

Приднестровский государственный университет
им. Т.Г. Шевченко

Естественно-географический факультет

Кафедра химии и методики преподавания химии

УТВЕРЖДАЮ
и.о. Декана  Фоменко В.Г.
« 18 »  20 15 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

для набора 2015 года

Учебной ДИСЦИПЛИНЫ

Б1.Б12. «НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

Направление подготовки:

04.05.01. «Фундаментальная и прикладная химия»

Специализации

«Фармацевтическая химия»

«Химия окружающей среды, химическая экспертиза и экологическая безопасность»

«Химическая технология»

квалификация

Химик.

Форма обучения:

очная

Тирасполь 2015

Рабочая программа дисциплины **«Неорганическая химия»** /сост. Т. В. Щука – Тирасполь: ГОУ ПГУ, 2015 – 63 с.

Рабочая программа предназначена для преподавания дисциплины *Б1.Б12 «НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»* базовой части учебного плана очной формы обучения по направлению подготовки – ***по специальности 04.05.01. – "Фундаментальная и прикладная химия"***

Рабочая программа составлена с учетом Федерального Государственного образовательного стандарта профессионального образования по направлению подготовки – ***по специальности 04.05.01. – "Фундаментальная и прикладная химия"***, утвержденного *приказом № 1174 от 12.09.2016г Министерством образования и науки РФ.*

Составитель: Т.В. Щука, доцент, к.х.н.,



1. Цели и задачи дисциплины

Целью освоения дисциплины «Неорганическая химия» является получение фундаментальных теоретических знаний и приобретение практических навыков при изучении состава, свойств и строения простых веществ и химических соединений. Знакомство с физико-химическими закономерностями неорганических реакций и изучение базовых теоретических основ строения вещества, что является фундаментом, с помощью которого можно исследовать химические, биологические и биохимические процессы, изучаемые в последующих базовых и вариативных дисциплинах.

Цель освоения дисциплины конкретизируется в следующих компетенциях:

- ОК-1 способностью к абстрактному мышлению, анализу, синтезу
- ОК-2 способностью использовать основы философских знаний для формирования мировоззренческой позиции
- ОК-6 готовностью действовать в нестандартных ситуациях, нести социальную и этическую ответственность за принятые решения
- ОК-7 готовностью к саморазвитию, самореализации, использованию творческого потенциала
- ОПК-1 способностью воспринимать, развивать и использовать теоретические основы традиционных и новых разделов химии при решении профессиональных задач
- ОПК-2 владением навыками химического эксперимента, синтетическими и аналитическими методами получения и исследования химических веществ и реакций
- ОПК-3 способностью использовать теоретические основы фундаментальных разделов математики и физики в профессиональной деятельности
- ОПК-4 способностью решать задачи профессиональной деятельности на основе информационной и библиографической культуры с применением информационно-коммуникационных технологий и вычислительных средств с учетом основных требований информационной безопасности
- ОПК-5 способностью к поиску, обработке, анализу научной информации и формулировке на их основе выводов и предложений
- ОПК-6 владением нормами техники безопасности и умением реализовать их в лабораторных и технологических условиях
- ПК-1 способностью проводить научные исследования по сформулированной тематике и получать новые научные и прикладные результаты
- ПК-2 владением навыками использования современной аппаратуры при проведении научных исследований
- ПК-3 владением системой фундаментальных химических понятий и методологических аспектов химии, формами и методами научного познания
- ПК-4 способностью применять основные естественнонаучные законы при обсуждении полученных результатов
- ПК-5 способностью приобретать новые знания с использованием современных научных методов и владение ими на уровне, необходимом для решения задач, имеющих естественнонаучное содержание и возникающих при выполнении профессиональных функций
- ПК-6 владением современными компьютерными технологиями при планировании исследований, получении и обработке результатов научных экспериментов, сборе, обработке, хранении, представлении и передаче научной информации
- ПК-7 готовностью представлять полученные в исследованиях результаты в виде отчетов и научных публикаций (стендовых докладов, рефератов и статей в периодической научной печати)
- ПК-8 владением основными химическими, физическими и техническими аспектами химического промышленного производства с учетом сырьевых и энергетических затрат
- ПК-9 владением базовыми понятиями экологической химии, методами безопасного обращения с химическими материалами с учетом их физических и химических свойств,

способностью проводить оценку возможных рисков
 ПК-11 владением методами отбора материала, проведения теоретических занятий и лабораторных работ, основами управления процессом обучения в образовательных организациях

Задачи дисциплины:

В результате освоения дисциплины «Неорганическая химия» студент должен:

Знать:

- свойства химических элементов и их соединений; закономерности их изменения по периодам и подгруппам Периодической системы на основе современных сведений о строении атомов, молекул и немолекулярных веществ;
- основные закономерности протекания химических процессов: гомогенных и гетерогенных, равновесных и неравновесных, реакций окисления-восстановления, обмена, присоединения, конденсации и деполимеризации;
- качественный характер многих химических концепций и теорий, понимать границы их применимости и связь теории с экспериментом.

Уметь:

- приобрести навыки работы в лаборатории, научиться простейшим методам получения, разделения и очистки веществ и изучения химических процессов, усвоить правила техники безопасности;
- получить общие сведения о распространенности элементов и соединений в природе, промышленных методах их выделения и переработки, их роли в природе, технике и быту;
- приобретать новые знания из эксперимента, а также путем литературного поиска и использования современных информационных образовательных технологий.

Владеть:

- базовыми знаниями фундаментальных разделов химии в объеме, необходимом для усвоения основ аналитической, органической, физической химии, а также химической технологии, физических методов исследования и синтеза неорганических веществ;
- навыками использования химических знаний и умений в практической деятельности специалиста-химика.

2. Место дисциплины в структуре ООП ПО

Дисциплина «Неорганическая химия» входит в базовую часть профессионального цикла основной образовательной программы по специальности 04.05.01. "Фундаментальная и прикладная химия".

Для изучения дисциплины необходимы знания, умения и навыки, формируемые дисциплинами/практиками школьной программы: (из стандартов полного среднего образования)

Курс «Неорганической химии» для студентов 1 курса строится на базе знаний по химии, физике и математике, объем которых определяется программой средней школы и считается усвоенным.

Изучение дисциплины необходимо для знаний, умений и навыков, формируемых последующими дисциплинами/практиками:

Дисциплина "Неорганическая химия" содержательно взаимосвязана с дисциплинами "Высшая математика", "Физика", "Аналитическая химия", "Физическая химия", "Координационная химия", "Экологическая химия". В неорганической химии широко используется математический аппарат, методы исследования физики и законы общей химии.

Параллельно с изучением неорганической химии, обучающиеся должны изучать фундаментальные разделы математики и физики, а также тех химических дисциплин, которые изучаются на первом курсе.

Знания, умения и навыки, приобретенные в процессе освоения дисциплины «Неорганическая химия» необходимы для последующего освоения других химических дисциплин, а также дисциплин математического и естественнонаучного цикла.

3. Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины.

Изучение дисциплины направлено на формирование у обучающихся следующих общекультурных (ОК), обще-профессиональных (ОПК) и профессиональных (ПК) компетенций:

№ п/п	Код компетенции	Содержание компетенции (или ее части)	В результате изучения дисциплины обучающиеся должны:		
			Знать	Уметь	Владеть
1.	ОК-1	способностью к абстрактному мышлению, анализу, синтезу	Основные законы и понятия общей и неорганической химии; основные этапы развития и современное состояние неорганической химии.	формулировать задачи, необходимые для реализации профессиональных функций, а также использовать для их решения методы изученных наук	Навыками проведения научных исследований в области неорганических соединений, интернет технологиями
2.	ОК-2	способностью использовать основы философских знаний для формирования мировоззренческой позиции	Основные законы диалектики и место неорганической химии в системе наук	Применять закономерности неорганической химии при обсуждении полученных результатов и в повседневной жизни	Методологией освоения и получения профессиональных знаний по дисциплине.
3.	ОК-6	готовностью действовать в нестандартных ситуациях, нести социальную и этическую ответственность за принятые решения	общую характеристику элементов периодической системы, свойства их соединений и периодический характер изменения этих свойств	применять безопасные методы обращения с химическими материалами и оценивать риски их использования	методами безопасного обращения с химическими материалами с учетом их физических и химических свойств
4.	ОК-7	готовностью к саморазвитию, самореализации, использованию творческого потенциала	основные понятия и законы неорганической химии; основные этапы развития неорганической химии, ее современное состояние	Уметь пользоваться научной литературой, интерпретировать исследования, грамотно и излагать материал	Навыками проведения научных исследований, интернет технологиями
5.	ОПК-1	способностью воспринимать, развивать и использовать теоретические основы традиционных и новых разделов химии при решении профессиональных задач	- основные положения теории строения атома, теории химической связи, теории кислот и оснований, теории растворов; - общую характеристику элементов периодической системы и периодический характер их изменения.	- определять продукты реакций неорганических веществ по известным исходным веществам; - выполнять исходные вычисления, итоговые расчеты с использованием статистической обработки результатов; - самостоятельно работать с учебной и справочной литературой по неорганической химии.	- операциями при выполнении лабораторных опытов по практике общей и неорганической химии; - техникой работы с химической посудой, взвешиванием веществ и сбором установок для выполнения опытов;
6.	ОПК-2	владением навыками химического эксперимента, синтетиче-	основные положения теории строения атома, теории химиче-	проводить лабораторные опыты, объяснять суть кон-	операциями при выполнении лабораторных опытов по практи-

		скими и аналитическими методами получения и исследования химических веществ и реакций	ской связи, теории кислот и оснований, теории растворов; • общую характеристику элементов периодической системы и периодический характер их изменения.	кретных реакций, оформлять отчетную документацию по экспериментальным данным; • выполнять исходные вычисления, итоговые расчеты с использованием статистической обработки результатов; самостоятельно работать с учебной и справочной литературой по неорганической химии.	куму общей и неорганической химии; • техникой работы с химической посудой, взвешиванием веществ и сбором установок для выполнения опытов;
7.	ОПК-3	способностью использовать теоретические основы фундаментальных разделов математики и физики в профессиональной деятельности	Знать физические принципы, лежащие в основе современных химических методов исследования, а также возможности, достоинства и ограничения этих методов	Уметь выбирать и применять в профессиональной деятельности экспериментальные и расчетно-теоретические методы исследования	навыками использования теоретических знаний по физической химии при решении ситуационных задач, выполнении тестовых и контрольных заданий
8.	ОПК-4	способностью решать задачи профессиональной деятельности на основе информационной и библиографической культуры с применением информационно-коммуникационных технологий и вычислительных средств с учетом основных требований информационной безопасности	Основные понятия и программы Word, Exel, редакторы формул, Chemic rep	использовать современные информационно-коммуникационные технологии, глобальные информационные ресурсы в научно-исследовательской и расчетно-аналитической деятельности	Базовыми технологиями преобразования информации, текстовыми, табличными редакторами, поиском в сети Интернет; навыками самостоятельной работы с учебной, научной и справочной литературой; вести поиск и делать обобщающие выводы
9.	ОПК-5	способностью к поиску, обработке, анализу научной информации и формулировке на их основе выводов и предложений	• основные положения теории строения атома, теории химической связи, теории кислот и оснований, теории растворов; • общую характеристику элементов периодической системы и периодический характер их изменения.	формулировать задачи, необходимые для реализации профессиональных функций, а также использовать для их решения методы изученных наук	методиками измерений и интерпретации данных
10.	ОПК-6	владением нормами техники безопасности и умением реализовать их в лабораторных и технологических условиях	Знать технику безопасности при работе в химической лаборатории	обращаться с химической посудой, реактивами, газовыми горелками и электрическими приборами;	навыками безопасной работы в химической лаборатории;
11.	ПК-1	способностью проводить научные исследования по сформулированной теме	основы методов планирования и проведения научных и практических экспери-	Уметь выбирать и применять в профессиональной деятельности экспери-	грамотно использовать оборудование, приборы, самостоятельно спланировать и точно провести

		тике и получать новые научные и прикладные результаты	ментальных исследований	ментальные и расчетно-теоретические методы исследования	эксперимент, математически обработать и обобщить результаты исследований.
12.	ПК-2	владением навыками использования современной аппаратуры при проведении научных исследований	основы методов планирования и проведения экспериментальных исследований неорганических соединений	анализировать и обобщать результаты физико-химических наблюдений и измерений; применять полученные знания при изучении химических систем,	• операциями при выполнении лабораторных опытов по практике общей и неорганической химии; • техникой работы с химической посудой, взвешиванием веществ и сбором установок для выполнения опытов;
13.	ПК-3	владением системой фундаментальных химических понятий и методологических аспектов химии, формами и методами научного познания	Теоретические основы современной неорганической химии	На основе фундаментальных теоретических знаний обоснованно выбирать соответствующий метод исследования для решения конкретной практической задачи, самостоятельно работать с учебной и справочной литературой по неорганической химии;	Методологией освоения и получения профессиональных знаний по дисциплине.
14.	ПК-4	способностью применять основные естественнонаучные законы при обсуждении полученных результатов	основные теоретические положения в области неорганической химии	применять знания естественнонаучных дисциплин для анализа и обработки результатов химических экспериментов	навыками использования теоретических основ базовых разделов естественнонаучных дисциплин при решении конкретных химических и материаловедческих задач
15.	ПК-5	способностью приобретать новые знания с использованием современных научных методов и владение ими на уровне, необходимом для решения задач, имеющих естественнонаучное содержание и возникающих при выполнении профессиональных функций	• основные положения теории строения атома, теории химической связи, теории кислот и оснований, теории растворов; • общую характеристику элементов периодической системы и периодический характер их изменения.	правильно и технически грамотно поставить и химически грамотно пояснить и решить конкретную задачу в рассматриваемой области	Навыками проведения научных исследований, интернет технологиями
16.	ПК-6	владением современными компьютерными технологиями при планировании исследований, получении и обработке результатов научных экспериментов, сборе, обработке, хранении, представлении и передаче научной ин-	Базовые приемы и методы научных исследований	Уметь интерпретировать результаты исследования.	Навыками проведения научных исследований, интернет технологиями

		формации			
17.	ПК-7	готовностью представлять полученные в исследованиях результаты в виде отчетов и научных публикаций (стендовых докладов, рефератов и статей в периодической научной печати)	Методику оформления научно-исследовательских работ	Грамотно представлять выводы и результаты научных исследований	Алгоритмом оформления научных статей
18.	ПК-8	владением основными химическими, физическими и техническими аспектами химического промышленного производства с учетом сырьевых и энергетических затрат	основы методов планирования и проведения научных и практических экспериментальных исследований.	Уметь выбирать и применять в профессиональной деятельности экспериментальные и расчетно-теоретические методы исследования	• навыками использования современных достижений в науке; • физических принципов работы современных технических устройств при выполнении профессиональных функций
19.	ПК-9	владением базовыми понятиями экологической химии, методами безопасного обращения с химическими материалами с учетом их физических и химических свойств, способностью проводить оценку возможных рисков	общую характеристику элементов периодической системы, свойства их соединений и периодический характер изменения этих свойств	Уметь выбирать и применять в профессиональной деятельности методы безопасного обращения с химическими материалами и оценивать риски их использования	методами безопасного обращения с химическими материалами с учетом их физических и химических свойств
20.	ПК-11	владением методами отбора материала, проведения теоретических занятий и лабораторных работ, основами управления процессом обучения в образовательных организациях	Основные понятия и программы Word, Excel, редакторы формул, Chemis pen	правильно и технически грамотно поставить и химически грамотно пояснить и решить конкретную задачу в рассматриваемой области	Методологией освоения и получения профессиональных знаний по дисциплине с помощью компьютера и интернета.

4. Структура и содержание дисциплины.

Содержание дисциплины

Введение

Основные понятия и законы химии. Краткая история развития и становления химической науки. Атомно-молекулярное учение в химии. Относительные атомные и молекулярные массы. Методы их расчета и экспериментального определения. Эквивалент химического элемента. Эквиваленты простых и сложных веществ, не участвующих в химических реакциях. Эквивалент вещества в химических реакциях, не являющихся окислительно-восстановительными. Эквивалент веществ в окислительно-восстановительных реакциях, в электрохимических процессах.

Моль – единица количества вещества. Молярные массы веществ. Молярный объем газообразных веществ. Молярная масса эквивалента вещества. Методы экспериментального определения молярных масс простых и сложных веществ и молярных масс эквивалентов простых и сложных веществ.

Основные стехиометрические законы в химии: закон постоянства состава, закон сохранения массы вещества, закон кратных отношений, закон эквивалентов, закон молярных отношений, основные газовые законы: Гей-Люссака, Шарля и Бойля-Мариотта, закон Клапейрона-Менделеева, закон Авогадро и следствия из него.

Классификация неорганических соединений. Молекулярные, графические и структурные формулы. Их применимость к веществам с атомной, молекулярной и ионной кристаллической решеткой. Полимерное строение вещества. Нестехиометрические соединения (бертоллиды). Факторы, определяющие существование нестехиометрических соединений.

Номенклатура неорганических соединений.

Основы неорганического синтеза и анализа. Классификация веществ по степени чистоты. Экспериментальные методы определения степени чистоты веществ через измерение их физико-химических свойств: температуры плавления твердого вещества, температуры кипения жидкого вещества, плотности, температуры замерзания индивидуальных веществ и смесей. Основные методы очистки веществ: перегонка, перекристаллизация, фильтрование, возгонка, очистка газов методом поглощения примесей.

Строение вещества

История формирования представлений о составе и строении вещества. Элементарный уровень организации вещества. Открытие электронов, протонов и нейтронов. Атомные ядра. Свойства и модели строения атомных ядер. Ядерные реакции. Изотопы, изотоны и изобары. Радиоактивность – свойство атомных ядер. Закон радиоактивного распада. Период полураспада. Радиоактивное равновесие. Радиоактивные ряды.

Атомный уровень организации вещества. История развития и формирования представлений о строении атома. Модели строения атома. Теория Н.Бора строения атома водорода. Расчет основных характеристик электрона в теории Н.Бора. Круговые и эллиптические орбиты. Эффекты Штарка и Зеемана. Атомные спектры. Спектр атома водорода. Формула Бальмера-Ридберга для расчета видимой части спектра атома водорода. Сериальная формула Бора. Квантовые числа.

Основные принципы квантовой механики: уравнение де Бройля, принцип неопределенности Гейзенберга, уравнение Шредингера. Физическое обоснование квантовых чисел в квантовой механике. Атомные орбитали. Волновая функция ψ и атомные орбитали (АО). Электронная плотность. Распределение электронной плотности s-, p-, d-, f- АО. Формы АО. Порядок заполнения атомных орбиталей в многоэлектронных атомах. Принцип Паули и правило Гунда. Правило Клечковского (правило $n+l$ -групп). Атом водорода в квантовой механике. Проблема многоэлектронных атомов в квантовой механике.

Молекулярный уровень организации вещества. Химическая связь и валентность. История формирования представлений о химической связи. Гипотезы химической связи Косселя и Льюиса. Валентность атомов химических элементов. История формирования понятия «валентность». Валентность s-, p-, d-, f- элементов. Постоянная и переменная валентность. Реальная и максимально возможная валентность. Схема образования химической связи: перекрывание внешних атомных орбиталей взаимодействующих атомов. Простые и кратные связи. σ и π -связи – разновидности неполярных и полярных связей.

Количественные характеристики химических связей. Порядок связи. Энергия связи. Длина связи. Валентный угол. Степень полярности связи. Эффективные заряды химически связанных атомов. Дипольный момент связи. Степень полярности связи как функция разности электроотрицательности взаимодействующих атомов. Дипольный момент многоатомной молекулы. Факторы, определяющие величину дипольного момента многоатомной молекулы.

Концепция гибридизации атомных орбиталей и пространственное строение молекул и ионов. Особенности распределения электронной плотности гибридных орбиталей. Простейшие типы гибридизации: sp , sp^2 , sp^3 , dsp^2 , sp^3d , sp^3d^2 . Гибридизация с участием неподеленных электронных пар. Пространственная конфигурация молекул и ионов типа AX_2 , AX_3 , AX_4 , AX_5 , AX_6 . Влияние отталкивания электронных пар на пространственную конфигурацию молекул (концепция участия неподеленных электронных пар КНЭП). Основы теории резонанса. Лока-

лизированные и делокализованные связи. Многоцентровые связи. Делокализация π -электронной плотности в молекуле бензола, графита, ионах кислородсодержащих неорганических кислот. Пространственная конфигурация молекул и ионов кислородсодержащих неорганических кислот. Метод валентных схем (МВС). Молекула водорода в методе ВС. Валентность с позиции теории ВС.

Метод молекулярных орбиталей (ММО). Основные приближения ММО: адиабатическое (приближение Борна-Опенгеймера), приближение самосогласованного поля (ССП), приближение МО ЛКАО. Базис атомных орбиталей (БАО). Связывающие и разрыхляющие МО. Энергетические диаграммы МО двухатомных молекул и ионов элементов 1-го и 2-го периодов, σ - и π -МО. Относительная устойчивость двухатомных молекул и соответствующих молекулярных ионов. Сравнение теорий ВС и МО. Многоатомные молекулы и ионы в ММО: H_2O , CO_2 , NO_2 , O_3 , I_3^- . Теория симметрии в квантовой химии.

Основные виды межмолекулярных взаимодействий. Вещество в конденсированном состоянии. Факторы, определяющие энергию межмолекулярных взаимодействий. Энергия межмолекулярных взаимодействий в сравнении с энергией химического взаимодействия.

Водородная связь. Природа водородной связи, ее количественные характеристики. Меж- и внутримолекулярная водородная связь. Водородная связь между молекулами фтороводорода, воды и аммиака. Клатратные соединения (соединения включения).

Кристаллическое состояние вещества. Деление кристаллов по типу связи: атомные, ионные, металлические, молекулярные. Факторы, определяющие температуру плавления ионных, атомных, молекулярных и металлических кристаллов. Зависимость свойств (физических) веществ с молекулярной структурой от характера межмолекулярного взаимодействия. Температура плавления и кипения в рядах веществ сходного состава, образованных элементами одной подгруппы. Теплоты фазовых переходов. Влияние водородной связи на физические свойства веществ с молекулярной структурой.

Металлическая связь и ее особенности. Металлическая связь с позиции зонной теории кристаллов. Проводники, полупроводники и диэлектрики. Особенности физических свойств металлов. Кристаллическая структура металлов. Особенности строения атомов. Положение в периодической системе. Формы нахождения металлов в природе. Руды. Полиметаллические руды. Редкие и рассеянные металлы. Принципы обогащения руд. Общие методы получения металлов. Пирометаллургия. Применяемые восстановители. Гидрометаллургия. Электрометаллургия. Пироэлектрометаллургия. Гидроэлектрометаллургия. Термическое разложение соединений металлов (карбонилы, иодиды, азиды) для получения чистых металлов. Сплавы. Общие свойства сплавов. Типы сплавов. Смеси. Эвтектики. Твердые растворы. Интерметаллические соединения. Типы интерметаллидов. Исследование сплавов методом физико-химического анализа. Основы физико-химического анализа. Термический анализ. Кривые охлаждения. Диаграммы плавкости. Их типичные формы. Правило фаз Гиббса.

Химическая связь в комплексных соединениях и особенности их строения. Координационная теория А. Вернера. Координационная ненасыщенность атомов и возможность образования комплексных (координационных) соединений. Состав комплексных соединений. Катионные, анионные и нейтральные комплексы. Номенклатура комплексных соединений. Типичные комплексообразователи. Факторы, определяющие способность атомов и ионов выступать в качестве комплексообразователя. Координационное число комплексообразователя. Изменение координационных чисел атомов элементов по группам периодической системы. Положение элементов - типичных комплексообразователей в периодической системе. Типичные лиганды. Моно- и полидентатные лиганды. Амбидентатные лиганды. Пространственная конфигурация комплексных ионов. Гибридизация внешних атомных орбиталей комплексообразователя и геометрия комплексных ионов.

Методы ВС и МО в теории координационных соединений. Теория кристаллического поля. Расщепление d- и f-АО комплексообразователя в электростатических полях лигандов различной величины и различной симметрии.

Периодический закон Д.И.Менделеева

История открытия периодического закона. Попытки классификации химических элементов до Менделеева. Периодический закон в формулировке Д.И.Менделеева. Работы Мозли. Современная формулировка периодического закона. Периодическая система химических элементов – графическая иллюстрация периодического закона.. Особенности заполнения электро-нами атомных орбиталей и формирование периодов. s-, p-, d-, f- Элементы и их расположение в периодической системе. Группы, периоды. Главные и побочные подгруппы. Границы периодической системы. Различные формы и варианты периодической системы.

Периодичность свойств атомов химических элементов. Радиусы атомов и ионов. Изменение атомных и ионных радиусов по периодам и группам. Эффекты d- и f- сжатия. Ионизационные потенциалы. Факторы, определяющие величины ионизационных потенциалов. Изменение величин ионизационных потенциалов по периодам и группам. Сродство к электрону. Факторы, определяющие величины сродства к электрону. Изменение величин сродства к электрону по периодам и группам. Понятие об электроотрицательности атомов химических элементов. Различная трактовка электроотрицательности. Шкала Полинга и шкала Малликена.. Изменение величин электроотрицательности атомов элементов по периодам и группам.

