественным критерием возможности протекания конкретного окислительно-восстановительного процесса является

Положительное значение стандартного окислительно-восстановительного (ОВ) потенциала восстановителя

Отрицательное значение ОВ потенциала окислителя

Отрицательное значение разности электроотрицательностей восстановителя и окислителя

Положительное значение разности стандартных ОВ потенциалов полуреакций окисления и восстановления

Восстановитель – это вещество, атомы которого в ходе окислительно-восстановительных процессов

Принимают электроны и понижают свою степень окисления

Отдают электроны и повышают свою степень окисления

Не изменяют своей степени окисления

Степень окисления хрома в дихромате калия равна

3+

6-

6+

3-

Что представляет собой превращение относительно хрома?  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$

Восстановление в кислой среде

Окисление в кислой среде

Диспропорционирование

Окисление в щелочной среде

Дихромат калия относится к типичным

Восстановителям

Сильным кислотам

Окислителям

Слабым кислотам

В какой среде проводилось восстановление перманганата калия, если раствор приобрел зеленую окраску?

В нейтральной

В кислой

В сильно щелочной

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

В нейтральной

В кислой

В сильно щелочной

Укажите набор веществ, включающий только типичные окислители:

$\text{KMnO}_4$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{HNO}_3$

$\text{KNO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{KClO}_4$ ,  $\text{O}_2$

$\text{F}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{Br}_2$

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

2+

3+

4+

6+

В окислительно-восстановительных реакциях пероксид водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$  может выступать в роли

Только окислителя

Только восстановителя

И окислителя и восстановителя

Запишите уравнение реакции гидролиза и укажите характер среды для раствора  $\text{Na}_2\text{S}$ :

$\text{pH} < 7$

$\text{pH} = 7$

$\text{pH} > 7$

$\text{pH} \approx 7$

Запишите уравнение реакции гидролиза и укажите характер среды для раствора  $\text{K}_3\text{PO}_4$ :

$\text{pH} < 7$

$\text{pH} = 7$

$\text{pH} > 7$

$\text{pH} \approx 7$

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

Запишите уравнение реакции гидролиза и укажите характер среды для раствора  $\text{CuSO}_4$ :

$\text{pH} < 7$   
 $\text{pH} = 7$   
 $\text{pH} > 7$   
 $\text{pH} \approx 7$

Запишите уравнение реакции гидролиза и укажите характер среды для раствора  $\text{NaCl}$ :

$\text{pH} < 7$   
 $\text{pH} = 7$   
 $\text{pH} > 7$   
 $\text{pH} \approx 7$

Запишите уравнение реакции гидролиза и укажите характер среды для раствора  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ :

$\text{pH} < 7$   
 $\text{pH} = 7$   
 $\text{pH} > 7$   
 $\text{pH} \approx 7$

Запишите уравнение реакции гидролиза и укажите характер среды для раствора  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ :

$\text{pH} < 7$   
 $\text{pH} = 7$   
 $\text{pH} > 7$   
 $\text{pH} \approx 7$

Запишите уравнение реакции гидролиза и укажите характер среды для раствора  $\text{CuCl}_2$ :

$\text{pH} < 7$   
 $\text{pH} = 7$   
 $\text{pH} > 7$   
 $\text{pH} \approx 7$

Запишите уравнение реакции гидролиза и укажите характер среды для раствора  $\text{K}_2\text{SO}_3$ :

$\text{pH} < 7$   
 $\text{pH} = 7$   
 $\text{pH} > 7$   
 $\text{pH} \approx 7$

Запишите уравнение реакции гидролиза и укажите характер среды для раствора  $\text{K}_2\text{SO}_4$ :

$\text{pH} < 7$   
 $\text{pH} = 7$   
 $\text{pH} > 7$   
 $\text{pH} \approx 7$

Запишите уравнение реакции гидролиза и укажите характер среды для раствора  $\text{FeCl}_3$ :

$\text{pH} < 7$   
 $\text{pH} = 7$   
 $\text{pH} > 7$   
 $\text{pH} \approx 7$

Запишите уравнение реакции гидролиза и укажите характер среды для раствора  $\text{NH}_4\text{Cl}$ :

$\text{pH} < 7$   
 $\text{pH} = 7$   
 $\text{pH} > 7$   
 $\text{pH} \approx 7$

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

Запишите уравнение реакции гидролиза и укажите характер среды для раствора  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ :

- $\text{pH} < 7$
- $\text{pH} = 7$
- $\text{pH} > 7$
- $\text{pH} \approx 7$

Запишите уравнение реакции гидролиза и укажите характер среды для раствора  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ :

- $\text{pH} < 7$
- $\text{pH} = 7$
- $\text{pH} > 7$
- $\text{pH} \approx 7$

Запишите уравнение реакции гидролиза и укажите характер среды для раствора  $\text{Na}_2\text{S}$ :

- $\text{pH} < 7$
- $\text{pH} = 7$
- $\text{pH} > 7$
- $\text{pH} \approx 7$

Напишите уравнение гидролиза бария нитрита. Укажите pH раствора.

