

Белорусский государственный университет

УТВЕРЖДАЮ

Проректор по учебной работе
и образовательным инновациям

_____ О.Н. Здрок

«30» июня 2021 г.

Регистрационный № УД- 10430/уч.

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

**Учебная программа учреждения высшего образования
по учебной дисциплине для специальностей:**

1-31 05 01 Химия (по направлениям)

направления специальности:

1-31 05 01-01 Химия (научно-производственная деятельность);

1-31 05 01-02 Химия (научно-педагогическая деятельность);

1-31 05 01-03 Химия (фармацевтическая деятельность)

1-31 05 02 Химия лекарственных соединений

1-31 05 03 Химия высоких энергий

1-31 05 04 Фундаментальная химия

2021 г.

Учебная программа составлена на основе учебных планов №G31-01-005/уч., №G31-1-006/уч., №G31-1-007/уч., №G31-1-008/уч., №G31-1-009/уч., №G31-1-010/уч., утвержденных 25.05.2021г.

СОСТАВИТЕЛИ:

Е. И. Василевская, заведующий кафедрой неорганической химии Белорусского государственного университета, кандидат химических наук, доцент;

Е. А. Стрельцов, заведующий кафедрой электрохимии Белорусского государственного университета, доктор химических наук, профессор;

С. В. Ващенко, доцент кафедры неорганической химии Белорусского государственного университета, кандидат химических наук, доцент;

Т. В. Свиридова, профессор кафедры неорганической химии Белорусского государственного университета, доктор химических наук, доцент.

РЕЦЕНЗЕНТЫ:

А. И. Кулак, директор ГНУ «Институт общей и неорганической химии НАН Беларуси», чл.-корр. НАН Беларуси, доктор химических наук, профессор;

В.Н. Хвалюк, заведующий кафедрой общей химии и методики преподавания химии Белорусского государственного университета, кандидат химических наук, доцент.

РЕКОМЕНДОВАНА К УТВЕРЖДЕНИЮ:

Кафедрой неорганической химии
(протокол №11 от 05.04.2021 г.)

Научно-методическим Советом БГУ
(протокол № 5 от 24.05.2021 г.)

Зав.кафедрой _____



Василевская Е.И.

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Учебная дисциплина «Неорганическая химия» является одной из важнейших фундаментальных дисциплин в системе химического образования. Более того, в учебных планах большинства университетов с изучения данной учебной дисциплины начинается подготовка квалифицированных специалистов-химиков. Изучение неорганической химии опирается на знание студентами основ химии, физики и математики в объеме программ обязательного среднего (полного) образования.

Цель данной учебной дисциплины – формирование современного естественнонаучного мировоззрения и теоретического фундамента для последующего овладения знаниями в области химии, представлений о взаимосвязи строения и свойств неорганических веществ, закономерностях протекания химических процессов.

Задачи данной учебной дисциплины:

- познакомить студентов с фактическим материалом по химии элементов и тенденциями в изменении свойств простых веществ и соединений элементов на основе современных представлений о строении вещества, природе химической связи и закономерностях протекания химических процессов;
- научить использовать основные химические теории и закономерности для объяснения химической активности неорганических соединений;
- ознакомить с принципами синтеза неорганических соединений, перспективами их использования;
- сформировать навыки самостоятельной работы с учебной и специальной литературой, навыки проведения химического эксперимента, умения обобщать и обсуждать экспериментальные результаты.

Учебная программа по учебной дисциплине «Неорганическая химия» включает обширный теоретический раздел, в котором на современном уровне рассматриваются основные химические воззрения, теории, законы. Необходимость теоретического вводного раздела в типовой учебной программе по учебной дисциплине «Неорганическая химия» общепринята, так как только на этой основе можно организовать обсуждение фактического материала по свойствам химических элементов и их соединений.

Место учебной дисциплины в системе подготовки специалиста с высшим образованием.

Учебная дисциплина относится к модулю «Неорганическая химия» государственного компонента высшего образования.

Содержание данной учебной дисциплины служит основой для последующего более детального рассмотрения теоретических вопросов химии в таких учебных дисциплинах, как «Кристаллохимия», «Аналитическая химия», «Фармацевтическая химия», «Физическая химия», а также в ряде специальных курсов и курсов по выбору студентов, предлагаемых кафедрой неорганической химии.

Требования к компетенциям

Освоение учебной дисциплины «Неорганическая химия» должно обеспечить формирование следующих компетенций, предусмотренных учебными планами высшего образования первой ступени по специальностям 1-31 05-01 Химия (по направлениям), 1-31 05 02 Химия лекарственных соединений, 1-31 05 03 Химия высоких энергий и 1-31 05 04 Фундаментальная химия:

БПК-3. Применять основные понятия, законы и теории неорганической химии при характеристике состава, строения, химических свойств простых веществ и неорганических соединений, планировать и осуществлять эксперимент по синтезу неорганических веществ с использованием методических указаний и литературных источников

В результате освоения учебной дисциплины студент должен:

знать:

- основные законы химии;
- природу химической связи;
- основные типы химических реакций и условия их протекания;
- свойства представителей основных классов неорганических соединений и их использование в народном хозяйстве;
- методы получения неорганических соединений;
- правила безопасного поведения при работе с неорганическими веществами, лабораторной посудой и оборудованием;

уметь:

- использовать знание свойств неорганических соединений в научной и практической деятельности;
- использовать теоретический аппарат неорганической химии для объяснения и решения расчетных задач;
- обращаться с химической посудой, лабораторным оборудованием, химическими веществами;
- осуществлять эксперимент по синтезу неорганических соединений с использованием методических указаний и литературных источников;

владеть:

- номенклатурой неорганических соединений;
- способами расчета основных характеристик химических веществ и параметров химических реакций на основе справочных данных;
- приемами обращения с химическими веществами, посудой и оборудованием;
- методиками проведения химического эксперимента по синтезу неорганических соединений.

Структура учебной дисциплины

Дисциплина изучается в 1 и 2 семестре. Всего на изучение учебной дисциплины «Неорганическая химия» отведено 616 часов, в том числе 330 аудиторных часов, общая трудоемкость 18 зачетных единиц.

Распределение трудоемкости по семестрам следующее:

1 семестр: всего 308 часов, в том числе 168 аудиторных часов, из них: лекции – 48 часов, семинарские занятия - 22 часов, практические занятия – 30 часов, лабораторные занятия – 42 часа, управляемая самостоятельная работа – 26 часов.

Трудоемкость учебной дисциплины в первом семестре составляет 9 зачетных единиц.

Форма текущей аттестации – экзамен и зачет.

2 семестр: всего 308 часов, в том числе 162 аудиторных часа, из них: лекции – 50 часов, семинарские занятия - 8 часов, практические занятия – 8 часов, лабораторные занятия – 78 часов, управляемая самостоятельная работа – 18 часов.

Трудоемкость учебной дисциплины во втором семестре составляет 9 зачетных единиц.

Форма текущей аттестации – экзамен и зачет.

СОДЕРЖАНИЕ УЧЕБНОГО МАТЕРИАЛА

Раздел 1. Теоретические основы неорганической химии

Тема 1.1. Введение. Атомно-молекулярное учение

Предмет, задачи и проблемы современной неорганической химии. Значение химии в народном хозяйстве Республики Беларусь.

Основные понятия химии. [Атом, молекула. Химический элемент. Простое и сложное вещество. Моль как мера количества вещества.] Молекулярное и немолекулярное строение вещества.

Основные стехиометрические законы. [Законы сохранения массы и энергии, кратных отношений, постоянства состава, объемных отношений. Закон Авогадро. Их современная трактовка.]

Тема 1.2. Строение атома

Волновая теория строения атома. [История развития представлений о строении атома]. Постулаты Бора. Двойственная природа электрона. Волновая функция. Принцип неопределенности Гейзенберга. Понятие об электронном облаке. Электронная плотность. Квантовые числа как характеристика состояния электрона в атоме.

Понятие об энергетическом уровне, подуровне, электронном слое, электронной оболочке, атомной орбитали. Принцип Паули. Правило Хунда. Стационарные и возбужденные состояния атома. Понятие об эффективном заряде ядра атома. Константа экранирования. Правила Слэтера.

Тема 1.3. Периодический закон и периодическая система химических элементов

Периодический закон. Периодическая система. Особенность заполнения электронами атомных орбиталей и формирование периодов. Значение и физический смысл периодического закона. Границы периодической системы.

Периодичность свойств атомов химических элементов. Радиусы атомов. Орбитальные и эффективные радиусы. Изменение атомных и ионных радиусов по периодам и группам. Эффекты *d*- и *f*-сжатия. Энергия ионизации атомов. Энергия сродства к электрону. Факторы, их определяющие. Электроотрицательность элементов. Различные подходы для определения электроотрицательности. Понятие о внутренней и вторичной периодичности. Диагональные аналоги в периодической системе элементов.

Тема 1.4. Химическая связь

Природа химической связи. Основные типы химических связей. Ковалентная (полярная и неполярная), ионная, металлическая связь. Образование ковалентной связи по обменному и донорно-акцепторному механизму.

Количественные характеристики химических связей. Энергия связи. Длина связи. Степень ионности связи. Дипольный момент связи. Дипольный момент многоатомной молекулы.

Метод валентных связей (ВС). Валентность *s*-, *p*-, *d*-, *f*-элементов. Координационное число и степень окисления элемента в его соединениях.

