

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ
ТОМСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ (НИ ТГУ)

Химический факультет



УТВЕРЖДАЮ:

И.о. декана химического факультета
А.С. Князев

« 08 » апреля 2022 г.

Рабочая программа дисциплины

Неорганическая химия

по специальности

04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия

специализация:

Фундаментальная и прикладная химия

Форма обучения

Очная

Квалификация

Химик. Преподаватель химии

Год приема

2021

Код дисциплины в учебном плане: Б1.О.1.11

СОГЛАСОВАНО:

Руководитель ОЯ

В.В. Шелковников

Председатель УМК

В.В. Хасанов

Томск – 2022

1. Цель и планируемые результаты освоения дисциплины (модуля)

Целью освоения дисциплины является формирование следующих компетенций:

– УК-8. Способен создавать и поддерживать безопасные условия жизнедеятельности в различных средах для сохранения природной среды и обеспечения устойчивого развития общества.

– ОПК-1. Способен анализировать, интерпретировать и обобщать результаты экспериментальных и расчетно-теоретических работ химической направленности.

– ОПК-2. Способен проводить химический эксперимент с использованием современного оборудования, соблюдая нормы техники безопасности.

– ОПК-6. Способен представлять результаты профессиональной деятельности в устной и письменной форме в соответствии с нормами и правилами, принятыми в профессиональном сообществе.

Результатами освоения дисциплины являются следующие индикаторы достижения компетенций:

ИУК-8.3. Обеспечивает безопасные и / или комфортные условия труда на рабочем месте.

ИОПК-1.1. Систематизирует и анализирует результаты химических экспериментов, наблюдений, измерений, а также результаты расчетов свойств веществ и материалов.

ИОПК-1.2. Предлагает интерпретацию результатов собственных экспериментов и расчетно-теоретических работ с использованием теоретических основ традиционных и новых разделов химии.

ИОПК-1.3. Формулирует заключения и выводы по результатам анализа литературных данных, собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ химической направленности.

ИОПК-2.1. Работает с химическими веществами с соблюдением норм техники безопасности.

ИОПК-2.2. Использует существующие и разрабатывает новые методики получения и характеристики веществ и материалов для решения задач профессиональной деятельности.

ИОПК-2.3. Проводит исследования свойств веществ и материалов с использованием серийного научного оборудования.

ИОПК-6.1. Представляет результаты работы в виде отчета по стандартной форме на русском языке.

ИОПК-6.2. Представляет информацию химического содержания с учетом требований библиографической культуры.

ИОПК-6.3. Готовит презентацию по теме работы и представляет ее на русском и английском языках.

ИОПК-6.4. Представляет результаты работы в виде научной публикации (тезисы доклада, статья, обзор) на русском и английском языке.

2. Задачи освоения дисциплины:

– получить базовые знания по важнейшим разделам химии: периодический закон и система Д. И. Менделеева; теории строения атома, теории химической связи и валентности; основные законы термодинамики и кинетики; теории и законы растворов; закономерности периодической системы в химии элементов;

– понимать и анализировать классификацию веществ, составление схем, уравнений процессов; проводить систематизацию данных и т. п., используя теоретические основы традиционных и новых разделов химии;

– приобрести навыки работы с химическими веществами с соблюдением техники выполнения лабораторных работ и норм техники химической безопасности.

– проводить химические эксперименты по предлагаемым методикам и интерпретировать полученные результаты.

3. Место дисциплины (модуля) в структуре образовательной программы

Дисциплина относится к обязательной части образовательной программы.

4. Семестр(ы) освоения и форма(ы) промежуточной аттестации по дисциплине

Семестр 1, зачет, курсовая работа, экзамен.

Семестр 2, зачет, экзамен.

5. Входные требования для освоения дисциплины

Для изучения и освоения курс «Неорганическая химия» строится на базе знаний по химии, физике, математике и информатике, объем которых определяется программами средней школы и считается усвоенным.

6. Язык реализации

Русский

7. Объем дисциплины (модуля)

Общая трудоемкость дисциплины составляет 17 з.е., 612 часов, из которых:

– лекции: 112 ч.;

– практические занятия: 64 ч.;

– курсовая работа: 20 ч.;

– лабораторные работы: 160 ч.

в том числе практическая подготовка: 244 ч.

Объем самостоятельной работы студента определен учебным планом.

8. Содержание дисциплины, структурированное по темам

Тема 1. Основные понятия, законы и задачи химии

Химия как система знаний о веществах и их превращениях. Основы атомно-молекулярного учения. Стехиометрические законы, специфическое понятие химии – моль; номенклатура неорганических соединений. Химия – экспериментальная наука, роль теоретических знаний в химии. Основные задачи современной неорганической химии.

Тема 2. Учение о химическом процессе

Энергетика и направленность химических реакций. Понятие о системе, фазе, компоненте, параметрах состояния системы, термодинамических функциях. Внутренняя энергия системы. Изохорные и изобарные процессы, их тепловые эффекты. Первый закон химической термодинамики. Стандартные энтальпии образования веществ. Закон Гесса и его следствия. Зависимость энтальпии реакции от температуры. Второй закон химической термодинамики. Понятие энтропии и энергии Гиббса. Критерии самопроизвольного протекания химических процессов в изолированных и открытых системах. Обратимые и необратимые химические реакции. Признаки состояния химического равновесия, термодинамический вывод закона действующих масс (ЗДМ). Факторы, влияющие на величину константы равновесия. Типы констант равновесия (K_c , K_p , K_d , K_n , K_w , K_h , K_s , β_i). Смещение химического равновесия, принцип Ле-Шателье. Основные понятия химической кинетики: скорость (средняя, истинная), порядок и молекулярность реакции, константа скорости, энергия активации. Реакции сложные и элементарные; влияние на скорость реакции концентрации реагирующих веществ, закон действующих масс для кинетики. Влияние на скорость реакции температуры, катализатора и др., правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса. Понятие о теории столкновений, о теории активированного

комплекса. Понятие механизма реакций. Реакции последовательные, параллельные, сопряженные, цепные; ионные, молекулярные, радикальные. Понятие о гомогенном и гетерогенном катализе. Автокатализ.

Тема 3. Растворы, их типы и свойства

Растворы истинные и коллоидные; жидкие, твердые и газообразные. Растворы насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные; идеальные и реальные растворы. Растворимость веществ, способы выражения содержания вещества в растворе; факторы, влияющие на растворимость веществ. Влияние на растворимость энергии кристаллической решетки, энергии сольватации. Раствор как фаза переменного состава. Понятие о фазовых диаграммах, правило фаз Гиббса. Диаграмма состояния воды. Коллигативные свойства разбавленных растворов неэлектролитов и электролитов. Законы Рауля и Вант-Гоффа, изотонический коэффициент. Способы определения молекулярных масс нелетучих неэлектролитов. Растворы электролитов. Основные положения теории электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты, константа и степень диссоциации слабого электролита. Факторы, влияющие на степень электролитической диссоциации. Активность и коэффициент активности иона, ионная сила раствора. Кажущаяся степень диссоциации сильного электролита. Применение ЗДМ к равновесиям в растворах электролитов. Ионное произведение воды, водородный показатель. Гидролиз солей, факторы, влияющие на равновесие реакций гидролиза. Гетерогенные равновесия в растворах электролитов, правило произведения растворимости для малорастворимых сильных электролитов. Представление о современных теориях кислот и оснований. Сопряженные кислоты и основания. Константа протолитического равновесия как характеристика силы кислоты и основания. Электрохимические свойства растворов. Понятие о двойном электрическом слое. Равновесие на границе металл–раствор. Стандартные электродные потенциалы, ряд напряжений металлов. Сопряженные окислительно-восстановительные пары. Окислительно-восстановительные реакции в гальваническом элементе, ЭДС элемента. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс.