Периодичность изменения химических свойств простых веществ и одновалентных химических соединений по периодам и группам.

Химические реакции

Введение в химическую термодинамику. Первое начало химической термодинамики. Определение принципиальной возможности и полноты протекания химической реакции. Возможность практического осуществления химической реакции. Химическая система. Внутренняя энергия системы. Изменение внутренней энергии в процессе химических превращений. Понятие об энтальпии. Соотношение энтальпии и внутренней энергии системы для изохорных и изобарных процессов.. Изменение энтальпии в процессе химического превращения. Стандартная энтальпия образования веществ. Закон Гесса. Влияние температуры на величину изменения энтальпии реакции. Экзо- и эндотермические реакции. Изменение энтальпии и направление химической реакции.

Второе начало химической термодинамики. Понятие об энтропии. Стандартная энтропия вещества. Влияние температуры на величину энтропии. Изменение энтропии системы в процессе химических реакций. Изменение энтропии и направление химической реакции.

Третье начало химической термодинамики. Понятие об энергии Гиббса. Соотношение изменения энергии Гиббса и изменений энтальпии и энтропии системы. Стандартная энергия Гиббса. Изменение энергии Гиббса при химической реакции. Соотношение величин изменения энергии Гиббса и константы равновесия. Изменение энергии Гиббса и направление химической реакции. Возможность оценки направления и полноты химической реакции по величине и знаку изменения энергии Гиббса. Роль энтальпийного, энтропийного факторов и температуры в оценке возможности и полноты протекания реакций при различных температурах. Энергия Гиббса и термодинамическая устойчивость вещества. Термодинамически устойчивые и неустойчивые вещества. Термодинамическая устойчивость веществ и их реакционная способность.

Введение в химическую кинетику. Влияние кинетических факторов на реакционную способность веществ. Гомогенные и гетерогенные реакции. Понятие о скорости химической реакции. Закон действующих масс. Факторы, определяющие скорость химической реакции. Константа скорости химической реакции. Многостадийные реакции. Порядок и молекулярность реакций. Многостадийные процессы и закон действующих масс. Влияние температуры на скорость химической реакции. Температурный коэффициент скорости. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Факторы, определяющие величину энергии активации. Энергия активации и скорость реакции. Уравнение Аррениуса. Влияние катализаторов на скорость химической реакции. Гомогенные и гетерогенные каталитические реакции. Промежуточные стадии в гомогенных и гетерогенных каталитических реакциях. Ингибиторы.

Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.

Растворы и реакции в водных растворах

Дисперсные системы. Классификация дисперсных систем. Истинные растворы. Твердые растворы. Грубодисперсные системы. Суспензии. Эмульсии. Коллоидные растворы.

Растворение как физико-химический процесс. Изменение энтальпии и энтропии при растворении веществ. Сольватация. Сольваты. Особые свойства воды как растворителя. Гидраты. Кристаллогидраты. Растворимость веществ. Растворение твердых, жидких и газообразных веществ. Влияние температуры, давления и природы веществ на их взаимную растворимость. Способы выражения состава растворов: массовая доля, молярная концентрация, эквивалентная концентрация, моляльность и мольная доля. Приготовление растворов и установление их точных концентраций: титриметрический метод (кисотно-основное индикаторное титрование) и фотометрический метод (построение градуировочного графика и расчет по уравнению ГГ).

Электролитическая диссоциация. Влияние природы вещества на его способность к электролитической диссоциации в водном растворе. Гидратация ионов в растворе. Основания и кислоты с точки зрения теории электролитической диссоциации. Ион гидроксония. Амфотерные гидроксиды. Кислотно-основной характер диссоциации. Диссоциация средних, кислых и основных солей. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации электролитов. Факторы, определяющие степень диссоциации. Основные представления теории сильных электролитов. Истинная и кажущаяся степень диссоциации в растворах сильных электролитов. Концентрация ионов в растворе и активность. Равновесие в растворах слабых электролитов. Константа диссоциации. Факторы, влияющие на величину константы диссоциации. Связь константы диссоциации со степенью диссоциации. Закон разбавления. Теория кислот и оснований Бренстеда-Лоури. Диссоциация комплексных ионов в растворе. Константа нестойкости. Факторы, определяющие устойчивость комплексных ионов в растворе. Диссоциация воды. Константа диссоциации. Ионное произведение. Влияние температуры на диссоциацию воды. Водородный показатель pH. Понятие о буферных растворах.

Плохорастворимые в воде электролиты. Равновесие между осадком и насыщенным раствором. Произведение растворимости. Влияние одноименных ионов на растворимость веществ. Перевод труднорастворимых осадков в растворимое состояние. Влияние pH раствора на образование труднорастворимого вещества. Обменные реакции между ионами в растворе. Общие условия возможности реакций обмена в растворах электролитов. Ионные уравнения.

Гидролиз солей. Гидролиз солей по катиону и аниону. Механизм гидролиза. Молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза по катиону и аниону. Четыре типа солей в зависимости от гидролизруемости составляющих их ионов. Влияние природы, заряда, радиуса ионов на гидролизруемость. Степень гидролиза. Константа гидролиза. Влияние концентрации раствора, температуры, pH среды на степень гидролиза. Гидролиз кислых солей. Гидролиз труднорастворимых солей. Совместный гидролиз солей. Полимеризация и поликонденсация продуктов гидролиза многозарядных ионов. Условия подавления гидролиза. Общие принципы получения легко гидролизующихся солей, их очистки и сушки.

Неводные растворы. Жидкий аммиак, фтороводород и другие растворители. Растворимость веществ в неводных растворителях. Возможность диссоциации веществ в неводных растворах.

Коллоидные растворы (золи). Общие сведения. Способы получения. Основные свойства коллоидных растворов. Строение коллоидных частиц. Мицелла. Заряд коллоидных частиц. Коагуляция и седиментация золей. Гели. Пептизация коллоидов.

Электрохимические свойства растворов. Окислительно-восстановительные реакции в растворах. Типы окислительно-восстановительных реакций. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Подбор коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций: метод электронного баланса, электронно-ионный метод (метод полуреакций). Окислительно-восстановительный (редокс) потенциал как количественная характеристика редокс-системы. Уравнение Нернста. Стандартные редокс-потенциалы и способы их определения. Водородный электрод. Электрохимический ряд напряжений металлов. Зависимость величины редокс-потенциала системы от концентрации ионов, температуры, pH, комплексообразования в растворе. Окислительно-восстановительные свойства воды. Устойчивость

окислительно-восстановительных систем в водных растворах. Редокс-потенциалы и оценка направления и полноты окислительно-восстановительных реакций. Зависимость между величинами редокс-потенциалов систем и изменения энергии Гиббса. Подбор окислителей и восстановителей с учетом стандартных редокс-потенциалов.

Окислительно-восстановительные процессы с участием электрического тока. Электрический ток как сильнейший окисляющий и восстанавливающий агент. Инертные и активные электроды. Схемы процессов на электродах при электролизе расплавов и водных растворов. Принципы электросинтеза неорганических веществ.

Химия элементов и их соединений

Общая характеристика s-элементов.

Особенности строения атомов. Валентность и степени окисления атомов s-элементов. Ионизационные потенциалы. Характер химических связей и склонность к образованию соединений в катионной форме, комплексообразованию. Свойства простых веществ. Свойства оксидов, пероксидов, надпероксидов, озонидов и гидроксидов. Характер изменения свойств однотипных соединений по группе. Особенности свойств s-элементов 1 и 2 периодов.

s-Элементы 1 периода

Водород. Формы нахождения водорода в природе. Положение водорода в периодической системе. Строение атома. Изотопный состав. Валентность и степени окисления атома водорода в его соединениях. Характер химических связей. Условия образования и существования ионов H^+ , H^- , H_3O^+ . Молекула водорода. Физические и химические свойства водорода. Водород-восстановитель. Восстановительная способность атомного и молекулярного водорода. Взаимодействие водорода с металлами и неметаллами. Способы получения свободного водорода. Применение водорода. Водород - перспективное горючее. Гидриды. Типы гидридов: ионные, ковалентные, амфотерные, полимерные и нестехиометрические гидриды.

Гелий. Строение атома гелия. Гелий в природе. Изотопный состав. Физические свойства. Молекулярный ион He_2^+ . Применение гелия. Ядро атома гелия - $(4He)-\alpha$ -частица. Применение α -частиц в ядерных процессах.

s-Элементы IА группы

Общая характеристика элементов. Распространенность и формы нахождения в природе. Строение атомов. Изменение по группе атомных радиусов и ионизационных потенциалов. Валентность и степень окисления атомов. Характер химических связей в соединениях. Особенности лития.

Особенности физических свойств щелочных металлов в сравнении с другими металлами. Химическая активность металлов. Ее изменение в ряду литий-цезий. Отношение щелочных металлов к неметаллам, воде, кислотам. Получение щелочных металлов.

Гидриды щелочных металлов. Структура и свойства. Принцип получения.

Оксиды. Пероксиды. Надпероксиды. Озониды. Строение. Сравнительная устойчивость. Отношение к воде. Окислительно-восстановительные свойства. Гидроксиды. Свойства. Изменение силы оснований в ряду гидроксидов лития-цезия. Принцип промышленного получения гидроксидов натрия и калия, их применение. Меры предосторожности при работе со щелочами.

Соли щелочных металлов. Возможность образования двойных солей и кристаллогидратов. Хлориды натрия и калия. Карбонаты. Сода кальцинированная, кристаллическая и питьевая. Производство кальцинированной соды. Поташ. Глауберова соль. Применение солей.

s-Элементы IIА группы

Общая характеристика элементов. Строение атомов. Изменение по группе атомных радиусов и ионизационных потенциалов. Валентность и степень окисления атомов. Характер химических связей в соединениях. Возможность образования координационных соединений. Особенности бериллия.

Физические и химические свойства металлов. Получение. Отношение к неметаллам, воде, кислотам. Отношение бериллия к щелочам. Применение магния.

Гидриды. Особенности состава и строения гидридов. Свойства. Принцип получения.

Соединения с кислородом. Оксиды. Пероксиды. Их структура. Сравнительная устойчивость. Отношение к воде, кислотам, щелочам. Окислительно-восстановительные свойства пероксидов. Оксид кальция (негашеная известь). Гидроксиды. Строение гидроксидов. Кислотно-основные свойства. Амфотерность гидроксидов бериллия. Принцип получения. Гидроксид кальция (гашеная известь).

Соли. Кристаллогидраты. Соли бериллия в катионной и анионной формах. Комплексные соединения бериллия. Гидролиз солей бериллия и магния. Оксохлорид магния. Карбонаты. Сульфаты. Жесткость воды и методы ее устранения. Количественное определение содержания ионов кальция и магния трилонометрическим и перманганатометрическими методами. Токсичность соединений бериллия и бария.

Общая характеристика р-элементов.

Положение в периодической системе. Строение атомов. Изменение атомных радиусов, ионизационных потенциалов, сродства к электрону и электроотрицательности по периодам и группам. Валентность и степени окисления атомов. Изменение устойчивости соединений в высшей степени окисления по группам. Характер химических связей в соединениях. Склонность к образованию катионных и анионных форм, комплексообразованию. Особенности свойств элементов второго и пятого периодов. Изменение металлического и неметаллического характера элементов по группам и периодам. Изменение кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов по периодам и группам.

р-Элементы IIIA группы

Общая характеристика элементов. Строение атомов. Изменение по группе атомных радиусов и ионизационных потенциалов. Валентность и степень окисления атомов. Изменение по группе устойчивости соединений в высшей степени окисления атомов. Характер химических связей в соединениях. Склонность к образованию катионных и анионных форм, комплексообразованию. Особые свойства бора.

Химические свойства бора. Отношение к кислороду, воде, кислотам и щелочам. Гидриды бора. Их состав. Диборан. Особенности химических связей в молекуле диборана. Устойчивость и реакционная способность гидридов бора. Применение. Гидридобораты. Оксид бора. Особенности строения. Свойства. Отношение к воде, щелочам. Орто-, мета- и полибораты. Бора. Галогениды бора. Строение молекул, реакции присоединения. Гидролиз. Тетрафтороборная кислота. Фторобораты. Нитрид бора. Полиморфные модификации нитрида бора. Их свойства. Боразол.

Физические и химические свойства металлов ряда алюминий-галлий. Изменение температур кипения и плавления в ряду алюминий-галлий. Химическая активность металлов. Отношение к кислороду, воде, кислотам, щелочам. Нахождение в природе. Принципы получения металлов. Получение и применение алюминия. Гидриды. Гидрид алюминия. Особенности строения. Гидроалюминаты. Свойства.

Оксиды элементов(III). Их сравнительная устойчивость. Оксид алюминия. Химические свойства. Принципы получения. Возможность перехода в растворимые соединения. Оксид таллия (I). Гидроксиды элементов(III). Гидроксид алюминия, состав и особенности строения. Кислотно-основные свойства в ряду гидроксидов алюминия-таллия. Отношение к кислотам, щелочам. Гидроксид таллия (I).

Соли. Соли алюминия в катионной и анионной форме. Сравнительная характеристика солей элементов(III). Кристаллогидраты. Комплексные соединения. Двойные соли. Гидролиз. Особенности строения алюминатов. Соли таллия(I). Окислительно-восстановительные свойства соединений таллия(I) и таллия(III). Токсичность соединений таллия

р-Элементы IVA группы

Общая характеристика элементов. Строение атомов. Изменение по группе атомных радиусов и ионизационных потенциалов. Валентность и степень окисления атомов. Изменение по группе устойчивости соединений в высшей степени окисления атомов. Характер химических связей в соединениях. Склонность к образованию катионной и анионной форм, комплексообразованию. Особенности химических связей, образуемых атомами углерода (IV). Гомоцепные

молекулы на основе углерода. Гетероцепи на основе $\langle \text{Si-O-Si} \rangle$ в химии кремния. Изменение металлического и неметаллического характера элементов по группе. Особенности углерода.

Простые вещества. Аллотропные модификации углерода и олова. Особенности их строения. Полупроводниковые свойства кремния и германия. Химические свойства простых веществ, их реакционная способность. Окислительно-восстановительные свойства. Отношение к кислороду, металлам, воде, кислотам и щелочам. Соединения включения графита, графитиды. Формы нахождения элементов в природе. Принципы получения простых веществ. уголь как топливо и адсорбент.

Гидриды типа ЭН_4 . Строение молекул. Изменение температур кипения и плавления в ряду метан – гидрид свинца в сравнении с рядами гидридов р-элементов V, VI, VII групп. Химические свойства. Реакционная способность метана и других гидридов. Общие принципы получения гидридов. Гидриды типа ЭпНм . Относительная устойчивость соединений, содержащих структурные группировки типа $\langle \text{Э-Э} \rangle$, $\langle \text{Э}=\text{Э} \rangle$ и $\langle \text{Э}\equiv\text{Э} \rangle$, образуемых атомами углерода и остальных элементов.

Оксид углерода(II). Химическая связь в молекуле с позиции теорий ВС и МО. Получение. Восстановительные свойства. Реакции присоединения. Карбонилы металлов. Фосген. Токсичность оксида углерода (II). Области практического применения. Оксид углерода(IV). Строение молекулы. Отношение к воде, щелочам. Получение. Применение. Влияние углекислого газа на окружающую среду.

Угольная кислота и ее соли. Строение молекулы угольной кислоты и карбонат-иона, свойства угольной кислоты. Карбонаты, гидрокарбонаты, основные карбонаты. Особенности осаждения трудно растворимых карбонатов из водных растворов. Термическая устойчивость карбонатов. Применение.

Оксиды кремния (II,IV). Диоксид кремния, особенности его строения, аморфная и кристаллическая формы. Кварц. Кварцевое стекло. Отношение диоксида кремния к воде, кислотам, щелочам. Перевод в растворимые соединения. Кремниевые кислоты. Орто- и метакремниевые кислоты. Поликремниевые кислоты. Особенности их строения. Получение. Золи и гели кремниевых кислот. Силикагель. Селикагель как адсорбент. Соли кремниевых кислот. Орто-, мета-, полисиликаты. Алумосиликаты. Искусственные силикаты. Стекла. Факторы, определяющие устойчивость стеклообразного состояния силикатов. Состав и получение простого стекла. Кристаллизация стекла. Ситаллы. Стекловолокна и стеклоткани. Цеолиты. Цемент. Вяжущие вещества. Тугоплавкие керамики на основе кремния и др. элементов. Кремнийорганические соединения. Силиконы и силоксаны. Простейшие из этих соединений. Особенности их строения. Свойства.

Оксиды германия, олова, свинца (II,IV). Их сравнительная устойчивость. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Их отношение к воде, кислотам, щелочам. Общие принципы получения. Гидроксиды германия, олова, свинца (II,IV). Сравнительная устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Соли гидроксидов элементов (II,IV) в катионной и анионной формах. Относительная устойчивость, гидролизуемость.

Соединения с серой. Моно- и дисульфиды. Сероуглерод. Тиосоединения (кислоты и соли). Тиоугольная кислота и тиокарбонаты. Тиосоединения кремния, германия и олова.

Галогениды элементов (II,IV). Их сравнительная устойчивость. Типы галогенидов. Гидролиз. Галогенокомплексы. Гексафторокремниевая кислота и ее соли. Гексахлорооловянная кислота и ее соли. Соединения углерода с азотом. Циановодород. Циановодородная кислота. Цианид-ионы как лиганды в комплексных соединениях. Особенности получения цианидов тяжелых металлов. Гидролиз цианидов. Токсичность циановодородов и цианидов. Родановодород. Родановодородная кислота. Роданиды. Роданид-ионы как лиганды в комплексных соединениях.

Соединения с металлами. Карбиды металлов. Типы карбидов. Отношение карбидов разных типов к воде, кислотам. Карборунд. Силициды. Сплавы олова и свинца.

р-Элементы VA группы

Общая характеристика элементов. Строение атомов. Изменение по группе атомных радиусов и ионизационных потенциалов, сродства к электрону, электроотрицательность атомов. Изменение по группе устойчивости соединений в высшей степени окисления атомов. Характер химических связей в соединениях. Склонность к образованию катионной и анионной форм, комплексообразованию. Соединения азота способные выступать в роли лигандов. Изменение металлического и неметаллического характера элементов по группе. Особенности азота.

Простые вещества. Особенности строения молекул. Склонность к образованию полиморфных форм фосфора, мышьяка, сурьмы. Химическая связь в молекуле азота с позиции теорий ВС и МО. Аллотропные модификации мышьяка и сурьмы. Химические свойства простых веществ. Реакционная способность молекулярного и атомного азота, белого и красного фосфора. Окислительно-восстановительные свойства простых веществ. Отношение простых веществ к неметаллам и металлам, воде, кислотам, щелочам. Формы нахождения элементов в природе. Принципы получения и применения простых веществ.

Гидриды ЭНЗ. Строение молекул. Изменение температур плавления и кипения в ряду аммиак-висмутин. Изменение термической устойчивости, реакционной способности, восстановительных свойств, склонности к реакциям присоединения в ряду аммиак-висмутин. Образование и устойчивость ионов аммония и фосфония. Принципы получения гидридов ЭНЗ.

Аммиак. Получение. Термодинамические характеристики реакций синтеза аммиака. Жидкий аммиак как растворитель. Растворение аммиака в воде. Реакции присоединения аммиака. Аминоксложки. Соли аммония. Реакции замещения водорода в аммиаке. Амиды, имиды, нитриды. Реакции окисления аммиака. Применение аммиака. Гидразин. Строение молекулы. Реакции присоединения, окислительно-восстановительные. Соли гидрозония. Гидразин как топливо. Гидроксиламин. Строение молекулы. Реакции присоединения, окислительно-восстановительные. Соли гидроксиламмония. Азотистоводородная кислота и ее соли. Строение молекулы азотистоводородной кислоты и азид-иона. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Азиды. Взрывоопасность кислоты и азидов. Применение азидов.

Оксиды азота (I, II, III, IV, V). Строение молекул. отношение к воде, щелочам. Окислительно-восстановительные свойства. Принципы получения. Термодинамическая характеристика реакции синтеза азота (II) из простых веществ. Токсичность оксидов азота. Влияние на окружающую среду. Азотистая кислота. Строение ее молекулы и нитрит-иона. Нитриты. Окислительно-восстановительные свойства кислоты и нитритов. Токсичность нитритов. Азотная кислота. Строение молекулы азотной кислоты и нитрат-иона. Окислительные свойства концентрированной и разбавленной азотной кислоты. Взаимодействие с металлами и неметаллами. Лабораторные и промышленные способы получения азотной кислоты. Царская водка. Применение азотной кислоты. Соли азотной кислоты, продукты их термического разложения. Применение солей. Токсичность нитратов. Азотные удобрения. Порох и взрывчатые вещества. Факторы, обуславливающие взрывчатые свойства и взрывоопасность веществ. Принципы составления горючих и взрывчатых смесей.

Фиксация азота из воздуха. Общие принципы фиксации. Новые принципы низкотемпературной фиксации азота.

Оксиды фосфора, мышьяка, сурьмы и висмута. Особенности строения молекул. Отношение к воде, кислотам, щелочам. Принципы получения. Кислородсодержащие кислоты фосфора и их соли. Фосфорноватистая кислота и гипофосфиты. Фосфористая кислота и фосфиты. Мета-, ди- (пиро-) и полифосфорные кислоты и их соли. Ортофосфорная кислота и ее соли. Строение молекул кислот фосфора, их основность и окислительно-восстановительные свойства. Получение ортофосфорной кислоты. Ее применение.

Фосфорные удобрения. Простой суперфосфат. Двойной суперфосфат. Преципитат. Фосфоритная мука. Смешанные удобрения. Аммофос. Аммофоска.

Гидроксиды мышьяка, сурьмы(III,V) и висмута (III). Мета- и ортоформы. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Общие принципы получения. Соли. Арсенаты(III,V) и антимонаты(III,V). Висмутаты(V). Оксосоединения висмута и сурьмы. Особенности гидролиза солей сурьмы и висмута.

Галогениды элементов(III,V). Их сравнительная устойчивость. Типы галогенидов. Особенности их гидролиза. Галогениды азота. Хлориды фосфора(III,V). Галогенокомплексы. Оксохлориды. Оксохлорид азота. Оксотрихлорид фосфора. Их гидролиз. Фосфонитрилхлорид. Особенности его строения.

Сульфиды мышьяка, сурьмы, висмута. Общие принципы их получения. Тиосоли мышьяка и сурьмы. Соединения с металлами. Нитриды. Фосфиды. Арсениды. Антимониды. Типы нитридов Особенности химической связи в них. Сплавы мышьяка, сурьмы и висмута. Токсичность фосфора, сурьмы, висмута и их соединений.

p-Элементы VIA группы

Общая характеристика элементов шестой группы. Строение атомов. Изменение по группе атомных радиусов и ионизационных потенциалов, сродства к электрону, электроотрицательность элементов. Валентность и степени окисления атомов. Изменение по группе устойчивости соединений в высшей степени окисления атомов. Характер химических связей в соединениях. Склонность к образованию катионной и анионной форм, гомоцепных полимерных соединений. Изменение металлического и неметаллического характера элементов по группе. Особенности атома кислорода.

Простые вещества. Аллотропные модификации кислорода. Химическая связь в молекуле кислорода с позиции теории ВС и МО. Строение молекулы озона. Полиморфные модификации серы. Условия существования двухатомных молекул. Изменение металлических и неметаллических свойств простых веществ. Полупроводниковые свойства селена. Химические свойства простых веществ. Окислительно-восстановительные свойства. Отношение простых веществ к металлам и неметаллам, воде, кислотам, щелочам. Формы нахождения элементов в природе. Принципы получения кислорода и озона. Применение простых веществ.

Гидриды типа H_2E . Строение молекул, термическая устойчивость. Физические свойства. Изменение температур плавления и кипения в ряду вода – теллуридоводород. Химические свойства. Восстановительные и кислотные свойства в ряду вода – теллуридоводород. Сероводород. Свойства. Токсичность халькогеноводородов. Общие принципы их получения. Халькогениды. Средние и кислые халькогениды. Гидролиз. Общие принципы получения. Применение. Халькогениды как полупроводниковые материалы. Пероксид водорода. Строение молекулы. Получение. Устойчивость. Окислительно-восстановительные свойства в различных средах. Применение. Гидриды серы H_2S_n . Строение молекул. Устойчивость. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Полисульфиды. Сравнительная устойчивость полисульфидов и соответствующих им кислот.