Основные положения метода ВС. Двухэлектронный и двухцентровый характер ковалентной связи. Насыщаемость связи. Структуры Льюиса. Резонансные структуры. Делокализованные ковалентные связи. Электронодефицитные и электроноизбыточные структуры. Одиночные и кратные связи. Сигма (σ)- и пи (π)-связи. Образование кратных связей элементами 3-7 периодов.

Направленность химических связей. Угол связи. Концепция гибридизации атомных орбиталей. Различные типы гибридизации: sp -, sp^2 -, sp^3 -, sp^3d -, sp^3d^2 . Гибридизация атомных орбиталей, содержащих неподеленные пары электронов. Пространственная конфигурация молекул в рамках представления об отталкивании электронных пар (метод Гиллеспи). Пространственная конфигурация молекул и ионов типа AB_2 , AB_3 , AB_2E , AB_4 , AB_3E , AB_2E_2 , AB_5 , AB_4E , AB_3E_2 , AB_2E_3 , AB_6 , AB_5E , AB_4E_2 .

Полярность и поляризуемость химических связей. Трактовка полярных связей в рамках концепции поляризации ионов. Предсказательные способности концепции поляризации ионов*.

Метод молекулярных орбиталей (МО). Связывающие, несвязывающие, разрыхляющие МО, σ - и π -МО. Энергетические диаграммы двухатомных гомоядерных и гетероядерных молекул элементов второго периода. Определение порядка (кратности) связей. Двухатомные ионы (O_2^- , O_2^{2-} , O_2^+ , N_2^- , N_2^+ , NO^- , NO^+ , CO^+ , CO^-) и их устойчивость по сравнению с молекулами. Энергетические диаграммы молекулярных частиц HF , LiH , I_3^{*-} . Предсказательные и объяснительные способности метода МО на примерах O_2 , CN , NO .

Сопоставление методов МО и ВС. Сравнительные возможности методов в объяснении строения и свойств химических соединений.

Тема 1.5. Комплексные соединения

Состав комплексных соединений. Внешняя и внутренняя координационные сферы. Катионные, анионные и нейтральные комплексы. Номенклатура комплексных соединений. Комплексообразователи. Факторы, определяющие способность атомов и ионов выступать в роли комплексообразователей. Координационное число комплексообразователя. Изменение координационных чисел атомов элементов по группам периодической системы. Положение типичных комплексообразователей в периодической системе. Лиганды. Молекулы и ионы в качестве лигандов. Факторы, определяющие их способность выступать в роли лигандов. Моно- и полидентатные лиганды, мостиковые лиганды, σ -донорные и π -акцепторные лиганды.

Химическая связь в координационных соединениях. Трактовка химических связей в координационных соединениях с позиции метода ВС. Пространственная конфигурация комплексных ионов. Основные положения теории кристаллического поля. Энергия расщепления d -орбиталей в октаэдрическом и тетраэдрическом поле лигандов. Спектрохимический ряд лигандов. Понятие о высоко- и низкоспиновых комплексах*¹.

¹ Знаком (*) отмечены вопросы повышенного уровня сложности.

Комплексообразование с точки зрения теории кислот и оснований Льюиса. Понятие о жестких и мягких кислотах и основаниях.

Изомерия комплексных соединений. [Роль комплексных соединений в природе, использование в промышленности, сельском хозяйстве и медицине].

Тема 1.6. Межмолекулярное взаимодействие. Конденсированные системы

Силы Ван-дер-Ваальса. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействие. Энергия межмолекулярного взаимодействия.

Водородная связь. Природа водородной связи. Энергия и длина водородной связи. Меж- и внутримолекулярная водородная связь. Классическая и неклассическая водородная связь. Влияние водородной связи на физические свойства веществ.

Агрегатное состояние вещества. Особенности различных агрегатных состояний вещества. Диаграмма состояния однокомпонентной системы (на примере воды). Параметры системы. Понятие о тройной точке. Особенности жидкого состояния. Аморфные твердые вещества. Стекла. Понятие о жидких кристаллах.

Кристаллы. Кристаллическая структура вещества и химическая связь. Деление кристаллов по типу связи: атомные (ковалентные), ионные, металлические и молекулярные. Кристаллическая решетка. Элементарная ячейка. Типы элементарных ячеек Браве*. Геометрические модели плотнейшей упаковки. Наиболее распространенные типы кристаллических решеток: кубическая объемноцентрированная, кубическая гранецентрированная, гексагональная. Полиморфизм. Твердые растворы и соединения внедрения. Изоморфизм.

Кристаллы идеальные и реальные. Нестехиометрические соединения. Дефекты в кристаллах. Классификация дефектов.

Зонная теория кристаллов. Зона проводимости, валентная зона, запрещенная зона. Уровень Ферми*. Понятие о металлах, диэлектриках и полупроводниках. Полупроводники с электронным и дырочным типом проводимости.

Тема 1.7. Химические процессы

Основные задачи химической термодинамики и химической кинетики. Основные определения химической термодинамики. Системы открытые, закрытые и изолированные. Параметры и функции состояния системы. Интенсивные и экстенсивные параметры. Обратимые и необратимые процессы. Внутренняя энергия системы. Первый закон термодинамики.

Энтальпия. Соотношение энтальпии и внутренней энергии системы. Изменение энтальпии в ходе химического превращения. Тепловой эффект реакции. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса. Стандартная энтальпия образования вещества. Стандартная энтальпия химической реакции. Изменение энтальпии при химических реакциях и фазовых превращениях. Цикл Борна-Габера.

Энтропия. Второй закон термодинамики. Изменение энтропии как критерий направленности и равновесия в изолированной системе. Макро- и микро-

росостояния системы. Термодинамическая вероятность. Формула Больцмана. Третий закон термодинамики. Стандартная энтропия вещества. Изменение энтропии системы при химических реакциях и фазовых превращениях.

Энергия Гиббса (изобарно-изотермический потенциал). Соотношение между энергией Гиббса, энтальпией и энтропией системы. Стандартная энергия Гиббса образования вещества. Определение изменения энергии Гиббса в ходе химических реакций. Оценка направления и полноты протекания реакции по величине и знаку изменения энергии Гиббса. Термодинамически устойчивые и неустойчивые вещества. Получение термодинамически неустойчивых веществ.

Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Константа химического равновесия и факторы, определяющие ее величину. Соотношение величины изменения энергии Гиббса в стандартных условиях и константы равновесия химической реакции. Сдвиг химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.

Элементы химической кинетики. Скорость химической реакции. Механизм химических реакций. Многостадийные реакции. Закон действующих масс. Константа скорости химической реакции и ее размерность. Молекулярность и порядок химической реакции.

Факторы, определяющие скорость химической реакции. Температурный коэффициент скорости. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Энергетическая диаграмма хода химической реакции. Переходное состояние или активированный комплекс. Кинетическая заторможенность термодинамически возможных реакций. Реакции с нулевой энергией активации. Понятие о катализаторах, каталитических ядах и ингибиторах. Ферменты*.

Цепные и фотохимические реакции. [Фотосинтез. Понятие о химических превращениях в необычных условиях: плазмохимия, звуко- и механохимия, криохимия, лазерная химия.] Периодические реакции (реакция Белоусова – Жаботинского, кольца Лизеганга)*.

Тема 1.8. Растворы и реакции в водных растворах

Дисперсные системы. Смеси. Суспензии. Эмульсии. Пены. Аэрозоли. *Коллоидные растворы. Гели. Истинные растворы.

Растворение как физико-химический процесс. Изменение энтальпии и энтропии при растворении веществ. Сольватация. Особые свойства воды как растворителя. Растворимость веществ. Растворы насыщенные, ненасыщенные, пересыщенные. Способы выражения состава растворов: молярность, массовая доля, моляльность, мольная доля и мольный процент. Гидраты. Кристаллогидраты. Особенности химических взаимодействий в кристаллогидратах разных типов.

Коллигативные свойства растворов. Закон Рауля. Понятие об эбулиоскопии и криоскопии. Осмос и осмотическое давление.

Электролитическая диссоциация. Электролиты и неэлектролиты. Факторы, определяющие склонность веществ к электролитической диссоциации. Механизм диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Ион гидроксония.

Амфотерные гидроксиды. Кислотно-основный характер диссоциации гидроксидов в зависимости от положения элемента в периодической системе.

Протолитические реакции. Теория кислот и оснований Бренстеда-Лоури.

Типы ионных равновесий в разбавленных водных растворах. Равновесие в растворах слабых электролитов. Константа и степень диссоциации кислот и оснований. Закон разбавления.

Диссоциация комплексных соединений в растворе. Диссоциация комплексных ионов. Константа нестойкости (устойчивости). Особенности диссоциации двойных солей.

Ионное произведение воды. Влияние температуры на диссоциацию воды. Водородный показатель (рН). Понятие о буферных растворах*. [Буферные растворы в природе и медицине.]

Труднорастворимые электролиты. Равновесие между осадком и насыщенным раствором. Произведение растворимости и растворимость веществ. Влияние одноименных ионов и рН на растворимость веществ. Перевод труднорастворимых осадков в растворимое состояние.

Гидролиз солей. Гидролиз по катиону и по аниону. Константа гидролиза. Степень гидролиза. Механизм гидролиза. Гидролиз многозарядных ионов. Полимеризация и поликонденсация продуктов гидролиза многозарядных ионов. Условия протекания реакций гидролиза до конца. Гидролиз кислых солей. Гидролиз труднорастворимых солей. Совместный гидролиз солей. Условия подавления гидролиза. Общие принципы получения легко гидролизующихся солей, их очистки и сушки.