- $\text{pH} < 7$
- $\text{pH} = 7$
- $\text{pH} > 7$
- $\text{pH} \approx 7$

Напишите уравнение гидролиза алюминия хлорида. Укажите pH раствора.

- $\text{pH} < 7$
- $\text{pH} = 7$
- $\text{pH} > 7$
- $\text{pH} \approx 7$

Напишите уравнение гидролиза нитрита аммония. Укажите pH раствора.

- $\text{pH} < 7$
- $\text{pH} = 7$
- $\text{pH} > 7$
- $\text{pH} \approx 7$

В каком веществе имеется водородная связь?

- $\text{H}_2\text{S}$
- $\text{HF}$
- $\text{AsH}_3$
- $\text{SeH}_2$

Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя в комплексном соединении  $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$ .

- (+1, 4)
- (+2, 4)
- (+4, 6)
- (+3, 6)
- (+3, 4)

Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя в комплексном соединении  $\text{K}[\text{Co}(\text{NO}_2)_4(\text{NH}_3)_2]$ .

- (-1, 6)

(0, 4)  
(–2, 6)  
(+3, 6)  
(+3, 4)

Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя в комплексном соединении  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ .

(+1, 4)  
(+2, 4)  
(+4, 6)  
(+3, 6)  
(+3, 4)

Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя в комплексном соединении  $[\text{Pt}(\text{CN})_2(\text{NH}_3)_2]$ .

(+1, 6)  
(0, 4)  
(+2, 2)  
(+2, 4)  
(+4, 4)

Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя в комплексном соединении  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ .

(+1, 4)  
(+2, 4)  
(+4, 6)  
(+3, 6)  
(+3, 4)

Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя в комплексном соединении  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$ .

(+1, 4)  
(+2, 4)  
(+4, 6)  
(+2, 6)  
(+3, 4)

Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя в комплексном соединении  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .

(+1, 4)  
(+2, 4)  
(+4, 6)  
(+3, 6)  
(+3, 4)

Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя в комплексном соединении  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .

(+1, 4)  
(+2, 4)  
(+2, 6)  
(+3, 6)  
(+3, 4)

Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя в комплексном

соединении  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$ .

- (+1, 4)
- (+2, 4)
- (+4, 6)
- (+3, 6)
- (+3, 4)

Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя в комплексном соединении  $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$ .

- (+1, 4)
- (+2, 4)
- (+2, 6)
- (+3, 6)
- (+3, 4)

Какая из формул соответствует названию гексацианоферрат (III) калия:

- $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
- $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
- $\text{K}_3[\text{Ni}(\text{CN})_6]$
- $\text{K}_4[\text{Co}(\text{CN})_6]$

Какая из формул соответствует названию гексацианоферрат (II) калия:

- $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
- $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
- $\text{K}_3[\text{Ni}(\text{CN})_6]$
- $\text{K}_4[\text{Co}(\text{CN})_6]$

Какая из формул соответствует названию тетрацианокупрат (II) калия:

- $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
- $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$
- $\text{K}_3[\text{Ni}(\text{CN})_6]$
- $\text{K}_4[\text{Co}(\text{CN})_6]$

Какая из формул соответствует названию тетрагидроксодиакваалюминат натрия:

- $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_2]$
- $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$
- $\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_4(\text{NH}_3)_2]$

Какая из формул соответствует названию тетрагидроксодиакваалюминат калия:

- $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_2]$
- $\text{K}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$
- $\text{K}[\text{Co}(\text{NO}_2)_4(\text{NH}_3)_2]$

Какая из формул соответствует названию тетранитритодиаминокобальтат(III) натрия:

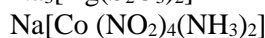
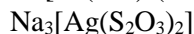
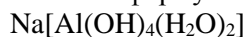
- $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_2]$
- $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$
- $\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_4(\text{NH}_3)_2]$

Какая из формул соответствует названию гексацианокобальтат (II) калия:

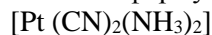
- $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
- $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$
- $\text{K}_3[\text{Ni}(\text{CN})_6]$
- $\text{K}_4[\text{Co}(\text{CN})_6]$

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

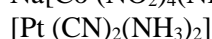
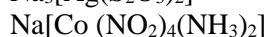
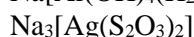
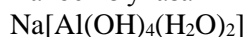
Какая из формул соответствует названию дисульфитоаргентат натрия:



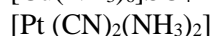
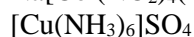
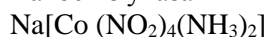
Какая из формул соответствует названию дицианодиаминоплатина:



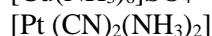
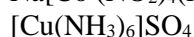
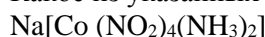
Какое из указанных комплексных соединений относится к нейтральным комплексам?



Какое из указанных комплексных соединений относится к катионным комплексам?



Какое из указанных комплексных соединений относится к анионным комплексам?