Тема 4. Строения атома, периодический закон и система. Периодическая система как методологическая основа синтеза

Развитие представлений о строении атома. Представления о дискретных свойствах материи (теория Планка, явление фотоэффекта). Модель атома водорода по Бору, спектр атома водорода. Двойственная природа электрона. Волны де Бройля. Квантовая механика как наука о движении микрочастиц. Принцип неопределенности Гейзенберга. Уравнение Шредингера, понятие о волновой функции. Характеристика состояния электрона в атоме набором квантовых чисел. Радиальная и орбитальная составляющие волновой функции. Атомные s-, p-, d-, f-орбитали и их энергия. Схема энергетических уровней многоэлектронных атомов. Эффекты экранирования, проникновения атомных орбиталей, межэлектронного отталкивания. Принцип энергетической выгоды, принцип Паули, правило Хунда. Емкость энергетических уровней, подуровней, орбиталей. Принцип построения электронных структур атомов. Электронные формулы атомов и ионов. Периодический закон Д. И. Менделеева как основной закон химии, современная формулировка Периодического закона. Периодическая система как классификация элементов по строению их электронных оболочек, периодичность в изменении электронной конфигурации атомов. Структура периодической системы. Положение элементов в периодах, рядах, группах, подгруппах, семействах как результат энергетического состояния и числа валентных электронов атомов. Полные и неполные электронные аналоги. Различные формы периодической системы, границы Периодической системы. Периодичность в изменении свойств атомов элементов (радиусов атомов и ионов, энергии ионизации, электроотрицательности, сродства к электрону и др.) как следствие периодичности электронных структур. Периодичность в изменении химических свойств элементов. Термодинамические, кинетические принципы

синтеза неорганических соединений. Использование закономерностей периодической системы в синтезе. Основные методы синтеза, эмпирические правила синтеза.

Тема 5. Теории химической связи, валентности. Строение неорганических молекул

Природа химической связи, кривая потенциальной энергии ковалентной молекулы. Характеристики связи: энергия, длина, валентный угол, кратность, полярность, эффективный заряд атома в молекуле. Типы химических связей. Рассмотрение ковалентной связи в теории валентных схем; σ -, π -, δ -связи. Типы гибридизации атомных орбиталей. Свойства ковалентной связи – насыщенность и направленность. Современные представления о валентности (понятие ковалентности, электрвалентности, степени окисления, координационного числа). Геометрия газообразных ковалентных молекул, модель Гиллеспи. Основные понятия о методе молекулярных орбиталей. Метод МО ЛКО. Энергетические диаграммы двухатомных гомо- и гетероядерных молекул, образованных элементами первого и второго периодов. Многоцентровые МО (B_2H_6 , C_6H_6). Ионная связь в газообразных молекулах ($NaCl$). Свойства ионной связи и ионных соединений. Поляризация ионов, рассмотрение химической связи как ионной с учетом деформации ионов. Зависимость поляризуемости и поляризующего действия катионов и анионов от размера, величины заряда иона и строения электронной оболочки. Использование модели поляризации для объяснения свойств соединений. Правило Пирсона мягких и жестких кислот и оснований. Водородная связь, рассмотрение водородной связи в различных теориях химической связи (электростатические взаимодействия, донорно-акцепторные, представление водородной связи в методе МО), влияние водородной связи на свойства веществ. Металлическая связь. Понятие о зонной теории твердого тела. Металлы, полупроводники, диэлектрики. Межмолекулярные взаимодействия (силы Ван-дер-Ваальса). Агрегатные состояния вещества: твердое, жидкое, газообразное. Связь в конденсированных фазах. Типы взаимодействия в растворах. Кристаллическое и аморфное состояние. Типы кристаллических решеток, дефекты структуры. Свойства веществ с ионной, атомной, молекулярной, металлической решетками.

Тема 6. Химия комплексных (координационных) соединений

Координационная теория Вернера. Основные понятия (комплексообразователь, его степень окисления, координационное число; лиганд, дентатность лиганда), предмет химии координационных соединений, номенклатура. Способность элементов периодической системы выступать в качестве комплексообразователей и донорных атомов лигандов. Рассмотрение химической связи в комплексных соединениях (электростатический подход, метод валентных связей, метод МО, основные положения теории кристаллического поля). Применение теории кристаллического поля для объяснения изменения энтальпии образования в ряду однотипных комплексов, для объяснения цветности и магнитных свойств комплексов. Классы комплексных соединений: одноядерные комплексы с моно-, полидентатными лигандами, многоядерные комплексы, π -комплексы, карбонилы. Термодинамическая устойчивость комплексов в растворах. Хелатный эффект. Реакции замещения во внутренней сфере комплексов. Представление о кинетически лабильных и инертных комплексах. Изомерия (геометрическая, оптическая) комплексных ионов, связевая изомерия. Эффект трансвлияния Черняева. Изомерия комплексных соединений (по А. А. Гринбергу). Роль комплексных соединений в развитии науки, роль в природе, технологии, медицине, неорганическом синтезе. Химия элементов периодической системы.

Тема 7. Распространенность химических элементов.

Химия водорода и галогенов Геохимия как наука, основные понятия геохимии, строение земного шара. Распространенность химических элементов на Земле и в космосе. Связь распространенности химических элементов на земле со строением атомных ядер и электронных оболочек атомов, ионов. Основной закон геохимии (закон Гольдшмидта), правила Менделеева, Оддо-Гаркинса. Химия неметаллов. Проблема размещения водорода

в Периодической системе. Распространенность водорода, формы его нахождения в природе. Валентные состояния водорода, изотопы водорода, значение изотопов водорода для ядерной техники. Молекулярный водород, физические и химические свойства; получение водорода в лаборатории и промышленности; атомарный водород. Применение водорода, роль водорода в современной энергетике. Техника безопасности при работе с водородом. Соединения водорода с металлами и неметаллами – гидриды, типы связей в них, получение, физические и химические свойства гидридов, применение. Химические аккумуляторы водорода. Общая характеристика семейства галогенов. Распространение галогенов в природе, получение свободных галогенов в промышленности и в лаборатории, токсичность галогенов. Применение галогенов в промышленности и технике. Строение двухатомных молекул галогенов (метод МО). Физические и химические свойства молекулярных галогенов, их окислительные свойства, взаимодействие с металлами и неметаллами. Взаимодействие галогенов с водой (гидратация, образование клатратов, реакции диспропорционирования). Галогеноводороды, их физические и химические свойства, способы получения. Характер изменения в ряду галогеноводородов прочности химической связи Н–Г, восстановительных свойств. Растворы галогеноводородов в воде, изменение силы галогеноводородных кислот в ряду HF–HI. Кислоты плавиковая и соляная, получение соляной кислоты в промышленности, свойства; получение хлоридов. Кислородные соединения галогенов – оксиды и кислородсодержащие кислоты. Оксиды хлора: Cl₂O, ClO₂, ClO₃, Cl₂O₇, их получение, свойства. Оксиды брома и иода. Кислородсодержащие кислоты хлора, брома, иода и их соли, состав, свойства. Хлорноватистая кислота, ее соли. Хлористая, хлорноватая, хлорная кислоты и их соли, способы получения. Сравнение термической устойчивости, силы кислот и окислительных свойств в ряду кислородсодержащих кислот хлора. Кислородсодержащие кислоты брома, иода и их соли, состав, свойства. Получение бромной кислоты с использованием фторидов ксенона. Иодные кислоты, их гидратные формы, получение кислот и их солей. Межгалогенные соединения, полигалогениды, их получение и свойства, структура.