Жидкие аммиак, фтороводород и оксид серы (IV) как неводные растворители*. Диссоциация веществ в неводных растворах*.

Тема 1.9.Окислительно-восстановительные процессы

Основные типы окислительно-восстановительных реакций. Окислительно-восстановительные системы. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций ионно-электронным методом.

Окислительно-восстановительные (электродные) потенциалы. Природа скачка потенциала на границе раздела фаз. Водородный электрод как электрод сравнения. Стандартные электродные потенциалы. Уравнение Нернста. Зависимость между величинами окислительно-восстановительных потенциалов систем и изменением энергии Гиббса. Использование стандартных электродных потенциалов для оценки возможности протекания окислительно-восстановительных реакций. Электрохимический ряд напряжений металлов. Подбор окислителей и восстановителей с учетом стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Диаграммы Латимера и Фроста.

Окислительно-восстановительные свойства воды. Устойчивость окислительно-восстановительных систем в водных растворах.

Понятие о гальванических элементах.

Окислительно-восстановительные процессы с участием электрического тока. Электролиз расплавов солей и водных растворов солей, кислот и оснований на инертных и активных электродах. Электрорафинирование металлов. Принципы электросинтеза неорганических веществ.

Раздел 2. Химия элементов и их соединений

Тема 2.1. Водород

Общая характеристика водорода. Положение в периодической системе. Типы химических связей в соединениях: ионные, ковалентные полярные и неполярные. Водородные связи. Металлический водород*.

Нахождение в природе. Физические свойства молекулярного водорода. Восстановительная способность атомарного и молекулярного водорода. Взаимодействие водорода с металлами и неметаллами. Гидриды. Типы гидридов: ионные, ковалентные, нестехиометрические (соединения внедрения). Получение молекулярного водорода. Водород как перспективное горючее. Понятие о водородной энергетике*.

Тема 2.2. Элементы 18 группы

Общая характеристика элементов. Нахождение в природе. Причины химической инертности. Физические свойства. Характер межмолекулярного взаимодействия. Клатратные соединения.

Фториды ксенона и криптона. Пространственная конфигурация молекул. Принципы их получения. Гидролиз фторидов. Кислородсодержащие соединения ксенона. Применение.

Тема 2.3. Элементы 17 группы

Общая характеристика элементов. Типы химических связей в соединениях. Склонность к образованию анионных форм. Изменение устойчивости соединений в высшей степени окисления по группе. Формы нахождения в природе. Особенности химии фтора.

Простые вещества. Физические и химические свойства простых веществ. Изменение энергии связи в молекулах галогенов. Реакционная способность галогенов. [Токсичность галогенов. Меры предосторожности при работе с галогенами.] Общий принцип получения свободных галогенов. Применение.

Галогеноводороды. Полярность молекул. Ассоциация молекул фтороводорода. Физические свойства галогеноводородов. Получение. Химические свойства. Факторы, определяющие силу галогеноводородных кислот. Химические свойства разбавленных и концентрированных кислот. Особенности фтороводородной (плавиковой) кислоты. [Применение соляной и плавиковой кислот].

Галогениды. Галогениды основные, амфотерные, кислотные. Галогенангидриды. Особенности гидролиза галогенидов разных типов. Полимерные галогениды. Галогенокомплексы.

Соединения галогенов с кислородом. Фториды и оксиды. Строение молекул. Химические свойства.

Кислородсодержащие кислоты. Строение молекул и ионов кислот. Сравнительная устойчивость кислот хлора. Различные пути распада хлорноватистой кислоты*. Сравнительная стабильность и окислительные свойства хлорной, бромной и иодной кислот, как иллюстрация вторичной периодичности. Получение кислородсодержащих кислот. Соли кислот хлора, брома,

иода. Сравнительная устойчивость солей и кислот. Окислительные свойства солей. Применение.

Межгалогенные соединения. Строение молекул (метод Гиллеспи). Межгалогенные соединения в роли кислот и оснований Льюиса*. Отношение к воде и щелочам. Катион- и анионгалогенаты. Полианионы галогенов.

Тема 2.4. Элементы 16 группы

Общая характеристика элементов. Изменение устойчивости соединений в высшей степени окисления атомов по группе. Типы химических связей в соединениях. Изменение металлического и неметаллического характера элементов по группе. Формы нахождения в природе.

Простые вещества. Аллотропные модификации кислорода: кислород, озон, тетразон. Химическая связь в молекуле кислорода и молекулярных ионах кислорода с позиций методов ВС и МО. Понятие о диоксигенильных соединениях*. Синглетные и триплетные состояния кислорода*. Полиморфные модификации серы. Химические свойства простых веществ. Сравнительная химическая активность молекулярного и атомарного кислорода, озона. [Озоновый слой Земли. Влияние антропогенных примесей*.]

Гидриды типа H_2E . Строение молекул. Термическая устойчивость. Физические свойства. Получение. Окислительно-восстановительные и кислотные свойства. Вода. Сероводород. [Токсичность халькогеноводородов]. Халькогениды. Гидролиз халькогенидов. Халькогениды как полупроводниковые материалы*.

Гидриды типа H_2E_n . Пероксид водорода. Получение. Устойчивость. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства. [Применение]. Сульфаны. Строение молекул. Устойчивость. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Полисульфиды.

Оксиды. Оксиды элементов (IV, VI). Особенности строения. Химические свойства. Получение. [Применение сернистого газа. Влияние сернистого газа на окружающую среду.]

Кислородсодержащие кислоты и их соли. Сернистая, селенистая и теллуристая кислоты. Строение молекул и анионов кислот. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Сульфиты, гидросульфиты и дисульфиты (пиросульфиты). Таутомерия на примере гидросульфит-аниона. Гидролиз солей.

Серная, селеновая и теллуровая кислоты. Строение молекул и анионов кислот. Кислотные и окислительные свойства. Свойства разбавленной и концентрированной серной кислоты. Гидраты серной кислоты. Полисерные кислоты. Олеум. [Меры предосторожности при работе с концентрированной серной кислотой, олеумом]. Сульфаты, гидросульфаты, дисульфаты (пиросульфаты). Селенаты. Теллураты. Галогенсульфоновые кислоты.

Тиокислоты и их соли. Тиосерная кислота и тиосульфаты. Строение тиосульфат-иона. Восстановительные свойства тиосульфата натрия. Применение тиосульфата натрия. Дитионистая (гидросернистая) кислота и ее соли. Политионовые кислоты и их соли. Химические свойства кислот и их солей.

Пероксокислоты серы и их соли. Пероксомоносерная и пероксодисерная кислоты. Строение молекул. Пероксосульфаты. Окислительно-восстановительные свойства. Электросинтез кислот и солей*.

Галогениды и оксогалогениды серы. Сравнительная устойчивость. Хлориды серы (II, IV). Фторид серы (VI), строение, причины химической инертности. Оксо- и диоксохлориды серы. Строение молекул. Гидролиз. Галогениды в роли кислот и оснований Льюиса.

Тема 2.5. Элементы 15 группы

Общая характеристика элементов. Нахождение в природе. Изменение устойчивости соединений в высшей степени окисления атомов по группе. Типы химических связей в соединениях. Склонность к образованию катионной и анионной форм, комплексообразованию, соединений с гомоцепями – Э–Э–. Соединения азота в роли лигандов. Проблема химического связывания молекулярного азота.

Простые вещества. Мономерное и полимерное состояние простых веществ. Химическая связь в молекуле азота с позиций методов ВС и МО. Аллотропия фосфора. Химические свойства простых веществ, их получение.

Гидриды ЭN₃. Строение молекул, физические и химические свойства. Получение. Образование и устойчивость ионов аммония и фосфония. Аммиак. Термодинамическая характеристика реакции синтеза аммиака. Жидкий аммиак как растворитель. Растворение щелочных металлов в аммиаке*. Сольватированный электрон*. Амминкомплексы. Соли аммония. Реакции замещения водорода в аммиаке. Нитриды. [Применение аммиака].

Гидразин и гидроксилламин. Получение. Строение молекул. Реакции присоединения, окислительно-восстановительные. Соли гидразиния и гидроксилламиния. [Гидразин и его производные как топливо]. Азотистоводородная кислота и ее соли. Получение. Строение молекулы азидоводорода и азид-иона. Азид-ионы как псевдогалогенид-ионы. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства. [Взрывоопасность кислоты и азидов. Применение азидов.]

Оксиды азота (I, II, III, IV, V). Строение молекул. Химические свойства оксидов. Получение. [Токсичность оксидов азота. Влияние на окружающую среду]. Химическая связь в молекуле оксида азота (II) с позиций методов ВС и МО. Термодинамическая характеристика реакции синтеза оксида азота (II) из простых веществ. Нитрозильные комплексы.

Кислородсодержащие кислоты и их соли. Азотистая кислота. Строение молекулы и нитрит-иона. Нитрит-ион как лиганд. Связевая изомерия в комплексах. Нитриты. Окислительно-восстановительные свойства кислоты и нитритов. Катион *нитрозила (нитрозония)*. Производные нитрозила.

Азотная кислота. Получение. Диссоциация и самоионизация. Катион *нитроила (нитрония)*. Окислительные свойства концентрированной и разбавленной азотной кислоты. Продукты взаимодействия с металлами и неметаллами. Царская водка, механизм действия. Применение азотной кислоты. Нитраты и соли нитроила. Щелочные окислительные смеси. Получение без-

водных нитратов. [Продукты термического разложения нитратов. Применение. Азотные удобрения.]