Сумма коэффициентов в уравнении реакции  $\text{KI} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2$  равна

25

43

51

41

37

Сумма коэффициентов в уравнении реакции  $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$  равна

7

9

8

11

21

Сумма коэффициентов в уравнении реакции  $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$  равна

10

8

15

12

14

Коэффициент перед окислителем в уравнении реакции  $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$  равен

1

3

2

4

5

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

Коэффициент перед восстановителем в уравнении реакции  $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$  равен

- 1
- 2
- 3
- 4
- 5

Сумма коэффициентов в уравнении реакции  $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$  равна

- 25
- 30
- 40
- 42
- 35

Сумма коэффициентов в уравнении реакции  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow$  равна

- 25
- 30
- 31
- 27
- 29

Сумма коэффициентов в уравнении реакции  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HBr} \rightarrow$  равна

- 25
- 30
- 31
- 27
- 29

Сумма коэффициентов в уравнении реакции  $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow$  равна

- 10
- 8
- 9
- 12
- 13

Сумма коэффициентов в уравнении реакции  $\text{Cl}_2 + \text{NaOH}$  (холод)  $\rightarrow$  равна

- 6
- 10
- 8
- 4
- 11

Сумма коэффициентов в уравнении реакции  $\text{I}_2 + \text{NaOH}$  (холод)  $\rightarrow$  равна

- 10
- 8
- 4
- 11
- 6

Сумма коэффициентов в уравнении реакции  $\text{Br}_2 + \text{NaOH}$  (холод)  $\rightarrow$  равна

- 10
- 8
- 4
- 11



6

Сумма коэффициентов в уравнении реакции  $\text{Cl}_2 + \text{NaOH} (t^\circ) \rightarrow$  равна

10  
18  
12  
14  
16

Сумма коэффициентов в уравнении реакции  $\text{Br}_2 + \text{NaOH} (t^\circ) \rightarrow$  равна

10  
12  
14  
16  
18

Сумма коэффициентов в уравнении реакции  $\text{I}_2 + \text{NaOH} (t^\circ) \rightarrow$  равна

10  
12  
14  
16  
18

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

4  
6  
8  
7  
9

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

4  
6  
8  
7  
9

Сумма коэффициентов в уравнении реакции  $\text{Cl}_2 + \text{Fe} \rightarrow$  равна

4  
3  
5  
7  
6

Сумма коэффициентов в уравнении реакции  $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$  равна

4  
6  
8  
5  
10

Сумма коэффициентов в уравнении реакции  $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{PbS} \rightarrow$  равна

12  
10

6  
5  
8

Сумма коэффициентов в уравнении реакции  $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$  равна

22  
36  
18  
26  
28

Сумма коэффициентов в уравнении реакции  $\text{H}_2\text{O}_2$  (разложение)  $\rightarrow$  равна

3  
5  
7  
4  
6

Сумма коэффициентов в уравнении реакции  $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$  равна

8  
6  
12  
11  
7

Сумма коэффициентов в уравнении реакции  $\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4$  (конц)  $\rightarrow$  равна

7  
8  
6  
5  
11

Сумма коэффициентов в уравнении реакции  $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2$  (горение)  $\rightarrow$  равна

7  
9  
6  
5  
11

К какому типу окислительно-восстановительных реакций относится следующая реакция:  $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{HClO}$ ?

внутримолекулярная  
межмолекулярная  
обмена  
диспропорционирования

Сумма коэффициентов в уравнении реакции  $\text{KI} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2$  равна

37  
25  
43  
41  
51

Сумма коэффициентов в уравнении реакции  $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$  равна

7  
8  
9  
11  
21

SO<sub>2</sub> является окислителем в реакции с

H<sub>2</sub>S  
O<sub>2</sub>  
Cl<sub>2</sub>  
H<sub>2</sub>O  
NaOH

SO<sub>2</sub> является восстановителем в реакции с

H<sub>2</sub>S  
O<sub>2</sub>  
Cl<sub>2</sub>  
H<sub>2</sub>O  
NaOH

H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> является окислителем в реакции с

Cu  
H<sub>2</sub>O  
C  
S  
P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>

N<sub>2</sub>H<sub>4</sub> является окислителем в реакции

горения  
с водой  
с серной кислотой  
с соляной кислотой  
разложения.

N<sub>2</sub>H<sub>4</sub> является восстановителем в реакции

разложения  
с водой  
с серной кислотой  
с соляной кислотой  
горения

сера является окислителем в реакции получения

H<sub>2</sub>S  
FeS  
FeS<sub>2</sub>  
SO<sub>2</sub>  
H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

сера является восстановителем в реакции получения

H<sub>2</sub>S  
FeS  
FeS<sub>2</sub>  
SO<sub>2</sub>  
H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

селен является окислителем в реакции получения

$H_2Se$   
 $FeSe$   
 $SeO_2$   
 $H_2SeO_3$   
 $H_2SeO_4$

селен является восстановителем в реакции получения

$H_2Se$   
 $FeSe$   
 $SeO_2$   
 $H_2SeO_3$   
 $H_2SeO_4$

углерод является окислителем в реакции получения

$CO_2$   
 $CH_4$   
 $CaC_2$   
 $CCl_4$   
 $SiC$

углерод является восстановителем в реакции получения

$CO_2$   
 $CH_4$   
 $CaC_2$   
 $CCl_4$   
 $SiC$

хлор в реакциях может быть

окислителем  
восстановителем  
и окислителем и восстановителем  
не может быть восстановителем  
не может быть окислителем