Тема 8. Химия кислорода, серы и элементов подгруппы селена

Общая характеристика главной подгруппы шестой группы. Кислород и его соединения. Строение молекулы кислорода с позиции метода МО. Получение кислорода в лаборатории и промышленности, жидкий кислород. Физические и химические свойства молекулярного кислорода, его применение. Важнейшие оксиды металлов и неметаллов, классы оксидов, типы химической связи в них, физические и химические свойства оксидов. Вода как важнейшее соединение кислорода, роль воды в биосфере и геосфере. Получение, строение молекулы воды. Физические и химические свойства обычной и тяжелой воды. Ассоциация молекул воды, радиолит, термическая диссоциация. Пероксиды и надпероксиды, их получение, свойства и применение. Пероксид водорода, строение, термическая устойчивость, диссоциация в водном растворе, окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода в кислой и щелочной средах. Получение и применение пероксида водорода в технике, медицине. Пероксиды, надпероксиды металлов, их применение. Озон, его свойства, строение, получение. Применение для озонирования воды и воздуха, применение в качестве окислителя в синтезе. Озоныды, их получение, свойства и применение. Формы нахождения в природе серы, получение и применение серы. Сера: аллотропные модификации, диаграмма состояния, соединения с металлами и неметаллами (галогениды, гидриды, оксиды, сульфиды). Тионил-, сульфурилгалогениды, получение, свойства. Оксиды серы(IV, VI), их строение, физические и химические свойства. Сероводород, сульфаны; кислотно-основные свойств водных растворов водородных соединений серы; сульфиды, полисульфиды, получение и свойства. Кислородсодержащие кислоты и их соли. Одноядерные кислоты серы: сульфокислотная кислота; сернистая кислота, строение, получение, свойства. Сульфиты и гидросульфиты, их термическая устойчивость, окислительно-восстановительные

свойства, гидролиз в водных растворах. Семейство серной кислоты: кислоты серная, тиосерная, надсерная и их соли; фторсульфоновая, нитрозилсерная кислоты. Серная кислота как одна из важнейших минеральных кислот, ее применение. Свойства серной кислоты, контактный и нитрозный промышленные методы получения, сульфаты и гидросульфаты металлов, влияние природы катиона на термическую устойчивость сульфатов. Кислота тиосерная, тиосульфаты. Получение, строение и свойства тиосульфата натрия. Многоядерные кислоты серы со связями кислород–сера: пироксерная, трисерная, надсерная; со связями сера–сера: гидросернистая, пироксернистая, дитионовая, политионовые кислоты. Элементы подгруппы селена, нахождение в природе, методы получения простых веществ. Агрегатное состояние, строение, свойства простых веществ. Водородные соединения, селениды, теллуриды. Оксиды ЭO_2 , ЭO_3 селена и теллура. Сравнение кислотных и окислительно-восстановительных свойств оксидов, гидроксидов четырех- и шестивалентных серы, селена и теллура. Соли халькогенов в степени окисления +4, +6. Полоний – радиоактивный элемент. Проявление вторичной периодичности в свойствах кислородных соединений элементов главной подгруппы шестой группы.

Тема 9. Химия азота, фосфора

Общая характеристика химии элементов подгруппы мышьяка. Общая характеристика элементов главной подгруппы пятой группы. Химия характеристических элементов – азота, фосфора. Распространенность и нахождение азота в природе, получение азота в лаборатории и промышленности, применение молекулярного азота, проблема связывания атмосферного азота (роль нитрогенильных комплексов). Физические и химические свойства молекулярного азота. Строение молекулы азота в методах МО и ВС. Галогениды азота, их свойства. Ионные, ковалентные, металлоподобные нитриды: получение, свойства. Водородные соединения азота: аммиак, гидразин, гидроксилламин, азотистоводородная кислота и их соли. Сравнение основных и окислительно-восстановительных свойств в ряду водородных соединений азота. Аммиак: строение, физические и химические свойства, получение в лаборатории и промышленности; гидроксид аммония, соли аммония, их получение и свойства. Применение аммиака и солей аммония. Получение, свойства и применение гидразина, гидроксилламина и их солей. Получение и свойства азотистоводородной кислоты и азидов. Кислородные соединения азота. Строение, получение и закономерности в изменении свойств оксидов азота: N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_4 , N_2O_5 . Анионные и катионные формы оксидов азота (III, V). Строения и свойства азотистой кислоты, получение, кислотные и окислительно-восстановительные свойства, нитриты. Азотная кислота: строение молекулы, физические и химические свойства, получение в промышленности. Зависимость состава продуктов восстановления азотной кислоты металлами от концентрации кислоты и природы металла. Нитраты, получение, свойства, их роль в технике. Термическое разложение нитратов аммония и металлов. Формы нахождения фосфора в природе. Аллотропные модификации фосфора. Получение и применение красного и белого фосфора в промышленности. Строение белого и красного фосфора, физические и химические свойства. Взаимодействие фосфора с металлами и неметаллами. Водородные соединения фосфора. Получения и свойства фосфина, соли фосфония. Оксиды фосфора (III, V): получение, строение молекул, свойства. Кислородсодержащие кислоты фосфора. Одноядерные кислоты фосфора и их соли: фосфорноватистая кислота и гипофосфиты; фосфористая кислота и фосфиты; фосфорная кислота и фосфаты; получение, строение, свойства. Многоядерные кислоты фосфора со связями $-\text{P}-\text{O}-\text{P}-$: полиметафосфорные кислоты (ди-, три-, гексаметафосфорные кислоты, линейные и циклические), полиметафосфаты; полифосфорные кислоты (диортофосфорная кислота), полифосфаты; надфосфорная кислота, перфосфаты. Многоядерные кислоты фосфора со связями $-\text{P}-\text{P}-$: фосфорноватая кислота, гипофосфаты. Сравнение кислотных, окислительно-восстановительных свойств и термической устойчивости

кислородсодержащих кислот фосфора (I, III, V). Фосфорные удобрения и моющие средства на основе фосфатов. Сравнительная характеристика соединений элементов подгруппы мышьяка. Минералы мышьяка (реальгар, аурипигмент), сурьмы (сурьмяный блеск), висмута (висмутовый блеск). Получение простых веществ из природного сырья. Физические и химические свойства, применение мышьяка, сурьмы, висмута. Сплавы сурьмы и висмута. Водородные соединения элементов подгруппы мышьяка: получение, строение, свойства. Арсениды, антимониды, висмутиды, получение, свойства. Галогениды элементов (III, V) подгруппы мышьяка, получение, гидролиз. Соединение трехвалентных элементов подгруппы мышьяка: оксиды, гидроксиды, оксосоли; сульфиды и тиосоли. Проявление амфотерных свойств соединениями мышьяка. Важнейшие соединения висмута (III). Соединения пентавалентных элементов подгруппы мышьяка: оксиды, мышьяковая и сурьмяная кислоты, арсенаты и антимонаты; висмутаты, их получение и свойства как сильнейших окислителей. Сульфиды и тиосоли мышьяка(V) и сурьмы(V). Состояние сурьмы (V) в водных растворах. Сопоставление состава, строения, кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств одноклассных соединений элементов (V, III) подгруппы мышьяка (простых веществ, гидридов, галогенидов, оксидов, кислородсодержащих кислот).

Тема 10. Химия углерода, кремния, бора, благородных газов

Общая характеристика главной подгруппы четвертой группы, переход в группе от неметаллических (углерод, кремний) к металлическим свойствам (германий, олово, свинец). Химия характеристических элементов – углерода и кремния. Формы нахождения углерода в природе, способность углерода образовывать связи C–C различной кратности, многообразие органических и неорганических соединений углерода. Аллотропические формы углерода (графит, алмаз, карбин, фуллерены, графен): получение, структура, свойства, применение. Активированный уголь как адсорбент. Соединения углерода с металлами и неметаллами. Важнейшие карбиды, их классификация по типу химической связи, применение карбидов в технике и химической промышленности в качестве тугоплавких, высокотвердых материалов. Галогениды углерода: четыреххлористый углерод, хлороформ, фторпроизводные углерода и их применение. металлоорганические соединения углерода. Кислородные соединения углерода: оксид углерода (II), строение молекулы (методы МО и ВС), получение, химические свойства. Карбонилы переходных элементов, получение строение, свойства. Применение оксида углерода (II) в химической промышленности и в качестве топлива. Оксид углерода (IV), получение, строение молекулы, физические и химические свойства, применение. Семейство угольной кислоты: угольная, карбаминовая кислоты, карбамид, тиоугольная и надугольная кислоты. Угольная кислота, ее строение и свойства. Карбонаты, гидрокарбонаты, их гидролиз, термическая устойчивость. Получение соды (аммиачный и сульфатный методы) и поташа. Получение и применение карбамида (мочевина). Соединения семейства синильной кислоты: дициан, цианистый водород, цианамид, цианат водорода, роданистый водород. Синильная кислота, простые и комплексные цианиды. Цианамиды щелочных и щелочноземельных элементов. Роданистоводородная кислота и ее соли. Кремний. Основные кремнийсодержащие минералы: кварц, силикаты, алюмосиликаты (полевой шпат, слюда, асбест, каолин). Получение кремния, кристаллическая структура кремния, физические и химические свойства, кремний как полупроводник. Соединения кремния с металлами и неметаллами: силициды, их классификация по типу химической связи, применение; галогениды, гексафторокремниевая кислота, ее соли. Карбид кремния и материалы на его основе. Силаны, получение, свойства, применение. Кислородные соединения кремния: оксид кремния (IV), его полиморфные модификации; кремниевые кислоты, золь и гель кремниевой кислоты, силикаты, их гидролиз, природные силикаты. Основные типы структур силикатов: островные, цепные, слоистые, трехмерные. Искусственные силикаты: стекла, ситаллы, цементы, принципы промышленного получения стекла и цемента. Сравнение свойств кислородных соединений и галогенидов