Оксиды фосфора, мышьяка, сурьмы и висмута (III, V). Особенности строения. Химические свойства. Принципы получения.

Кислородсодержащие кислоты фосфора и их соли. Фосфорноватистая кислота и гипофосфиты. Фосфористая кислота и фосфиты. Мета-, ди(пиро)-, полифосфорные кислоты и их соли. Ортофосфорная кислота, фосфаты. Строение молекул кислот фосфора, основность, окислительно-восстановительные свойства. Получение. [Фосфорные удобрения].

Гидроксиды мышьяка, сурьмы, висмута и их соли. Гидроксиды элементов (III, V). Мета- и ортоформы. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Общие принципы получения. Арсенаты, стибаты (III, V). Особенности гидролиза соединений сурьмы (III) и висмута (III). Оксосоединения сурьмы и висмута.

Галогениды. Галогениды элементов (III, V). Сравнительная устойчивость. Типы галогенидов. Особенности гидролиза. Галогениды азота. Хлориды фосфора (III, V). Оксохлориды. Оксохлорид азота. Оксотрихлорид фосфора, гидролиз. Фосфонитрилхлорид, линейная и циклическая формы*. Галогениды в роли кислот и оснований Льюиса. Пентафториды мышьяка и сурьмы, строение, свойства.

Сульфиды мышьяка, сурьмы и висмута. Сульфиды элементов (III, V). Растворимость. Получение. Тиосоединения мышьяка и сурьмы.

Соединения с металлами. Нитриды. Фосфиды. Арсениды. Сتيبиды. Типы нитридов: ионные, ковалентные, нестехиометрические. [Применение нитридов. Сплавы мышьяка, сурьмы и висмута, их применение].

Комплексные соединения мышьяка, сурьмы и висмута. Гидроксо и галогенокомплексы. Получение, строение.

[Токсичность простых веществ и соединений p-элементов 15 группы].

Тема 2.6. Элементы 14 группы

Общая характеристика элементов. Нахождение в природе. Изменение устойчивости соединений в высшей степени окисления атомов по группе. Типы химических связей в соединениях. Склонность к образованию катионной и анионной форм, комплексообразованию. Гомоцепные молекулы на основе углерода. Гетероцепи на основе Si–O–Si в химии кремния.

Простые вещества. Аллотропия и полиморфизм углерода: алмаз, графит, карбин, фуллерены, фуллерит, углеродные нанотрубки, графен. Окисленные и восстановленные формы графена*. Аморфный углерод. [Полиморфные модификации олова]. Полупроводниковые свойства кремния и германия.

Химические свойства простых веществ. Соединения включения графита. Графитиды. Интеркаляционные процессы в слоистую структуру графита*.

Гидриды типа ЭН₄. Строение молекул. Устойчивость. Физические и химические свойства. Причины инертности метана и высокой реакционной способности силана. Гидролиз гидридов. Получение гидридов.

Гидриды типа Э_nH_m. Сравнительная устойчивость соединений, содержащих структурные группировки типа Э–Э, Э=Э и Э≡Э, образуемых углеродом и остальными элементами. Молекулы непредельных углеводородов как лиганды в π-комплексах. Соль Цейзе.

Оксиды углерода. Оксид углерода (II). Химическая связь в молекуле с позиций методов ВС и МО. Получение. Восстановительные свойства. Реакции присоединения. Карбонилы металлов. Правило Сиджвика. Строение молекул простейших карбониллов металлов. Получение карбониллов. Свойства.

[Фосген. Токсичность оксида углерода (II), его применение].

Оксид углерода (IV). Строение молекулы. Отношение к воде, щелочам. [Получение. Применение. Влияние углекислого газа на окружающую среду. Парниковый эффект].

Угольная кислота и ее соли. Строение молекулы и карбонат-аниона. Диссоциация в растворе. Карбонаты, гидрокарбонаты, гидрокарбонаты. Гидролиз растворимых карбонатов. Осаждение труднорастворимых карбонатов из водных растворов. [Термическая устойчивость карбонатов. Применение карбонатов].

Оксиды кремния. Оксиды кремния (II, IV). Полимерное строение диоксида кремния, его аморфная и кристаллические формы. [Кварц. Кварцевое стекло]. Отношение диоксида кремния к воде, кислотам, щелочам. Перевод в растворимые соединения. Применение.

Кремниевые кислоты и их соли. Ортокремниевая кислота и ее поликонденсация. Поликремниевые кислоты. Особенности строения. Получение. Золи и гели кремниевых кислот. Силикагель. [Силикагель как адсорбент.] Орто-, мета- и полисиликаты. Особенности строения. Гидросиликаты. Алюмосиликаты. [Стекла. Факторы, определяющие устойчивость стеклообразного состояния. Состав и получение простого стекла. Кристаллизация стекол. Ситаллы. Стекловолокна и стеклоткани. Цеолиты. Цемент. Вяжущие вещества. “Жидкое стекло”. Тугоплавкие керамики на основе кремния и других элементов.]

Оксиды германия, олова, свинца. Оксиды элементов (II, IV). Их сравнительная устойчивость. Особенности строения оксидов (IV). Сложные оксиды свинца. Сурик. Химические свойства оксидов. Получение. Получение проводящих прозрачных пленочных покрытий на основе оксида олова (IV)*.

Гидроксиды германия, олова, свинца и их соли. Гидроксиды элементов (II, IV). Сравнительная устойчивость и химические свойства. Оловянные кислоты. Соли гидроксидов элементов (II, IV) в катионной и анионной формах. Их сравнительная устойчивость, гидролизуемость. Германаты, станнаты, плумбаты (II, IV).

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

Галогениды. Галогениды элементов (II, IV). Сравнительная устойчивость. Типы галогенидов. Их гидролиз. Галогенокомплексы. Гексафторо-

кремниевая кислота. Свойства. Фторосиликаты. Гексахлорооловянная кислота и ее соли.

Соединения углерода с азотом. Циановодород. Строение молекулы. Таутомерия. Циановодородная (синильная) кислота. Цианиды. Цианокомплексы. Особенности осаждения цианидов тяжелых металлов. Гидролиз цианидов. Токсичность циановодорода и цианидов. Циановая кислота. Таутомерия. Родановодород. Родановодородная кислота. Роданиды. Роданокомплексы. Псевдогалогениды и псевдогалогенид-ионы.

Соединения с металлами. Карбиды металлов. Типы карбидов: ионные, ковалентные, внедрения. Химические свойства. Карборунд. Силициды.

Понятие об элементорганических соединениях. Силиконы и силоксаны. Простейшие из этих соединений. Особенности их строения. Тетраэтилсвинец, воздействие на окружающую среду. [Токсичность свинца и его соединений].

Тема 2.7. Элементы 13 группы

Общая характеристика элементов. Изменение устойчивости соединений в высшей степени окисления атомов по группе. Типы химических связей в соединениях. Склонность к образованию катионной и анионной форм, комплексообразованию.

Бор и его соединения. Химические свойства бора. Гидриды бора. Диборан. Особенности химических связей в молекуле диборана. Устойчивость и реакционная способность гидридов бора. Гидридобораты. Их восстановительные свойства. [Применение.] Оксид бора. Полимерное строение. Химические свойства. Орто-, мета-, полиборные кислоты. Особенности строения. Орто-, мета- и полибораты. Бура. Галогениды бора. Строение молекул. Реакции присоединения. Гидролиз. Тетрафтороборная кислота. Фторобораты. Соединения бора с азотом. Нитрид бора. Графито- и алмазоподобная модификация нитрида бора. Боразол. Особенности строения.

Физические и химические свойства металлов группы алюминий - таллий. [Алюминий в природе. Его получение и применение]. Гидриды. Их сравнительная устойчивость. Гидрид алюминия. Особенности строения. Гидридоалюминаты, восстановительные свойства. Оксиды элементов (III). Их сравнительная устойчивость. Кристаллический и аморфный оксид алюминия. Химические свойства. Получение. Анодные пленки оксида алюминия*. Перевод нерастворимых в воде оксидов в растворимые соединения. Оксид таллия (I). Проводящие прозрачные пленочные покрытия на основе оксида индия и диоксида олова*. Гидроксиды элементов (III). Устойчивость и кислотно-основные свойства. Гидроксид алюминия, полиморфизм, амфотерность. Гидроксид таллия (I). Соли алюминия в катионной и анионной формах. Безводные соли и кристаллогидраты. Основные соли. Комплексные соединения. Двойные соли. Квасцы. Трактовка алюминатов как солей и двойных (сложных) оксидов. Понятие о шпинелях. Гидролиз солей. Соли галлия, индия, таллия (III). Соли таллия (I). Окислительно-восстановительные свойства соединений таллия (I) и (III). Сходство соединений таллия (I) с соединениями калия (I) и серебра (I).

[Токсичность соединений р-элементов 13 группы].

Тема 2.8. Общая характеристика металлов

Особенности строения атомов элементов с металлическим характером. Положение этих элементов в периодической системе. Получение металлов. Восстановление как общий принцип получения металлов. Применяемые восстановители. Диаграммы Эллингема*. Пирометаллургия. Металлотермия. Алюмотермия. Гидрометаллургия. Извлечение металлов из руд растворами кислот, щелочей, карбонатов щелочных металлов, аммиака, цианидов. Вытеснение металлов из их соединений в растворах. Электрометаллургия. Термическое разложение соединений (карбониллов, галогенидов, азидов, оксидов).