Оксиды. Оксиды элементов(IV,VI). Особенности строения молекул. Отношение оксидов к воде, кислотам, щелочам. Окислительно-восстановительные свойства. Принципы получения. Применение сернистого газа и влияние его на окружающую среду. Сернистая, селенистая и теллуристая кислоты. Строение молекул и анионов кислот. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства и их изменение в ряду сернистая-теллуристая кислоты. Соли. Сульфиты средние и кислые. Гидролиз солей. Окислительно-восстановительные свойства. Получение. Серная, селеновая и теллуровая кислоты. Строение молекул и анионов кислот. Кислотные и окислительные свойства в ряду серная-теллуровая кислоты. Свойства разбавленной и концентрированной серной кислоты. Гидраты серной кислоты. Полисерные кислоты. Олеум. Промышленные методы получения серной кислоты. Термодинамическая характеристика реакции окисления сернистого газа. Применение серной кислоты в народном хозяйстве. Сульфаты. Гидросульфаты. Дисульфаты (пиросульфаты). Селенаты. Теллулаты. Тиокислоты и их соли. Тиосульфаты. Строение тиосульфат-иона. Восстановительные свойства тиосульфата натрия. Применение тиосульфата натрия. Политионовые кислоты и их соли. Гидросернистая кислота. Строение их молекул. Относительная устойчивость и окислительно-восстановительные свойства кислот и их солей. Пероксокислоты серы и их соли. Пероксомоносерная и пероксодисерная кислоты. Строение их молекул. Пероксосульфаты. Электросинтез пероксокислот и их солей. Их окислительно-восстановительные свойства.

Галогениды серы. Сравнительная устойчивость. Свойства. Оксохлориды серы. Оксохлорид серы(IV). Диоксохлорид серы(VI). Строение молекул, гидролиз. Сравнительная устойчивость оксогалогенидов серы, селена и теллура.

p-Элементы VIIA группы

Общая характеристика элементов. Строение атомов. Изменение по группе атомных радиусов и ионизационных потенциалов. Валентность и степени окисления атомов. Изменение по группе устойчивости соединений в высшей степени окисления атомов. Характер химических связей в соединениях. Признаки металличности у иода. Особенности фтора.

Физические свойства простых веществ. Изменение температур кипения и плавления в ряду фтор – астат. Химические свойства простых веществ. Изменение энергии связи в молекулах галогенов по группе и реакционная способность галогенов. Отношение к воде, щелочам, металлам и неметаллам. Токсичность галогенов. Меры предосторожности при работе с галогенами. Формы нахождения галогенов в природе. Общий принцип получения свободных галогенов. Применение.

Галогенводороды. Устойчивость молекул. Характер химических связей в молекулах. Ассоциация молекул фтороводорода. Физические свойства галогенводородов. Изменение температур кипения и плавления в ряду фтороводород – иодоводород. Химические свойства. Реакционная способность. Восстановительные и кислотные свойства. Особенности фтороводородной кислоты. Общие принципы получения галогенводородов. Промышленное получение соляной кислоты. Применение соляной и плавиковой кислот. Галогениды. Галогениды основные, амфотерные, кислотные. Полимерные галогениды. Свойства. Особенности гидролиза галогенидов разных типов. Гидрофториды.

Оксиды фтора, хлора (I, IV, VII), брома (I), иода (V). Свойства. Кислородсодержащие кислоты хлора, брома, иода. Строение молекул. Сравнительная устойчивость. Окислительные и кислотные свойства. Общие принципы получения. Соли кислородсодержащих кислот галогенов. Окислительные свойства. Сравнительная устойчивость солей и кислот. Применение гипохлоритов, хлоратов, перхлоратов. Окисляющие, горючие и взрывчатые смеси на основе хлората и перхлората калия.

Интергалогениды. Фториды хлора (I, III, V), брома (I, III, V), иода (I, III, V, VII). Хлориды брома (I), иода (I, III). Сравнительная устойчивость фторидов и хлоридов. Реакционная способность. Фторирующие агенты.

p-Элементы VIIIA группы

Общая характеристика элементов. Строение атомов. Изменение по группе атомных радиусов и ионизационных потенциалов. Возможные валентности и степени окисления атомов. Причины химической инертности.

Физические свойства. Характер межмолекулярного взаимодействия. Изменение температур кипения и плавления в ряду неон-радон. Химические соединения. Фториды ксенона и криптона. Принципы их получения. Гидролиз фторидов. Кислородсодержащие соединения ксенона. Клатратные соединения аргона и его аналогов. Применение инертных газов.

Общая характеристика d-элементов.

Строение атомов. Изменение атомных радиусов и ионизационных потенциалов по подгруппам и периодам. Валентность и степень окисления атомов. Изменение по подгруппе устойчивости соединений в высшей степени окисления атомов. Сходство химических свойств элементов по периодам и группам. Особенности свойств d-элементов III группы. Особенности изменения свойств d-элементов по подгруппам в сравнении с p-элементами. Особенности химических свойств d-элементов V и VI периодов. Характер химических связей в соединениях. Склонность к образованию катионных и анионных форм, комплексообразованию, образованию соединений со связями <Э-О-Э>, клатратных соединений. Характерные для большинства d-элементов физические свойства. Химическая активность и ее изменение по подгруппам и периодам.

Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов d-элементов в разных степенях окисления их атомов. Полимерные гидроксиды. Условия их образования в водных растворах.

Изополи- и гетерополисоединения. Комплексные соединения элементов. Многоядерные комплексы. Мостиковые группы в многоядерных комплексах. Карбонильные комплексы. π -комплексы. Хелатные комплексы. Изомерия комплексных соединений: гидратная, ионизационная, координационная, оптическая, цис, транс-изомерия. Эффект трансвлияния. Кластерные соединения. Особенности их строения и особенности химических связей.

d-Элементы IIIВ группы

Общая характеристика элементов. Строение атомов. Изменение по группе атомных радиусов и ионизационных потенциалов. Валентности и степени окисления атомов. Характер химических связей в соединениях. Склонность к комплексообразованию.

Химические свойства простых веществ. Изменение по группе химической активности. Отношение к кислороду, воде, кислотам. Оксиды и гидроксиды. Изменение кислотно-основных свойств гидроксидов в ряду скандий-актиний. Соли. Склонность к образованию солей в катионной и анионной формах. Двойные соли. Комплексные соединения.

d-Элементы IVВ группы

Общая характеристика элементов. Строение атомов. Изменение по группе атомных радиусов и ионизационных потенциалов. Валентности и степени окисления атомов. Характер химических связей в соединениях. Склонность к образованию катионной и анионной форм. Оксо-соединения. Комплексные соединения. Изменение химических свойств по подгруппе.

Физические и химические свойства простых веществ. Химическая активность при обычной и высокой температурах. Отношение к кислороду, воде, кислотам и щелочам. Коррозионная устойчивость. Механизм растворения металлов в смеси азотной и плавиковой кислот, применение титана.

Оксиды титана, циркония, гафния (IV). Особенности строения. Свойства. Их отношение к воде, кислотам, щелочам. Перевод в растворимые соединения. Принципы получения. Оксид титана (II, III). Свойства. Гидроксиды титана, циркония, гафния (IV). Особенности строения. Кислотно-основные свойства. Отношение к воде, кислотам, щелочам. Титанаты. Цирконаты. Гафнаты. Гидроксиды титана (II, III). Свойства.

Галогениды элементов (IV). Галогениды титана (II, III). Гидролиз галогенидов. Оксогалогениды. Галогенокомплексы.

d-Элементы VВ группы

Общая характеристика элементов. Строение атомов. Изменение по группе атомных радиусов и ионизационных потенциалов. Валентность и степень окисления атомов. Характер химических связей в соединениях. Склонность к образованию катионной и анионной форм, комплексообразованию. Изменение химических свойств по подгруппе.

Физические и химические свойства простых веществ. Химическая активность при высокой и обычной температурах. Отношение к кислороду, воде, кислотам и щелочам. Отношение к царской водке, смеси азотной и плавиковой кислот. Применение ванадия.

Оксиды ванадия, ниобия, тантала (V). Гидроксиды ванадия, ниобия, тантала (V). Кислотно-основные свойства гидроксидов. Ванадаты. Поливанадаты. Соединения оксованадия. Ниобаты. Танталаты. Оксиды и гидроксиды ванадия (II, III, IV). Свойства.

Галогениды элементов (V). Галогениды ванадия (II, III, IV). Гидролиз галогенидов. Галогенокомплексы.

d-Элементы VIВ группы

Общая характеристика элементов. Строение атомов. Изменение по группе атомных радиусов и ионизационных потенциалов. Валентность и степени окисления атомов. Изменение по подгруппе устойчивости соединений в высшей степени окисления атомов. Окислительно-восстановительные свойства соединений в разных степенях окисления атомов. Характер химических связей в соединениях. Склонность к образованию катионной и анионной форм, комплексообразованию. Кластерные соединения. Изменение химических свойств по подгруппе.

Физические и химические свойства простых веществ. Химическая активность при обычной и высокой температурах. Отношение к кислороду, галогенам, воде, кислотам и щелочам. Применение хрома.

Оксиды хрома (II, III, VI). Их сравнительная устойчивость. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Отношение к воде, кислотам, щелочам. Принципы получения. Изменение устойчивости, окислительной способности и кислотного характера в ряду оксидов хрома-вольфрама (VI). Гидроксиды хрома (II, III, VI). Состав и особенности строения гидроксида хрома (III). Хромовые кислоты. Изополикислоты хрома. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Принципы получения. Молибденовая и вольфрамовая кислоты. Устойчивость, кислотные и окислительные свойства в ряду хромовая-вольфрамовая кислоты. Изополикислоты и гетерополикислоты молибдена и вольфрама. Соли хрома(II). Свойства. Принципы получения. Соли хрома(III) в катионной и анионной формах. Кристаллогидраты. Комплексные соединения. Двойные соли. Гидролиз. Соли хрома(IV). Хроматы, полихроматы. Окислительные свойства хроматов и дихроматов. Принцип действия хромовой смеси. Соли молибдена и вольфрама(VI). Молибдаты и вольфраматы. Полимолибдаты и поливольфраматы. Окислительные свойства в ряду хроматы-вольфраматы.

Галогениды хрома(II,III). Галогениды молибдена и вольфрама(VI). Кластерные галогениды молибдена и вольфрама. Диоксогалогениды. Свойства. Гидролиз.

Пероксосоединения хрома. Пероксид хрома. Пероксохромовые кислоты. Особенности строения. Устойчивость и окислительные свойства пероксосоединений хрома.

d-Элементы VIIВ группы

Общая характеристика элементов. Строение атомов. Изменение по группе атомных радиусов и ионизационных потенциалов. Валентность и степени окисления атомов. Характер химических связей в соединениях. Склонность к образованию катионной и анионной форм, комплексообразованию. Кластерные соединения. Изменение химических свойств по подгруппе.

Физические и химические свойства простых веществ. Химическая активность. Отношение к кислороду, воде, кислотам и щелочам. Применение марганца.

Оксиды марганца (II, III, IV, VII). Устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Отношение к воде, кислотам, щелочам. Принцип получения. Оксиды технеция и рения (VII). Кислотно-основные свойства. Гидроксиды марганца (II, III, IV, VI). Устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Принципы получения. Гидроксиды технеция и рения (VII). Соли марганца (II). Кристаллогидраты. Комплексные соединения. Свойства. Соли марганца (III, IV). Соли марганца (VI). Манганаты. Гидролиз. Окислительно-восстановительные свойства. Принципы получения. Соли марганца (VII). Перманганаты. Окислительные свойства перманганатов в кислой, щелочной и нейтральной средах. Принципы получения и применения. Соли технеция и рения (VII). Пертехнаты. Перренаты.

d-Элементы VIIIВ группы

Общая характеристика элементов. Строение атомов. Изменение атомных радиусов и ионизационных потенциалов в рядах железо-никель и железо-осмий. Деление элементов на элементы семейства железа и семейства платины. Валентность и степени окисления атомов. Характер химических связей в соединениях. Склонность к образованию катионной и анионной форм, комплексообразованию. Кластерные соединения.

Физические и химические свойства железа, кобальта и никеля. Ферромагнетизм. Химическая активность при обычной и высокой температурах. Отношение к кислороду, воде, кислотам и щелочам. Коррозия железа. Пирофорное железо. Нахождение железа в природе. Промышленные методы получения железа. Применение железа. Чугун. Сталь. Специальные стали.

Оксиды железа, кобальта, никеля. Смешанные оксиды. Свойства. Отношение к воде, кислотам, щелочам. Принципы получения. Гидроксиды железа, кобальта, никеля (II, III). Состав и особенности строения гидроксида железа (III). Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства гидроксидов (II, III). Отношение к воде, кислотам, щелочам. Принципы получения. Соли железа, кобальта, никеля (III) в катионной и анионной формах. Кристаллогидраты. Двойные соли. Соли железа, кобальта, никеля (II). Кристаллогидраты. Структура безводных хлоридов. Двойные соли. Основные соли. Свойства. Ферраты (VI). Устойчивость. Гидролиз. Окислительные свойства. Принципы получения.

Комплексные соединения железа, кобальта, никеля. Относительная устойчивость простых и комплексных солей железа, кобальта и никеля (II, III). Аква-, амино-, гидроксо-, циано-, оксалаток комплексы. Карбонилы. Ферроцен. Характер химических связей в молекуле ферроцена. Многоядерные комплексы.

Физические и химические свойства платиновых металлов. Химическая активность при обычной и высокой температурах. Отношение к кислороду, водороду, воде, кислотам, щелочам и царской водке. Применение платины.

Соединения элементов семейства платиновых. Оксиды рутения (IV, VI). Рутенаты. Оксиды осмия (VI, VIII). Осматы. Оксиды и гидроксиды родия и иридия (III). Оксид и гидроксид палладия (II). Соли палладия (II). Оксиды и гидроксиды платины (II, IV). Комплексные соединения платины. Катионные, анионные и нейтральные комплексы платины (II, IV). Амино- и цианок комплексы. Гексахлороплатиновая кислота и ее соли.

d-Элементы IV группы

Общая характеристика элементов. Строение атомов. Изменение по группе атомных радиусов и ионизационных потенциалов. Валентность и степени окисления атомов. Характер химических связей в соединениях. Склонность к образованию катионной и анионной форм, комплексообразованию.

Химические свойства простых веществ. Отношение к кислороду, воде, кислотам, щелочам. Растворение золота в царской водке. Способы добычи золота. Применение металлов.

Оксиды меди (I, II), серебра (I, II), золота (I, II). Свойства. Отношение к воде, кислотам, щелочам. Применение металлов. Гидроксиды меди (II), золота (III). Кислотно-основные свойства. Отношение к воде, кислотам, щелочам. Принципы получения.

Соли меди, серебра, золота (I). Окислительно-восстановительные свойства. Диспропорционирование. Галогенок комплексы. Фотографические процессы на галогенидах серебра. Амино- и цианок комплексы. Соли меди (II). Кристаллогидраты. Комплексные соединения. Галоген-, циано-, аминок комплексы меди (II). Соли золота (III). Соли в катионной и анионной формах. Аква-, циано- и галогенок комплексы золота (III). Тетрахлорозолотая кислота и ее соли.

d-Элементы III группы

Общая характеристика элементов. Строение атомов. Изменение по группе атомных радиусов и ионизационных потенциалов. Валентность и степени окисления атомов. Характер химических связей в соединениях. Склонность к комплексообразованию.

Физические и химические свойства простых веществ. Отношение к кислороду, воде, кислотам и щелочам. Амальгамы. Меры предосторожности при работе с ртутью. Применение металлов.

Оксиды цинка, кадмия. Оксиды ртути (I, II). Свойства. Отношение к кислороду, воде, кислотам и щелочам. Принципы получения. Гидроксиды цинка и кадмия. Кислотно-основные свойства. Отношение к воде, кислотам, щелочам. Принципы получения.

Соли. Кристаллогидраты. Соли цинка в катионной и анионной формах. Соли ртути (I, II). Ион Hg_2^{2+} . Окислительно-восстановительные свойства солей ртути. Гидролиз солей цинка, кадмия, ртути. Цинкаты и кадматы. Комплексные соединения. Амино-, циано- и галогенок комплексы. Их устойчивость в ряду цинк-ртуть. Продукты взаимодействия солей ртути с аммиаком. Аутокомплексобразование на примере соединений кадмия.

Общая характеристика f-элементов

Положение в периодической системе. Строение атомов. 4f и 5f – элементы. Изменение атомных радиусов и ионизационных потенциалов в семействах 4f и 5f-элементов с увеличением порядкового номера элемента. Валентность атомов и степени окисления. Внутренняя периодичность свойств. Характер химических связей в соединениях. Склонность к комплексообразованию. Сходство и различие в свойствах 4f и 5f –элементов.

Лантаниды (4f-элементы). Валентность и степени окисления, характер химических связей и формы соединений. Химические свойства металлов. Отношение к кислороду, воде, кислотам. Оксиды. Гидроксиды. Изменение их кислотно-основных свойств. Соли. Двойные соли. Соединения церия (IV): оксид, гидроксид, цераты. Схема разделения лантанидов.

Соединения урана (VI): оксид, гидроксид, галогениды, уранаты, соединения диоксоурана. Соединения нептуния и плутония (VI, VII): нептулаты, плутонаты, соединения оксонептуния и оксоплутония. Радиоактивность 5f-элементов. Типы реакций радиоактивного распада. Реакции, лежащие в основе методов синтеза трансурановых элементов.

Токсичные и опасные неорганические вещества

Токсичные опасные вещества и формы их воздействия на человека. Огнеопасные и взрывоопасные вещества и смеси. Радиоактивные вещества. Открытие явления радиоактивности. Радиоактивность-следствие превращения атомных ядер. Основные виды радиоактивных превращений. Закон радиоактивного распада. Радиоактивное равновесие. Радиоактивные ряды. Основные характеристики элементарных частиц. Методы изучения радиоактивных явлений.

4.1. Распределение трудоемкости в з.е./часах по видам аудиторной и самостоятельной работы студентов по семестрам:

Семестр	Трудоем- кость, з.е./часы	Количество часов					Форма контроля
		В том числе					
		Аудиторных				Самостоятельная Работа (СР)	
		Всего	Лекций (Л)	Практических Занятий (ПЗ)	Лабораторных Занятий (ЛЗ)		
1	9/324	178	72		106	110	зачет, экзамен
2	9/324	178	70		108	110	зачет, экзамен
Итого:	18/648	356	142		214	220	72

4.2. Распределение видов учебной работы и их трудоемкости по разделам дисциплины:

№ раз- дела	Наименование разделов	Количество часов				
		Всего	Аудиторная работа			СР
			Л	ПЗ	ЛЗ	
1	<i>Основные классы неорганических соединений. Основные химические свойства. Номенклатура. Молекулярные и графические формулы</i>	18	-		8	10
2	<i>Основные законы химии. Понятие “эквивалент” в химии. Эквивалент химического элемента. Эквиваленты простых и сложных веществ. Молярные массы эквивалентов. Расчет и экспериментальные методы определения молярных масс эквивалентов. Эквивалент вещества в химической реакции.</i>	36	4		22	10
3	<i>Химические реакции. Введение в химическую термодинамику. Основы химической кинетики. Катализ.</i>	44	12		20	12
4	<i>Обратимые химические реакции. Химическое равновесие. Принцип Ле Шателье.</i>	20	2	-	8	10
5	<i>Дисперсные системы. Молекулярные растворы. Свойства растворов. Растворимость веществ. Водные растворы. Аномальные свойства воды. Строение молекул воды.</i>	34	4		20	10
6	<i>Водные растворы электролитов. Слабые и сильные электролиты. Электролитическая диссоциация. pH водных растворов слабых и сильных кислот и оснований.</i>	28	8		8	12
7	<i>Водные растворы солей. Гидролиз. Расчет pH в водных растворах солей разных типов.</i>	18	2		4	12

№ раз-дела	Наименование разделов	Количество часов				
		Всего	Аудиторная работа			СР
			Л	ПЗ	ЛЗ	
8	Равновесие «осадок-раствор» в насыщенных водных растворах малорастворимых соединений. Константа растворимости. Произведение растворимости.	16	2		4	10
9	Электрохимические свойства растворов. Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз. Основы коллоидной химии.	30	8		12	10
10	Строение вещества. Атомный уровень организации вещества. Теория Н.Бора. Квантовые числа. Основы квантовой механики. Уравнение Луи де Бройля, принцип неопределенности Гейзенберга, уравнение Шредингера. Волновая функция ψ и атомные орбитали.	24	6		8	10
11	Периодический закон. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.	4	2		2	-
12	Молекулярный уровень организации вещества. Химическая связь.	18	4		4	10
13	Основы квантовой химии. Метод валентных схем (МВС) и метод молекулярных орбиталей (ММО).	24	6		8	10
14	Надмолекулярный уровень организации вещества. Вещество в реальном состоянии. Основы супрамолекулярной химии.	14	2		2	10
15	Вещество в конденсированном состоянии. Твердые кристаллы. Основы физико-химического анализа.	14	2		2	10
16	s-Элементы и их соединения. Подгруппа IA	12	4		4	4
17	s-Элементы и их соединения. Подгруппа IIA	16	6		6	4
18	p-Элементы и их соединения. Подгруппа IIIA.	16	6		6	4
19	p-Элементы и их соединения. Подгруппа IVA	24	10		10	4
20	p-Элементы и их соединения. Подгруппа VA	24	8		12	4
21	p-Элементы и их соединения. Подгруппа VIA	17	4		9	4
22	p-Элементы и их соединения. Подгруппа VIIA	17	4		9	4
23	p-Элементы и их соединения. Подгруппа VIIIA	8	2			6
24	d-Элементы и их соединения. Подгруппа IIIB	6	2			4
25	d-Элементы и их соединения. Подгруппа IVB	9	4		1	4
26	d-Элементы и их соединения. Подгруппа VB	9	4		1	4
27	d-Элементы и их соединения. Подгруппа VIB	12	4		4	4
28	d-Элементы и их соединения. Подгруппа VIIB	12	4		4	4
29	d-Элементы и их соединения. Подгруппа VIIIB	14	4		6	4
30	d-Элементы и их соединения. Подгруппа IB	12	4		4	4
31	d-Элементы и их соединения. Подгруппа IIB	14	4		6	4

№ раз-дела	Наименование разделов	Количество часов				
		Всего	Аудиторная работа			СР
			Л	ПЗ	ЛЗ	
32	Общая характеристика лантаноидов	6	2		-	4
33	Общая характеристика актиноидов	6	2			4
	ИТОГО:	576	142		214	220

4.3. Тематический план по видам учебной деятельности

Лекции

№ п/п	Номер раздела дисциплины	Объем часов	Тема лекции	Учебно-наглядные пособия
1	2	2	Химия как раздел естествознания. Основные законы химии.	плакат, стенд
2	2	2	Понятие “эквивалент” в химии. Атомно-молекулярное учение.	плакат, стенд
Итого по разделу		4		
3	3	4	Введение в химическую термодинамику. I закон термодинамики.	плакат, стенд
4	3	2	Термохимия. Закон Гесса. Энтальпия.	плакат, стенд
5	3	2	II и III законы термодинамики. Энтропия. Свободная энергия Гиббса.	плакат, стенд
6	3	2	Основы химической кинетики. Формальная кинетика и закон действующих масс.	плакат, стенд
7	3	2	Понятие об энергии активации и теории активного комплекса. Катализ.	плакат, стенд
Итого по разделу		12		
8	4	2	Обратимые химические реакции. Химическое равновесие. Принцип Ле Шателье.	плакат, стенд
Итого по разделу		2		
9	5	2	Дисперсные системы. Молекулярные растворы. Свойства растворов. Физико-химическая теория растворов. Водные растворы. Аномальные свойства воды. Диаграмма состояния воды. Строение молекул воды.	плакат, стенд
10	5	2	Растворимость веществ. Тепловые эффекты растворения. Коллигативные свойства растворов. Осмос. Законы Вант-Гоффа и Рауля.	плакат, стенд
Итого по разделу		4		
11	6	2	Водные растворы электролитов. Электролитическая диссоциация. Константа и степень диссоциации. Слабые электролиты. Закон Оствальда.	плакат, стенд
12	6	2	Сильные электролиты. Закон Дебая-Хюккеля. Влияние растворителя и одноименного иона на электролитическую диссоциацию.	плакат, стенд
13	6	4	Современные теории кислот и оснований. Водородный показатель (рН) водных растворов кислот и оснований. Индикаторы. Буферные растворы. Механизм буферного действия.	плакат, стенд
Итого по разделу		8		
14	7	2	Водные растворы солей. Гидролиз. Расчет рН в водных растворах солей разных типов.	плакат, стенд
Итого по разделу		2		