углерода и кремния. Важнейшие кремнийорганические соединения: силоксан, силиконы, их применение в технике. Общая характеристика главной подгруппы третьей группы периодической системы. Минералы бора, получение и свойства бора, модификации бора, его физические и химические свойства, использование бора в ядерной энергетике. Соединения бора с металлами и неметаллами: карбид бора, нитрид бора – гексагональный и кубический, бориды металлов. Галогениды бора, получение, свойства; тетрафтороборная кислота, ее соли. Боразол как аналог бензола. Получение, строение, свойства диборана, рассмотрение химической связи в диборане в методе МО (трехцентровые двухэлектронные связи). Гидридобораты металлов. Кислородные соединения бора: оксид бора, борные кислоты, их соли, полибораты, получение, строение, гидролиз. Эфиры борной кислоты. Применение буры. Диагональное сходство свойств соединений бора и кремния. Общая характеристика главной подгруппы 8-ой группы. Нахождение инертных газов в природе. Способы получения и свойства благородных газов, закономерности в изменении их физических и химических свойств. Кластраты благородных газов. Соединения ксенона (II, IV, VI, VIII): фториды, оксиды, кислородсодержащие кислоты и их соли. Химическая связь во фторидах ксенона (XeF_2 , XeF_4 , XeF_6) в рамках теории МО (трехцентровая четырехэлектронная связь в соединениях инертных газов). Окислительные свойства фторидных и кислородных соединений ксенона. Применение благородных газов. Общая характеристика p-элементов (неметаллов).

Тема 11. Общие свойства металлов

Химия s- и p-металлов. Металлы, распространение в природе, методы получения из природных соединений, очистка, физические и химические свойства. Сплавы, получение, понятие о физико-химическом анализе, диаграммы плавкости. Сплавы на основе твердых растворов замещения и внедрения, эвтектик, интерметаллидов. Применение металлов и сплавов.

Щелочные и щелочноземельные металлы, их соединения. Нахождение в природе щелочных элементов, важнейшие минералы, получение и свойства щелочных металлов. Изменение химической активности щелочных металлов в ряду литий-цезий по отношению к воде, кислороду, азоту. Соединения щелочных элементов: оксиды, пероксиды, супероксиды, озониды, нитриды, гидриды; гидроксиды, их получение, строение, свойства, применение; соли щелочных металлов (нитраты, сульфаты, галогениды), комплексные соединения. Изменение силы оснований в растворе, термической устойчивости карбонатов, нитратов, сульфатов в ряду щелочных элементов. Особенности химии лития. Биологическая роль соединений щелочных элементов, применение их в промышленности, калийные удобрения. Щелочноземельные металлы и их соединения. Сравнительная характеристика свойств щелочноземельных металлов и их соединений. Получение, свойства металлического бериллия. Оксид, гидроксид бериллия, их амфотерность. Средние и основные соли бериллия, оксобериллаты, их гидролиз; комплексные соли бериллия. Галогениды бериллия, получение, строение, свойства. Токсичность бериллия и его соединений. Минералы магнезия, получение магнезия из минерального сырья, физические и химические свойства металлического магнезия. Сплавы магнезия, их значение для современной техники. Оксид и гидроксид магнезия, соли, гидролиз солей магнезия. Галогениды, получение безводных галогенидов магнезия, магнезиальный цемент. Диагональное сходство свойств соединений магнезия и лития. Элементы подгруппы кальция. Минералы кальция (известняк, мел, мрамор, гипс), стронция (целестин, стронцианит), бария (тяжелый шпат, витерит), получение металлов, их физические и химические свойства. Гидриды элементов подгруппы кальция, получение, свойства, применение. Оксиды и гидроксиды (гашеная и негашеная известь), галогениды, нитраты, малорастворимые сульфаты, карбонаты, оксалаты. Закономерности в изменении свойств соединений щелочноземельных элементов: кислотно-основных, комплексообразующих, растворимости, энергии гидратации ионов, термической устойчивости карбонатов,

сульфатов, нитратов в ряду кальций–барий. Жесткость воды (временная, постоянная), методы ее устранения. Токсичность соединений бария, опасность радиоактивного заражения стронцием. Радий, открытие радия М. Склодовской-Кюри. Выделение радия из руд, продукты радиоактивного распада радия. Общая характеристика s-металлов.

Алюминий, элементы подгруппы галлия. Минералы алюминия, переработка боксита. Получение металлического алюминия, физические и химические свойства алюминия. Сплавы алюминия, их применение. Оксид алюминия (III) и гидроксид алюминия, процессы его оляции и оксоляции. Получение алюминатов методом твердофазного синтеза, их свойства. Галогениды алюминия. Соли алюминия, гидролиз солей алюминия и алюминатов; получение и строение безводных галогенидов алюминия. Комплексные соединения и двойные соли алюминия. Диагональное сходство свойств соединений бериллия и алюминия. Применение соединений алюминия. Общая характеристика элементов подгруппы галлия. Извлечение галлия, индия, таллия из отходов производства алюминия и цветных металлов; получение, физические и химические свойства металлов, применение. Получения соединений одно- и трехвалентных элементов подгруппы галлия. Амфотерный характер оксидов и гидроксидов трехвалентных галлия, индия, таллия, их соли и комплексные соединения. Галогениды трехвалентных элементов. Применение соединений галлия, индия, таллия в полупроводниковой технике. Соединения таллия (I), сходство их с соединениями рубидия и серебра. Токсичность соединений таллия.

Элементы подгруппы германия. Общая характеристика элементов подгруппы германия. Распространенность германия (рассеянный элемент), олова, свинца в природе, минералы олова и свинца. Получение германия, очистка, его физические и химические свойства, применение в полупроводниковой технике. Получение металлического олова, свинца, их рафинирование; физические и химические свойства металлов. Применение металлов, их сплавов. Характеристика соединений четырехвалентных элементов подгруппы германия: диоксиды, гидроксиды, соли, галогениды, сульфиды. Диоксид германия, германиевые кислоты, германаты. Гидриды и металлоорганические соединения германия (IV). Оловянные кислоты, станнаты, тиостаннаты; диоксид свинца, его окислительные свойства, плюмбаты. Изменение кислотно-основных, окислительно-восстановительных, комплексообразующих свойств четырехвалентных элементов по ряду германий–свинец. Соединения двухвалентных элементов: их получение, состав, строение, свойства. Оксиды, гидроксиды, галогениды, оксосоли олова (II) и свинца (II). Растворимые и нерастворимые соли свинца (II). Восстановительные свойства соединений олова (II). Применение соединений олова и свинца: сенсорные материалы, свинцовые аккумуляторы. Токсичность свинца и его соединений. Сравнительная характеристика соединений четырех- и двухвалентных элементов подгруппы германия.

Тема 12. Общая характеристика d-металлов. Соединения элементов I–IV побочных подгрупп периодической системы

Общая характеристика d-элементов.