Тема 2.9. Элементы 1 группы

Общая характеристика элементов. Типы химических связей в соединениях. Возможность образования координационных соединений лития. Особенности химии лития. Физические и химические свойства металлов. Растворение щелочных металлов в жидком аммиаке.

Гидриды. Особенности строения. Свойства. Гидролиз. Получение.

Соединения с кислородом. Оксиды. Пероксиды. Надпероксиды (супероксиды). Озониды. Сравнительная устойчивость. Отношение к воде. Окислительно-восстановительные свойства. [Применение].

Гидроксиды. Строение. Свойства. Изменение силы оснований по группе. Гидроксиды натрия (каустическая сода) и калия. Получение. [Применение. Меры предосторожности].

Соли. Возможность образования двойных солей и кристаллогидратов. Термическая устойчивость солей. Изменение растворимости солей по группе. [Хлориды натрия и калия. Карбонаты. Сода кальцинированная, кристаллическая, питьевая. Получение соды (метод Сольве). Поташ. Нитраты. Глауберова соль. Применение солей]. Комплексные соединения щелочных металлов с органическими лигандами. Алкалиды*. Электриды.

Тема 2.10. Элементы 2 группы

Общая характеристика элементов. Возможность образования координационных соединений. Особенности химии бериллия. Щелочноземельные металлы. Физические и химические свойства металлов. Диагональное сходство химии бериллия и алюминия. Амфотерность бериллия. [Применение магния.]

Гидриды. Особенности структуры. Отношение к воде. Восстановительные свойства. Получение.

Соединения с кислородом. Оксиды. Пероксиды. Получение. Особенности строения. Химические свойства. [Негашеная известь].

Гидроксиды. Особенности строения. Кислотно-основные свойства. Изменение силы оснований по группе. Термическая устойчивость. Растворимость. Получение. Амфотерность гидроксида бериллия. [Гашеная известь].

Соли. Соли бериллия в катионной и анионной формах. Бериллаты. Комплексные соединения бериллия. Полимерная структура безводных гало-

генидов бериллия. Двойные соли. Шениты. Гидролиз солей бериллия и магния. Оксохлорид магния. Карбонаты. Сульфаты. Сравнительная термическая устойчивость солей.

[Жесткость воды и методы ее устранения. Применение солей. Токсичность соединений бериллия и бария.]

Тема 2.11. Общая характеристика *d*-элементов.

Положение в периодической системе. Строение атомов. Изменение атомных радиусов и энергии ионизации по периодам и группам. Сходство физических и химических свойств элементов 5 и 6 периода. Особенности получения и разделения *d*-металлов. Переменная валентность и степень окисления. Характер изменения кислотно-основных, окислительно-восстановительных свойств соединений в зависимости от степени окисления элемента. Факторы, обуславливающие разнообразие комплексных соединений. Соединения внедрения. Нестехиометрические соединения. Кластеры.

Тема 2.12. Элементы 4 группы

Общая характеристика элементов. Изменение устойчивости соединений в высшей степени окисления по группе. Типы химических связей. Склонность к образованию катионной и анионной форм. Оксосоединения. Склонность к комплексообразованию. Нестехиометрические соединения. Кластерные соединения. Причины сходства химических свойств циркония и гафния.

Физические и химические свойства. Причины коррозионной устойчивости. Растворение металлов в смеси азотной и плавиковой кислот, царской водке. [Применение титана].

Оксиды. Оксиды титана (II, III, IV). Особенности строения оксида титана (IV). Оксиды циркония и гафния (IV). Тугоплавкость диоксидов. Их отношение к воде, кислотам, щелочам. Перевод в растворимые соединения. Получение диоксидов. Каталитические и фотокаталитические свойства диоксида титана*. [Применение диоксида титана].

Гидроксиды. Гидроксиды титана (II, III, IV). Титановые кислоты. Особенности строения, получение. Гидроксиды циркония и гафния (IV). Особенности строения и реакционная способность гидроксидов элементов (IV). Их кислотно-основные свойства. Отношение к воде, кислотам, щелочам. Формы существования титана (III, IV) в водных растворах. Титанаты. Цирконаты. Гафнаты.

Галогениды. Галогениды элементов (IV). Химические свойства. Гидролиз галогенидов. Хлорид титана (IV) – катализатор полимеризации олефинов. Галогенокомплексы. Галогениды титана (II, III). Их восстановительные свойства. Кластерные хлориды циркония. Оксогалогениды.

Тема 2.13. Элементы 5 группы

Общая характеристика элементов. Изменение устойчивости соединений в высшей степени окисления. Типы химических связей в соединениях. Склонность к образованию катионной и анионной форм. Сходство свойств ниобия и тантала. Физические и химические свойства. Причины коррозионной устойчивости. [Применение металлов].

Оксиды. Гидроксиды. Химические свойства. Оксиды, гидроксиды и соли ванадия (II, III, IV, V). Восстановительные свойства соединений ванадия (II). Ванадаты. Поливанадаты (изополисоединения). Состав ванадат-ионов в растворе в зависимости от концентрации и pH*. Соединения оксованадия (IV). Оксиды и гидроксиды ниобия и тантала (V). Ниобаты. Танталаты.

Галогениды. Галогениды ванадия (II, III, IV, V), ниобия и тантала (V). Гидролиз. Оксогалогениды. Галогенокомплексы. Кластерные соединения.

Комплексные соединения. Анионные и катионные комплексы. Виды изомерии. π(пи)-Комплексы. Пероксосоединения ванадия, ниобия и тантала.

Тема 2.14. Элементы 6 группы

Общая характеристика элементов. Изменение устойчивости соединений в высшей степени окисления по группе. Склонность к образованию катионной и анионной форм, комплексообразованию. Сходство свойств молибдена и вольфрама и их соединений. Физические и химические свойства металлов. Взаимодействие со щелочными окислительными смесями. Применение.

Оксиды. Оксиды хрома (II, III, VI). Их сравнительная устойчивость. Химические свойства. Получение. Оксиды молибдена и вольфрама в степени окисления атомов ниже шести. Оксиды молибдена и вольфрама (VI). Химические свойства. Получение. Вольфрамовые бронзы. Молибденовые и вольфрамовые сини*.

Гидроксиды. Гидроксиды хрома (II, III, VI). Состав и особенности строения гидроксида хрома (III). Хромовые кислоты. Изополикислоты хрома. Химические свойства. Получение. Молибденовая и вольфрамовая кислоты. Изо- и гетерополисоединения молибдена и вольфрама. Правило Липскомба*.

Соли. Соли хрома (II). Устойчивость и восстановительные свойства. Принципы получения. Кластерное соединение – ацетат хрома (II). Соли хрома (III) в катионной и анионной формах. Безводные соли и кристаллогидраты. Структура безводного хлорида. Двойные соли. Гидролиз. Соли хрома (VI). Хроматы и полихроматы. Строение анионов. Окислительные свойства хроматов и дихроматов. Равновесие в водном растворе между хромат- и дихромат-ионами. [Хромовая смесь]. Соли молибдена и вольфрама (VI). Молибдаты и вольфраматы. Полимолибдаты и поливольфраматы. Состав молибдат- и вольфраMAT-ионов в растворе в зависимости от pH*. Окислительные свойства в ряду хроматы - вольфраматы.

Галогениды. Галогениды хрома, молибдена и вольфрама (II, III, V, VI). Кластерные соединения молибдена и вольфрама. Оксогалогениды. Диоксодихлориды хрома, молибдена, вольфрама. Гидролиз.

Пероксосоединения хрома. Пероксид хрома. Пероксохромовые кислоты и соли. Устойчивость и окислительные свойства.

Комплексные соединения. Анионные и катионные комплексы. Виды изомерии. π(пи)-комплексы. Карбонилы.

Тема 2.15. Элементы 7 группы

Общая характеристика элементов. Изменение устойчивости соединений в высшей степени окисления атомов. Типы химических связей в соеди-

нениях. Склонность к образованию катионной и анионной форм, комплексообразованию. Сходство свойств технеция и рения. Физические и химические свойства металлов. Применение марганца.

Оксиды. Оксиды марганца (II, III, IV, VII). Устойчивость, химические свойства, получение. Оксиды технеция и рения (IV, VII). Устойчивость. Кислотно-основные свойства.

Гидроксиды. Гидроксиды марганца (II - VII). Устойчивость. Растворимость. Химические свойства. Получение. Гидроксиды технеция и рения (VII).

Соли марганца (II - VII). Получение. Устойчивость. Диспропорционирование соединений марганца (III, V, VI). Безводные соли и кристаллогидраты. Гидролиз. Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца на основе диаграмм Фроста и Латимера. Изменение окислительной активности в ряду Mn (VII) – Re (VII).

Кластерные соединения марганца, рения и технеция.

Комплексные соединения. Анионные и катионные комплексы. Стабилизация неустойчивых степеней окисления в комплексных соединениях. Виды изомерии. π (пи)-Комплексы. Карбонилы.

Тема 2.16. Элементы 8-10 групп

Общая характеристика элементов. Деление элементов на семейство железа и семейство платиновых. Типы химических связей в соединениях. Склонность элементов к образованию катионной и анионной форм, комплексообразованию. Изменение устойчивости высшей степени окисления по группе, по периоду.

Физические и химические свойства железа, кобальта, никеля. Пирофорные металлы. [Нахождение в природе и получение железа. Природные соединения железа. Промышленное получение. Чугун. Стали.].