№ п/п	Номер раздела дисциплины	Объем часов	Тема лекции	Учебно-наглядные пособия
15	8	2	Равновесие «осадок-раствор» в насыщенных водных растворах малорастворимых соединений. Константа растворимости. Произведение растворимости.	плакат, стенд
Итого по разделу		2		
16	9	2	Электрохимические свойства растворов. Явления на границе металл-раствор.	плакат, стенд
17	9	2	Электродный потенциал. Уравнение Нернста.	плакат, стенд
18	9	2	Гальванический элемент. Электролиз. Основы коллоидной химии.	плакат, стенд
19	9	2	Окислительно-восстановительные реакции. Направления протекания окислительно-восстановительных процессов. Основы коллоидной химии.	плакат, стенд
Итого по разделу		8		
20	10	2	Строение вещества. Атомный уровень организации вещества. Теория Н.Бора. Квантовые числа.	плакат, стенд
21	10	2	Основы квантовой механики. Уравнение Луи де Бройля, принцип неопределенности Гейзенберга, уравнение Шредингера. Волновая функция ψ и атомные орбитали.	плакат, стенд
22	10	2	Квантовые числа. Принцип Паули. Правило Гунда. Правила Клечковского.	плакат, стенд
Итого по разделу		6		
23	11	2	Периодический закон. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева	плакат, стенд
Итого по разделу		2		
24	12	2	Молекулярный уровень организации вещества. Химическая связь. Ионная связь. Поляризующее действие ионов.	плакат, стенд
25	12	2	Ковалентная связь. Типы связи. Длина и энергия связи.	плакат, стенд
Итого по разделу		4		
26	13	2	Основы квантовой химии. Метод валентных схем (МВС). Гибридизация АО.	плакат, стенд
27	13	4	Метод молекулярных орбиталей (ММО ЛКАО).	плакат, стенд
Итого по разделу		6		
28	14	2	Надмолекулярный уровень организации вещества. Вещество в реальном состоянии. Основы супрамолекулярной химии.	плакат, стенд
Итого по разделу		2		
29	15	2	Вещество в конденсированном состоянии. Твердые кристаллы. Основы физико-химического анализа. Двухкомпонентные биметаллические системы.	плакат, стенд
Итого по разделу		2		
30	22	4	p-Элементы и их соединения. Подгруппа VIIA. Галогены.	плакат, стенд
Итого по разделу		4		
31	21	4	p-Элементы и их соединения. Подгруппа VIA. Сера. Подгруппа селена	плакат, стенд
Итого по разделу		4		
32	20	4	p-Элементы и их соединения. Подгруппа VA. Азот.	плакат, стенд
33	20	4	p-Элементы и их соединения. Подгруппа VA. Фосфор. Подгруппа мышьяка.	плакат, стенд
Итого по разделу		8		
34	19	4	p-Элементы и их соединения. Подгруппа IVA. Углерод.	плакат, стенд

№ п/п	Номер раздела дисциплины	Объем часов	Тема лекции	Учебно- наглядные пособия
35	19	2	<i>p-Элементы</i> и их соединения. Подгруппа IVA. Кремний.	плакат, стенд
36	19	4	<i>p-Элементы</i> и их соединения. Подгруппа IVA. Подгруппа германия.	плакат, стенд
Итого по разделу		10		
37	18	2	<i>p-Элементы</i> и их соединения. Подгруппа IIIA. Бор.	плакат, стенд
38	18	2	<i>p-Элементы</i> и их соединения. Подгруппа IIIA. Алюминий.	плакат, стенд
39	18	2	<i>p-Элементы</i> и их соединения. Подгруппа IIIA. Подгруппа галлия.	плакат, стенд
Итого по разделу		6		
40	17	2	<i>s- Элементы</i> и их соединения. Подгруппа IIА. Бериллий.	плакат, стенд
41	17	2	<i>s- Элементы</i> и их соединения. Подгруппа IIА. Магний.	плакат, стенд
42	17	2	<i>s- Элементы</i> и их соединения. Подгруппа IIА. Подгруппа кальция.	плакат, стенд
Итого по разделу		6		
43	16	4	<i>s-Элементы</i> и их соединения. Подгруппа IA. Щелочные металлы.	плакат, стенд
Итого по разделу		4		
44	30	4	<i>d-Элементы</i> и их соединения. Подгруппа IB. Медь. Серебро. Золото.	плакат, стенд
Итого по разделу		4		
45	31	4	<i>d-Элементы</i> и их соединения. Подгруппа IIB. Цинк. Кадмий. Ртуть.	плакат, стенд
Итого по разделу		4		
46	24	2	<i>d-Элементы</i> и их соединения. Подгруппа IIIB. Подгруппа скандия.	плакат, стенд
Итого по разделу		2		
47	32	2	<i>Общая характеристика лантаноидов.</i>	плакат, стенд
Итого по разделу		2		
48	33	2	<i>Общая характеристика актиноидов.</i>	плакат, стенд
Итого по разделу		2		
49	25	4	<i>d-Элементы</i> и их соединения. Подгруппа IVB. Подгруппа титана.	плакат, стенд
Итого по разделу		4		
50	26	4	<i>d-Элементы</i> и их соединения. Подгруппа VB. Подгруппа ванадия.	плакат, стенд
Итого по разделу		4		
51	27	4	<i>d-Элементы</i> и их соединения. Подгруппа VIB. Хром. Подгруппа молибдена.	плакат, стенд
Итого по разделу		4		
52	28	4	<i>d-Элементы</i> и их соединения. Подгруппа VIIB. Марганец. Подгруппа рения.	плакат, стенд
Итого по разделу		4		
53	29	2	<i>d-Элементы</i> и их соединения. Подгруппа VIIIB. Триада железа.	плакат, стенд
54	29	2	<i>d-Элементы</i> и их соединения. Подгруппа VIIIB. Платиновые металлы.	плакат, стенд
Итого по разделу		4		
55	23	2	<i>p-Элементы</i> и их соединения. Подгруппа VIIIA. Инертные газы.	плакат, стенд
Итого по разделу		2		
Итого:		142		

Лабораторные занятия

№ п/п	Номер раздела дисциплины	Объем часов	Тема лабораторных занятий	Учебно-наглядные пособия
1	1	2	Введение: правила работы в химической лаборатории. Техника безопасности и оказание первой помощи. Лабораторная посуда, реактивы, квалификация чистоты. <i>Л/р №1. "Знакомство с лабораторией. Техника Безопасности. Методы очистки веществ".</i>	методические рекомендации
2	1	6	Основные классы неорганических соединений. Основные химические свойства. Номенклатура. Молекулярные и графические формулы. <i>Л/р №2. "Основные классы неорганических соединений"</i>	методическое пособие методические рекомендации
Итого по разделу		8		
3	2	4	Основные законы химии. Понятие "эквивалент" в химии. Расчет и экспериментальные методы определения молярных масс эквивалентов. Эквивалент вещества в химической реакции. Решение задач.	методическое пособие
4	2	4	<i>Экспериментальные методы</i> определения молярных масс простых и сложных веществ и молярных масс эквивалентов. <i>Л/р №3. "Определение эквивалента Mg методом вытеснения".</i>	методические рекомендации
5	2	6	Основные законы химии. Газовые законы. Уравнение Менделеева-Клапейрона. Закон Дюлонга и Пти. Решение задач. <i>Л/р №4. "Определение молярной массы CO₂",</i> <i>Л/р №5. "Определение относительной атомной массы металла по величине его удельной теплоемкости"</i>	методическое пособие методические рекомендации
6	2	4	<i>Л/р №6. " Методы очистки веществ "</i>	методические рекомендации
7	2	4	<i>Модуль №1 "Основные законы химии"</i>	карточки с заданиями
Итого по разделу		22		
8	3	4	Введение в химическую термодинамику. I закон термодинамики. Термохимия. Закон Гесса. Энтальпия. Решение задач.	методическое пособие
9	3	4	II и III законы термодинамики. Энтропия. Свободная энергия Гиббса. Критерии самопроизвольного протекания реакций. Решение задач.	методическое пособие
10	3	4	<i>Модуль №2. "Химическая термодинамика"</i>	карточки с заданиями
11	3	4	<i>Л/р №7. "Скорость химических реакций. Химическое равновесие. Принцип Ле Шателье."</i>	методические рекомендации
12	3	4	Основы химической кинетики. Формальная кинетика. Катализ. Энергия активации.	методическое пособие
Итого по разделу		20		
13	4	4	Обратимые химические реакции. Химическое равновесие. Закон действующих масс. Константа химического равновесия. Принцип Ле Шателье.	методическое пособие
14	3, 4	4	<i>Модуль №3 "Химическая кинетика и химическое равновесие".</i>	карточки с заданиями
Итого по разделу		8		
15	5	8	Растворимость веществ. Тепловые эффекты растворения. <i>Л/р №8. Водные растворы. Приготовление растворов.</i>	методические рекомендации
16	5	4	Молекулярные растворы. Свойства растворов. Растворимость веществ. Способы выражения состава растворов.	методическое пособие

№ п/п	Номер раздела дисциплины	Объем часов	Тема лабораторных занятий	Учебно-наглядные пособия
17	5	4	Водные растворы. Аномальные свойства воды. Строение молекул воды. Коллигативные свойства растворов. Осмос. Законы Вант-Гоффа и Рауля.	методическое пособие
18	5	4	<i>Модуль №4. "Молекулярные растворы".</i>	карточки с заданиями
Итого по разделу		20		
19	6	4	Водные растворы электролитов. Электролитическая диссоциация. Константа и степень диссоциации. Слабые электролиты. Закон Оствальда.	методическое пособие
20	6	4	Сильные электролиты. Закон Дебая-Хюккеля. Влияние растворителя и одноименного иона на электролитическую диссоциацию. Водородный показатель (рН) водных растворов кислот и оснований. Индикаторы.	методическое пособие
Итого по разделу		8		
21	6, 7, 8	4	<i>Л/р №9. "Электролитическая диссоциация"</i>	методические рекомендации
22	7,8	4	Буферные растворы. Механизм буферного действия. Равновесие «осадок-раствор» в насыщенных водных растворах мало-растворимых соединений. Константа растворимости. Производство растворимости. Водные растворы солей. Гидролиз. Расчет рН в водных растворах солей разных типов.	методическое пособие
Итого по разделу		8		
23	9	4	Окислительно-восстановительные реакции. Метод полуреакций. Окислительно-восстановительные процессы, определение возможности самопроизвольного осуществления химической реакции. <i>Л/р №8. "Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические свойства растворов"</i>	методическое пособие методические рекомендации
24	9	4	Окислительно-восстановительные реакции. Направления протекания окислительно-восстановительных процессов. Основы коллоидной химии. Электролиз.	методическое пособие
25	6-9	4	<i>Модуль №5 "Электролитическая диссоциация и Электрохимические свойства растворов".</i>	карточки с заданиями
Итого по разделу		12		
26	10	2	Строение атома. Квантовые числа. Принцип Паули. Правило Гунда. Правила Клечковского.	методическое пособие
27	10, 12	2	<i>Л/р №11. "Строение атома и химическая связь"</i>	методические рекомендации
28	10	4	<i>Модуль №6. Строение атома.</i>	карточки с заданиями
Итого по разделу		8		
29	11	2	Периодический закон. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.	методическое пособие
Итого по разделу		2		
30	12	2	Молекулярный уровень организации вещества. Химическая связь. Ионная связь. Поляризующее действие ионов.	методическое пособие
Итого по разделу		4		
31	13	6	Основы квантовой химии. Метод валентных схем (МВС). Гибридизация АО. Метод молекулярных орбиталей (ММО ЛКАО).	методическое пособие
32	12, 13	4	<i>Модуль №7. Химическая связь</i>	карточки с заданиями
Итого по разделу		8		
33	21, 22	2	<i>Л/р №12 "Водород и кислород".</i>	методические рекомендации

№ п/п	Номер раздела дисциплины	Объем часов	Тема лабораторных занятий	Учебно-наглядные пособия
34	22	8	p–Элементы VII группы. Решение задач. <i>Л/р №13. "Галогены: фтор, хлор, бром и йод".</i>	методические рекомендации
Итого по разделу		9		
35	21	8	p–Элементы VI группы. Решение задач. <i>Л/р №14. "Сера. Задача на серосодержащие анионы".</i>	методические рекомендации
Итого по разделу		9		
36	20	6	p–Элементы V группы. Решение задач. <i>Л/р №15. "Азот."</i>	методические рекомендации
37	20	6	p–Элементы V группы. Решение задач. <i>Л/р №16. "Фосфор, мышьяк, сурьма и висмут."</i>	методические рекомендации
Итого по разделу		12		
38	14, 15	4	<i>Л/р №17. "Синтез неорганических солей".</i>	методические рекомендации
Итого по разделу		4		
39	19	4	p–Элементы IV группы. Решение задач. <i>Л/р №18. "Углерод, кремний."</i>	методические рекомендации
40	19	6	p–Элементы IV группы. Решение задач. <i>Л/р №19. " Олово, свинец. Задача на определение ионов Sn^{2+}, Sn^{4+}, Pb^{2+}".</i>	методические рекомендации
Итого по разделу		10		
41	18	6	p–Элементы III группы. Решение задач. <i>Л/р №20. "Бор, алюминий".</i>	методические рекомендации
Итого по разделу		6		
42	17	6	s–Элементы II группы. Решение задач. <i>Л/р №21. "Бериллий, магний, подгруппа кальция. Задача на определение ионов".</i>	методические рекомендации
Итого по разделу		6		
43	16	4	s–Элементы I группы. Решение задач. <i>Л/р №22. "Щелочные металлы".</i>	методические рекомендации
Итого по разделу		4		
44	30	4	d–Элементы I группы. Решение задач. <i>Л/р №23. "Медь, серебро"</i>	методические рекомендации
Итого по разделу		4		
45	31	6	d–Элементы II группы. Решение задач. <i>Л/р №24. "Подгруппа цинка. Задача на определение ионов"</i>	методические рекомендации
Итого по разделу		6		
46	25	1	d–Элементы IV группы. Решение задач.	методическое пособие
Итого по разделу		1		
47	26	1	d–Элементы V группы. Решение задач.	методическое пособие
Итого по разделу		1		
48	26, 27, 28, 29	4	<i>Л/р №25. "Ванадий, хром, марганец. Железо, кобальт, никель".</i>	методические рекомендации
49	27	2	d–Элементы VI группы. Решение задач.	методическое пособие
Итого по разделу		3		
50	28	2	d–Элементы VII группы. Решение задач.	методическое пособие

№ п/п	Номер раздела дисциплины	Объем часов	Тема лабораторных занятий	Учебно-наглядные пособия
Итого по разделу		3		
51	29	4	d-Элементы VIII группы. Решение задач.	методическое пособие
Итого по разделу		6		
52	27, 28, 29	2	<i>Зачетная задача на определение d-элементов VI-VIII групп 3 периода.</i>	методические рекомендации
Итого по разделу		2		
ИТОГО		214		

Самостоятельная работа студента

№ п/п	Номер раздела дисциплины	Наименование вида СРС	Объем в АЧ
1	1-33	Теоретическая внеаудиторная подготовка к практическим занятиям (работа с литературными или иными источниками информации)	110
2	1-33	Выполнение домашних контрольных работ по самостоятельной внеаудиторной работы	110
ИТОГО			220

5. Примерная тематика курсовых проектов (работ)

курсовые работы учебным планом не предусмотрены

6. Образовательные технологии

С целью формирования и развития профессиональных навыков обучающихся при освоении дисциплины «Неорганическая химия» используются традиционные формы проведения лекционных и семинарских занятий, а также современные информационные технологии (Internet-тестирование, презентации). В рамках курса «Неорганическая химия» предусматриваются встречи со специалистами в области неорганической химии, в том числе со специалистами химических производств и лабораторий ПМР.

Для эффективной реализации целей и задач ФГОС ВПО, для воплощения компетентного подхода в преподавании дисциплины используются следующие образовательные технологии и методы обучения:

1. Технология проблемного обучения при изложении лекционного материала в форме: лекция-визуализация, лекция-объяснение с привлечением элементов дискуссии, беседы.

2. Технология проблемного и активного обучения с использованием творчески репродуктивных методов в групповой и индивидуальной форме с целью организации активности студентов в условиях, близких к будущей профессиональной деятельности, с использованием личностно деятельного характера усвоения знаний, приобретения навыков, умений при выполнении лабораторных работ.

3. Технология проблемного, модульного дифференцированного обучения путем рассмотрения проблемных познавательных задач, с использованием индивидуального темпа обучения с целью развития творческой и познавательной самостоятельности и обеспечения индивидуального подхода с учетом динамики работоспособности студента – при проведении практических занятий, что обеспечивается применением электронного задачника в компьютерном классе.

4. Технология концентрированного, дифференцированного обучения в индивидуальной форме – при самостоятельном выполнении индивидуальных заданий с целью развития познавательной самостоятельности, творческих способностей и умений, развития навыков работы с лекционным материалом, рекомендованной литературой, справочной информацией.

6.1. Образовательные технологии в интерактивной форме, используемые в процессе преподавания дисциплины:

. На занятиях по химическим свойствам неорганических соединений студентам показываются видеозаписи демонстраций трудновоспроизводимых в реальных условиях или представляющих опасность для здоровья лабораторных опытов, фрагменты обучающих видеофильмов.

Перед показом видеозаписей формулируется цель просмотра, после чего студентам задается 3-5 ключевых вопросов, которые являются основой для последующего обсуждения.

Всего 50 % интерактивных занятий от объема аудиторной работы.

6.2. Примеры образовательных технологий в интерактивной форме:

1. компьютерная симуляция
2. проблемная лекция
3. дискуссия
4. работа в малых группах

Примеры компьютерной симуляции:

1. На 8-м занятии 1-го семестра демонстрируется видеозапись лабораторного опыта «Гидролиз солей» <http://www.youtube.com/watch?v=QlAKOYwBxik>
2. На 11-м занятии 1-го семестра демонстрируется видеозапись лабораторного опыта «Взрыв смеси водорода и кислорода» <http://www.youtube.com/watch?v=48IBIEPWYTU>
3. На 5-м занятии 2-го семестра демонстрируется видеозапись лабораторного опыта «Получение железа алюмотермией» <http://www.youtube.com/watch?v=DTY4htLZPqg>
4. На 11-м занятии 1-го семестра демонстрируются фрагменты обучающего видеофильма «Комплексные соединения» <http://www.youtube.com/watch?v=gF9p7cHvjB4>
http://www.youtube.com/watch?v=gTX_QDj-r1g

6.3. Электронные образовательные ресурсы, используемые в процессе преподавания дисциплины:

<http://www.alleng.ru/edu/chem9.htm> - образовательные ресурсы Интернета – Химия

<http://himkniga.com/> - книги по химии

<http://www.chem.isu.ru/leos/index.php> - справочно-информационная система “Химический ускоритель”

<http://www.chemweb.com/> - научный портал (содержит базы данных по химии)

7. Оценочные средства для контроля успеваемости и результатов освоения дисциплины.

7.1. Формы текущего контроля и промежуточной аттестации, виды оценочных средств:

№ п/п	№ семестра	Формы контроля	Наименование раздела дисциплины	Оценочные средства		
				Виды	Кол-во вопросов в задании	Кол-во независимых вариантов

1	2	3	4	5	6	ТОВ 7
1.	1,2	Контроль освоения темы (контроль решения ситуационных задач)	1-33	собеседование по ситуационным задачам	1	6
2.	1,2	Контроль освоения темы (контроль лабораторной работы)	1-33	собеседование по лабораторным работам	5	1
3.	1,2	Контроль самостоятельной работы студента (контроль решения ситуационных задач)	1-33	письменный контроль	5	6/12
4.	1,2	Контроль освоения ряда тем (модуль)	1-33	письменный контроль	10	6
5.	1,2	экзамен	1-33	письменный контроль	16/25	25

Виды оценочных средств:

1. Собеседование по ситуационным задачам
2. Собеседование по лабораторным работам.
3. Письменный текущий контроль освоения темы.
4. Письменный контроль самостоятельной работы студента (домашние контрольные работы).
5. Письменный контроль промежуточной аттестации (экзамена).

7.2. Примеры оценочных средств:

1. Примеры вопросов для собеседования по ситуационным задачам

1. Как изменяется энергия ионизации сверху вниз в ПС в 1 и 2-подгруппах s-элементов?
2. Какова форма молекулы SeF_6 ? Ответ обоснуйте по МВС.
3. Какова длина связи в молекуле HF , если $d_{\text{H-H}}=0,74\text{\AA}$, $d_{\text{F-F}}=1,24\text{\AA}$?
4. Чему равна сумма числа групп и числа периодов в наиболее распространенном варианте периодической системы?
5. Каков избыток связывающих электронов в ионе CN^- ? Ответ обоснуйте по ММО.
6. Чему равна степень окисления комплексообразователя в комплексном ионе: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$?
7. Чему равен заряд комплексного иона в соединении: $[\text{CoCl}_2(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl}$?
8. Назовите комплексное соединение: $\text{K}_2[\text{PtCl}_3(\text{NO}_2)]$.
9. Чему равно координационное число комплексообразователя $\text{K}_2[\text{PtCl}_3(\text{NO}_2)]$?
10. Напишите выражение константы нестойкости комплексного соединения $[\text{CoCl}_2(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl}$.
11. Какой реагент служит для качественного определения ионов железа (III)?
12. В каких кислотах растворяется Cr при н.у.?
13. В какой ион восстанавливается перманганат-ион в кислой среде? Приведите полуреакцию и определите фактор эквивалентности.
14. Напишите уравнение реакции: $\text{Co}(\text{OH})_3 + \text{HCl}_{\text{конц}} \rightarrow \dots$ и подсчитайте сумму коэффициентов в левой части уравнения.
15. Чему равна сумма коэффициентов в молекулярном уравнении химической реакции: $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{MnO}_2 + \dots$? Каков цвет осадка?

2. Примеры заданий для контроля самостоятельной работы студентов

1. Насыщенный раствор сульфата свинца объемом 3 л при 25 С содержит 0,132 г соли. Определите ПР.
2. Вычислите $[\text{H}^+]$ в 0,02 М растворе сернистой кислоты. Диссоциацией кислоты во второй степени пренебречь. $K_{\text{д1 кис}}=1,58 \cdot 10^{-2}$
3. Вычислите pH раствора, в котором молярная концентрация ионов H^+ равна $2 \cdot 10^{-7}$ моль/л.

4. Какая масса серебра находится в виде ионов в 1 л насыщенного раствора AgBr ? $\text{PP}=6,0 \cdot 10^{-13}$
5. Сколько граммов глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ должно находиться в 1,5 л раствора, чтобы его осмотическое давление (при той же температуре) было таким же, как и раствора, в 1 л которого содержится 12,2 г глицерина $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$?
6. Рассчитайте константу гидролиза, степень гидролиза и pH 0,1 М цианида натрия. $K_d = 5 \cdot 10^{-5}$
7. Степень диссоциации угольной кислоты H_2CO_3 по первой ступени в растворе с молярной концентрацией эквивалента 0,1 моль/л равна $2,11 \cdot 10^{-3}$. Вычислить K_1 .
8. Найдите концентрацию ионов OH^- в растворе, в котором молярная концентрация ионов водорода равна 10^{-3} моль/л.
9. Какой объем воды необходим для растворения при 25°C 1 г BaSO_4 ? $\text{PP}=1,1 \cdot 10^{-10}$
10. При 0°C смешивают 1 л раствора неэлектролита, осмотическое давление которого 243,4 кПа, с 3 л раствора того же неэлектролита, осмотическое давление которого 486,8 кПа. Найдите осмотическое давление полученного раствора.
11. Выпадет ли осадок сульфата кальция, если к 0,1 л 0,01 М нитрата кальция прибавлено 0,4 л раствора серной кислоты с молярной концентрацией эквивалента 0,001 моль/л? Степень электролитической диссоциации для нитрата кальция и серной кислоты принять 0,95. $\text{PP}(\text{CaSO}_4) = 6,1 \cdot 10^{-5}$.
12. Чему равна концентрация ионов водорода $[\text{H}^+]$ в водном растворе муравьиной кислоты, если $\alpha=0,03$? $K_{\text{д кис}}=1,77 \cdot 10^{-4}$
13. При 25°C осмотическое давление раствора, содержащего 2,80 г высокомолекулярного соединения в 200 мл раствора, равно 0,70 кПа. Найдите молекулярную массу растворенного вещества.
14. В каком объеме насыщенного раствора Ag_2S содержится 1 мг растворенной соли? $\text{PP}=1,6 \cdot 10^{-50}$
15. Вычислите константу гидролиза цианида аммония, определить степень гидролиза этой соли в 0,1 М растворе и pH раствора. $K_{\text{д осн}}=1,79 \cdot 10^{-5}$ $K_{\text{д осн}}=5 \cdot 10^{-5}$

3. Пример лабораторной работы по теме «Химия d-элементов 6 группы»

Опыт 1. Соединения хрома (III)

1.1. Получение оксида хрома (III).

На кафельную плитку насыпать немного кристаллов дихромата аммония. Нагреть в пламени горелки стеклянную палочку и внести ее в дихромат аммония. Наблюдать энергичное разложение соли. Отметить цвет образующегося оксида хрома (III). Написать уравнение реакции. Указать окислитель и восстановитель.

1.2. Получение и свойства гидроксида хрома (III).

В две пробирки внести по 3—4 капли раствора соли хрома (III) и 1—2 капли раствора гидроксида натрия (калия) с молярной концентрацией 2 М. Наблюдать выпадение осадков. Испытать отношение гидроксида хрома к кислоте и к избытку щелочи, для чего в одну пробирку прибавлять по каплям 2 М раствор соляной кислоты, а в другую - 2 М раствор щелочи до растворения осадка. Написать уравнения реакций получения гидроксида хрома (III) и взаимодействия его с кислотой, со щелочью. Раствор $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ сохранить для опыта 1.4.

1.3. Гидролиз солей хрома (III).