бром в реакциях может быть

окислителем  
восстановителем  
и окислителем и восстановителем  
не может быть восстановителем  
не может быть окислителем

йод в реакциях может быть

окислителем  
восстановителем  
и окислителем и восстановителем  
не может быть восстановителем  
не может быть окислителем

кислород в реакциях может быть

окислителем  
восстановителем  
и окислителем и восстановителем

не может быть восстановителем  
не может быть окислителем

сера в реакциях может быть  
окислителем  
восстановителем  
и окислителем и восстановителем  
не может быть восстановителем  
не может быть окислителем

белый фосфор в реакциях может быть  
окислителем  
восстановителем  
и окислителем и восстановителем  
не может быть восстановителем  
не может быть окислителем

азот является окислителем в реакции получения

$Mg_3N_2$   
 $NH_3$   
 $N_2H_4$   
 $I_3N$   
 $Li_3N$

азот является восстановителем в реакции получения

$Mg_3N_2$   
 $NH_3$   
 $N_2H_4$   
 $Li_3N$   
 $NI_3$ .

фосфор является окислителем в реакции получения

$Mg_3P_2$   
 $PH_3$   
 $P_2O_5$   
 $H_3PO_3$   
 $PCl_3$

фосфор является восстановителем в реакции получения

$Mg_3P_2$   
 $PH_3$   
 $P_2O_5$   
 $H_3PO_3$   
 $PCl_3$

Указать вещество, которое является сильным окислителем:

$HCl$   
 $H_2O$   
 $Na_2SO_4$   
 $HNO_3$

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

3  
4

6  
5

Валентность фосфора в молекуле фосфористой кислоты равна

5  
4  
3  
2  
1

Координационное число фосфора в молекуле фосфористой кислоты равно

5  
4  
3  
2  
1

Валентность фосфора в молекуле фосфорноватистой кислоты равна

5  
4  
3  
2  
1

Координационное число фосфора в молекуле фосфорноватистой кислоты равно

5  
4  
3  
2  
1

Валентность фосфора в молекуле ортофосфорной кислоты равна

5  
4  
3  
2  
1

Координационное число фосфора в молекуле триметафосфорной кислоты равно

5  
4  
3  
2  
1

Валентность азота в молекуле азотной кислоты равна

5  
4  
3  
2  
1

Координационное число азота в молекуле азотной кислоты равно

5

4  
3  
2  
1

Валентность азота в молекуле азотистой кислоты равна

5  
4  
3  
2  
1

Валентность азота в молекуле оксида азота (I) равна

5  
4  
3  
2  
1

В молекуле  $\text{H}_2\text{SO}_4$  число сигма-связей равно

3  
4  
5  
6  
7

В молекуле  $\text{H}_3\text{PO}_4$  число сигма-связей равно

3  
4  
5  
6  
7

В молекуле  $\text{H}_3\text{PO}_3$  число сигма-связей равно

3  
4  
5  
6  
7

В молекуле  $\text{H}_3\text{PO}_2$  число сигма-связей равно

3  
4  
5  
6  
7

В молекуле  $\text{H}_3\text{PO}_2$  число пи-связей равно

1  
2  
3  
4  
5

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

В молекуле  $\text{SO}_2$  число пи-связей равно

- 1
- 2
- 3
- 4
- 5

В молекуле  $\text{N}_2\text{O}$  число пи-связей равно

- 1
- 2
- 3
- 4
- 5

В молекуле  $\text{H}_2\text{SO}_4$  число пи-связей равно

- 1
- 2
- 3
- 4
- 5

В молекуле  $\text{CO}$  кратность связи равна

- 1
- 2
- 3
- 4
- 5

В молекуле  $\text{N}_2$  кратность связи равна

- 1
- 2
- 3
- 4
- 5

В молекуле  $\text{O}_2$  кратность связи равна

- 1
- 2
- 3
- 4
- 5

Одна двойная  $\text{C}=\text{O}$  связь имеется в молекулах

- $\text{CO}$
- $\text{CO}_2$
- $\text{H}_2\text{CO}_3$
- $\text{CH}_3\text{COOH}$
- $\text{CH}_4$

Две пи-связи имеются в молекулах

- $\text{CO}$
- $\text{CO}_2$
- $\text{H}_2\text{CO}_3$
- $\text{CH}_3\text{COOH}$



CH<sub>4</sub>

Линейное строение имеют молекулы

C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>

N<sub>2</sub>O

CO<sub>2</sub>

BeCl<sub>2</sub>

SO<sub>2</sub>

Треугольное строение имеют молекулы и ионы

NH<sub>3</sub>

NO<sub>3</sub><sup>-</sup>

BCl<sub>3</sub>

CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>

ClF<sub>3</sub>

sp<sup>3</sup>-гибридизация наблюдается в соединениях

NH<sub>3</sub>

NH<sub>4</sub><sup>+</sup>

PH<sub>3</sub>

H<sub>2</sub>O

ClF<sub>3</sub>

В ряду O<sub>2</sub> – O<sub>2</sub><sup>-</sup> – O<sub>2</sub><sup>+</sup> прочность связи