Оксиды железа, кобальта, никеля. Оксиды элементов (II, III). Смешанные оксиды. Устойчивость оксидов. Химические свойства. Получение.

Гидроксиды железа, кобальта, никеля. Гидроксиды элементов (II, III). Состав и особенности строения гидроксида железа (III). Устойчивость гидроксидов. Химические свойства. Окислительная активность. Получение.

Соли. Соли железа, никеля, кобальта (II). Безводные соли и кристаллогидраты. Двойные соли. Устойчивость. Гидролиз. Соли железа (III). Соли в катионной и анионной формах. Полимерная структура безводного хлорида. Двойные соли. Основные соли. Гидролиз. Ферраты (III). Соли железа (VI). Ферраты (VI). Устойчивость. Гидролиз. Окислительные свойства. Получение.

Комплексные соединения железа, кобальта, никеля (II, III). Относительная устойчивость простых и комплексных солей железа, кобальта и никеля (II, III). Аква-, аммин-, гидроксо-, циано-комплексы. Изомерия. Карбонилы. Кластерные соединения. Оксалатокомплекс железа (III) как пример хелатного комплекса. Ферроцен, как пример π -комплекса.

Физические и химические свойства платиновых металлов. Соединения элементов семейства платиновых. Оксиды, гидроксиды, галогениды, соли. Комплексные соединения. Катионные, анионные и нейтральные комплексы.

Аммин- и цианокомплексы. Гексахлороплатиновая кислота и ее соли. Изомерия. Реакции лигандного обмена, эффекты *транс*- и *цис*-влияния.

Тема 2.17. Элементы 11 группы

Общая характеристика элементов. Характер химических связей в соединениях. Склонность к образованию катионной и анионной форм, комплексообразованию. Физические и химические свойства металлов. Промышленное получение. Электрорафинирование.

Оксиды. Оксиды меди, серебра, золота. Устойчивость оксидов элементов в разных степенях окисления. Химические свойства. Получение.

Гидроксиды. Гидроксиды меди (II), золота (III). Их строение, устойчивость. Химические свойства. Получение.

Соли. Соли меди, серебра, золота (I). Устойчивость. Диспропорционирование. Окислительно-восстановительные свойства. Галогениды. Галогенокомплексы. Соли меди (II). Безводные соли и кристаллогидраты. Устойчивость солей. Гидролиз. Купраты. Соли золота (III) в катионной и анионной формах. Ауранты.

Комплексные соединения. Координационные числа комплексообразователей и строение комплексов в зависимости от степени окисления. Аква-, галогено-, циано-, родано-, амминкомплексы. Изомерия.

Тема 2.18. Элементы 12 группы

Общая характеристика элементов. Типы химических связей в соединениях. Склонность к комплексообразованию. Физические и химические свойства металлов. [Амальгамы. Токсичность ртути и ее соединений].

Оксиды. Оксиды цинка и кадмия. Оксиды ртути (I, II). Устойчивость оксидов. Отношение к воде, кислотам, щелочам. Получение.

Гидроксиды. Гидроксиды цинка и кадмия. Химические свойства.

Соли. Безводные соли и кристаллогидраты. Комплексные соединения. Соли цинка в катионной и анионной формах. Соединения ртути (I, II). Кластерная группировка $-\text{Hg}-\text{Hg}-$. Диспропорционирование соединений ртути (I). Хлориды ртути (I, II), их строение. Окислительно-восстановительные свойства солей ртути. Гидролиз солей цинка, кадмия, ртути. Цинкаты. Продукты взаимодействия солей ртути с аммиаком (соединения со связью $\text{Hg}-\text{N}$)*.

Комплексные соединения. Аммин-, циано-, галогено-комплексы. Их устойчивость в ряду соединений цинк – ртуть. Аутокомплексообразование на примере соединений кадмия.

Тема 2.19. Элементы 3 группы

Общая характеристика элементов. Типы химических связей в соединениях. Склонность к комплексообразованию. Химические свойства простых веществ.

Соединения элементов. Гидриды. Оксиды и гидроксиды. Изменение кислотно-основных свойств гидроксидов в ряду скандий–актиний. Соли. Склонность к образованию солей в катионной и анионной формах. Комплексные соединения. Карбонатные комплексы скандия.

Тема 2.20. Общая характеристика f-элементов

Положение в периодической системе. Строение атомов. Изменение атомных радиусов и энергии ионизации. Лантаниды. Степени окисления. Основные типы соединений (оксиды, гидроксиды, соли). Комплексные соединения. Координационные числа в комплексах. Соединения церия (IV), европия (II), их окислительно-восстановительная активность.

Актиниды. Сходство и различие в свойствах 4f- и 5f-элементов. Радиоактивность. Химия актинидов на примере соединений тория, протактиния, урана.

Тема 2.21. Периодический закон как основа химической систематики

Изменение атомных радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону и электроотрицательности по периодам и группам. Изменение металлического и неметаллического характера элементов, химических свойств простых веществ, кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов, свойств галогенидов по группам и периодам. Типы химических связей в соединениях. Склонность к образованию катионных и анионных форм, комплексообразованию.

Раздел 3. Химический эксперимент

Тема 3.1. Химические реактивы

Квалификация химических реактивов по степени чистоты. Условия хранения.

Тема 3.2. Лабораторная химическая посуда и приборы.

Очистка посуды. Сушка посуды.

Тема 3.3. Экспериментальные химические операции в практикуме.

Измельчение твердых веществ. Прокаливание твердых веществ. Растворение твердых веществ. Приготовление растворов заданного состава. Установление концентрации и состава водного раствора вещества. Определение pH раствора. Упаривание растворов. Перемешивание растворов и суспензий. Высаливание из растворов. Нагревание и кипячение растворов. Получение осадков. Фильтрация. Промывание осадков. Сушка осадков. Центрифугирование. Перегонка жидкостей. Получение газообразных веществ. Очистка и сушка газообразных веществ. Работа в сухой и инертной атмосфере. Работа с малыми количествами веществ (полумикрометод).

Тема 3.4. Техника безопасности в практикуме по неорганической химии.

Токсичные и опасные неорганические вещества. Работа при пониженном давлении. Работа со стеклом, электроприборами, нагревательными приборами. Меры по оказанию первой медицинской помощи при поражениях разного рода.

Тема 3.5. Синтез неорганических соединений.

Теоретическое обоснование методики синтеза. Синтезы веществ в водных растворах: при взаимодействии растворимых веществ; при взаимодей-

ствии твердых и растворимых веществ; при взаимодействии газообразных и растворимых веществ. Синтезы веществ в неводных растворах (в растворе этилового спирта, в жидком аммиаке, в диэтиловом эфире, в диметилформамиде и др.). Синтезы веществ при повышенной и при пониженной температурах. Синтезы веществ при пониженном давлении. Синтезы веществ с использованием электрического тока (электросинтезы). Синтезы веществ в инертной (сухой) атмосфере. Синтезы веществ с использованием ионного обмена. Синтезы веществ с использованием полумикрометода.

Задачи синтеза новых неорганических соединений с заданными свойствами. Проблема получения веществ сверхвысокой чистоты.

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКАЯ КАРТА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Дневная форма получения образования

Номер раздела, темы	Название раздела, темы	Количество аудиторных часов					Количество часов УСП	Форма контроля знаний
		Лекции	Практические занятия	Семинарские занятия	Лабораторные занятия	Иное		
1	2	3	4	5	6	7	8	9
1	Раздел 1. Теоретические основы неорганической химии							
1.1	Введение. Атомно-молекулярное учение	2					2	тест
1.2	Строение атома	2		2				собеседование, устные ответы
1.3	Периодический закон и периодическая система химических элементов	2		2			2	собеседование, устные ответы
1.4	Химическая связь	6		4			2	контрольная работа, устные ответы
1.5	Комплексные соединения	4		2	2		2	доклад, отчет по лабораторной работе, самоконтроль и взаимоконтроль выполненных заданий
1.6	Межмолекулярное взаимодействие. Конденсированные системы	2		2				собеседование, эссе
1.7	Химические процессы	8	6	2	4		4	устные ответы, отчеты по лабораторным работам, контрольная работа
1.8	Растворы и реакции в водных растворах	4	8	4	6		4	устные ответы, отчеты по лабораторным работам, контрольные работы
1.9	Окислительно-восстановительные процессы	4	6	4	4		2	устные ответы, отчеты по лабораторным работам, контрольная работа
2	Раздел 2. Химия элементов и их соединений							

2.1	Водород	2			4			доклад, отчеты по лабораторным работам
2.2	Элементы 18 группы	2						устный опрос
2.3	Элементы 17 группы	4	6		8		4	устные ответы, отчеты по лабораторным работам, контрольная работа
2.4	Элементы 16 группы	6	4		8		4	устные ответы, отчеты по лабораторным работам, коллоквиум, самоконтроль и взаимоконтроль выполненных заданий
2.5	Элементы 15 группы	8	2	2	8		2	устные ответы, отчеты по лабораторным работам, контрольная работа
2.6	Элементы 14 группы	8	2		8		2	устные ответы, отчеты по лабораторным работам, контрольная работа
2.7	Элементы 13 группы	6			2		2	Собеседование, самоконтроль и взаимоконтроль выполненных заданий
2.8	Общая характеристика металлов	2			6			отчеты по лабораторным работам, презентация
2.9	Элементы 1 группы	1			4			отчеты по лабораторным работам, коллоквиум
2.10	Элементы 2 группы	2			2		2	отчеты по лабораторным работам, собеседование, самоконтроль и взаимоконтроль выполненных заданий
2.11	Общая характеристика d-элементов	2		2	8		2	отчеты по лабораторным работам, тест, самоконтроль и взаимоконтроль выполненных заданий
2.12	Элементы 4 группы	2					2	Собеседование, самоконтроль и взаимоконтроль выполненных заданий
2.13	Элементы 5 группы	2						коллоквиум
2.14	Элементы 6 группы	4		2	6			устный опрос, отчеты по лабораторным работам