Элементы подгруппы меди. Сравнительная характеристика меди, серебра, золота; распространение в природе, получение. Переработка природных соединений меди, серебра, извлечение серебра из отходов переработки полиметаллических руд. Получение, аффинаж золота. Физические и химические свойства меди, серебра, золота, применение металлов и их сплавов, понятие о пробе металла. Соединения меди (II): оксид, гидроксид, соли, получение, свойства, гидролиз солей. Важнейшие комплексные соединения меди (II), их состав, строение и устойчивость. Медь (II) как важнейший биометалл. Соединения меди (I): оксид, гидроксид, получение, свойства; принцип получения солей меди (I), диспропорционирование меди (I). Соединения меди (III): купраты, периодаты и теллулаты меди (III), получение, свойства. Применение соединений меди, серебра, золота. Соединения серебра (I): оксид, гидроксид, растворимые и нерастворимые соли. Галогенидные, аммиачные и тиосульфатные комплексы серебра (I): получение, строение,

устойчивость, свойства, применение их в процессах фотографирования и серебрения. Соединения серебра (II) и (III). Оксид золота (III), его гидраты, аураты. Комплексные соединения золота (III), их состав, строение, свойства. Тетрахлорозолотоводородная кислота, ее соли, получение, свойства. Соединения одновалентного золота, комплексные соединения, получение, свойства.

Элементы подгруппы цинка. Сравнительная характеристика элементов подгруппы цинка, особенности строения электронных оболочек атомов цинка, кадмия, ртути. Минералы цинка, кадмия, ртути. Получение, физические и химические свойства металлов. Применение цинка, кадмия, ртути и их сплавов, амальгамы. Получение и свойства оксидов, гидроксидов, солей элементов подгруппы цинка; комплексные соединения цинка (II), кадмия (II), ртути (II), получение, состав, устойчивость; амидные соединения ртути. Немонотонный характера изменения кислотно-основных свойств оксидов, гидроксидов и солей (реакции гидролиза) в ряду цинк (II)–ртуть (II). Амфотерный характер оксида и гидроксида цинка(II). Окислительные свойства солей ртути (II). Соединения ртути (I): оксид, гидроксид, получение, строение, свойства; соли ртути (I) – нитрат, каломель, диспропорционирование ртути (I). Применение соединений цинка, кадмия, ртути. Токсичность соединений кадмия и ртути, способы демеркуризация помещений.

Элементы подгруппы скандия и лантаниды. Сравнительная характеристика элементов подгруппы скандия. Получение и свойства металлов, оксидов, гидроксидов, солей. Закономерности в изменении кислотно-основных свойств оксидов, гидроксидов и комплексобразующих свойств в ряду Sc–La. Применение металлов подгруппы скандия. Общая характеристика редкоземельных элементов (РЗЭ). Нахождение в природе (монацит, лопарит, ксенотим, гадолинит), открытие; строение электронных оболочек атомов, характерные валентные состояния, устойчивые степени окисления РЗЭ. Деление элементов на элементы цериевой и иттриевой подгрупп. Явление лантанидного сжатия. Получение, физические и химические свойства металлических РЗЭ, применение РЗЭ в металлургии в качестве "раскислителей", легирующих добавок. Оксиды, гидроксиды, соли РЗЭ, двойные соли. Комплексные соединения РЗЭ, закономерность в изменении их устойчивости в ряду лантан–лютеций. Комплексные соединения с полидентатными лигандами как основа современных методов разделения и очистки РЗЭ в ионообменной хроматографии и экстракции. Разделения смесей РЗЭ с использованием метода дробной кристаллизации их солей, фракционного осаждения малорастворимых соединений, различной летучести соединений. Применение соединений РЗЭ (материалы лазерной оптики, катализаторы, люминофоры и др.).

Элементы подгруппы титана. Сравнительная характеристика элементов подгруппы титана. Распространение в природе, минералы титана (ильменит, рутил, перовскит), циркония и гафния (циркон); получение металлов, очистка методом иодидного рафинирования, свойства и применение металлов и сплавов на их основе. Соединения четырехвалентных элементов подгруппы титана: оксиды и гидроксиды, оксосоли, галогениды. Изменение кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов в ряду титан–гафний. Состояние четырехвалентных титана, циркония, гафния в водных растворах, влияние pH среды на равновесие гидролиза, строение титанилона. Получение титанатов, цирконатов и гафнатов "сухим" способом и в водных растворах. Пьезоэлектрики на основе титанатов и цирконатов. Галогениды металлов, их получение, строение, свойства, применение; карбиды, нитриды, сульфиды и материалы на их основе. Пероксосоединения титана (IV). Комплексные соединения четырехвалентных титана, циркония, гафния, использование фтороцирконатов и фторогафнатов для разделения смесей циркония и гафния. Применение экстракции и ионообменной хроматографии для разделения и очистки циркония и гафния. Получение оксида, гидроксида, солей титана (III), их свойства; получение соединений титана (II). Сравнение окислительно-

восстановительной устойчивости соединений титана (IV, III, II). Применение соединений титана, циркония, гафния.

Тема 13. Соединения элементов V–VIII побочных подгрупп периодической системы

Элементы подгруппы ванадия. Сравнительная характеристика элементов подгруппы ванадия, валентные состояния элементов пятой группы. Нахождение в природе, получение, физические и химические свойства и применение металлов. Соединения пентавалентных элементов: оксиды, гидроксиды, оксосоли, получение, свойства. Влияние pH среды на состояние ионов элементов пятой группы в водных растворах: оксоанионы, полиоксоанионы, оксокатионы. Ванадаты, ниобаты, танталаты: получение, свойства; галогениды элементов. Комплексные соединения ванадия, ниобия, тантала; способы разделения ниобия и тантала. Закономерности в изменении кислотно-основных, окислительно-восстановительных и комплексообразующих свойств в ряду пентавалентных ванадий–тантал. Пероксидные соединения ванадия. Соединения ванадия (II, III, IV): получение оксидов, гидроксидов, солей, оксосолей; состояние ионов в растворе, в солях; гидролиз соединений ванадия с различными степенями окисления. Сопоставление окислительно-восстановительных и кислотно-основных свойств соединений ванадия с различными степенями окисления: +5, +4, +3, +2. Соединения ниобия и тантала в низких степенях окисления, кластерные соединения ниобия и тантала.

Элементы подгруппы хрома. Сравнительная характеристика элементов подгруппы хрома. Валентные состояния элементов шестой группы. Минералы хрома (хромистый железняк), молибдена (молибденит), вольфрама (шеелит, вольфрамит). Получение, физические и химические свойства и применение металлов. Кислородные соединения шестивалентных элементов подгруппы хрома, оксиды, гидроксиды, биядерные и полиядерные оксосоединения. Оксид хрома (VI), получение, свойства. Кислотно-основное равновесие в водных растворах хроматов в зависимости от pH. Получение хроматов в промышленности. Оксиды молибдена и вольфрама (VI), получение, свойства. Молибденовая и вольфрамовая кислоты, полимеризация анионов молибденовой и вольфрамовой кислот в кислых растворах их солей; изо- и гетерополисоединения молибденовой и вольфрамовой кислот, получение, строение, свойства и применение. Закономерности в изменении кислотно-основных, окислительно-восстановительных свойств в ряду шестивалентных элементов хром–вольфрам. Серосодержащие соединения хрома, молибдена, вольфрама: сульфиды, тиосоли (тиомолибдаты и тиовольфраматы). Пероксосоединения хрома. Галогениды, оксогалогениды элементов (VI) подгруппы хрома. Соединения хрома, молибдена, вольфрама в низших степенях окисления. Соединения хрома (III): оксид, гидроксид, их амфотерный характер; соли, оксосоли (хромиты), получение, свойства, реакции гидролиза. Гидратная изомерия солей хрома(III). Комплексные соединения и двойные соли хрома (III) (квасцы). Оксид, гидроксид хрома (II); получение солей хрома (II) (хлорид, сульфат, ацетат). Восстановительные свойства соединений двухвалентного хрома. Кислородные соединения молибдена и вольфрама в низших степенях окисления: оксиды, молибденовые и вольфрамовые "сини", вольфрамовые бронзы. Сопоставление кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений хрома со степенями окисления +2, +3, +6.