не меняется

увеличивается

уменьшается

меняется немонотонно

Комплексообразователем в красной кровяной соли является атом

Co(III)

Ag(I)

Fe(III)

Fe(II)

Ni(II)

Комплексообразователем в желтой кровяной соли является атом

Co(III)

Ag(I)

Fe(III)

Fe(II)

Ni(II)

Комплексообразователем в берлинской лазури является атом

Co(III)

Ag(I)

Fe(III)

Fe(II)

Ni(II)

Комплексообразователем в турнбулевой сини является атом

Co(III)

Ag(I)

Fe(III)

Fe(II)

Ni(II)

Красная кровяная соль используется для обнаружения ионов

Co(III)

Ag(I)

Fe(III)

Fe(II)

Ni(II)

Желтая кровяная соль используется для обнаружения ионов

Co(III)

Ag(I)

Fe(III)

Fe(II)

Ni(II)

Цианидные комплексы – это комплексы, содержащие лиганд

CN<sup>-</sup>

O<sub>2</sub>

CO

OH<sup>-</sup>

SCN<sup>-</sup>

При смешивании водных растворов хлорида алюминия и карбоната натрия в осадок выпадает  
карбонат алюминия

хлорид натрия

гидроксид алюминия

гидроксид натрия

осадок не выпадает

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

сульфат калия

гидроксид алюминия

гидроксид калия

осадок не выпадает

При смешивании водных растворов хлорида железа (III) и карбоната калия в осадок выпадает  
карбонат железа

хлорид калия

гидроксид железа

гидроксид калия

осадок не выпадает

При смешивании водных растворов хлорида алюминия и сульфида натрия  
выпадает осадок

не выпадает осадок

выделяется газ

не выделяется газ

реакция не идет

При смешивании водных растворов хлорида алюминия и сульфата натрия  
выпадает осадок

не выпадает осадок  
выделяется газ  
не выделяется газ  
реакция не идет

Растворы каких солей имеют кислую реакцию среды ( $\text{pH} < 7$ )?

$\text{Na}_2\text{SO}_4$   
 $\text{KCl}$   
 $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$   
 $\text{FeCl}_3$   
 $\text{BeCl}_2$

В растворах каких солей фенолфталеин имеет малиновый цвет:

$\text{Rb}_2\text{CO}_3$   
 $\text{LiNO}_3$   
 $\text{NaCl}$   
 $\text{AuCl}_3$   
 $\text{Na}_2\text{SO}_3$

Какие из солей гидролизуются по аниону?

$\text{NaNO}_3$   
 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$   
 $\text{CuCl}_2$   
 $\text{Li}_3\text{PO}_4$   
 $\text{NaNO}_2$

Растворы каких солей имеют кислую реакцию среды ( $\text{pH} < 7$ )?

$\text{Na}_2\text{SO}_4$   
 $\text{KCl}$   
 $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$   
 $\text{FeCl}_3$   
 $\text{AlCl}_3$

В растворах каких солей фенолфталеин имеет малиновый цвет:

$\text{Rb}_2\text{CO}_3$   
 $\text{LiNO}_3$   
 $\text{NaCl}$   
 $\text{AuCl}_3$   
 $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$

Какие из солей гидролизуются по аниону?

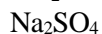
$\text{NaNO}_2$   
 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$   
 $\text{CuCl}_2$   
 $\text{Li}_3\text{PO}_4$   
 $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$

Какие из солей гидролизуются по катиону?

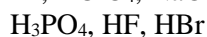
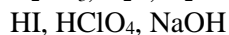
$\text{Li}_2\text{S}$   
 $\text{CuBr}_2$   
 $\text{AgNO}_3$   
 $\text{Na}_2\text{CO}_3$   
 $\text{CuCl}_2$

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

В растворах каких солей метиловый оранжевый имеет желтый цвет:



Только слабые кислоты находятся в ряду:



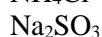
Растворы каких солей имеют щелочную реакцию среды ( $\text{pH} > 7$ )?



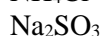
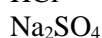
Растворы каких солей имеют нейтральную реакцию среды ( $\text{pH} = 7$ )?



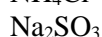
В присутствии каких веществ метилоранж имеет желтый цвет?



В присутствии каких веществ лакмус имеет синий цвет?



В присутствии каких веществ лакмус имеет красный цвет?



Как изменится цвет нейтрального раствора, содержащего лакмус, при добавлении  $\text{HCl}$ ?