2.15	Элементы 7 группы	2	2		4		2	реферат, контрольная работа
2.16	Элементы 8-10 групп	4	2		6		2	отчеты по лабораторным работам, коллоквиум, самоконтроль и взаимоконтроль выполненных заданий
2.17	Элементы 11 группы	2					1	собеседование, самоконтроль и взаимоконтроль выполненных заданий
2.18	Элементы 12 группы	2					1	Собеседование, самоконтроль и взаимоконтроль выполненных заданий
2.19	Элементы 3 группы	1						собеседование
2.20	Общая характеристика f-элементов	2		2				презентация
2.21	Периодический закон как основа химической систематики							эссе
3	Раздел 3. Химический эксперимент							
3.1	Химические реактивы				2			собеседование
3.2	Лабораторная химическая посуда и приборы				4			тест
3.3	Экспериментальные химические операции в практикуме				8			анализ кейсов, контрольная работа
3.4	Техника безопасности в практикуме по неорганической химии.				8			анализ кейсов, отчеты по лабораторным работам, тест
3.5	Синтез неорганических соединений.				8			отчеты по лабораторным работам, тест, контрольная работа, коллоквиум, проект

ИНФОРМАЦИОННО-МЕТОДИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Перечень основной литературы

1. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов/ Н. С. Ахметов. – Москва: Лань, 2021.
2. Василевская, Е. И. Методы решения задач по общей химии/ Е. И. Василевская, Т. В. Свиридова.– Минск: Вышэйшая школа, 2007.
3. Неорганическая химия: учебник для студ. высш. учебн. заведений: в 3-х т./ Под ред. Ю. Д. Третьякова. – М.: Академия, 2004.
4. Неорганическая химия. Учебник / А. В. Шевельков, А. А. Дроздов, М. Е. Тамм ; под ред. А. В. Шевелькова. — М.: Лаборатория знаний, 2021.
5. Росин, И. В. Общая и неорганическая химия. В 3 т./ И. В. Росин, Л. Д. Томина. – М.: Юрайт, 2019.
6. Свиридов, В. В. Задачи, вопросы и упражнения по общей и неорганической химии/ В. В. Свиридов, Г. А. Попкович, Г. И. Васильева. – Минск: Университетское, 1991.
7. Синтез неорганических соединений: учеб. пособие / Д. В. Свиридов [и др.]. – Минск : БГУ, 2018. – 235 с.
<http://elib.bsu.by/handle/123456789/214181>
8. Стрельцов, Е. А. Неорганическая химия: пособие для студ. хим. фак. / Е. А. Стрельцов, Е. И. Василевская. – Минск: БГУ, 2009.
<http://elib.bsu.by/handle/123456789/52209>
9. Третьяков, Ю. Д. Неорганическая химия. Химия элементов: в 2-х т. / Ю. Д. Третьяков, Л. И. Мартыненко, А. Н. Григорьев, А. Ю. Цивадзе. – М.: Изд-во МГУ; ИКЦ «Академкнига», 2007.
10. Шрайвер, Д. Неорганическая химия: в 2-х т./ Д. Шрайвер, П. Эткинс. –М.: Мир, 2014.

Перечень дополнительной литературы

1. Вредные химические вещества. Неорганические соединения элементов I – IV групп. – Л.: Химия, 1988.
2. Вредные химические вещества. Неорганические соединения элементов V – VIII групп. – Л.: Химия, 1989.
3. Гринвуд, Н. Химия элементов: в 2 т. / Н. Гринвуд, А. Эрншо. - 3-е изд. – М.: БИНОМ. Лаборатория знаний, 2015.
4. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия/ М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. М.: URSS : ЛЕНАНД, 2018.
5. Кочкаров, Ж. А. Неорганическая химия в уравнениях реакций / Ж. А. Кочкаров. – Ростов-на-Дону : Феникс, 2017.
6. Лесникович, А. И. Избранные главы неорганической химии, Атом, молекула, вещество/А. И. Лесникович, В. А. Красицкий. – Минск: БГУ, 2006.
7. Лесникович, А. И. Теоретические основы неорганической химии/ А. И. Лесникович, Д. В. Свиридов. – Минск: БГУ, 2012.
8. Мюллер, У. Структурная неорганическая химия / У. Мюллер. – Долго-

- прудный: Интеллект, 2010.
9. Общая и неорганическая химия для медиков и фармацевтов/ В. В. Негребцкий [и др.]. – Москва: Юрайт, 2018.
 10. Общая химия: Задачи, вопросы, упражнения: учебное пособие/ И. Е. Шиманович [и др.]; под редакцией И. Е. Шимановича. – Минск: Народная асвета, 2020.
 11. Руководство по неорганическому синтезу: в 6-ти т. / Под ред. Г. Брауэра. – М.: Мир, 1985 – 1986.
 12. Угай, Я. А. Общая и неорганическая химия/ Я. А. Угай. – М.: Высшая школа, 2004.
 13. Шевельков, А. В. Неорганическая химия. Вопросы и задачи/ А. В. Шевельков, Е. В. Карпова, Е. И. Ардашникова. – М.: Лаборатория знаний, 2021.
 14. Шевельков, А. В. Неорганическая химия. Практикум/ А. В. Шевельков, В. А. Алешин, Е. И. Ардашникова. – М.: Лаборатория знаний, 2021.

Перечень рекомендуемых средств диагностики и методика формирования итоговой оценки

Учебными планами по специальностям 1-31 05 01 Химия (по направлениям), 1-31 05 02 Химия лекарственных соединений, 1-31 05 03 Химия высоких энергий и 1-31 05 04 Фундаментальная химия изучение учебной дисциплины «Неорганическая химия» предусмотрено на протяжении двух семестров и в качестве формы итогового контроля по учебной дисциплине рекомендованы зачеты и экзамены.

Для текущего оценки достижений и контроля качества усвоения знаний студентами используется следующий диагностический инструментарий:

- устный опрос;
- отчеты по домашним практическим упражнениям с их устной защитой;
- письменные тестовые задания;
- письменные контрольные работы по отдельным темам и учебной дисциплине в целом;
- защита выполненных на занятиях индивидуальных лабораторных работ;
- проведение коллоквиума;
- компьютерное тестирование по отдельным темам учебной дисциплины;
- сдача зачета и экзамена по учебной дисциплине.

При формировании итоговой оценки используется рейтинговая оценка знаний студента, дающая возможность проследить и оценить динамику процесса достижения целей обучения.

Составляющие рейтинговой оценки:

- плановые контрольные работы, завершающие темы – 30 баллов за одну работу;
- обобщающая контрольная работа по пройденному материалу в 1 семестре – 30 баллов;
- тесты – по 15 баллов по теме;
- активное участие в практических занятиях – от 1 до 5 баллов по теме;
- участие в семинарах – 50 баллов;
- коллоквиум – 30 баллов по теме;
- выполнение лабораторных работ – 50 баллов в первом семестре, 120 баллов во втором семестре;
- выступление на студенческой научной конференции – 20 баллов (дополнительно).

Примерные весовые коэффициенты, определяющие вклад текущего контроля знаний и текущей аттестации в рейтинговую оценку:

Формирование оценки за текущую успеваемость:

- ответы на практических занятиях – 25 %;
- выполнение лабораторных работ – 25 %;
- выполнение контрольных работ, коллоквиумы – 25 %;
- выполнение теста – 25 %.

Максимальная рейтинговая оценка в баллах за семестр переводится в 10-балльную оценку. Итоговая оценка по дисциплине рассчитывается на основе оценки текущей успеваемости и экзаменационной оценки с учетом их весовых коэффициентов. Весовой коэффициент оценки по текущей успеваемости составляет 0,3, экзаменационной оценки – 0,7.

Примерный перечень заданий для управляемой самостоятельной работы студентов

Тема 1.1. Атомно-молекулярное учение. (2 часа)

Основные понятия химии. Основные стехиометрические законы.

Повторить основные определения и типы расчетов по теме.

(Форма контроля – Тестовая контрольная работа).

Тема 1.3. Периодический закон и периодическая система химических элементов. (2 часа)

Периодичность свойств атомов химических элементов.

Проследить изменение свойств атомов химических элементов по группам и периодам. (Пример вопросов см. ниже).

(Форма контроля – устный опрос)

Тема 1.4. Химическая связь. (2 часа)

Концепция гибридизации атомных орбиталей. Пространственная конфигурация молекул в рамках представления об отталкивании электронных пар.

Определить пространственную конфигурацию молекул и ионов типа AB_2 , AB_3 , AB_2E , AB_4 , AB_3E , AB_2E_2 , AB_5 , AB_4E , AB_3E_2 , AB_2E_3 , AB_6 , AB_5E , AB_4E_2 .

(Форма контроля – контрольная работа)

Тема 1.5. Комплексные соединения. (2 часа)

Трактовка химических связей в координационных соединений с позиции метода валентных связей.