В пробирку внести 4 – 6 капель раствора универсального индикатора, добавить несколько кристаллов сульфата хрома (III) и наблюдать изменение окраски. Написать уравнение реакции гидролиза в молекулярном и ионном виде.

1.4. Восстановительные свойства солей хрома (III).

Взаимодействие $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ с пероксидом водорода. К раствору $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$, полученному в опыте 1.2, добавить несколько капель 3%-ного раствора пероксида водорода и на-

греть. Наблюдать изменение окраски раствора. Каков цвет раствора и чем он обусловлен? Написать уравнение реакции.

1.5. Комплексные соединения хрома (III).

В две пробирки внести по 5 - 6 капель раствора $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$. Одну пробирку оставить для контроля, вторую сначала слабо нагреть и наблюдать переход окраски раствора в светло-зеленый, а после сильного нагревания в темно-зеленый цвет.

Опыт 2. Хроматы и дихроматы

2.1. Переход хромата калия в дихромат.

В пробирку внести 3 - 4 капли раствора хромата калия с молярной концентрацией эквивалента 0,5 моль/л и 4 - 5 капель раствора серной кислоты с молярной концентрацией эквивалента 2 моль/л. Наблюдать изменение окраски раствора. Написать уравнение реакции. В какой среде устойчивы дихроматы?

2.2. Переход дихромата калия в хромат.

В пробирку внести 3 - 4 капли раствора дихромата калия с молярной концентрацией эквивалента 0,5 моль/л и 5 - 6 капель раствора гидроксида натрия (калия) с молярной концентрацией эквивалента 2 моль/л до изменения окраски. Написать уравнение реакции. В какой среде устойчивы хроматы?

2.3. Получение малорастворимых хроматов бария, свинца, серебра.

В три пробирки внести по 3 - 4 капли раствора хромата калия с молярной концентрацией эквивалента 0,5 моль/л и добавить по несколько капель: в первую пробирку - раствора хлорида бария с молярной концентрацией эквивалента 0,5 моль/л, во вторую - раствора нитрата свинца с молярной концентрацией эквивалента 0,5 моль/л и в третью - раствора нитрата серебра с молярной концентрацией эквивалента 0,1 моль/л до выпадения осадков. Отметить цвет осадков. Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

2.4. Окислительные свойства соединений хрома (VI).

Окисление йодида калия.

В пробирку с раствором дихромата калия (4—5 капель) с молярной концентрацией эквивалента 0,5 моль/л, подкисленным 1М раствором серной кислоты, добавить 2 - 4 капли раствора йодида калия с молярной концентрацией эквивалента 0,5 моль/л. Наблюдать изменение окраски. С помощью раствора крахмала доказать, что в результате реакции образуется свободный иод. Написать уравнение реакции.

Опыт 3. Получение пероксида хрома

В пробирку с 3 - 4 каплями раствора дихромата калия с молярной концентрацией эквивалента 0,5 моль/л, подкисленного 1М раствором серной кислоты (2 - 3 капли), добавьте 2 - 3 капли диэтилового эфира. В полученную смесь внести 2 - 3 капли 3% раствора пероксида водорода и перемешайте стеклянной палочкой. Наблюдайте изменение окраски эфирного слоя.

Вопросы для собеседования по лабораторной работе

1. Какой газ выделяется при нагревании дихромата аммония?
2. Каков состав полученных изомеров аквакомплексов хрома (III), полученных в опыте 1.5?
3. Каков цвет осадков малорастворимых хроматов бария, свинца, серебра?
4. Напишите уравнение реакций гидроксида хрома(III) с кислотами и щелочами.
5. Какими реакциями можно доказать окислительные свойства соединений хрома (VI)?

4. Контрольная работа по теме "Инертные газы"

Вариант 1

1. Перхсеноновая кислота и перхсенаты. Получение и химические свойства.
2. Строение и формы молекул XeF_2 , XeF_4 , XeF_6 в методе ВС. Гибридизация внешних атомных орбиталей атома ксенона. Диаграммы распределения электронной плотности и знаки функций d-атомных орбиталей, участвующих в образовании σ -связей в этих молекулах.
3. Сравните устойчивость бинарных соединений и анионных комплексов Xe(II) , Xe(IV) , Xe(VI) и Xe(VIII) .
4. Области практического применения инертных газов и их соединений.
5. История открытия аргона. Происхождение названия.
6. Рассмотрите возможность существования молекулы и молекулярного иона HeH и HeH^+ в методе МО.
7. Клатраты благородных газов.
8. Допишите продукты и подберите коэффициенты:

$\text{XeF}_2 + \text{HBr} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	$\text{XeF}_2 + \text{NiF}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
$\text{W} + \text{XeF}_2 \rightarrow$	$\text{KJO}_3 + \text{XeF}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
$\text{XeF}_4 + \text{KJ} \rightarrow$	$\text{Xe(OH)}_6 + \text{Ba(OH)}_2 \rightarrow$
$\text{XeF}_6 + \text{RbF} \rightarrow$	$\text{Ba}_2\text{XeO}_6 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
$\text{XeO}_4 \rightarrow \text{XeO}_3 + \dots$	$\text{XeF}_6 + \text{SiO}_2 \rightarrow$
9. Допишите продукты и подберите коэффициенты методом электронно-ионного баланса:

$\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
$\text{NaAsO}_2 + \text{NaClO}_4 = \text{NaOH} \rightarrow$
10. Рассчитайте молярную и эквивалентную концентрации раствора серной кислоты с массовой долей 10%.
11. Рассчитайте pH в 0,02M растворе ZnCl_2 и в 0,02M растворе K_2CO_3 , учитывая гидролиз каждой соли только по первой стадии.

Вариант 2

1. Перхсеноновая кислота и перхсенаты. Получение и химические свойства.
2. Строение и формы молекул XeF_2 , XeF_4 , XeF_6 в методе ВС. Гибридизация внешних атомных орбиталей атома ксенона. Диаграммы распределения электронной плотности и знаки функций d-атомных орбиталей, участвующих в образовании σ -связей в этих молекулах.
3. Сравните устойчивость бинарных соединений и анионных комплексов Xe(II) , Xe(IV) , Xe(VI) и Xe(VIII) .
4. Области практического применения инертных газов и их соединений.
5. История открытия аргона. Происхождение названия.
6. Рассмотрите возможность существования молекулы и молекулярного иона HeH и HeH^+ в методе МО.
7. Клатраты благородных газов.
8. Допишите продукты и подберите коэффициенты:

$\text{XeF}_2 + \text{HBr} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	$\text{XeF}_2 + \text{NiF}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
$\text{W} + \text{XeF}_2 \rightarrow$	$\text{KJO}_3 + \text{XeF}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
$\text{XeF}_4 + \text{KJ} \rightarrow$	$\text{Xe(OH)}_6 + \text{Ba(OH)}_2 \rightarrow$
$\text{XeF}_6 + \text{RbF} \rightarrow$	$\text{Ba}_2\text{XeO}_6 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
$\text{XeO}_4 \rightarrow \text{XeO}_3 + \dots$	$\text{XeF}_6 + \text{SiO}_2 \rightarrow$
9. Допишите продукты и подберите коэффициенты методом электронно-ионного баланса:

$\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
$\text{NaAsO}_2 + \text{NaClO}_4 = \text{NaOH} \rightarrow$
10. Рассчитайте молярную и эквивалентную концентрации раствора серной кислоты с массовой долей 10%.
11. Рассчитайте pH в 0,02M растворе ZnCl_2 и в 0,02M растворе K_2CO_3 , учитывая гидролиз каждой соли только по первой стадии.

Тема “Водород, Вода, Пероксид водорода”

1 вариант

- Какие кислоты взаимодействуют с цинком с выделением водорода?
1) $\text{HCl}_{\text{разб.}}$ 2) $\text{H}_2\text{SO}_{4\text{ конц.}}$ 3) $\text{HNO}_3, 3\%$ 4) CH_3COOH
- В каких реакциях водород проявляет свойства восстановителя?
1) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \dots$ 2) $\text{Na} + \text{H}_2 \rightarrow \dots$ 3) $\text{Ca} + \text{H}_2 \rightarrow \dots$ 4) $\text{MoO}_3 + \text{H}_2 \rightarrow \dots$
- В молекуле какого вещества самая неполярная связь?
1) H_2 2) NH_3 3) LiH 4) H_2O
- Какие реакции используют для получения пероксида водорода в лаборатории?
1) $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ 2) $\text{BaO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
3) радиолиз воды ($\text{H}_2\text{O} + \gamma$) 4) $\text{BaO}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- Напишите уравнение реакции $\text{Si} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ и подсчитайте сумму коэффициентов в левой части уравнения:
1) 3 2) 4 3) 5 4) 6
- Напишите уравнение реакции $\text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ и подсчитайте сумму коэффициентов в правой части уравнения:
1) 3 2) 4 3) 5 4) 6

2 вариант

- Какие металлы взаимодействуют с водой при комнатной температуре с выделением водорода?
1) Na 2) Ca 3) Zn 4) Al
- Как изменяется полярность связи в ряду молекул $\text{CH}_4 - \text{NH}_3 - \text{H}_2\text{O} - \text{HF}$?
1) не меняется 2) увеличивается 3) уменьшается
- С какими простыми веществами взаимодействует водород при комнатной температуре?
1) O_2 2) N_2 3) F_2 4) S
- В результате каких реакций образуется пероксид водорода?
1) $\text{BaO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ 2) $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
3) $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ 4) $\text{H}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{t^0}$
5. Напишите уравнения реакции $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O}(\text{пар}) \xrightarrow{< 570^0}$ и подсчитайте сумму коэффициентов в левой части уравнения:
1) 5 2) 6 3) 7 4) 8
- Напишите уравнение реакции $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} \rightarrow$ и подсчитайте сумму коэффициентов в правой части уравнения:
1) 9 2) 10 3) 13 4) 16

3 вариант

- В каких веществах реализуется межмолекулярная водородная связь?
1) плавиковая кислота 2) вода 3) гидрид кальция 4) ацетилен
- С какими простыми веществами взаимодействует водород при нагревании?
1) Cl_2 2) O_2 3) S 4) Cu
- Какие реакции используют для получения водорода в лаборатории?
1) $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ 3) $\text{C} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{пар})} \xrightarrow{t^0}$
2) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} \rightarrow$ 4) $\text{Si} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- В каких реакциях пероксид водорода проявляет восстановительные свойства?
1) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} \rightarrow$ 3) $\text{PbS} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$

- 2) $KI + H_2O_2 + H_2SO_{4(разб)} \rightarrow$ 4) $FeSO_4 + H_2O_2 + H_2SO_{4(разб)} \rightarrow$
 5. Напишите уравнение реакции $CaH_2 + H_2O \rightarrow$ и подсчитайте сумму коэффициентов в левой части уравнения:
 1) 2 2) 3 3) 4 4) 5
 6. Напишите уравнение реакции $MnCl_2 + H_2O_2 + KOH_{(p-p)} \rightarrow$ и подсчитайте сумму коэффициентов в правой части уравнения:
 1) 2 2) 3 3) 4 4) 5

4 вариант

1. В молекуле какого вещества химическая связь имеет наиболее полярный характер?
 1) C_2H_2 2) NH_3 3) H_2O 4) LiH
 2. В результате каких реакций выделяется водород?
 1) $Zn + HNO_{3(разб.)} \rightarrow$ 3) $Al + NaOH + H_2O \rightarrow$
 2) $Zn + H_2SO_{4(разб.)} \rightarrow$ 4) $Al + HCl_{(p-p)} \rightarrow$
 3. В каких соединениях имеется пероксидная группировка?
 1) BaO_2 2) PbO_2 3) MnO_2 4) $K_2S_2O_8$
 4. В каких реакциях пероксид водорода проявляет окислительные свойства?
 1) $KMnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_{4(разб.)} \rightarrow$ 3) $PbS + H_2O_2 \rightarrow$
 2) $KI + H_2O_2 + H_2SO_{4(разб.)} \rightarrow$ 4) $FeSO_4 + H_2O_2 + H_2SO_{4(разб.)} \rightarrow$
 5. Напишите уравнение реакции $Al + NaOH + H_2O \rightarrow$ и подсчитайте сумму коэффициентов в левой части уравнения:
 1) 5 2) 7 3) 10 4) 14
 6. Напишите уравнение реакции $PbS + H_2O_2 \rightarrow$ и подсчитайте сумму коэффициентов в правой части уравнения:
 1) 5 2) 7 3) 8 4) 10

Тема “Щелочные металлы. Бериллий. Магний”

1 вариант

1. Какая электронная конфигурация соответствует атому калия в основном состоянии?
 1) $\dots 3s^2 3p^6 3d^1$ 3) $\dots 3s^1 3p^4 3d^2$
 2) $\dots 3s^2 3p^6 4s^1$ 4) $\dots 3s^2 3p^3 3d^1$
 2. Какие методы можно использовать для получения натрия?
 1) восстановление карбоната натрия углем 2) электролиз раствора $NaCl$
 3) электролиз расплава $NaCl$ 4) электролиз расплава $NaOH$
 3. В чем растворяется $Mg(OH)_2$?
 1) H_2O 2) $NaOH$ 3) HCl 4) NH_4Cl
 4. Какого состава осадок образуется при взаимодействии растворов Na_2CO_3 и $BeSO_4$?
 1) $Be(OH)_2$ 3) $Be(HCO_3)_2$
 2) $BeCO_3$ 4) $Be(OH)_2 \cdot BeCO_3$
 5. Какая соль сильнее всего гидролизруется в водном растворе?
 1) $BeCl_2$ 3) $MgCl_2$
 2) Na_2BeO_2 4) $AlCl_3$
 6. Напишите уравнение реакции $Na_2O_2 + KI + H_2SO_4 \rightarrow$ и подсчитайте сумму коэффициентов в правой части уравнения:
 1) 3 2) 4 3) 5 4) 6

2 вариант

1. Какие вещества образуются при горении натрия на воздухе?
 1) Na_2O 2) Na_2O_2 3) Na_3N 4) NaO_2
 2. Какие реакции используют в промышленности для получения $NaOH$?

- 1) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$ 3) $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 2) электролиз раствора NaCl 4) $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
3. Какой гидроксид является самым сильным основанием?
 1) $\text{Be}(\text{OH})_2$ 3) $\text{Ca}(\text{OH})_2$
 2) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ 4) $\text{Al}(\text{OH})_3$
4. Какого состава осадок выпадает при взаимодействии растворов MgSO_4 и KHCO_3 (при стоянии)?
 1) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ 2) MgCO_3 3) $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ 4) $\text{Mg}(\text{OH})_2 \cdot \text{MgCO}_3$
5. Какая соль сильнее всего гидролизуется в водном растворе?
 1) BeCl_2 2) CaCl_2 3) AlCl_3 4) NaAlO_2
6. Напишите уравнение реакции $\text{Li}_3\text{N} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ и подсчитайте сумму коэффициентов в правой части уравнения:
 1) 3 2) 4 3) 5 4) 6

3 вариант

1. Какая электронная конфигурация соответствует атому рубидия в основном состоянии?
 1) $\dots 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^1$ 3) $\dots 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$
 2) $\dots 3s^2 3p^6 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^1$
2. Какие металлы образуют нитриды при горении на воздухе?
 1) Li 2) Na 3) K 4) Mg
3. В чем растворяется MgCO_3 ?
 1) H_2O 2) HCl 3) CH_3COOH 4) NaOH
4. Какое вещество следует добавить к раствору, чтобы равновесие реакции $\text{MgCl}_2 + 2\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{NH}_4\text{Cl}$ сместилось вправо?
 1) HCl 2) NaOH 3) NaCl 4) NH_4Cl
5. В чем растворяется $\text{Be}(\text{OH})_2$?
 1) NaOH 2) $\text{NH}_3(\text{p-p})$ 3) NH_4Cl 4) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
6. Напишите уравнение реакции $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{PbS} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ и подсчитайте сумму коэффициентов в правой части уравнения:
 1) 6 2) 8 3) 9 4) 12

4 вариант

1. Для какого металла наиболее устойчива молекула Me_2 ?
 1) Li 2) Na 3) K 4) Rb
2. Какие реакции используют в промышленности для получения соды?
 1) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{C} + \text{CaCO}_3 \rightarrow$ 3) $\text{NaOH} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 2) $\text{NaCl} + \text{NH}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
3. В чем растворяется $\text{Be}(\text{OH})_2$?
 1) H_2O 2) NaOH 3) HCl 4) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
4. Какие реакции можно использовать для получения Be_2S_3 ?
 1) $\text{BeCl}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ 3) $\text{Be} + \text{S} \xrightarrow{t^0} \rightarrow$
 2) $\text{BeO} + \text{H}_2\text{S} \xrightarrow{t^0} \rightarrow$ 4) $\text{BeCl}_2 + (\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
5. Какой карбонат термически наиболее устойчив?
 1) Na_2CO_3 2) K_2CO_3 3) Li_2CO_3 4) MgCO_3
6. Напишите уравнение реакции $\text{Be} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ и подсчитайте сумму коэффициентов в правой части уравнения:
 1) 2 2) 4 3) 5 4) 7

1 вариант

- Какая внешняя электронная конфигурация соответствует атому бария в основном состоянии?
1) $4d^{10}4f^05s^25p^65d^06s^2$ 2) $4f^05s^25p^65d^{10}6s^2$ 3) $5s^25p^65d^{10}6s^2$
- Что получается при окислении стронция на воздухе?
1) SrO_2 2) SrO 3) Sr_3N_2 4) SrH_2
- Какой из карбонатов является термически наиболее устойчивым?
1) Na_2CO_3 2) $MgCO_3$ 3) $BaCO_3$ 4) $CaCO_3$
- Как называется природный минерал, содержащий $BaSO_4$?
1) барит 3) плавиковый шпат
2) тяжелый шпат 4) флюорит
- Какое вещество участвует в процессе каустификации кальцинированной соды?
1) $Ca(OH)_2$ 2) CaO 3) $NaOH$ 4) $Mg(OH)_2$
- Напишите уравнение реакции $CaO + C_{изб.} \xrightarrow{t^0}$ и подсчитайте сумму коэффициентов в левой части уравнения:
1) 2 2) 4 3) 6 4) 3

2 вариант

- Какой из металлов имеет самую высокую температуру плавления?
1) Ca 2) Na 3) Ba 4) Al
- Какая реакция используется как качественная на ионы Ca^{2+} ?
1) $Ca^{2+} + C_2O_4^{2-} \rightarrow$ 3) $Ca^{2+} + 2F^- \rightarrow$
2) $Ca^{2+} + CO_3^{2-} \rightarrow$ 4) $Ca^{2+} + 2(OH)^- \rightarrow$
- Что получается при взаимодействии гидроксида стронция с водой?
1) H_2 2) SrO 3) $Sr(OH)_2$ 4) SrO_2
- Какая запись соответствует реакции среды в растворе $Ba(NO_3)_2$?
1) $[H^+] > [OH^-]$ 2) $[H^+] = [OH^-]$ 3) $pH = 7$ 4) $pH > 7$
- Какая реакция соответствует гашению негашеной извести?
1) $CaO + CO_2 \rightarrow$ 3) $CaO + H_2O \rightarrow$
2) $Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow$ 4) $CaCO_3 + H_2O \rightarrow$
- Напишите уравнение реакции $Ca + H_2SO_4(\omega = 96\%) \rightarrow$ и подсчитайте сумму коэффициентов в правой части уравнения:
1) 8 2) 10 3) 9 4) 6

Тема "Бор. Углерод, Кремний"**1 вариант**

- Какие вещества образуются в результате гидролиза BF_3 ?
1) H_3BO_3 2) $H_2B_4O_7$ 3) H_2F_2 4) HBF_4
- Какие вещества образуются при сильном прокаливании смеси SiO_2 и Mg ?
1) Si 2) MgO 3) Mg_2Si 4) SiO
- Какие ионы присутствуют в разбавленном растворе буры?
1) OH^- 2) $B_4O_7^{2-}$ 3) BO_2^- 4) H^+
- Какая соль термически наиболее устойчива?
1) K_2CO_3 2) $MgCO_3$ 3) $CaCO_3$ 4) $Cu_2(OH)_2CO_3$
- Как влияет на гидролиз K_2SiO_3 насыщение раствора углекислым газом?
1) не влияет 2) усиливает гидролиз 3) уменьшает гидролиз
- Напишите уравнение реакции $H_3BO_3 + NaOH_{(p-p)} \rightarrow$ и подсчитайте сумму коэффициентов в левой части уравнения:
1) 3 2) 5 3) 6 4) 8

2 вариант

1. Какое распределение электронов по орбиталям имеет атом бора в основном состоянии?



2. При помощи каких реакций можно перевести SiO_2 в растворимое состояние?



3. Какие вещества образуются при пропускании оксида углерода(II) через аммиачный раствор AgNO_3 ?



4. Какую реакцию имеет водный раствор NaHCO_3 ?



5. Как меняется сила кислородосодержащих кислот в ряду $\text{B} - \text{C} - \text{N}$?

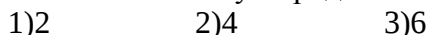


6. Напишите уравнение реакции $\text{Si} + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} + \text{H}_2\text{F}_2 \rightarrow$ и подсчитайте сумму коэффициентов в левой части уравнения:



3 вариант

1. Какова максимальная ковалентность атома углерода?



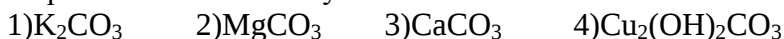
2. Какие вещества образуются при взаимодействии прокаленной смеси SiO_2 и Mg с соляной кислотой?



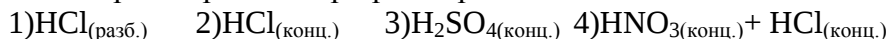
3. Какие вещества образуются при пропускании оксида углерода(II) через солянокислый раствор хлорида меди (I)?



4. Какая соль термически наименее устойчива?



5. В каких кислотах растворяется бор при нагревании?

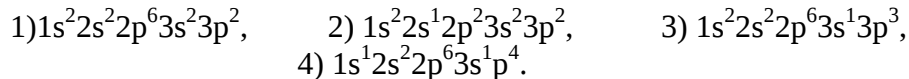


6. Напишите уравнение реакции $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ и подсчитайте сумму коэффициентов в левой части уравнения:

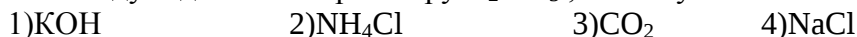


4 вариант

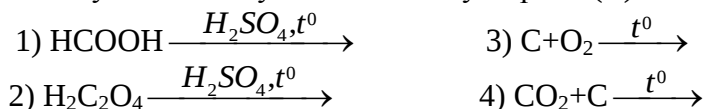
1. Какое распределение электронов по орбиталям имеет атом кремния в основном состоянии?



2. Какое вещество следует добавить к раствору K_2SiO_3 , чтобы уменьшить гидролиз?



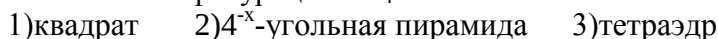
3. Какие реакции используют для получения оксида углерода (II) в лаборатории?



4. Какие вещества можно использовать для осушения CO_2 ?



5. Какова пространственная конфигурация BF_4^- -иона?



6. Напишите уравнение реакции $B + H_2SO_{4(конц.)} \rightarrow$ и подсчитайте сумму коэффициентов в левой части уравнения:
 1)3 2)5 3)6 4)8

5 вариант

1. Какое распределение электронов по орбиталям имеет атом бора в возбужденном состоянии?
 1) $1s^2 2s^2 2p^1$, 2) $1s^2 2s^1 2p^2$, 3) $1s^2 2s^1 2p^1 3s^1$, 4) $1s^1 2s^2 2p^2$.
2. Какие реакции используют для получения оксида углерода (II) в лаборатории?
 1) $CaCO_3 \xrightarrow{t^0}$ 3) $CaCO_3 + HCl \longrightarrow$
 2) $C + O_2 \xrightarrow{t^0}$ 4) $CO + C \xrightarrow{t^0}$
3. Какие вещества образуются при действии плавиковой кислоты на стекло?
 1)NaF 2)Na₂SiF₆ 3)CaF₂ 4)CaSiF₆
4. Какова пространственная конфигурация SiF₆²⁻-иона?
 1)плоский шестиугольник 2)трехгранная призма 3)октаэдр
5. Соли какой кислоты бора наиболее устойчивы в водном растворе?
 1)ортоборной 2)тетраборной 3)метаборной
6. Напишите уравнение реакции $Si + NaOH_{(p-p)} + H_2O \rightarrow$ и подсчитайте сумму коэффициентов в левой части уравнения:
 1)3 2)4 3)6 4)7

Тема “Германий, Олово. Свинец”

1 вариант

1. Какая внешняя электронная конфигурация соответствует атому олова в основном состоянии?
 1)...4d²5s² 2)...5s²5p² 3)...5s¹5p³
2. Какие металлы вытесняют свинец из растворов его солей?
 1)Zn 2)Fe 3)Cu 4)Ag
3. Какой оксид термически наиболее устойчив?
 1)PbO 2)Pb₂O₃ 3)Pb₃O₄ 4)PbO₂
4. Какое вещество образуется при взаимодействии олова с 5%-ным раствором HNO₃?
 1)Sn(NO₃)₂ 2) Sn(NO₃)₄ 3)SnO 4)SnO₂
5. Какие сульфиды растворяются в растворе (NH₄)₂S?
 1)GeS₂ 2)SnS 3)SnS₂ 4)PbS
6. Напишите уравнение реакции $Pb_3O_4 + HCl \rightarrow$ и подсчитайте сумму коэффициентов в правой части уравнения:
 1)6 2)8 3)11 4)14

2 вариант

1. Какого состава оксиды получаются при прокаливании в кислороде германия и свинца?
 1)GeO₂ 2)GeO 3)PbO₂ 4)PbO
2. Сплав олова и свинца нагревают с избытком 30%-го раствора HNO₃ до прекращения реакции. Выпавший осадок отфильтровывают и прокаливают. Каков состав твердого остатка?
 1) PbO 2) PbO₂ 3)SnO₂ 4)H₂SnO₃
3. В каких реакциях олово или его соединения являются окислителями?
 1) $SnCl_2 + HgCl_2 \rightarrow$ 3) $SnCl_4 + Fe \rightarrow$
 2) $SnO_2 + C \xrightarrow{t^0}$ 4) $Na_2[Sn(OH)_4] + NaOH + BiCl_3 \rightarrow$
4. Для какого гидроксида наиболее характерны основные свойства?
 1)Ge(OH)₂ 2)Sn(OH)₂ 3)Pb(OH)₂

5. В чем можно растворить PbS?