красный → синий

синий → красный

фиолетовый → красный

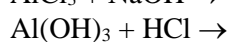
фиолетовый → синий

синий → фиолетовый

Кислотные свойства проявляет соединение



Отметить окислительно-восстановительную реакцию:



Какой из продуктов реакции металла с азотной кислотой невозможен:



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

2

3

4

5

6

Сумма коэффициентов в сокращенном ионном уравнении реакции  $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$  равна

2

3

4

5

6

Сумма коэффициентов в сокращенном ионном уравнении реакции  $\text{CuCl}_2 + \text{KI} \rightarrow$  равна

3

9

6

5

4

Сумма коэффициентов в сокращенном ионном уравнении реакции  $\text{I}_2 + \text{KI} \rightarrow$  равна

3

9

6

5

4

Сумма коэффициентов в сокращенном ионном уравнении реакции  $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{KOH} (\text{раствор}) \rightarrow$  равна

3

9

6

5

4

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

Сумма коэффициентов в сокращенном ионном уравнении реакции  $\text{Be}(\text{OH})_2 + \text{KOH}$  (раствор)  $\rightarrow$  равна

3  
9  
6  
5  
4

Гидроксид таллия (I)  
проявляет основные свойства  
проявляет кислотные свойства  
проявляет щелочные свойства  
растворим  
нерастворим

Гидроксид таллия (III)  
проявляет основные свойства  
проявляет кислотные свойства  
проявляет щелочные свойства  
растворим  
нерастворим

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

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

Бура – это соль  
ортоборной кислоты  
метаборной кислоты  
диборной кислоты  
триборной кислоты  
тетраборной кислоты

Гидроксид кальция иногда называют  
пушонка  
кипелка  
гашеная известь  
негашеная известь  
известковое молоко

Оксид кальция иногда называют  
пушонка  
кипелка  
гашеная известь

негашеная известь  
известковое молоко

Жидкое стекло – это раствор  
кремниевой кислоты  
силиката натрия  
оксида кремния  
фторида кремния  
гексафторокремниевой кислоты

Осадок образуется при пропускании в известковую воду  
угарного газа  
углекислого газа  
сернистого газа  
бурого газа  
веселящего газа

Осадок образуется при пропускании в баритовую воду  
угарного газа  
углекислого газа  
сернистого газа  
бурого газа  
веселящего газа

При горении магния на воздухе образуются  
оксид  
нитрид  
гидроксид  
карбид  
гидрид

Без нагревания с концентрированной серной кислотой не реагируют  
цинк  
магний  
железо  
хром  
медь

Без нагревания с концентрированной серной кислотой реагируют  
цинк  
магний  
железо  
хром  
медь

В состав олеума входят  
 $H_2SO_4$   
 $SO_2$   
 $SO_3$   
 $H_2O$

Полиморфными модификациями серы являются  
моноклинная  
гексагональная

триклинная  
ромбическая  
кубическая

Полиморфными модификациями фосфора являются  
белый  
красный  
моноклинный  
ромбический  
кубический

Полиморфными модификациями углерода являются  
карбид  
карбин  
карбонат  
формальдегид  
фуллерен

В состав белильной извести входят

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

Йодоводородную кислоту получают по реакции

$\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightarrow$   
 $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KI} \rightarrow$   
 $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaI} \rightarrow$   
 $\text{PI}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$   
 $\text{P} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

Бертолетова соль – это

$\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2$   
 $\text{Ca}(\text{ClO})_2$   
 $\text{KClO}_3$   
 $\text{KClO}$   
 $\text{KClO}_4$

Взаимодействие концентрированной серной кислоты с галогенидом щелочного металла является методом получения

$\text{HF}$   
 $\text{HCl}$   
 $\text{HBr}$   
 $\text{HI}$

Самым слабым окислителем является

$\text{KClO}$   
 $\text{KClO}_2$   
 $\text{KClO}_3$   
 $\text{KClO}_4$   
 $\text{KCl}$

Самым сильным окислителем является



KClO  
KClO<sub>2</sub>  
KClO<sub>3</sub>  
KClO<sub>4</sub>  
KCl

При взаимодействии растворов Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> и AlCl<sub>3</sub> в осадок выпадает

NaCl  
Al(OH)<sub>3</sub>  
Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>  
Al<sub>2</sub>(CO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>  
AlOHCO<sub>3</sub>

При взаимодействии растворов Na<sub>2</sub>S и AlCl<sub>3</sub> в осадок выпадает

NaCl  
Al(OH)<sub>3</sub>  
Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>  
Al<sub>2</sub>(CO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>  
AlOHCO<sub>3</sub>

Сера вступает в реакцию с

Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>  
Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>  
Na<sub>2</sub>S  
SO<sub>3</sub>  
SO<sub>2</sub>

При пропускании в раствор NaOH углекислого газа образуются

Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>  
NaHCO<sub>3</sub>  
Na<sub>2</sub>O  
H<sub>2</sub>O  
NaOH

При пропускании в раствор NaOH углекислого газа не образуются

Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>  
NaHCO<sub>3</sub>  
Na<sub>2</sub>O  
H<sub>2</sub>O  
NaOH

При взаимодействии углекислого газа с известковой водой наблюдается

выделение газа  
выпадение осадка  
растворение осадка  
изменение окраски раствора  
помутнение

При взаимодействии углекислого газа с известковой водой не наблюдается

выделение газа  
выпадение осадка  
растворение осадка  
изменение окраски раствора  
помутнение

Олеум – это  
концентрированная серная кислота  
чистая серная кислота  
раствор  
олеиновая кислота  
гомогенная система

Олеум – это  
серная кислота  
чистая серная кислота  
раствор серного ангидрида  
гетерогенная система  
гомогенная система