Элементы подгруппы марганца. Сравнительная характеристика элементов подгруппы марганца. Валентные состояния марганца, технеция, рения. Минералы марганца, открытие рения, синтез технеция. Получение металлов, свойства и применение металлического марганца и его сплавов. Оксиды, гидроксиды, оксосоли семивалентных элементов, получение, свойства; закономерности в изменении кислотно-основных, окислительно-восстановительных свойств в ряду Mn–Re. Марганцовая кислота, перманганаты, получение и свойства перманганата калия. Влияние на окислительную способность перманганата концентрации ионов водорода в водных растворах. Пертехнаты

и перренаты, получение, состав и свойства. Соединения марганца (VI): марганцовистая кислота и манганаты, получение, свойства, применение, окислительно-восстановительные свойства. Соединения четырехвалентных соединений подгруппы марганца: диоксиды, гидроксиды, соли, получение и свойства, изменении кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств в ряду Mn–Re. Оксид марганца (IV), манганаты (IV). Амфотерность диоксида марганца и окислительно-восстановительные реакции с его участием. Соединения элементов подгруппы марганца в низших степенях окисления: оксиды, гидроксиды, соли, оксосоли, комплексы марганца (II, III), их получение, свойства. Кластерные соединения рения. Сопоставление кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений марганца (и его аналогов) в различных степенях окисления. Применение соединений элементов подгруппы марганца.

Элементы семейств железа и платиновых металлов. Сравнительная характеристика элементов семейства железа. Валентные состояния элементов триады железа, характер изменения устойчивости высшей степени окисления в ряду железо–никель. Минералы железа (магнетит, гематит, сидерит, пирит), кобальта (кобальтин), никеля (пентландит). Получение железа восстановлением железных руд водородом или природным газом; процесс получения чугуна и стали. Получение кобальта и никеля из сульфидных руд. Физические и химические свойства железа, кобальта, никеля, применение металлов. Соединения двухвалентных элементов: оксиды, гидроксиды, соли, комплексы, получение, свойства. Гидроксид железа (II), соли железа (II) (сульфат, соль Мора, хлорид, карбонат, оксалат). Соли кобальта (II) и никеля (II). Важнейшие соединения трехвалентных элементов триады: оксиды, гидроксиды, соли, комплексные соединения. Оксид железа (III), смешанные оксиды. Гидроксид железа (III), получение и свойства; ферраты (III), их применение. Соли железа (III), гидролиз солей. Фторид кобальта (III). Сравнение устойчивости комплексных соединений кобальта (II) и кобальта (III). Карбонилы кобальта и никеля. Получение соединений железа (VI), ферраты, их окислительные свойства. Сравнение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений железа со степенями окисления +2, +3, +6.

Роль отечественных ученых в изучении химии платиновых элементов (К. К. Клаус, Л. А. Чугаев, И. И. Черняев). Сравнительная характеристика семейства платиновых металлов, значение комплексных соединений в химии платиновых элементов. Закономерности в изменении устойчивости характерных степеней окисления в соединениях платиновых элементов (в триадах и диадах). Извлечение элементов группы платиновых металлов из руд, разделение смеси соединений платиновых металлов; получение, физические и химические свойства металлов, способы перевода их в раствор, применение металлов. Важнейшие бинарные соединения платиновых элементов – оксиды, галогениды, халькогениды. Разнообразие комплексные соединения платиновых металлов. Соединения рутения и осмия в степени окисления +8, +6. Соли родия (III) и иридия (III). Соединения палладия (II), платины (II) и платины (IV), их строение и свойства. Амидо- и гидроксореакции комплексов платины (IV). Гексахлороплатиноводородная кислота и ее соли. Инертность комплексов платины, явление геометрической изомерии, эффект трансвлияния Черняева. Применение соединений платиновых металлов в химической технологии и медицине.

9. Текущий контроль по дисциплине

Текущий контроль по дисциплине проводится путем контроля посещаемости, ответов на семинарских занятиях, выполнения письменных заданий к семинарским занятиям, выполнения письменных подготовок к лабораторным работам, выполнения письменных компетентностно-ориентированных вопросов и заданий к теме, тестовой проверки готовности к лабораторной работе, выполнения экспериментальной лабораторной работы, защиты отчета по лабораторной работе, защиты отчета по синтезу; устных 5 коллоквиумов (по темам: техника лабораторных работ; строение атома; теории

химической связи; химия неметаллов; химия элементов побочных п/г V–VIII групп), выполнение трех самостоятельных работ (по темам: работа со справочной литературой; определение содержания вещества в растворе; номенклатура неорганических соединений), выполнение трех контрольных работ (по темам: типы и свойства растворов; химия элементов главных п/г I–IV групп; химия элементов побочных п/г I–IV групп), выполнение 10 модулей и фиксируется в форме контрольной точки не менее одного раза в семестр.

Текущий контроль позволяет проверить приобретенные знания по ОПК-1 (ИОПК-1.1., ИОПК-1.2., ИОПК-1.3.), ОПК-2 (ИОПК-2.1. ИОПК-2.2. ИОПК-2.3.) ОПК-6 (ИОПК-6.1, ИОПК-6.2, ИОПК-6.3).

10. Порядок проведения и критерии оценивания промежуточной аттестации

Промежуточный контроль знаний – зачет (2), экзамен (2). В курсе используется балльно-рейтинговая система оценки знаний. Итоговая оценка за семестр складывается из суммы баллов, полученных на экзамене, и баллов, набранных в семестре по результатам текущего контроля. Для допуска к экзамену необходимо набрать не менее 50 % баллов от текущего контроля, который составляет 755 б., 950 б. в 1-ом и 2-ом семестрах соответственно. Суммарный рейтинг курса (с экзаменом) – 1040 б. (1-ый семестр), 1230 б. – 2-ой семестр. В первом семестре экзамен сдается устно, во втором – письменно.

Экзаменационный билет первого семестра состоит из двух частей. Первая часть содержит 2 теоретических вопроса, вторая часть состоит из 7 вопросов, проверяющих ОПК-1. Продолжительность подготовки ответа по билетам 2 часа, ответ 30 минут.

Экзаменационный билет второго семестра состоит из 8 вопросов, проверяющих ОПК-1. Продолжительность подготовки ответа по билетам 3 часа.

Образцы экзаменационного билета и практического задания к нему (1-ый семестр, 250 б) Критерии оценивания указаны в примерах экзаменационных билетов. Максимальный балл выставляется за полный ответ на все вопросы, если ответ неполный балл снижается, при неверном ответе или его отсутствии балл не выставляется.

Экзаменационный билет № 10

1. Рассмотрение ковалентной связи в теории валентных схем (ВС). Условия и механизмы образования связи, связи σ -, π -, δ -типа. Характеристики и свойства ковалентной связи (насыщаемость и направленность). (60 б.).

Максимальная оценка – 60 баллов.

Критерии оценивания

1. Понятие теории и ее структуры – 3 б.
2. Основные положения теории ВС, условия образования ковалентной связи – 10 б.
3. Связи σ -, π -, δ -тип, механизм их образования – 10 б.
4. Характеристики связи: энергия, длина, кратность, угол связи, полярность – 7 б.
5. Размерность характеристик связи – 3 б.
6. Понятия насыщенности связи и валентности атома – 10 б.
7. Синонимы понятия валентности: ковалентность, электрвалентность, СО, КЧ – 7б.
8. Понятие направленности связи на примерах молекул, образованных элементами 2, 3-го периодов – 10 б.

1. Давление пара бинарных разбавленных растворов неэлектролитов, законы Рауля. Давление пара растворов электролитов. Явления расплывания и выветривания кристаллогидратов солей. (60 б).

Максимальная оценка – 60 баллов.

Критерии оценивания

1. Условия применимости закона Рауля относительно понижения упругости пара растворителя над раствором неэлектролита по сравнению с чистым растворителем – 8 б.
2. Понятие идеального раствора – 6 б.
3. Формулировка и математическая запись закона Рауля для растворов неэлектролитов – 12 б.
4. Понятие изотонического коэффициента – 5 б.
5. Математическая запись закона Рауля для растворов электролитов – 7 б.
6. Сравнение упругости паров растворителя над растворами неэлектролита и электролита одинаковой концентрации – 8 б.
7. Объяснение явления расплывания кристаллогидратов солей – 6 б.
8. Объяснение явления выветривания кристаллогидратов солей – 6 б.

Практические задания

1. Константа равновесия для реакции $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$ равна при некоторой температуре 39,4. Зная, что при состоянии равновесия $[\text{CO}] = 0,2$ моль/л, $[\text{COCl}_2] = 0,8$ моль/л, вычислите исходную концентрацию хлора. (20 б.).

Максимальная оценка – 20 баллов.