1) HCl_(разб.) 2) HNO_{3(конц.)} 3) (NH₄)₂S 4) (NH₄)₂S₂

6. Напишите уравнение реакции $\text{Pb}_3\text{O}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ и подсчитайте сумму коэффициентов в правой части уравнения:

1) 5 2) 7 3) 8 4) 11

6. Примеры экзаменационных заданий

6.1. Варианты итогового контроля (I семестр)

Экзаменационный билет №1

1. а) Представьте наборы канонических валентных схем, резонансную валентную схему, укажите степени окисления и валентность для атомов каждого элемента в молекулах следующих веществ: озон, оксид азота(IV), оксид серы(VI);

б) запишите второе название, молекулярные и графические формулы: серноокислый алюминий, ортофосфорнокислый кальций трехзамещенный, гипосульфит натрия;

в) дайте два номенклатурных названия и представьте графические формулы: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4$, $\text{Mg}(\text{HS})_2$.

2. Природный хлор содержит два изотопа $^{35}_{17}\text{Cl}$ и $^{37}_{17}\text{Cl}$. Относительная атомная масса хлора равна 35,45 а.е.м. Рассчитайте содержание изотопов хлора в природе в мольных долях.

3. Энергия химической связи в молекуле бромоводорода составляет 366 кДж/моль. Рассчитайте максимальное значение длины волны, способной вызвать диссоциацию на атомы молекулы бромоводорода. Скорость света $c = 3 \cdot 10^8$ м/с, постоянная Планка $h = 6,63 \cdot 10^{-37}$ кДж·с.

4. Энергия связи O-Cl в молекуле Cl_2O составляет 209 кДж/моль. Рассчитайте теплоту образования оксида хлора(I) из простых веществ при стандартных условиях, если энергии химических связей в молекулах O_2 и Cl_2 составляют соответственно 498 и 242 кДж/моль.

5. Обсудите вопрос о максимальной и реальной валентностях атомов элементов второго периода в молекулах их соединений. Объясните образование молекулы PF_5 . Как построена эта молекула? Укажите тип гибридизации внешних АО атома фосфора в молекуле PF_5 . Запишите электронные конфигурации атома фосфора в основном и первом возбужденном состояниях, а также в состояниях окисления -3, +1, +3 и +5. Для каждого внешнего электрона атома фосфора в первом возбужденном состоянии запишите наборы значений четырех квантовых чисел.

6. Рассмотрите образование молекулы оксида азота (II) в методе МО и ВС. Сравните и обсудите результаты. Что прочнее: молекула оксида углерода (II) или цианид-ион? Что ионизируется легче: молекулярный ион He_2^+ или атом гелия?

7. Представьте диаграмму состояния (диаграмму плавкости) биметаллической системы, когда компоненты неограниченно растворяются друг в друге. Какой вид взаимодействия между компонентами системы характерен для твердых растворов? Как различаются два компонента биметаллической системы типа твердых растворов с ограниченной и неограниченной растворимостью друг в друге по своим металлохимическим свойствам? Рассчитайте число степеней свободы системы в фигуративных точках на линиях ликвидуса и солидуса. Как определяется состав твердой и жидкой фазы в таких точках?

8. После электролиза 1 л раствора гидроксида натрия ($\rho = 1,08$ г/мл) массовая доля растворенного вещества в растворе изменилась в 1,5 раза. Рассчитайте массы веществ, выделившихся на инертных электродах и количество электричества, прошедшее через электролит.

9. Допишите продукты и подберите коэффициенты тремя способами в уравнениях следующих реакций: а) $\text{KCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \dots$; б) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$. Покажите, используя величины стандартных редокс-потенциалов, что вторая реакция в стандартных условиях происходит в указанном направлении. Изменится ли направление этой реакции при $\text{pH} = 3$? Ответ подтвердите расчетом.

10. При растворении 10 г безводного сульфата меди(II) в воде выделилось 4,14 кДж теплоты, а при растворении такого же количества по массе медного купороса поглотилось 0,47 кДж

теплоты. Рассчитайте тепловой эффект образования 1 моля медного купороса из безводной соли и воды.

11. При 320 К элементарная реакция $A+2B \rightarrow C$ происходит в газовой фазе со скоростью v_0 . Давление в системе уменьшили в 2,5 раза. Как необходимо изменить температуру реакционной смеси, чтобы скорость реакции осталась равной v_0 ? Температурный коэффициент скорости $\gamma=2$.

12. Представьте в виде схемы строение мицеллы гидрофильного золя кремниевой кислоты, полученной взаимодействием силиката натрия с избытком соляной кислоты. Какой из галогенид-ионов вызывает более быструю коагуляцию этого золя? Что такое коагуляция и седиментация коллоида?

13. Растворяется ли полностью 0,1 моль гидроксида меди (II) в 100 г 12%-ного раствора аммиака?

14. Температура кипения уксусной кислоты 118,4°C. Эбуллиоскопическая константа 3,1. Раствор антрацена в уксусной кислоте, содержащий 10 г антрацена в 164 г раствора, кипит при 119,53°C. Рассчитайте молярную массу антрацена.

15. а) Какие из перечисленных солей гидролизуются в водных растворах: перхлорат цинка, дигидроортофосфат натрия, гипохлорит стронция, сульфат рубидия? Составьте уравнения реакций гидролиза в молекулярной, полной ионной и краткой ионной формах;

б) сравните pH и степень гидролиза в 0,1 М растворах ортофосфата и гидроортофосфата калия.

16. Сколько граммов медного купороса необходимо добавить в 1 кг раствора сульфата меди (II) с массовой долей вещества 2%, чтобы получить раствор сульфата меди (II) с массовой долей вещества 16%.

Экзаменационный билет №2

1. а) Представьте наборы канонических валентных схем, резонансную валентную схему, укажите степени окисления и валентность для атомов каждого элемента в молекулах следующих веществ: азотная кислота, оксид азота(II), оксид серы(IV);

б) Запишите второе название, молекулярные и графические формулы: сернокислое железо трехвалентное, кислый ортофосфорнокислый кальций однозамещенный, персульфид железа(II);

в) Дайте два номенклатурных названия и представьте графические формулы: $Mg(HSO_3)_2$, $(CuOH)_2CO_3$, $K_4P_2O_7$.

2. Медь встречается в природе в виде двух изотопов $^{63}_{29}Cu$ и $^{65}_{29}Cu$. Мольные доли этих изотопов в природной меди 73% и 27% соответственно. Рассчитайте относительную атомную массу меди.

3. Энергия химической связи в молекуле оксида азота(II) составляет 632 кДж/моль. Рассчитайте максимальное значение длины волны, способной вызвать диссоциацию на атомы молекулы оксид азота(II). Скорость света $c=3 \cdot 10^8$ м/с, постоянная Планка $h=6,63 \cdot 10^{-37}$ кДж·с.

4. Теплота образования газообразной воды из простых веществ при стандартных условиях равна 242 кДж/моль. Рассчитайте энергию связи О-Н в молекуле воды, если энергии химических связей в молекулах H_2 и O_2 составляют соответственно 436 и 498 кДж/моль.

5. Обсудите вопрос о максимальной и реальной валентностях атома серы в молекулах ее соединений. Объясните образование молекулы SF_6 . Как построена эта молекула? Укажите тип гибридизации внешних АО атома серы в молекуле SF_6 . Запишите электронные конфигурации атома серы в основном и первом возбужденном состояниях, а также в состояниях окисления -2, +2, +4 и +6. Для каждого внешнего электрона атома серы в первом возбужденном состоянии запишите наборы значений четырех квантовых чисел.

6. Рассмотрите образование молекулы оксида углерода(II) в методе МО и ВС. Сравните и обсудите результаты. Что прочнее: молекула оксида углерода(II) или молекула азота? Что ионизируется легче: молекула водорода или молекулярный ион H_2^+ ?

7. Сколько степеней свободы имеет биметаллическая система в эвтектической точке? Представьте диаграмму состояния (диаграмму плавкости) для такой системы. Какой вид взаимодействия между компонентами системы характерен для простых эвтектик? Как различаются два компонента биметаллической системы эвтектического типа по своим металлохимическим свойствам?

8. При электролизе 9,17%-ного раствора нитрата калия массой 872 г на аноде выделился 1 л кислорода (температура 21°C, давление 80,11 кПа). Рассчитайте массовую долю нитрата калия в растворе после электролиза.

9. Допишите продукты и подберите коэффициенты тремя способами в уравнениях следующих реакций:

а) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \dots$; б) $\text{KBrO}_3 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$. Покажите, используя величины стандартных редокс – потенциалов, что вторая реакция в стандартных условиях происходит в указанном направлении. Изменится ли направление этой реакции при pH 4? Ответ подтвердите расчетом.

10. При растворении 5 г безводного хлорида кальция в 400 г воды температура раствора повысилась на 1,96°C. Теплота растворения шестиводного кристаллогидрата хлорида кальция равна 18 кДж/моль. Рассчитайте теплоту гидратации хлорида кальция.

11. Энергия активации некоторой реакции в отсутствие катализатора равна 80 кДж/моль, а в присутствии катализатора энергия активации уменьшилась до 53 кДж/моль. Как изменится скорость реакции в присутствии катализатора, если реакция происходит при температуре 20°C?

12. Представьте в виде схемы строение мицеллы гидрофильного золя гидроксида железа(III), полученного взаимодействием хлорида железа(III) с избытком гидроксида натрия. Как перевести золь в гель? Что такое коагуляция и седиментация коллоида?

13. Сколько граммов хлорида серебра может максимально раствориться в 100 мл 0,1М раствора HCl?

14. При растворении одного моля нитрата калия в 1 л воды температура замерзания понизилась на 3,01°C. Рассчитайте кажущуюся степень диссоциации нитрата калия в полученном растворе.

15. а) Какие из перечисленных солей гидролизуются в водных растворах: нитрат бария, сульфат железа(III), хлорат цезия, сернистокислый рубидий? Составьте уравнения реакций гидролиза в молекулярной, полной ионной и краткой ионной формах;

б) Сравните pH и степень гидролиза в 0,05М растворах сульфида и гидросульфида натрия.

16. Сколько граммов пятиводного кристаллогидрата марганца (II) необходимо добавить в 0,5 кг раствора с массовой долей вещества 10%, чтобы получить раствор сульфата марганца (II) с массовой долей вещества 18%?

6.2. Оценочные средства промежуточной аттестации

Экзаменационный билет №1

1. Химико-технологические основы производства питьевой, кальцинированной и каустической соды. Особенности химического поведения лития, диагональное сходство лития и магния.

2. Жесткость воды и способы её определения и устранения. Качественная реакция на ионы кальция.

3. Химические основы получения алюминия переработкой бокситов. Взаимодействие алюминия с кислотами и щелочами.

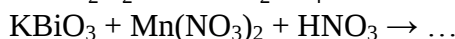
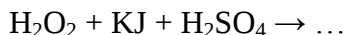
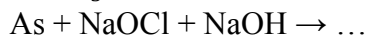
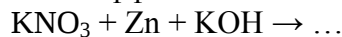
4. Какая из частиц устойчивее: C_2 или C_2^{+} ? Ответ поясните с привлечением ММО. Для каждого внешнего электрона основного состояния атома углерода запишите наборы значений четырех квантовых чисел. Фуллерены. Состав молекул. Какой вид радиоактивного превращения характерен для изотопов углерода $^{14}_6\text{C}$ и $^{13}_6\text{C}$? Составьте уравнения ядерных реакций.

5. Кислородсодержащие кислоты фосфора с атомами фосфора в степенях окисления +1, +3 и +5. Особенности их взаимодействия со щелочами.

6. Надсерные кислоты. Синтез кислоты Каро. Практическое применение персульфатов.
7. Хлорная известь. Получение, химические свойства, практическое применение.
8. Составьте уравнения реакций для следующей цепи превращений:



9. Допишите продукты и подберите коэффициенты электронно-ионным методом:



10. Рассчитайте значение редокс-потенциала $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{+2}$ при pH 3.

11. Образуется ли осадок гидроксида железа(III) в растворе, содержащем $1,5 \cdot 10^{-3}$ моль/л хлорида железа(III) и $5 \cdot 10^{-5}$ моль/л гидроксида натрия?

12. Сколько граммов медного купороса и раствора сульфата меди(II) с массовой долей соли 10% необходимо взять для приготовления 450 г раствора с массовой долей сульфата меди(II) 16%?

13. Рассчитайте pH и константу гидролиза соли в растворе, содержащем 16,4 г ацетата натрия в одном литре раствора.

14. Сколько мл раствора серной кислоты с массовой долей 80% необходимо взять для приготовления 2 л раствора H_2SO_4 с эквивалентной концентрацией 0,2 моль/л?

15. Влияние pH на равновесие “хромат↔дихромат”. Металлический хром растворили в соляной кислоте, добавили раствор щелочи и брома. При добавлении к полученному раствору раствора нитрата бария выпал осадок. Какое вещество перешло в осадок?

Экзаменационный билет №2

1. s–Элементы I периода. Водород. История открытия. Строение атома. Изотопный состав. Условия образования и существования ионов H^+ , H^- , H_3O^+ . Физические и химические свойства водорода. Атомный и молекулярный водород. Водород – перспективное горючее. Гидриды.

2. Общая характеристика p-элементов VIIIA подгруппы. Строение атомов. Возможные валентности и степени окисления. Причины химической инертности. Физические свойства простых веществ. Инертные газы в природе. Клатраты неона и аргона. История открытия и происхождения названий инертных газов. Химические соединения криптона.

3. Оксиды и гидроксиды цинка и кадмия. Получение. Кислотно-основные свойства. Соли. Кристаллогидраты. Соли цинка в катионной и анионной формах. Гидролиз солей цинка и кадмия. Цинкаты и кадмиаты. Комплексные соединения цинка и кадмия. Аутокомплексобразование.

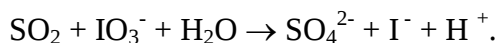
4. В таблице приведены энтальпии образования и энтропии некоторых неорганических веществ в стандартных условиях:

Вещество	$\Delta H^0_{\text{обр.}}$, Дж/моль	ΔS^0 , Дж/моль·К
Mg (тв)	0	32,55
C (тв)	0	5,74
CO ₂ (г)	-393,51	213,6
MgO (тв)	-601,24	26,94

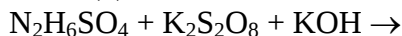
На основе этих данных оцените возможность взаимодействия магния с оксидом углерода (IV) в стандартных условиях? Ответ подтвердите расчётом.

5. Рассчитайте массу медного купороса и раствора сульфата меди(II) с массовой долей соли 5%, которые необходимо взять для приготовления 400 г раствора сульфата меди(II) с массовой долей 20%.

6. Как нужно изменить концентрацию ионов водорода, чтобы реакция, происходящая при стандартных условиях, изменила направление на противоположное? Ответ подтвердите расчётом.



7. Допишите продукты и подберите коэффициенты электронно-ионным методом:



Экзаменационный билет №3

1. Гидриды щелочных металлов. Структура и свойства. Принцип получения. Оксиды, пероксиды, надпероксиды, гидроксиды. Производство каустической соды (принципы промышленного получения). Особенности химического поведения лития. Диагональное сходство лития с магнием.

2. Фториды кислорода. Оксиды хлора (I, IV, VII), брома (I), иода (V). Свойства. Кислородсодержащие кислоты хлора, брома, иода. Получение. Строение молекул, сравнительная устойчивость. Окислительные и кислотные свойства. Соли кислородсодержащих кислот галогенов. Применение гипохлоритов, хлоратов и перхлоратов.

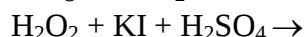
3. Общая характеристика d-элементов IIБ подгруппы. Строение атомов. Степени окисления в соединениях. Распространённость и формы нахождения в природе. Получение цинка, кадмия и ртути. Механическая и химическая очистка ртути. Токсичность паров ртути. Физические и химические свойства цинка, кадмия и ртути. Амальгамы.

4. Энергия активации некоторой реакции в 3 раза больше, чем энергия активации другой реакции. При нагревании системы от T_1 до T_2 константа скорости первой реакции увеличилась в «n» раз. Как изменилась константа скорости второй реакции при нагревании системы также от T_1 до T_2 ?

5. Растворы азотистой и уксусной кислот имеют одинаковую концентрацию 0,1 моль/л и степени диссоциации 0,061 и 0,0132 соответственно. До какой концентрации необходимо разбавить раствор уксусной кислоты, чтобы её степень диссоциации стала такой же, что и в исходном растворе азотистой кислоты?

6. Какой объем раствора серной кислоты необходимо добавить к 170 г олеума с массовой долей серного ангидрида 30%, чтобы получить раствор олеума с массовой долей 10%?

7. Допишите продукты и подберите коэффициенты электронно-ионным методом:



Экзаменационный билет №4

1. s-Элементы I периода. Гелий. История открытия. Строение атома. Гелий в природе. Изотопный состав. Молекулярный ион He^{2+} . α -частицы. Применение α -частиц в ядерных процессах.

2. Общая характеристика p-элементов VIIA подгруппы. История открытия. Строение атомов. Валентности и степени окисления. Галогенводороды. Физические и химические свойства. Строение молекулы фтороводорода в методе МО. Получение галогенводородов. Устойчивость молекул. Ассоциация молекул фтороводорода. Восстановительные и кислотные свойства. Применение соляной и плавиковой кислот. Галогениды. Гидролиз галогенидов разных типов. Гидрофториды.

3. Какой объем раствора серной кислоты с массовой долей 96% необходимо взять для приготовления 250 мл раствора H_3PO_4 с эквивалентной концентрацией 1 моль/л. Рассчитайте pH и активность ионов водорода в полученном растворе. При какой температуре этот раствор закипит?

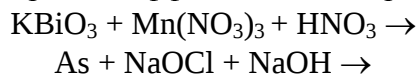
4. Сколько граммов медного купороса необходимо добавить в 1 кг раствора сульфата меди(II) с массовой долей вещества 2%, чтобы получить раствор сульфата меди(II) с массовой долей соли 16%?

5. Рассчитайте константу гидролиза, степень гидролиза и pH в растворе хлорида аммония с эквивалентной концентрацией 0,2 моль/л.

6. Электролиз 400 г водного раствора сульфата меди (II) продолжали до тех пор, пока масса раствора не уменьшилась на 20,5 г. Выделившийся на аноде кислород может полностью окислить 16,8 г железа.

Рассчитайте массовые доли соединений в исходном растворе и в растворе после электролиза, а также массы веществ, выделившихся на инертном катоде, и количество электричества, прошедшее через электролит.

7. Допишите продукты и подберите коэффициенты электронно-ионным методом:



Экзаменационный билет №5

1. Общая характеристика s-элементов IA подгруппы. Распространённость и форма нахождения в природе. Особенности физических свойств щелочных металлов. Двухатомные молекулы щелочных металлов в s-базисе. Химическая активность щелочных металлов. Получение щелочных металлов. Соли щелочных металлов: хлориды, карбонаты, сульфаты. Сода кальцинированная, кристаллическая и питьевая. Производство кальцинированной соды. Поташ.

2. Галогены – простые вещества. Физические и химические свойства. Токсичность галогенов. Формы нахождения в природе. Получение галогенов. Применение. Особенности фтора. Строение молекулы фтора в методе МО. Интергалогениды. Фториды хлора (I, III, V), фториды брома (I, III, V), фториды иода (I, III, V, VII). Сравнительная устойчивость фторидов и хлоридов.

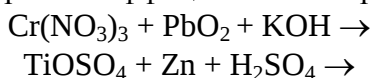
3. Оксиды ртути (I, II). Свойства, получение. Соли ртути (I, II). Ион Hg_2^{2+} . Окислительно-восстановительные свойства солей ртути. Комплексные соединения ртути. Продукты взаимодействия солей ртути с аммиаком в разных условиях.

4. Какой объем раствора серной кислоты с массовой долей 96% ($\rho=1,84$ г/мл) необходимо взять для приготовления 250 мл раствора H_2SO_4 с эквивалентной концентрацией 1 моль/л. Рассчитайте pH и активность ионов водорода в полученном растворе. При какой температуре этот раствор закипит?

5. Рассчитайте растворимость сульфата серебра в воде в моль/л и в г/л и сравните её с растворимостью в растворе серной кислоты с эквивалентной концентрацией 0,2 моль/л.

6. В каком направлении происходит реакция при стандартных условиях, если система содержит Hg^{2+} , Hg^0 , Zn^0 , Zn^{2+} ? Как можно изменить направление реакции на противоположное? Ответ подтвердите расчётом.

7. Допишите продукты и подберите коэффициенты электронно-ионным методом:



Экзаменационный билет №6

1. Общая характеристика s-элементов IIA подгруппы. Строение атомов. Распространённость и формы нахождения в природе. Физические и химические свойства металлов. Особенности бериллия. Амфотерность гидроксида бериллия. Соли бериллия в катионной и анионной формах. Комплексные соединения бериллия. Токсичность соединений бериллия.

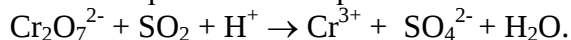
2. Пероксокислоты серы и их соли. Пероксомоносерная (кислота Каро) и пероксодисерная кислоты. Строение молекул. Электросинтез пероксокислот и их солей. Окислительно-восстановительные свойства и применение. Оксогоалогениды серы. Сравнительная устойчивость. Оксохлорид серы (IV) и оксохлорид серы (VI). Строение молекул, гидролиз.

3. Соединения серебра (I, II). Оксиды и гидроксиды. Получение и свойства. Оксиды золота (I, II, III). Гидроксид золота (III), получение. Соли серебра (I), золота (I, II, III). Фотографические процессы на галогенидах серебра. Комплексные соединения серебра (I), золота (I, III).

4. Сколько мл серной кислоты с плотностью 1,84 г/мл необходимо взять для приготовления 250 мл раствора с эквивалентной концентрацией 0,05 моль/л?

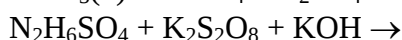
5. Образуется ли осадок гидроксида железа (III) в растворе, содержащем $1,5 \cdot 10^{-3}$ моль/л хлорида железа (III) и $5 \cdot 10^{-5}$ моль/л гидроксида натрия?

6. Как нужно изменить концентрацию ионов водорода, чтобы реакция, происходящая при стандартных условиях, изменила направление на противоположное?



Ответ подтвердите расчётом.

7. Допишите продукты и подберите коэффициенты электронно-ионным методом:



Экзаменационный билет №7

1. s-Элементы IIА подгруппы. Магний и его соединения. Гидролиз солей магния. Растворимость гидроксида магния в воде. Влияние солей аммония на растворимость гидроксида магния. Различное поведение основных карбонатов бериллия и магния в избытке кальцинированной соды. Практическое применение соединений магния: магнезиальный цемент, белая магнезия, Mg-органические соединения, сплавы.

2. Тиокислоты и их соли. Тиосерная кислота и тиосульфаты. Строение тиосульфат-иона. Восстановительные свойства тиосульфата натрия. Применение тиосульфата натрия. Политионовые кислоты и их соли. Тетратионаты.

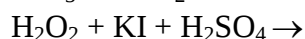
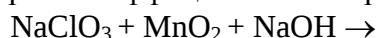
3. Оксиды меди (I, II, III). Получение и свойства. Гидроксиды меди (I, II). Кислотно-основные свойства. Соли меди (I, II). Комплексные соединения меди в разных степенях окисления. Кристаллогидраты. Куприты и купраты. Окислительно-восстановительные свойства соединений меди в разных степенях окисления.