Окрашенными газами являются  
NO  
NO<sub>2</sub>  
ClO<sub>2</sub>  
Cl<sub>2</sub>O  
N<sub>2</sub>O

Бесцветными газами являются  
NO  
NO<sub>2</sub>  
ClO<sub>2</sub>  
Cl<sub>2</sub>O  
N<sub>2</sub>O

Карбонилы содержат  
CO  
CO<sub>2</sub>  
ClO<sub>2</sub>  
Cl<sub>2</sub>O  
NH<sub>3</sub>

Тиосерная кислота имеет формулу  
H<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>7</sub>  
H<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>  
H<sub>2</sub>S<sub>4</sub>O<sub>6</sub>  
H<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>8</sub>  
H<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>5</sub>

H<sub>4</sub>P<sub>2</sub>O<sub>7</sub> – это  
дифосфорная кислота  
пирофосфорная кислота  
ортофосфорная кислота  
метафосфорная кислота  
диметафосфорная кислота

В качестве водопоглощающего средства используются  
HCl  
H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>  
P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>

$P_2O_3$   
 $NaOH$

Плавится без разложения

$Na_2CO_3$   
 $NaHCO_3$   
 $CaCO_3$   
 $Ca(HCO_3)_2$   
 $Na_2SO_4$

Кислую среду имеют водные растворы

$NH_3$   
 $N_2H_4$   
 $HN_3$   
 $NH_2OH$   
 $NO_2$

Щелочную среду имеют водные растворы

$NH_3$   
 $N_2H_4$   
 $HN_3$   
 $NH_2OH$   
 $NO_2$

Кислую среду имеют водные растворы

$NH_4Cl$   
 $N_2H_5Cl$   
 $AgNO_3$   
 $NH_3OHCl$   
 $NO$

Щелочную среду имеют водные растворы

$Na_2CO_3$   
 $N_2H_4$   
 $HN_3$   
 $ClO_2$   
 $NO_2$

Растворимы гидроксиды

кальция  
бария галлия  
таллия (I)  
таллия (III)  
индия

Щелочными свойствами обладают гидроксиды

кальция  
бария галлия  
таллия (I)  
таллия (III)  
индия

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

### а) основная литература:

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов. - М.: Высшая школа, 2002, 2009.-743 с.
2. Неорганическая химия элементов: в 2-х томах: учебник для вузов/ Ю.Д.Третьяков, Л.И. Мартыненко, А.И.Григорьев и др. – Москва: МГУ: ИКЦ «Академкнига», 2007 – Т.1 – 2-е изд., перераб. и доп.- 2007. – 537 с.
3. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия: Учебник. 3-е изд.-М.: Высшая школа, 2002.- 527с.
4. Ардашникова Е.И., Мазо Г.Н., Тамм М.Е. Сборник задач по неорганической химии. Под ред. Акад. Ю.Д. Третьякова.- М.: Изд. Центр «Академия», 2010. – 208 с.
5. Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Неорганическая химия в реакциях. Справочник. 2-е изд., перераб. и доп. - М.: 2007 - 637 с.

### б) дополнительная литература:

1. Практикум по неорганической химии /В.А. Алешин, К.М. Дунаева, А.И. Жиров и р.; под ред. Ю.Д. Третьякова. – М.: Academia, 2004. -384 с.
2. Н.С. Ахметов. Лабораторные и семинарские задания по общей и неорганической химии. М.: Высшая школа, 2003.
3. Мартыненко Л.И. Избранные главы неорганической химии /Л.И. Мартыненко, В.И. Спицын. //Учебное пособие: В 2-х вып. - М.: МГУ, 1986-1988. Вып. 1-2.-425с.
4. Слесарев В.И. Химия. Основы химии живого / В.И. Слесарев. – СПб.: Химиздат, 2001. - 784 с.
5. Введение в химию биогенных элементов и химический анализ: Учеб. пособие / Е.В. Барковский, С.В. Ткачёв, Г.Э. Атрахимович и др.; Под общ. ред. Е.В. Барковского. – Мн.: Высшая школа, 1997. – 176 с.
6. Чистяков Ю.В. Основы бионеорганической химии, Учебное пособие. – М.: Химия, КолосС, 2007. - 539 с.

### в) программное обеспечение и Интернет-ресурсы:

#### Программное обеспечение:

№ п/п	Наименование	№ договора (лицензия)
1.	Windows 10 Enterprise	№ 4100072800 Microsoft Products (MPSA) от 04.2016г
2.	Windows 10 ProforWorkstations	№ 4100072800 Microsoft Products (MPSA) от 04.2016г
3.	Windows 8.1 Enterprise	№ 4100072800 Microsoft Products (MPSA) от 04.2016г
4.	Windows 8.1 Professional	№ 4100072800 Microsoft Products (MPSA) от 04.2016г
5.	Windows 8 Enterprise	№ 4100072800 Microsoft Products (MPSA) от 04.2016г
6.	Windows 8 Professional	№ 4100072800 Microsoft Products (MPSA) от 04.2016г
7.	OfficeStandard 2016	№ 4100072800 Microsoft Products (MPSA) от 04.2016г
8.	OfficeStandard 2013	№ 4100072800 Microsoft Products (MPSA) от 04.2016г
9.	Система тестирования SunravWEBClass	№468 от 03.12.2013 ИП Сунгатулин Р.Т.(бессрочно)

Обеспечен доступ к современным профессиональным базам данных, информационным справочным и поисковым системам (библиотека СОГУ):- библиотеке e-library.