Критерии оценивания

1. Запись выражения ЗДМ для указанного равновесия в общем виде – 5 б.
2. Представление логики понимания происходящих процессов и их характеристик в системе: начальные концентрации, концентрации прореагировавшие, конечные равновесные концентрации – 5 б.
3. Запись выражения ЗДМ с использованием выражений для равновесных концентраций – 5 б.
4. Нахождение неизвестной величины из выражения для константы равновесия, указание значений исходной и равновесной концентраций хлора – 5 б.

2. Для атома Co и иона Co^{3+} напишите электронные формулы, укажите распределение электронов по уровням, подуровням, орбиталям (сравнительная энергетическая диаграмма) и число неспаренных электронов, а также запишите набор квантовых чисел для всех валентных электронов атома Co. (20 б.).

Максимальная оценка – 20 баллов.

Критерии оценивания

1. Запись для атома Co и иона Co^{3+} полных и сокращенных электронных формул – 5 б.
2. Распределение электронов по уровням, подуровням, орбиталям для атома Co – 3 б.
3. Распределение электронов по уровням, подуровням, орбиталям для иона Co^{3+} – 3 б.
4. Число неспаренных электронов у атома Co и иона Co^{3+} – 1 б.
5. Набор квантовых чисел для всех валентных электронов атома Co – 4 б.
6. Набор квантовых чисел для всех валентных электронов иона Co^{3+} – 4 б.

3. Изобразите перекрывание атомных орбиталей (с учетом гибридизации) при образовании газообразных молекул TeCl_4 . Какова форма молекул? (15 б.).

Максимальная оценка – 15 баллов.

Критерии оценивания

1. Структурная формула молекулы – 1 б.
2. Тип гибридизации ц. а. – 2 б.
3. Число поделенных и неподеленных электронных пар (ПП, НП) у ц. а. – 2 б.
4. Геометрический тип распределение ПП и НП в пространстве – 5 б.
5. Форма молекулы TeCl_4 – 5 б.

4. В медицинской практике часто пользуются 0,9 %-ным раствором NaCl ($\rho = 1$ г/мл). Вычислите молярную концентрацию этого раствора и массу соли, введенную в организм при вливании 400 мл физиологического раствора. (15 б.).

Максимальная оценка – 15 баллов.

Критерии оценивания

1. Масса 1 л физиологического раствора – 3 б.
2. Масса NaCl в 1 л раствора – 3 б.
3. Число моль NaCl в 1 л физиологического раствора – 3 б.
4. Молярность раствора – 2 б.
5. Масса NaCl в 400 мл раствора – 4 б.

5. Какого типа кристаллическую решетку имеют в твердом состоянии хлор, диоксид углерода, тетрахлорид кремния, кремний, фторид калия? (22 б).

Максимальная оценка – 22 баллов.

Критерии оценивания

1. Указать и объяснить тип решетки Cl₂ (т.) – 4 б.
2. Указать и объяснить тип решетки CO₂ (т.) – 4 б.
3. Указать и объяснить тип решетки SiCl₄ (т.) – 5 б.
4. Указать и объяснить тип решетки Si (т.) – 5 б.
5. Указать и объяснить тип решетки KF (т.) – 4 б.

6. Напишите молекулярные и сокращенные ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей (NH₄)₂S и Ba(CH₃COO)₂. Укажите среду в растворе этих солей. (18 б).

Максимальная оценка – 18 баллов.

Критерии оценивания

1. Молекулярное уравнение гидролиза соли (NH₄)₂S – 4 б.
2. Ионное уравнение гидролиза, среда в растворе соли (NH₄)₂S – 5 б.
3. Молекулярное уравнение гидролиза соли Ba(CH₃COO)₂ – 4 б.
4. Ионное уравнения гидролиза, среда в растворе соли Ba(CH₃COO)₂ – 5 б.

7. Приведите примеры геометрических и оптических изомеров для комплексных ионов. (20 б.).

Максимальная оценка – 20 баллов.

Критерии оценивания

1. Понятие геометрической цис-, транс-изомерии – 4 б.
2. Примеры цис-, транс-изомеров (например, для Pt²⁺) – 6 б.
3. Понятие оптической изомерии – 4 б.
4. Примеры оптических изомеров (например, для Cr³⁺) – 6 б.

Результаты дисциплины определяются оценками «отлично», «хорошо», «удовлетворительно», «неудовлетворительно». Итоговая оценка учитывает результаты экзамена и рейтинга семестра: суммарный рейтинг курса – 1040 балла.

Соответствие оценки рейтингу (1-ый семестр):

811– 1040 б. (78 % от суммарного рейтинга курса) – отлично;

676–810 б. (65 % от суммарного рейтинга курса) – хорошо;

520–675 б. (50 % от суммарного рейтинга курса) – удовлетворительно;

менее 520 б. (менее 50 % от суммарного рейтинга курса) – неудовлетворительно.

Образец экзаменационного билета (2-ой семестр, 280 б.) Критерии оценивания указаны в примерах экзаменационных билетов. Максимальный балл выставляется за полный ответ на все вопросы, если ответ неполный балл снижается, при неверном ответе или его отсутствии балл не выставляется.

Экзаменационный билет № 5

1. Галогеноводороды: получение, сравнительная характеристика физических и химических свойств. Получение, свойства плавиковой кислоты и фторидов. Получение в промышленности, свойства соляной кислоты; получение и свойства хлоридов, применение. 45 б.

Максимальная оценка – 45 баллов.

Критерии оценивания

1. Методы получения галогеноводородов в лаборатории и промышленности – 7 б.
2. Сравнение физических свойств в ряду галогеноводородов – 7 б.
3. Сравнение химических свойств в ряду галогеноводородов – 7 б.
4. Получение плавиковой кислоты, фторидов – 6 б.
5. Свойства плавиковой кислоты и фторидов, их применение – 6 б.
6. Получение в промышленности, свойства соляной кислоты – 6 б.
7. Получение и свойства хлоридов, применение – 6 б.

2. Получение, сравнительная характеристика свойств оксидов, гидроксидов элементов подгруппы галлия; соли и комплексные соединения. Соединения одновалентного галлия. 50 б.

Максимальная оценка – 50 баллов.

Критерии оценивания

1. Способы получения оксидов и гидроксидов элементов подгруппы галлия – 12 б.
2. Сравнительная характеристика химических свойств оксидов, гидроксидов элементов подгруппы галлия – 15 б.
3. Соли трехвалентных галлия, индия, таллия – получение, свойства – 10 б.
4. Оксид, гидроксид, соли таллия(I) – 13 б.

3. Напишите в молекулярной и ионной формах уравнения реакций, происходящих при постепенном добавлении к V_2O_5 раствора NaOH и при постепенном добавлении к раствору Na_3VO_4 серной кислоты (конц.). 15 б.

Максимальная оценка – 15 баллов.

Критерии оценивания

1. Реакции получения орто-, метаванадатов при растворении V_2O_5 в растворе NaOH в молекулярной форме – 4 б.
2. Реакции получения орто-, метаванадатов в ионной форме – 3 б.
3. Реакции получения поливанадатов (ди-, гекса-, декаванадатов) при постепенном добавлении к раствору Na_3VO_4 серной кислоты (конц.) в молекулярной форме – 5 б.

4. Реакции получения поливанадатов (ди-, гекса-, декаванадатов) в ионной форме – 3 б. 4. Чем обусловлено сходство химии лития и магния, в чем оно проявляется? 15 б.

Максимальная оценка – 15 баллов.

Критерии оценивания

1. Положение лития и магния в периодической системе – 2 б.
2. Закономерности изменения радиусов ионов вдоль периода и в главных подгруппах – 5 б.
3. Объяснение близости радиусов ионов лития и магния – 3 б.
4. Примеры влияния близости радиусов ионов лития и магния на свойства их соединений (образование нитридов, основность гидроксидов, образование кристаллогидратов солей и др.) – 5 б.

5. Сколько граммов оксида бария надо растворить в литре воды для получения ~1 %-ного раствора ($\rho = 1 \text{ г/см}^3$) гидроксида бария? Какова молярная концентрация этого раствора? 20 б.

Максимальная оценка – 20 баллов.