4. Продукты сгорания смеси серы и фосфора массой 6,3 г в избытке кислорода растворили в 100 мл воды. На полную нейтрализацию полученного раствора потребовалось 54,53 мл раствора гидроксида натрия с плотностью 1,31 г/мл и массовой долей вещества 28%. Рассчитайте массовые доли веществ в исходной смеси. Какова молярная и эквивалентная концентрация исходного раствора едкого кали?

5. Во сколько раз растворимость фторида кальция в воде больше, чем в растворах, содержащих 0,1 М ионов Ca^{2+} и 0,1 М ионов F^- ?

6. При растворении 32 г сульфата меди(II) в воде выделилось 3,16 ккал теплоты, а при растворении 50 г медного купороса в таком же количестве воды по массе поглотилось 0,56 ккал теплоты. Рассчитайте теплоту гидратации сульфата меди(II).

7. Допишите продукты и подберите коэффициенты электронно-ионным методом:



Экзаменационный билет №8

1. s-Элементы IIА подгруппы. Щелочноземельные металлы. Сравнительная характеристика металлов и их однотипных соединений. Гашеная и негашеная известь. Пероксиды. Гидриды и комплексные гидриды. Особенность состава и строения гидридов. Токсичность соединений бария.

2. Оксид серы (VI). Строение молекулы. Получение. Серная кислота. Строение молекулы и аниона. Кислотные и окислительные свойства серной кислоты. Промышленное производство серной кислоты. Свойства разбавленной и концентрированной серной кислоты. Гидраты серной кислоты. Полисерные кислоты. Олеумы. Термодинамическая характеристика реакции окисления оксида серы (IV).

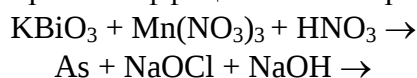
3. Оксид и гидроксид палладия (II). Соли палладия (II). Оксиды и гидроксиды платины (II, IV). Комплексные соединения платины. Катионные, анионные и нейтральные комплексы платины (II, IV)/ Гексахлороплатиновая кислота и её соли.

4. Теплота образования оксида калия равна 86,2 ккал/моль. При взаимодействии равных мольных количеств оксида калия и оксида серы (IV) выделилось 110,6 ккал теплоты. Рассчитайте теплоту образования оксида серы (IV), если теплота образования сульфита калия равна 267,7 ккал/моль.

5. Уксусную кислоту массой 25 г растворили в воде и объём раствора довели до объёма 1 л. Рассчитайте концентрацию ионов водорода и pH в полученном растворе.

6. При электролизе 0,5 кг водного раствора сульфата никеля (II) на катоде выделилось 29,35 г металла. Рассчитайте массу продукта, выделившегося на аноде и массовую долю соли в исходном растворе, считая, что электролиз прошёл полностью.

7. Допишите продукты и подберите коэффициенты электронно-ионным методом:



Экзаменационный билет №9

1. Жёсткость воды и методы её устранения. Количественное определение содержания ионов кальция и магния трилонометрическим и перманганатометрическим методами.

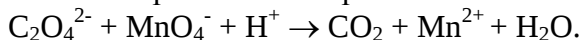
2. Элементы подгруппы селена. Оксиды селена, теллура, полония в разных степенях окисления. Селениты и теллуриды. Строение анионов. Селеновая и теллуровая кислоты. Строение молекул и анионов. Кислотные и окислительные свойства.

3. Соединения элементов семейства платины. Оксиды рутения (IV, VI). Рутенаты. Оксиды осмия (VI, VIII). Осматы. Оксиды и гидроксиды родия (III) и иридия (III). Комплексные соединения платиновых металлов.

4. При 320 К элементарная реакция $A + 2B \rightarrow C$ происходит в газовой фазе со скоростью v_0 . Давление в системе уменьшили в 2,5 раза. Как необходимо изменить температуру реакционной смеси, чтобы скорость реакции осталось равной v_0 ? Температурный коэффициент скорости реакции равен 2.

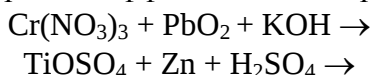
5. Рассчитайте массу сульфата тетраамминмеди(II), который образовался при взаимодействии 10 г медного купороса и 200 мл водного раствора аммиака с массовой долей 20% и плотностью 0,923 г/мл.

6. Как можно изменить концентрацию ионов водорода, чтобы реакция, происходящая при стандартных условиях, изменила направление на противоположное?



Ответ подтвердите расчётом.

7. Допишите продукты и подберите коэффициенты электронно-ионным методом:



Экзаменационный билет №10

1. Природа протона. Нестехиометрические соединения водорода с металлами (бертоллиды). Молекулы с мостиковыми водородными связями. Трёхцентровые двухэлектронные связи в молекуле диборана. Природа межмолекулярных водородных связей. Аномальные свойства воды.

2. Халькогеноводороды. Общие принципы их получения. Средние и кислые халькогениды. Халькогениды как полупроводниковые материалы. Пероксид водорода. Строение молекул, получение, устойчивость. Окислительно-восстановительные свойства в различных средах. Полисульфиды. Сравнительная устойчивость полисульфидов.

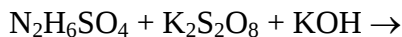
3. Общая характеристика d-элементов IB подгруппы. Строение атомов. Распространённость и формы нахождения в природе. Промышленное получение меди, серебра и золота. Сплавы. Физические и химические свойства меди, серебра и золота. Применение.

4. Константа равновесия реакции $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2 + \text{CO}_2$ при некоторой температуре равна 1. Рассчитайте равновесные концентрации всех веществ в системе, если исходные концентрации оксида углерода(II) и воды равны соответственно 1 моль/л и 3 моль/л.

5. Сравните степени гидролиза по первой и второй стадии в растворе фосфата калия с эквивалентной концентрацией соли 0,1 моль/л.

6. Сколько граммов нитрата бария выделится из раствора, насыщенного при 100⁰С и охлажденного до 0⁰С, если во взятом растворе было 50 мл воды? Растворимость нитрата бария при 0⁰С равна 5 г, а при 100⁰С она составляет 34,2 г.

7. Допишите продукты и подберите коэффициенты электронно-ионным методом:



Экзаменационный билет №11

1. Гидратация иона водорода H^+ и ионов щелочных металлов. Энергия гидратации. Строение молекулы воды и иона гидроксония H_3O^+ . Редоксопотенциалы Me^+/Me^0 в водном растворе и в расплаве. Изменение кристаллографических радиусов и радиусов гидратированных ионов по подгруппе щелочных металлов.

2. Полиморфные модификации серы. Условия существования двухатомных молекул. Химические свойства ромбической серы. Оксид серы (IV). Строение молекулы в методе ВС. Окислительно-восстановительные свойства. Получение. Применение сернистого газа и его влияние на окружающую среду. Сернистая кислота и её соли. Гидролиз сульфитов.

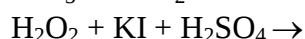
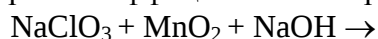
3. Элементы семейства платины. Особенности строения атомов. Распространённость и формы нахождения в природе. Степени окисления в соединениях. История открытия. Основы промышленного получения платиновых металлов. Физические и химические свойства. Применение.

4. Сколько граммов семиводного кристаллогидрата сульфата магния необходимо взять для приготовления 250 г раствора с массовой долей сульфата магния 4,7%? Рассчитайте молярную и эквивалентную концентрацию полученного раствора, если его плотность 0,95 г/мл.

5. Рассчитайте молярную концентрацию раствора сульфида натрия с pH 9, учитывая гидролиз этой соли только по первой стадии.

6. Электролиз 200 мл водного раствора сульфата меди (II) ($\rho = 1,02$ г/мл) с массовой долей соли 6% продолжали до тех пор, пока масса раствора уменьшилась на 5 г. Рассчитайте массовые доли соединений в оставшемся растворе и массы продуктов, выделившихся на инертных электродах.

7. Допишите продукты и подберите коэффициенты электронно-ионным методом:



Экзаменационный билет №12

1. Кислородные соединения кремния. Оксиды кремния (II, IV). Кварц. Кварцевое стекло. Химические свойства оксида кремния (IV). Кремниевые кислоты: мета- и орто-. Поликремниевые кислоты. Золи и гели кремниевых кислот. Строение мицеллы. Силикагель как адсорбент. Состав и получение простого стекла. Силит. Цеолиты. Цемент.

2. Химические соединения ксенона в разных степенях окисления. Принципы их получения. Гидролиз фторидов. Строение молекул фторидов. Кислородсодержащие соединения ксенона. Ксеноновая и перкxеноновая кислоты. Ксенаты и перкxенаты. Оксофториды ксенона.

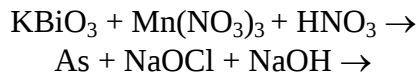
3. Соединения ванадия в степенях окисления +4 и +5. Ванадиты, особенности их состояния в водном растворе. Ванадиевые кислоты и ванадаты. Ванадил (IV)- ион. Соли ванадила. Комплексные соединения оксованадия (IV) и оксованадия (V). Галогениды ванадия (V).

4. Какое количество перекристаллизованной соли было получено при охлаждении 20 кг насыщенного при 60⁰С раствора соли до 0⁰С. Растворимость этой соли при 60⁰С равна 110 г, а при 0⁰С она составляет 13,11 г?

5. В 500 мл насыщенного раствора ортофосфата кальция содержится $5,88 \cdot 10^{-6}$ моль ионов кальция. Рассчитайте растворимость соли в моль/л и константу растворимости ортофосфата кальция.

6. После электролиза 1л водного раствора гидроксида натрия с $\rho = 1,08$ г/мл массовая доля растворённого вещества в растворе изменилась в 1,5 раза. Рассчитайте массы веществ, выделившихся на инертных электродах.

7. Допишите продукты и подберите коэффициенты электронно-ионным методом:



Экзаменационный билет №13

1. Общая характеристика элементов подгруппы германия. Характерные степени окисления. Природные соединения германия, олова и свинца. Получение и применение германия, олова и свинца. Физические и химические свойства. Типы сплавов. Сравнительная характеристика однотипных соединений германия (II), олова (II) и свинца (II). Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Сульфиды и тиосоли. Тиокислоты.

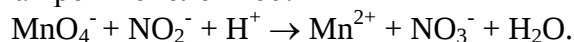
2. Оксиды хрома (II, III, VI). Их сравнительная устойчивость. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Получение. Гидроксиды хрома (II, III, VI). Состав и особенности строения гидроксида хрома(III). Хромовые кислоты. Изополикислоты хрома. Получение. Принцип действия хромовой смеси. Галогениды хрома (II, III). Гидролиз солей.

3. Вода. Химические свойства. Диаграмма состояния воды. Правила фаз Гиббса. Строение молекулы воды в методах ВС и МО. Молекула воды - лиганд в аквакомплексах.

4. Рассчитайте молярную концентрацию раствора серной кислоты, полученного при смешивании 50 мл раствора серной кислоты с эквивалентной концентрацией 2,0 моль/л и 450 мл воды.

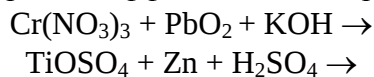
5. Рассчитайте pH и молярную концентрацию гидроксильных групп OH^- в растворе соляной кислоты с pH 4,0.

6. При какой концентрации ионов водорода направление реакции, происходящей в стандартных условиях, изменится на противоположное?



Ответ подтвердите расчётом.

7. Допишите продукты и подберите коэффициенты электронно-ионным методом:



Экзаменационный билет №14

1. Кремний. Получение. Аллотропные модификации кремния. Гетероцепи на основе Si-O-Si . Силоксаны. Химические свойства кремния. Силициды. Силаны. Гомологический ряд силанов. Моносилан, получение и свойства. Карборунд. Структура карборунда. Гидролиз галогенидов кремния. Кремнийфтористоводородная кислота и гексафторосиликаты.

2. Общая характеристика d-элементов IIIB подгруппы. Строение атомов. Особенности нахождения редкоземельных элементов в природе и основные принципы переработки природных минералов. Химические свойства простых веществ. Оксиды и гидроксиды. Изменение кислотно-основных свойств гидроксидов от скандия к актинию. Образование солей в катионной и анионной формах. Комплексные соединения.

3. Комплексные соединения железа октаэдрического строения в теории кристаллического поля. Высоко- и низкоспиновые комплексы. Комплексные соединения железа без внешней сферы. Соединения железа сэндвичева типа.

4. Для полного разложения некоторого количества карбоната магния потребовалось 5,1 кДж теплоты. Полученный в результате реакции газ поглотили 75 г раствора гидроксида бария с массовой долей вещества 5,7 %. Рассчитайте массовую долю соли в полученном растворе, если известно, что при разложении карбоната магния поглощается 102 кДж/ моль теплоты.

5. Рассчитайте pH водных растворов фосфата и гидрофосфата калия с эквивалентными концентрациями 0,05 моль/л, учитывая гидролиз каждой соли только по первой стадии.

6. Рассчитайте редокс-потенциал цинкового электрода в растворе хлорида цинка с эквивалентной концентрацией 0,0001 моль/л.

7. Допишите продукты и подберите коэффициенты электронно-ионным методом:



Экзаменационный билет №15

1. Общая характеристика элементов подгруппы германия. Соединения германия (IV), олова (IV) и свинца (IV). Кисотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Сульфиды и тиосоли. Амфотерность гидроксида олова (IV). Окислительные свойства оксида свинца (IV). Работа свинцового аккумулятора.

2. Молибденовая и вольфрамовая кислоты. Устойчивость и окислительные свойства в ряду хромовая – молибденовая - вольфрамовая кислоты. Изополикислоты и гетерополикислоты молибдена и вольфрама. Соли молибдена (VI) и вольфрама (VI). Полимолибдаты и поливольфраматы. Окислительные свойства. Молибденовые и вольфрамовые сини.

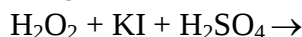
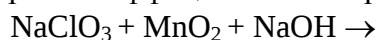
3. Оксиды азота (II, IV). Состав и строение молекул в методах ВС и МО. Получение. Окислительно-восстановительные свойства. Термодинамические характеристики синтеза оксидов.

4. При 100 °С реакция заканчивается через 32 минуты. Рассчитайте время. За которое пройдет та же реакция при 150 °С и при 70 °С, если температурный коэффициент скорости реакции равен 2.

5. Образуется ли осадок оксалата кальция, если смешать равные объёмы растворов хлорида кальция и оксалата калия с эквивалентными концентрациями 0,0001 моль/л.

6. Через раствор хлорида магния в течение 1 часа пропускали постоянный ток силой 3,5 А. Какие вещества образовались на платиновых электродах и каковы их массы.

7. Допишите продукты и подберите коэффициенты электронно-ионным методом:



Экзаменационный билет №16

1. Общая характеристика элементов IVA подгруппы. Строение атомов. Степени окисления. Распространённость и формы нахождения в природе. Гомоцепные молекулы на основе углерода. Аллотропные модификации углерода. Физические и химические свойства. Соединения – включения графита, графитиды. Уголь как топливо и адсорбент. Разновидности чёрного графита: кокс, древесный уголь, сажа. Стеклоуглерод.

2. Оксиды титана (IV), циркония (IV) и гафния (IV). Особенности строения. Свойства. Перевод в растворимое состояние. Принципы получения. Гидроксиды. Кислотно-основные свойства. Титанаты, цирконаты, гафнаты. Галогениды элементов (IV). Гидролиз галогенидов. Оксогоалогениды. Комплексные соединения.

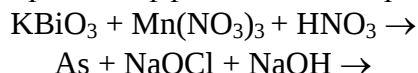
3. Пероксид водорода. Состав и строение молекулы. Пероксиды. Надкислоты и надоснования. Получение пероксида водорода. Химические свойства. Окислительно-восстановительные свойства пероксидов. Пероксопроизводные d-элементов в высших степенях окисления. Их особенности.

4. Энергия активации некоторой реакции в отсутствие катализатора равна 80 кДж/моль, а в присутствии катализатора энергия активации уменьшилась до 53 кДж/моль. Как изменится скорость реакции в присутствии катализатора, если реакция происходит при 20 °С?

5. Рассчитайте эквивалентную концентрацию раствора ортофосфорной кислоты с pH 6, используя константы диссоциации ортофосфорной кислоты по трём стадиям.

6. В каком направлении происходит реакция при стандартных условиях, если система содержит Cu^0 , Cu^+ , Hg^{2+} , Hg^0 ? Как можно изменить направление реакции на противоположное? Ответ подтвердите расчётом.

7. Допишите продукты и подберите коэффициенты электронно-ионным методом:



Экзаменационный билет №17

1. Оксиды азота (I, II, III, IV, V). Строение молекул. Молекулы NO и NO₂ в методах ВС и МО. Принципы получения и химические свойства. Термодинамические характеристики реакции синтеза оксида азота (II) из простых веществ. Азотистая и азотная кислоты и их соли. Окислительные свойства концентрированной и разбавленной азотной кислоты. Токсичность нитратов. Азотные удобрения.

2. Общая характеристика d-элементов VIB подгруппы. История открытия. Особенности строения атомов. Степени окисления в соединениях. Формы нахождения в природе. Принципы промышленной переработки хромита. Получение молибдена и вольфрама. Физические и химические свойства. Применение.

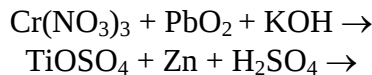
3. Щелочные металлы. Промышленное производство. Соединения щелочных металлов, имеющие практическое применение. Оксиды, пероксиды и надпероксиды щелочных металлов.

4. При некоторой температуре константа равновесия термической диссоциации $\text{N}_2\text{O}_4 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$ равна 0,16. Равновесная концентрация оксида азота(IV) равна 0,08 моль/л. Рассчитайте равновесную и исходную концентрации димера. Сколько процентов димера продиссоциировало?

5. Рассчитайте и сравните pH водных растворов сульфида и гидросульфида калия с эквивалентными концентрациями 0,1 моль/л.

6. При электролизе 1500 г 5%-ного раствора нитрата кальция на аноде выделился газ массой 34 г (температура 17 °С и давление 750 мм рт.ст.). Какое вещество и в каком количестве выделилось на катоде? Рассчитайте содержание веществ в массовых долях, находящихся в растворе, образовавшемся после электролиза.

7. Допишите продукты и подберите коэффициенты электронно-ионным методом:



Экзаменационный билет №18

1. Сравнительная характеристика элементов подгруппы мышьяка. Характерные степени окисления. Применение. Оксиды и гидроксиды мышьяка (III), сурьмы (III) и висмута (III). Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Гидролиз солей. Сульфиды и тиосоли. Растворимость сульфидов.

2. Оксиды и гидроксиды технеция (VII) и рения (VII). Кислотно-основные свойства. Получение. Соли технеция (VII) и рения (VII). Пертехнаты и перренаты. Особенности комплексных соединений рения.

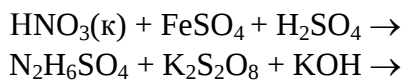
3. Комплексные соединения цинка и кадмия. Применение комплексных соединений для разделения цинка и кадмия. Тетраэдрические комплексы в теории кристаллического поля. Энергия стабилизации и параметр расщепления. Факторы, влияющие на термодинамическую устойчивость. Константа устойчивости. Кинетическая устойчивость комплексных соединений.

4. Смешали по три моля вещества A, B, C. После установления равновесия $\text{A} + \text{B} \leftrightarrow 2\text{C}$ в системе обнаружили пять молей вещества C. Рассчитайте константу равновесия. Определите равновесный состав смеси (в мольных %), полученной смешиванием веществ A, B, C в мольном соотношении 3:2:1 при той же температуре.

5. Во сколько раз растворимость хлорида свинца (II) в воде больше, чем в растворах, содержащих 0,1 М ионов Pb^{2+} и 0,1 М Cl^- - ионов.

6. При растворении 2,76 г глицерина в 200 г воды температура замерзания раствора понизилась на 0,279 °С. Рассчитайте молярную массу глицерина. Криоскопическая константа воды 1,86.

7. Допишите продукты и подберите коэффициенты электронно-ионным методом:



Экзаменационный билет №19

1. Общая характеристика p-элементов IIIA подгруппы. Соединения алюминия. Амфотерность оксида и гидроксида. Особенности строения галогенидов алюминия. Комплексные галогениды. Криолит. Гидролиз солей алюминия в водных растворах. Квасцы.

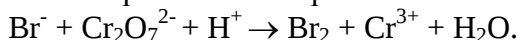
2. Оксиды и гидроксиды ванадия (V), ниобия (V) и тантала (V). Кислотно-основные свойства гидроксидов. Ванадаты. Поливанадаты. Соединения оксованадия. Ниобаты и танталаты. Галогениды элементов(V). Гидролиз пентафторидов. Комплексные галогенидные соединения.

3. Сравнительная характеристика карбонатов и гидрокарбонатов щелочных и щелочно-земельных металлов. Термодинамическая устойчивость, растворимость в воде. Константы растворимости карбонатов щелочноземельных металлов. Факторы, влияющие на гетерогенные равновесия. Строение карбонат-иона. Гидролиз растворимых карбонатов и гидрокарбонатов.

4. Рассчитайте тепловой эффект реакции сгорания 10 г аммиака, происходящей согласно уравнению реакции $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$. Стандартные энтальпии образования аммиака и воды равны -46,2 и -285,8 кДж/моль.

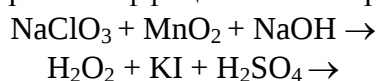
5. Сколько мл раствора соляной кислоты с плотностью 1,12 г/мл надо взять для приготовления 10 л раствора HCl с эквивалентной концентрацией 0,01 моль/л?

6. Как нужно изменить концентрацию ионов водорода, чтобы реакция, происходящая при стандартных условиях, изменила направление на противоположное?



Ответ подтвердите расчётом.

7. Допишите продукты и подберите коэффициенты электронно-ионным методом:



Экзаменационный билет №20

1. Оксид углерода (IV). Строение молекулы в методе ВС и методе МО. Физические и химические свойства. Влияние углекислого газа на окружающую среду. Получение. Угольная кислота и её соли. Строение карбонат-иона. Термическая устойчивость солей угольной кислоты. Мочевина. Соли мочевины. Применение. Карбаминовая кислота и карбаминаты.

2. Общая характеристика d-элементов IVB подгруппы. Строение атомов. Формы нахождения в природе. Получение титана, циркония, гафния. Принцип ядерного синтеза. Физические и химические свойства. Коррозионная устойчивость. Применение. История получения элемента с Z = 104.

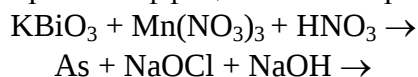
3. Щелочноземельные элементы. Формы нахождения в природе. Производство щелочно-земельных металлов. Химические свойства. Сравнительная характеристика однотипных соединений элементов подгруппы кальция.

4. Сколько граммов медного купороса и раствора сульфата меди(II) необходимо взять для приготовления 300 г раствора соли с массовой долей 15%.

5. Какой объём раствора гидроксида калия с pH 12, следует добавить к 10 мл раствора соляной кислоты с pH 2, чтобы получить раствор HCl с pH 2,5?

6. Рассчитайте ЭДС гальванической цепи $\text{Ag}^0 / 0,0001 \text{ M Ag}^+ // 0,001 \text{ M Fe}^{2+} / \text{Fe}^0$ и составьте уравнение реакции, происходящей в гальваническом элементе.

7. Допишите продукты и подберите коэффициенты электронно-ионным методом:



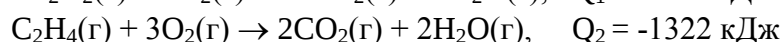
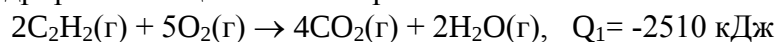
Экзаменационный билет №21

1. Общая характеристика р-элементов VA подгруппы. Строение атомов. Степени окисления. Распространенность и формы нахождения в природе. Простые вещества. Особенности строения молекул. Полиморфные формы фосфора. Молекула азота в методе ВС и методе МО. Получение простых веществ и их применение.

2. Хромовый ангидрид. Хроматы и полихроматы. Окислительные свойства хроматов и дихроматов в разных средах. Пероксопроизводные хрома (VI). Особенности строения. Устойчивость и окислительные свойства пероксосоединений хрома.

3. Комплексные соединения марганца. Анионные и катионные комплексы. Получение и свойства. Строение комплексных ионов. Сильное и слабое поле лигандов. Электронные спектры поглощения. Бато- и гипсохромные эффекты.

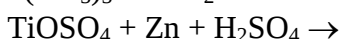
4. По приведенным термохимическим уравнениям реакций вычислите энтальпию реакции гидрирования ацетиленов с образованием этилена:



5. Смешали равные объёмы 0,2 М раствора уксусной кислоты с эквивалентной концентрацией 0,2 моль/л и раствора ацетата натрия с эквивалентной концентрацией 0,4 моль/л. Рассчитайте рН полученного раствора

6. При электролизе 872 г раствора нитрата калия с массовой долей 9,17 % на аноде выделился кислород объёмом 1 л (температура 21 °С, давление 80,11 кПа). Рассчитайте массовую долю нитрата калия в растворе после электролиза.