1. Электронная библиотека учебной литературы (Университетская библиотека ON Line)

[http://biblioclub.ru/index.php?page=razdel&sel\\_node=1412](http://biblioclub.ru/index.php?page=razdel&sel_node=1412)

[http://biblioclub.ru/index.php?page=book\\_view&book\\_id=144210](http://biblioclub.ru/index.php?page=book_view&book_id=144210)

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

2. Неорганическая химия Лекции для студентов первого курса. Лекторы: Андрей Владимирович Шевельков, д.х.н., проф., Евгений Алексеевич Гудилин, член-корр., д.х.н.  
<http://www.chem.msu.ru/rus/teaching/thermo/welcome.html>
3. А.А. Дроздов, В.П. Зломанов «Химия элементов главных групп периодической системы Д.И.Менделеева: галогены», 1998 г.  
URL: <http://www.chem.msu.ru/rus/teaching/zlomanov/welcome.html>
4. Спиридонов Ф.М., Зломанов В.П. Химия халькогенов - учебное пособие под редакцией Третьякова Ю.Д., Москва, 2000. URL:  
<http://www.chem.msu.ru/rus/teaching/spiridonov/welcome.html>
5. <http://www.xumuk.ru/spravochnik/a.html> - справочник по веществам – доступ свободный.
6. <http://chem100.ru/chem.php?n=16> - справочник химика – доступ свободный.
7. <http://www.chemnet.ru> - Портал фундаментального химического образования России – доступ свободный.
8. <http://www.xumuk.ru/> - XuMuK: сайт о химии для химиков – доступ свободный.
9. <http://www.Himhelp.ru> -Химический сервер - доступ свободный.
10. Рекомендуемые интернет-адреса по химии элементов:  
<http://www.twirpx.com/file/801941/>  
<http://elementy.ru/biology>  
<http://n-t.ru/ri/kk/hm.htm>  
<http://www.nisleda.net/Razdely/article-bgatov.htm>
11. ЭБС "Университетская библиотека Online" (Договор № 21-02/2019 от 14.02.2019г. на срок с 01.01.2019г.- 30.06.2019г. 7000 точек доступа).
12. Научная электронная библиотека eLibrary.ru (Лицензионное соглашение № 5051от 02.09.2009 г. Бессрочное; Кол-во доступов не ограничено; Договор № SU-20-12/2016-1от 28.12.2016 г. на срок с 29.12.2016 г.-28.12.2026 г. Кол-во доступов не ограничено).
13. Электронная библиотека «Юрайт» (Договор № 1ЭЮ от 27.02.19 на срок с 01.03.2019г. – 01.03.2020г. Кол-во доступов не ограничено).

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)

Имеются компьютерный класс, доступ к сети Интернет (во время самостоятельной работы обучающихся), оргтехника, электронная база данных библиотеки СОГУ, лекционные аудитории, оснащенные интерактивной доской, мультимедийным проектором, мультимедийные

Положение о разработке и реализации ОПОП СОГУ

демонстрации по основным разделам программы, тестовые задания для проведения компьютерного тестирования на рубежных аттестациях. В аудитории имеются необходимые учебно-наглядные пособия – Периодическая таблица Д.И. Менделеева, ряд напряжений металлов, таблица растворимости солей.

Лабораторные занятия проводятся в учебных лабораториях кафедры общей и неорганической химии, оснащенных всем необходимым учебным лабораторным оборудованием и реактивами, в том числе: комплект учебного лабораторного оборудования, включающий в себя необходимое приборное и химическое обеспечение учебного процесса по неорганической химии; лабораторная мебель: столы химические, шкафы вытяжные и др.; лабораторное оборудование и приборы, необходимые для проведения учебного эксперимента, стеклянная и фарфоровая химическая посуда, химические реактивы и др.; учебно-наглядные пособия: Периодическая таблица Д.И. Менделеева, ряд напряжений металлов, таблица растворимости солей.

## 11. Лист обновления/актуализации

Программа обновлена.

Программа рассмотрена и утверждена на заседании кафедры общей и неорганической химии от «28» 06. 2019 г., протокол № 15/18-19.

Программа одобрена на заседании совета факультета химии, биологии и биотехнологии от «01» 07.2019 г., протокол № 12/18-19.

Разработчик:

Кубалова Л.М., кандидат химических наук, доцент кафедры общей и неорганической химии ФГБОУ ВО «Северо-Осетинский государственный университет имени Коста Левановича Хетагурова».

Программа актуализирована.

Внесенные изменения и дополнения утверждены на заседании кафедры

---

Протокол заседания кафедры от « \_\_\_\_ » \_\_\_\_\_ 20\_\_ г. № \_\_\_\_.