Критерии оценивания

1. Вычисление массы m 1 л ~1 %-ного раствора $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – 6 б.
2. Вычисление массы m_1 $\text{Ba}(\text{OH})_2$, необходимого для приготовления 1 л раствора массой m – 7 б.
3. Число молей n $\text{Ba}(\text{OH})_2$, соответствующее его массе m_1 – 4 б.
4. Молярная концентрация раствора $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – 3 б.

6. При длительном хранении на воздухе серебряные украшения тускнеют. С чем это связано (запишите уравнение химической реакции)? Какие наиболее безопасные методы очистки ювелирного изделия вы можете предложить? Объясните, на каких свойствах основан взятый процесс очистки. 15 б.

Максимальная оценка – 15 баллов.

Критерии оценивания

1. Уравнение реакции, протекающей при хранении серебряного украшения на воздухе – 5 б.
2. Механические методы очистки ювелирного изделия – 3 б.
3. Химические методы очистки ювелирного изделия без его повреждения – 7 б.

7. Укажите типы карбонатов металлов по их составу, приведите уравнения реакций их получения. Как получают соду и поташ в промышленности? 20 б.

Максимальная оценка – 20 баллов.

Критерии оценивания

1. Кислые карбонаты, примеры, уравнение реакции получения – 3 б.
2. Основные карбонаты, примеры, уравнение реакции получения – 4 б.
3. Средние карбонаты, примеры, уравнение реакции получения – 3 б.
4. Уравнения реакций получения соды в промышленности – 5 б.
5. Уравнение реакции получения поташа в промышленности – 5 б.

8. Напишите уравнения следующих реакций, подберите коэффициенты:

а) $\text{SnCl}_4 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \dots$ б) $\text{H}_3\text{PO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$ в) $\text{AlCl}_3 (\text{p-p}) + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$ 10 б.

Максимальная оценка – 10 баллов.

Критерии оценивания результатов

1. Написание продуктов реакции; расстановка коэффициентов в уравнении а; 3 б.
2. Написание продуктов реакции; расстановка коэффициентов в уравнении б; 4 б.
3. Написание продуктов реакции; расстановка коэффициентов в уравнении в; 3 б.

Результаты дисциплины определяются оценками «отлично», «хорошо», «удовлетворительно», «неудовлетворительно». Итоговая оценка учитывает результаты экзамена и рейтинга семестра: суммарный рейтинг курса – 1230 балла.

Соответствие оценки рейтингу (2-ой семестр):

959–1230 б. (78 % от суммарного рейтинга курса) – отлично;

799–958 б. (65 % от суммарного рейтинга курса) – хорошо;

615–798 б. (50 % от суммарного рейтинга курса) – удовлетворительно;

менее 615 б. (менее 50 % от суммарного рейтинга курса) – неудовлетворительно.

11. Учебно-методическое обеспечение

а) Электронный учебный курс по дисциплине в электронном университете «Moodle» - <https://moodle.tsu.ru/course/view.php?id=23502>

б) Скорик Н. А. Общая химия. Лабораторные, семинарские и практические занятия / Н. А. Скорик, В. В. Козик. – Томск: Изд-во ТГУ, 2006. – 446 с.

[Электронная библиотека ТГУ \(доступно читателям НБ ТГУ\)](#)

в) Скорик Н. А. Неорганическая химия: Лабораторные, семинарские и практические занятия: в 2 т. / Н. А. Скорик, Л. П. Борило, Н. М. Коротченко. – Томск: Изд-во ТГУ, 2018. – 264, 284с.

[Электронная библиотека ТГУ \(доступно читателям НБ ТГУ\)](#)

12. Перечень учебной литературы и ресурсов сети Интернет

а) основная литература:

– Дроздов А. А. Неорганическая химия: в 3 т.; т. 1, 2; т. 3 (кн. 1., 2) / А. А. Дроздов, В. П. Зломанов, Г. Н. Мазо, Ф. М. Спиридонов; под ред. Ю. Д. Третьякова. – М.: Академия, 2004–2008. – 233, 365, 348, 399 с. [Электронная библиотека ТГУ \(доступно читателям НБ ТГУ\)](#)

– Шевельков А.В. Неорганическая химия / А. В. Шевельков, А. А. Дроздов, М. Е. Тамм; под ред. А. В. Шевелькова. – М. : Лаборатория знаний, 2021. – 586 с.

– Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М. : Высшая школа, 2009. – 742 с.

[Электронная библиотека ТГУ \(доступно читателям НБ ТГУ\)](#)

– Иванова Ф. И. Теоретические основы неорганической химии: учебное пособие / Ф. И. Иванова. – Чебоксары: Изд-во Чувашского ун-та, 2010. – Агарков А.П. Экономика и управление на предприятии / А.П. Агарков [и др.]. – М.: Дашков и Ко, 2021. – 400 с.

<https://koha.lib.tsu.ru/cgi-bin/koha/opac-detail.pl?biblionumber=304687>

б) дополнительная литература:

– Третьяков Ю. Д. Неорганическая химия. Химия элементов: кн. 1, 2 / Ю. Д. Третьяков, Л. И. Мартыненко, А. Н. Григорьев, А. Ю. Цивадзе. – М. : Химия, 2001. – 471, 1053 с. [Электронная библиотека ТГУ \(доступно читателям НБ ТГУ\)](#)

– Некрасов Б. В. Основы общей химии: в 2 т. / Б. В. Некрасов. – СПб. : Лань, 2003. – 656, 687 с. 5. Угай Я. А. Общая и неорганическая химия / Я. А. Угай. – М. : Высшая школа, 2000–2004. – 526 с. [Электронная библиотека ТГУ \(доступно читателям НБ ТГУ\)](#)

в) ресурсы сети Интернет:

– www.chem.msu.ru (<http://www.chemnet.ru>) – портал фундаментального химического образования России – доступ свободный (дата обращения: 06.10.16).

– <http://chem100.ru/elem.php?n=16> – справочник химика – доступ свободный (дата обращения: 05.10.16).

– <https://xumuk.ru/spravochnik/a.html> – справочник по веществам – доступ свободный (дата обращения: 05.10.16).

– <https://xumuk.ru/> – сайт о химии – доступ свободный (дата обращения: 07.10.16)13. Перечень информационных технологий.

а) лицензионное и свободно распространяемое программное обеспечение:

– Microsoft Office Standart 2013 Russian: пакет программ. Включает приложения: MS Office Word, MS Office Excel, MS Office PowerPoint, MS Office On-eNote, MS Office Publisher, MS Outlook, MS Office Web Apps (Word Excel MS PowerPoint Outlook);

– публично доступные облачные технологии (Google Docs, Яндекс диск и т.п.).

б) информационные справочные системы:

– Электронный каталог Научной библиотеки ТГУ – <http://chamo.lib.tsu.ru/search/query?locale=ru&theme=system>

– Электронная библиотека (репозиторий) ТГУ – <http://vital.lib.tsu.ru/vital/access/manager/Index>

- ЭБС Лань – <http://e.lanbook.com/>
- ЭБС Консультант студента – <http://www.studentlibrary.ru/>
- Образовательная платформа Юрайт – <https://urait.ru/>
- ЭБС ZNANIUM.com – <https://znanium.com/>
- ЭБС IPRbooks – <http://www.iprbookshop.ru/>

14. Материально-техническое обеспечение

Обучение дисциплине осуществляется с использованием следующих площадей и оборудования:

– лекционная аудитория, оснащенная мультимедийным оборудованием для демонстрации презентаций, слайдов и компьютерной анимации; интерактивной доской (аудитория № 311 6-го учебного корпуса ТГУ);

– лабораторные аудитории (№ 219, 6-го учебного корпуса ТГУ).

Лаборатории оснащены вытяжными и сушильными шкафами, муфелями, весами, электроплитками, дистилляторами, центрифугами, термометрами; стеклянной и фарфоровой посудой; необходимыми для выполнения лабораторных работ реактивами.

15. Информация о разработчиках

Борило Людмила Павловна, д-р техн. наук, профессор, кафедра неорганической химии Национального исследовательского Томского государственного университета, профессор;

Кузнецова Светлана Анатольевна, канд. хим. наук, доцент, кафедра неорганической химии Национального исследовательского Томского государственного университета, доцент.