7. Допишите продукты и подберите коэффициенты электронно-ионным методом:



Экзаменационный билет №22

1. Общая характеристика элементов подгруппы галлия. Формы нахождения в природе. Производство металлического галлия. Сравнительная характеристика одновалентных соединений элементов подгруппы галлия. Особенности соединений галлия. Окислительно-восстановительные свойства соединений галлия (I) и галлия (III). Токсичность соединений галлия.

2. Соединения титана в степенях окисления +2,+3,+4. Сравнение оксидов и гидроксидов. Устойчивость. Галогениды титана(II и III). Окислительно-восстановительные свойства. Комплексные соединения титана в низших степенях окисления – метод стабилизации неустойчивых степеней окисления.

3. Инертные газы. Изменение химических свойств инертных газов по подгруппе. Инертные газы в природе. Применение инертных газов. Фторидные и оксофторидные соединения ксенона. История открытия.

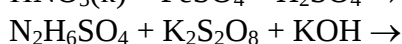
4. Исходные молярные концентрации азота и водорода в азотоводородной смеси для синтеза аммиака были равны соответственно 1,2 М и 2,2 М. Рассчитайте равновесные молярные концентрации азота и водорода, если равновесная концентрация аммиака стала равна 0,4 М.

5. Рассчитайте рН и константу гидролиза соли в растворе, содержащем 16,4 г ацетата натрия в 1 л.

6. В каком направлении происходит реакция в стандартных условиях, если система содержит Ag^0 , Ag^+ , Fe^{2+} , Fe^0 ? Как можно изменить направление реакции на противоположное? Ответ подтвердите расчётом.

В 100 г воды растворили 20 г железного купороса. Рассчитайте массовую долю сульфата железа(II) в полученном растворе.

7. Допишите продукты и подберите коэффициенты электронно-ионным методом:



Экзаменационный билет №23

1. Оксиды фосфора (III и V). Особенности строения молекул. Кислородсодержащие кислоты фосфора и их соли. Фосфористая кислота и фосфиты. Фосфорноватистая кислота и гипофосфиты. Полифосфорные кислоты и их соли. Получение ортофосфорной кислоты и её применение. Гидролиз фосфатов. Особенности состояния ортофосфорной кислоты в водном растворе. Качественное распознавание мета-, пиро- и ортофосфорной кислот. Гетерополикислоты. Кислый молибдофосфат аммония. Фосфорные удобрения.

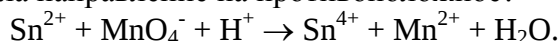
2. Оксиды и гидроксиды марганца (II, III, IV, VI, VII). Устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Получение. Соли марганца (II). Гидролиз. Кристаллогидраты. Комплексные соединения.

3. Алюминий. Формы нахождения в природе. Электролитический способ получения металлического алюминия. Физико-химические основы метода. Роль криолита и плавикового шпата в электролитном расплаве. Химические свойства и основные соединения алюминия. Квасцы.

4. Реакция происходит по уравнению $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$. В некоторый момент времени концентрации веществ были равны: $[\text{H}_2] = 0,049$ моль/л; $[\text{I}_2] = 0,024$ моль/л; $[\text{HI}] = 0,01$ моль/л. Рассчитайте концентрации участвующих в реакции веществ в момент, когда концентрация водорода уменьшится на 0,012 моль/л.

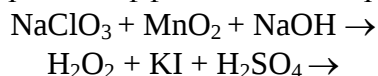
5. Образуется ли осадок сульфата серебра, если к 0,02 М раствору нитрата серебра прибавить равный объём раствора серной кислоты с эквивалентной концентрацией 0,2 моль/л?

6. Как нужно изменить концентрацию ионов водорода, чтобы реакция, происходящая в стандартных условиях, изменила направление на противоположное?



Ответ подтвердите расчётом.

7. Допишите продукты и подберите коэффициенты электронно-ионным методом:



Экзаменационный билет №24

1. Гидриды ЭН₃ элементов VA подгруппы. Строение молекул. Получение. Особенности арсина, которые используются в судебно-медицинской экспертизе (проба Марша). Образование и устойчивость ионов аммония и фосфония. Качественная реакция на ионы аммония. Аммиак. Получение. Термодинамические характеристики реакции синтеза аммиака. Аммиакаты. Амиды, имиды, нитриды. Гидразин и соли гидрозония. Гидроксиламин и соли гидроксиламмония. Азотистоводородная кислота и азиды.

2. Общая характеристика d-элементов VIIБ подгруппы. Строение атомов. Степени окисления в соединениях. Распространённость и формы нахождения в природе. Промышленное получение марганца и рения. Ядерный синтез технеция. Элемент с $Z = 107$ (борий). Принципы синтеза.

Физические и химические свойства марганца, технеция и рения. Применение.

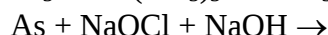
3. Кислородсодержащие кислоты хлора. Их соли. Строение анионов. Изменение устойчивости и кислотных свойств в ряду кислородсодержащих солей хлора с повышением степени окисления атома хлора.

4. Смесь меди и оксида меди (II), содержание меди в которой 50%, обработали 32%-ной азотной кислотой ($\rho = 1,2$ г/мл). Рассчитайте массу исходной смеси, если при реакции выделилось 2,24 л (н.у.) оксида азота (II)? Сколько мл 32%-ной азотной кислоты вступило в реакцию?

5. Рассчитайте минимальное число молей карбонат-ионов, которое должно находиться в 100 мл раствора хлорида бария с эквивалентной концентрацией 1,0 моль/л, чтобы выпал осадок карбоната бария.

6. Рассчитайте ЭДС гальванической цепи $\text{Cu}^0/\text{Cu}^{2+}$ 0,00001 М // 0,01 М $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}^0$ (температура 25 °С) и составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции, происходящей в гальваническом элементе.

7. Допишите продукты и подберите коэффициенты электронно-ионным методом:



Экзаменационный билет №25

1. Соединения углерода в разных степенях окисления. Карбиды и перкарбиды. Оксид углерода (II). Строение молекулы в методе ВС и методе МО. Физические и химические свойства. Комплексные карбонилы. Рассмотрите особенности их строения в методе ВС. Фосген. Цианиды и комплексные цианиды. Цианаты и тиоцианаты. Дициан, хлорциан и цианамид. Меламин. Азотистая известь.

2. Общая характеристика d-элементов VB подгруппы. Строение атомов. Ядерный синтез элемента с $Z = 105$. Формы нахождения ванадия, ниобия и тантала в природе. Переработка природных минералов и получение ванадия, ниобия и тантала. Физические и химические свойства. Применение.

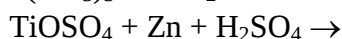
3. Комплексные соединения меди (I) и меди (II). Основные свойства: реакционная способность, окраска, магнитные свойства, геометрия комплексных ионов, гибридизация центрального атома.

4. Сколько мл 80%-ного раствора серной кислоты нужно взять для приготовления 2 л раствора H_2SO_4 с эквивалентной концентрацией 0,2 моль/л?

5. Произойдет ли осаждение иодида серебра, если к 10 мл децимолярного раствора нитрата диаминсеребра(I) прибавить равный объем децимолярного раствора иодида калия?

6. Через раствор, содержащий 0,1 моль хлорида ртути (II) и 0,2 моля хлорида меди (II), пропускали электрический ток силой 10 А в течение 1 часа. Какие вещества и в каком количестве выделятся на угольных электродах?

7. Допишите продукты и подберите коэффициенты электронно-ионным методом:



Экзаменационный билет №26

1. Общая характеристика p-элементов VIA подгруппы. Строение атомов. Особенности строения атома кислорода. Распространённость и формы нахождения в природе. Валентность и степени окисления в соединениях. Получение. Гидриды состава $\text{H}_2\text{Э}$. Строение молекул. Термическая устойчивость. Физические и химические свойства. Получение. Восстановительные и кислотные свойства.

2. Оксиды и гидроксиды железа (II, III, IV). Получение. Смешанные оксиды. Особенности состава и строения гидроксида железа (III). Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Соли железа (II, III). Двойные соли. Ферраты (VI). Устойчивость. Окислительные свойства. Получение.

3. Редкоземельные элементы подгруппы IIIB. Скандий. Физические и химические свойства. Комплексные соединения. Особенности оксида и гидроксида скандия. Получение металлического скандия.

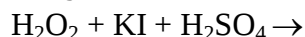
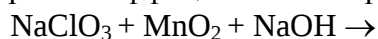
4. Какое количество теплоты выделилось при взаимодействии алюминия с железной окалиной, если теплоты образования железной окалины и оксида алюминия соответственно равны 1087 и 1646 кДж/моль, а в реакцию вступили эквимольные количества реагирующих веществ.

5. Рассчитайте и сравните pH водных растворов сульфита и гидросульфита калия с эквивалентными концентрациями 0,1 моль/л.

6. Рассчитайте значение окислительно-восстановительного потенциала редокс-пары $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$ при pH 2. Сколько граммов дихромата калия необходимо взять для приготовления

раствора с эквивалентной концентрацией соли 0,4 моль/л., если этот раствор будет использован для реакции с иодидом калия в кислой среде?

7. Допишите продукты и подберите коэффициенты электронно-ионным методом:



Экзаменационный билет №27

1. Кислородные соединения бора. Оксид бора и борные кислоты. Орто-, мета- и полибораты. Бура. Получение борной кислоты. Боросиликатные стекла. Борноэтиловый эфир.

2. Оксиды и гидроксиды кобальта (II, III) и никеля (II, III). Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Получение. Соли кобальта (II, III) и никеля (II, III). Структура безводных хлоридов. Комплексные соединения кобальта и никеля. Карбонилы. Многоядерные комплексы. Качественные реакции на ионы Fe(II), Fe (III), Co (II), Ni (II).

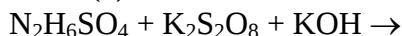
3. Молибден и вольфрам. Строение атомов. Распространённость и формы нахождения в природе. Получение. Отличительные особенности молибдена и вольфрама. Основные химические соединения. Гетерополисоединения. Молибденовые и вольфрамовые сини.

4. При сгорании 24 г углерода в избытке кислорода выделилось 787,6 кДж теплоты, а при сгорании 36,7 л оксида углерода(II) (25 °С и давление 101,3 кПа) выделилось 424,8 кДж теплоты. Рассчитайте теплоту образования оксида углерода (II).

5. В 500 мл насыщенного раствора ортофосфата цинка содержится $2,47 \cdot 10^{-7}$ моль фосфат-ионов. Рассчитайте растворимость соли в моль/л и константу растворимости ортофосфата цинка.

6. Как изменится потенциал окислительно-восстановительной пары $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}^0$ по сравнению со стандартным, если эквивалентная концентрация ионов цинка в растворе равна 0,002 моль/л?

7. Допишите продукты и подберите коэффициенты электронно-ионным методом:



Экзаменационный билет №28

1. Бор. Получение бора. Химические свойства. Диагональное сходство бора с кремнием. Гидриды бора. Диборан. Особенности химической связи в молекуле диборана. Гидридобораты. Боразол. Белый графит и боразон. Карбид бора. Галогениды бора. Строение молекул. Гидролиз. Тетрафтороборная кислота.

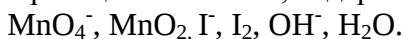
2. Распространённость и формы нахождения d-элементов семейства железа в природе. Промышленные методы получения железа, кобальта и никеля. Коррозия железа. Пирофорное железо. Комплексные соединения железа, кобальта, никеля в степенях окисления +2 и +3. Аква-, аммин-, гидроксо-, циано – комплексы. Карбонилы. Ферроцен. Особенности образования молекулы ферроцена.

3. Общая характеристика подгруппы галогенов. Распространённость и формы нахождения в природе. Получение и применение. Изменение энергии связи в двухатомных молекулах галогенов. Термодинамическое обоснование. Окислительные свойства, их изменение по подгруппе.

4. Оксид серы (VI) массой 1 г нагрели до температуры 400 °С в ампуле объёмом 20 мл. Давление при этом составило 37,9 атм. Рассчитайте константу равновесия реакции разложения оксида серы (VI), которая происходит по уравнению $2\text{SO}_3 \leftrightarrow 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$.

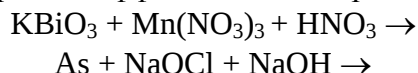
5. Рассчитайте кажущуюся степень диссоциации в 0,5 М растворе соляной кислоты, если рН этого раствора равен 0,37.

6. Пользуясь справочными величинами стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, определите направление реакции в системе, содержащей



Будет ли перманганат калия окислять бромид-ионы в растворе при рН 3?

Допишите продукты и подберите коэффициенты электронно-ионным методом:



Экзаменационный билет №29

1. Аллотропные модификации кислорода. Строение молекул кислорода и озона в методах МО и ВС. Получение кислорода и озона. Физические и химические свойства. Применение.

2. Общая характеристика d-элементов VIIIБ подгруппы. Строение атомов. Изменение атомных радиусов и потенциалов ионизации в рядах Fe – Co – Ni и Fe – Ru – Os. Элементы семейства железа и семейства платины. Триада Hs – Mt – Ds. Степени окисления в соединениях. Физические и химические свойства железа, кобальта и никеля. Применение.

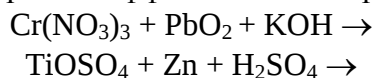
3. Соединения фосфора в природе. Термодинамические основы промышленного получения белого фосфора. Химические свойства белого и красного фосфора. Фосфорсодержащие кислоты и их соли. Фосфин. Строение молекулы. Соли фосфония. Получение фосфина. Химические свойства фосфина.

4. Сколько мл 63%-ной азотной кислоты необходимо взять для приготовления 0.5 л раствора HNO_3 с эквивалентной концентрацией 0,25 моль/л?

5. Рассчитайте pH и константу гидролиза в растворе хлорида железа (III) с эквивалентной концентрацией 0,03 моль/л, учитывая гидролиз только по первой стадии.

6. В каком направлении будет происходить окислительно-восстановительная реакция в электрохимической цепи: $\text{Zn}^0 / 0,001 \text{ M Zn}^{2+} // 0,001 \text{ M Ag}^+ / \text{Ag}^0$. Составьте уравнение реакции.

7. Допишите продукты и подберите коэффициенты электронно-ионным методом:



Экзаменационный билет №30

1. Сравнительная характеристика соединений мышьяка (V), сурьмы(V) и висмута(V). Оксиды и гидроксиды. Мета-, пиро- и ортоарсенаты. Гексагидроксосурьмяная кислота и антимоанаты. Получение оксида висмута (V) и его свойства. Висмутаты, их окислительные свойства и применение. Пентагалогениды, сульфиды, тиоарсенаты и тиоантимоанаты.

2. Соли марганца (III, IV, VI, VII). Манганиты, манганаты и перманганаты. Гидролиз. Окислительно-восстановительные свойства. Получение. Окислительные свойства перманганата в кислой, щелочной и нейтральной средах.

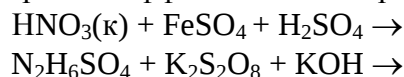
3. Литий. Диагональное сходство лития с магнием. Особенности строения атома лития. Химические свойства и отличительные особенности химического поведения лития. Отличительные особенности термической устойчивости и химического поведения соединений лития по сравнению с однотипными соединениями других щелочных металлов.

4. Рассчитайте теплоту гидратации безводного сульфата цинка, если известно, что теплота его растворения 18,43 ккал/моль, а теплота растворения двухводного кристаллогидрата сульфата цинка 4,26 ккал/моль?

5. Во сколько раз уменьшится концентрация ионов серебра в насыщенном растворе хлорида серебра, если к нему прибавить столько соляной кислоты, чтобы концентрация HCl в растворе стала равной 0,03 моль/л?

6. Гальванический элемент составлен из двух окислительно-восстановительных пар Cr^{3+}/Cr и Bi^{3+}/Bi . Рассчитайте ЭДС гальванической цепи и напишите уравнение реакции, за счёт которой получается электрический ток, если эквивалентные концентрации солей равны 0,4 моль/л.

7. Допишите продукты и подберите коэффициенты электронно-ионным методом:



Экзаменационный билет №31

1. Общая характеристика р-элементов IIIA подгруппы. Алюминий. Распространённость и формы нахождения в природе. Промышленное производство алюминия. Физические и химические свойства алюминия. Аллюминотермия. Сплавы алюминия.

2. Соединения ванадия в низких и низших степенях окисления +2, +3 и +4. Оксиды и гидроксиды ванадия (II), ванадия (III) и ванадия (IV). Свойства. Состав катионных форм ванадия (II), ванадия (III) и ванадия (IV). Окислительно-восстановительные свойства. Получение соединений ванадия (II, III, IV) из соединений ванадия (V). Комплексные соединения ванадия в разных степенях окисления. Ванадиты.

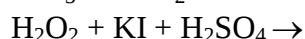
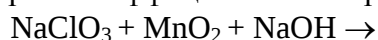
3. Соединения таллия (I) и таллия (III). Комплексные соединения таллия. Особенности распределения Tl (I) и Tl (III) между внешней и внутренней (координационной) сферами. Химические свойства таллия и токсичность его соединений.

4. Две реакции происходит с одинаковой скоростью ($v_1 = v_2$) при 10 °С. Температурный коэффициент скорости первой реакции равен 3, а второй реакции равен 4. Рассчитайте отношение скоростей этих реакций v_1/v_2 при 30 °С.

5. К 125 мл насыщенного раствора сульфата свинца прилили 5 мл раствора сульфата калия с массовой долей 5%. Сколько молей ионов свинца(II) останется в растворе?

6. Рассчитайте редокс-потенциал системы $\text{Sn}^{4+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}$, содержащей 0,01 моль/л ионов Sn^{2+} и 0,2 моль/л ионов Sn^{4+} . В каких растворах (разбавленных или концентрированных) восстановительные свойства Sn^{2+} выражены сильнее?

7. Допишите продукты и подберите коэффициенты электронно-ионным методом:



8. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины (печатные, электронные издания, интернет и другие сетевые ресурсы).

8.1. Основная литература

№	Наименование	Количество экземпляров	
		в библиотеке	на кафедре
1	Неорганическая химия / В 3-х томах под ред. Ю.Д.Третьякова. Том 1. Физико-химические основы неорганической химии. М.: Академия, 2004.- 240 с.	2	2
2	Неорганическая химия / В 3-х томах под ред. Ю.Д.Третьякова. Том 2. Химия непереходных элементов. М.: Академия, 2004.- 368 с.	2	2
3	Неорганическая химия / В 3-х томах под ред. Ю.Д.Третьякова. Том 1. Физико-химические основы неорганической химии. М.: Академия, 2004.- 240 с.	2	2
4	Неорганическая химия / В 3-х томах под ред. Ю.Д.Третьякова. Том 3. Книга 1. Химия переходных элементов. М.: Академия, 2007.- 352 с.	2	2
5	Неорганическая химия / В 3-х томах под ред. Ю.Д.Третьякова. Том 3. Книга 2. Химия переходных элементов. М.: Академия, 2007.- 400 с.	2	2
6	Практикум по неорганической химии / Под ред. Акад. Ю.Д. Третьякова. М.: Академия, 2004.- 384 с.	2	2

7	Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М.: Высшая школа, 1988.- 639 с.	18	2
8	Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М.: Высшая школа, 1998.- 743 с.	18	2
9	Ахметов Н.С., Азизова М.К., Бадыгина Л.И. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии. М.: Высшая школа, 1999.- 368 с.	15	-
10	Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М.: Высшая школа, 2003.- 743 с.	18	-
11	Некрасов Б.В. Основы общей химии: В 2-х т. М.: Химия, 1973.- Т.1. 656 с., Т.2. 688 с.	10	2

8.2. Дополнительная литература

№	Наименование	Количество экземпляров	
		в библиотеке	на кафедре
1	Щеглова Н.В., Попова Т.В. Решение задач при изучении физико-химических основ неорганической химии: Уч.-метод. пособие. Йошкар-Ола:МарГУ, 2003.-104с.	27	2
2	Хаускрофт К., Констебл Э.Современный курс общей химии. В 2 томах. М.:Мир, 2002.- Т.1.- 540 с., Т.2.- 528 с.	3	-
3	Хаускрофт К., Констебл Э.Современный курс общей химии: Задачник. М.:Мир, 2002.- 250 с.	3	-
4	Слейбо У., Персонс Т. Общая химия. М.: Мир, 1979.- 550 с.	6	1
4	Краснов К.С. Молекулы и химическая связь. М.: Высшая школа, 1977.- 280 с.	2	-
5	Физическая химия: В 2-х кн. Кн.1: Строение вещества. Термодинамика / Под ред. К.С.Краснова. - 3-е изд., испр. - М. : Высшая школа, 2001. - 512 с.	2	2
6	Физическая химия: В 2-х кн. Кн.2: Электрохимия. Химическая кинетика и катализ / Под ред. К.С.Краснова. - 3-е изд., испр. - М. : Высшая школа, 2001. - 319 с.	2	2
7	Николаев, Л.А. Физическая химия / Л.А. Николаев. – М.: Высш. шк., 1979. – 371 с.	3	1
8	Турова Н.Я. Справочные таблицы по неорганической химии. Л.: Химия, 1977.- 116 с.	-	1
9	Щукин, Е.Д. Коллоидная химия : Учеб. для ун-тов и хим.-технол. вузов / Е.Д. Щукин, А.В. Перцов, Е.А. Амелина. - 5-е изд., перераб. и доп. - М.: Высш. шк., 2007. - 444 с.	22	-
10	Химия элементов: в 2 томах/ Н.Гринвуд, А.Эрншо; пер. с англ.- М.:БИНОМ. Лаборатория знаний, 2008.-Т.1-607 с.	5	-
11	Химия элементов: в 2 томах/ Н.Гринвуд, А.Эрншо; пер. с англ.- М.:БИНОМ. Лаборатория знаний, 2010.-Т.2 -533 с.	5	-

8.3. Учебно-методические руководства и сборники

1. Химия элементов: методические указания к выполнению лабораторных работ: /сост. Т.В. Щука, Л.А. Тихоненкова, Н.Е. Варган – электронное издание – Приднестровский государственный университет им. Т.Г. Шевченко – Тирасполь, 2010. – 102 с.

9. Материально-техническое обеспечение дисциплины (модуля):

9.1. Перечень помещений, необходимых для проведения аудиторных занятий по дисциплине.

1. Аудитории, оснащённые лабораторной мебелью, включая химические мойки и вытяжные шкафы.
2. Помещение лаборантской для хранения химической посуды, реактивов, приборов и др.
3. Лекционная аудитория (НУК 3), оснащённая мультимедийным комплексом.

9.2. Перечень оборудования, необходимого для проведения аудиторных занятий по дисциплине.

Неорганическая химия

№п/п	Наименование оборудованных учебных кабинетов, лабораторий	Перечень оборудования и технических средств обучения
1	Лекционные аудитории	переносной экран, проектор, ноутбук
2	Компьютерные классы	Компьютерное оборудование с программным обеспечением GAUSSIAN, HYPERCHEM, и др.
3	Специализированная лаборатория неорганической химии	Вытяжная и вентиляционная системы
4	Химические реактивы. Химическая посуда. Лаборатории кафедры химии, склад химреактивов	Стеклянная и фарфоровая химическая посуда и необходимые химические реактивы
5	Лабораторное оборудование	Водоструйные и вакуумные насосы, водяные бани и электроплитки, спиртовки, аппараты для перегонки, возгонки, определения температур плавления и кипения, аппараты Кипа, колбы Вюрца, рН-метры, ФЭК и КФК-2, технико-химические и аналитические весы

10. Методические рекомендации по организации изучения дисциплины:

Рабочая программа составлена с учетом Федерального Государственного образовательного стандарта профессионального образования по направлению подготовки – **по специальности 04.05.01. – "Фундаментальная и прикладная химия"**, утвержденного **приказом № 1174 от 12.09.2016г Министерством образования и науки РФ.**

11. Технологическая карта дисциплины

Курс I группа 106 семестр 1,2 на 2015-2016 учебный год

Преподаватель – лектор доцент, к.х.н. Т.В.Щука

Преподаватель, ведущие практические занятия доцент, к.х.н. Т.В.Щука

Кафедра химии и МПХ

Наименование дисциплины / курса	Уровень//ступень образования	Статус дисциплины в рабочем учебном плане (А, Б, В, Г)	Количество зачетных единиц / кредитов
Неорганическая химия	специалитет		18

В соответствии с рекомендованной типовой программой модули внутри дисциплины не запланированы. **Модульно-рейтинговая система не используется.** Студентам на практическом и лабораторном занятии выдаются методические материалы, контрольные вопросы и домашние задания по теме следующего практического занятия, рекомендуются источники для самостоятельного изучения, а на следующем занятии осуществляется закрепление полученных

знаний, решение конкретных исследовательских задач, разъяснение не полностью усвоенного материала.

Дополнительные требования для студентов, отсутствующих на занятиях по уважительной причине: устное собеседование с преподавателем по проблемам пропущенных практических занятий, обязательное выполнение внеаудиторных контрольных и письменных работ.

Составитель  доцент, к.х.н. Т.В.Щука

Зав. кафедрой химии и МПХ  доцент, к.х.н. Т.В.Щука