Определить пространственную конфигурацию комплексных катионов и анионов, нейтральных комплексов.

(Форма контроля – самоконтроль и взаимоконтроль выполненных заданий)

Тема 1.7. Химические процессы. (4 часа)

Изменение энтальпии и энтропии при химических реакциях и фазовых превращениях. Оценка направления и полноты протекания реакции по величине и знаку изменения энергии Гиббса.

Факторы, определяющие скорость химической реакции.

Выполнение типовых расчетных заданий с консультациями преподавателя по теме.

(Форма контроля – контрольная работа)

Тема 1.8. Растворы и реакции в водных растворах. (4 часа)

Типы ионных равновесий в разбавленных водных растворах.

Выполнение типовых расчетных заданий с консультациями преподавателя по теме.

(Форма контроля – контрольная работа)

Тема 1.9. Окислительно-восстановительные процессы. (2 часа)

Использование стандартных электродных потенциалов для оценки возможности протекания окислительно-восстановительных реакций.

Выполнение типовых расчетных заданий с консультациями преподавателя по теме.

(Форма контроля – контрольная работа)

Тема 2.3. Элементы 17 группы. (4 часа)

Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений элементов 17 группы.

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.

(Форма контроля – контрольная работа)

Тема 2.4. Элементы 16 группы. (4 часа)

Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений элементов 16 группы.

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.

(Форма контроля – самоконтроль и взаимоконтроль выполненных заданий)

Тема 2.5. Элементы 15 группы. (2 часа)

Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений элементов 15 группы.

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.

(Форма контроля – контрольная работа)

Тема 2.6. Элементы 14 группы. (2 часа)

Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений элементов 14 группы.

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.

(Форма контроля – контрольная работа)

Тема 2.7. Элементы 13 группы. (2 часа)

Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений элементов 13 группы.

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.
(Форма контроля – самоконтроль и взаимоконтроль выполненных заданий)

Тема 2.10. Элементы 2 группы. (2 часа)

Окислительно-восстановительные свойства соединений элементов 2 группы.

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.

(Форма контроля – самоконтроль и взаимоконтроль выполненных заданий)

Тема 2.11. Общая характеристика d-элементов. (2 часа)

Окислительно-восстановительные свойства соединений d-элементов.

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.

(Форма контроля – самоконтроль и взаимоконтроль выполненных заданий)

Тема 2.12. Элементы 4 группы. (2 часа)

Окислительно-восстановительные свойства соединений элементов 4 группы.

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.

(Форма контроля – самоконтроль и взаимоконтроль выполненных заданий)

Тема 2.15. Элементы 7 группы. (2 часа)

Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений элементов 7 группы.

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.

(Форма контроля – контрольная работа)

Тема 2.16. Элементы 8– 10 групп. (2 часа)

Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений элементов 16 группы.

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.

(Форма контроля – самоконтроль и взаимоконтроль выполненных заданий)

Тема 2.17. Элементы 11 группы. (1 час)

Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений элементов 11 группы.

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.

(Форма контроля – самоконтроль и взаимоконтроль выполненных заданий)

Тема 2.18. Элементы 12 группы. (1 час)

Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений элементов 12 группы.

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.

(Форма контроля – самоконтроль и взаимоконтроль выполненных заданий)

При изучении учебной дисциплины самостоятельная работа на аудиторных занятиях предусматривает выполнение типовых расчетных и лабораторных заданий с консультациями преподавателя. Внеаудиторная работа предполагает самостоятельную работу с учебниками, учебными и учебно-методическими пособиями, материалами научных публикаций по изучаемым темам учебной дисциплины, а также подготовку к семинарским и практическим занятиям по предложенным преподавателем вопросам, выполнение домашних заданий, решение расчетных задач. Учебно-программные материалы, примеры выполнения типовых расчетов, материалы для самостоятельного освоения учебного материала, список рекомендуемой литературы размещены в сетевом доступе на образовательном портале educhem.bsu.by.

Пример вопросов для самостоятельной подготовки

Тема 1.3. Периодический закон и Периодическая система химических элементов.

1. В чем заключается основная причина периодического изменения характеристик химических элементов?
2. Исходя из закономерностей заполнения электронных оболочек реальных атомов электронами, выведите Периодическую систему химических элементов. Определите число элементов в каждом периоде.
3. По каким признакам элементы помещаются в одну группу? Приведите конкретные примеры.
4. Что общего в строении атома и химических свойствах у хрома и серы; хлора и марганца?
5. Определите положение в Периодической системе s -, p -, d - и f -элементов. В каких периодах и почему впервые появляются d - и f -элементы?
6. Что такое эффективный заряд ядра? Почему при монотонном увеличении заряда ядра и общего количества электронов в атоме эффективный заряд ядра не изменяется монотонно?
7. В чем заключается различие между ковалентными, металлическими и ван-дер-ваальсовыми радиусами? Совпадают ли между собой величины этих радиусов для атома одного и того же элемента? Как можно определить эффективный радиус атома?
8. Будут ли одинаковы ковалентные радиусы атомов: азота в молекулах N_2 и N_2H_4 ; кислорода в молекулах O_2 и H_2O_2 ; углерода в кристаллах алмаза и графита?
9. Насколько обоснованно с позиций современных представлений об ионных радиусах следующее соотношение (для одного и того же элемента):
 $r_{\text{катион}} \ll r_{\text{атом}} \ll r_{\text{анион}}$?
10. Чем объяснить, что орбитальные радиусы иона (0,074 нм) и атома хлора (0,073 нм) практически одинаковы, а величина эффективного радиуса его иона (0,181 нм) намного больше орбитального?
11. Ионы Li^+ и H^- имеют одинаковое число электронов. Радиус какого иона больше?
12. Как изменяются радиусы атомов элементов по периоду и группе? Монотонно ли это изменение? В чем особенность изменения радиусов атомов d -и f -элементов в группах по сравнению с s - и p -элементами?
13. Что такое энергия ионизации? Потенциал ионизации? В каких единицах они измеряются? Какие факторы определяют величину энергии ионизации атома?
14. Как изменяются энергии ионизации атомов элементов главных и побочных подгрупп; элементов одного периода? Чем обусловлена немонотонность изменения величин энергий ионизации атомов по периоду (рассмотрите на примере $2p$ -элементов)?
15. Почему последовательные потенциалы ионизации атома возрастают? Чем объясняются скачки в их изменениях?

16. Что такое энергия сродства к электрону? Почему некоторые атомы обладают отрицательным сродством к электрону?

17. Чем обусловлена немонотонность изменения величин энергии сродства к электрону атомов элементов по периоду (рассмотрите на примере элементов II периода)?

18. Расположите в порядке увеличения энергии сродства к электрону атомы со следующими конфигурациями внешнего электронного слоя:

1) ns^1 ; ns^2 , ns^2p^1 , ns^2p^5 ; 2) $2s^2p^5$, $3s^2p^5$, $4s^2p^5$, $5s^2p^5$.

19. Что такое электроотрицательность? Как численно определяют величину электроотрицательности по Малликену? По шкале Полинга?

20. Дайте определение вторичной периодичности свойств элементов. Приведите примеры.

Тематика семинарских (практических, лабораторных) занятий соответствует основным темам и разделам учебного курса.

Пример содержания практических занятий

Тема 1.8. Растворы и реакции в водных растворах

1. Вычислите: массы соли (безводной или кристаллогидрата) и воды, которые необходимо взять для приготовления заданного количества насыщенного при определенной температуре раствора; массу соли (безводной или кристаллогидрата), которая выделится из заданного количества насыщенного при одной температуре раствора при охлаждении его до другой температуры; массы вещества и воды необходимые для приготовления заданной массы раствора определенного состава; массу (количество) вещества, необходимую для приготовления заданного объема раствора определенной молярности; какой объем концентрированного раствора кислоты с определенными массовой долей и плотностью необходимо взять для приготовления заданного объема раствора определенного состава; массу вещества (или воды), которую необходимо добавить к определенному объему (массе) раствора одного состава с заданной плотностью, чтобы получить раствор с другим составом и плотностью; какой объем газообразного вещества при определенных температуре и давлении необходимо взять для приготовления заданного количества раствора определенного состава.

2. Выразите состав раствора с определенной плотностью разными способами, если задана массовая доля (молярность, моляльность, мольная доля) растворенного вещества.

3. Вычислите концентрацию ионов в: разбавленном растворе сильного электролита определенного состава; растворе сильного электролита определенного состава, если задана кажущаяся степень диссоциации электролита; растворе слабого электролита определенного состава с учетом константы диссоциации электролита.

4. Определите: как различаются концентрации ионов водорода в растворе слабой кислоты (гидроксид-ионов в растворе слабого основания) определенного состава и в растворе, дополнительно содержащем соль этой кислоты

(основания); массу соли с одноименным ионом, которую необходимо добавить к определенному объему раствора слабой кислоты (основания), чтобы понизить концентрацию ионов водорода (гидроксида) до заданного значения, если изменением объема при растворении соли пренебречь; рН разбавленного раствора сильной кислоты (щелочи) определенного состава; рН раствора слабой одноосновной кислоты (основания) определенного состава; рН раствора слабой многоосновной кислоты определенного состава, учитывая лишь первую стадию диссоциации; рН раствора слабой кислоты (основания) определенного состава, если раствор дополнительно содержит соль с одноименным ионом; состав раствора по известному значению рН раствора сильной кислоты (основания) или слабой кислоты (основания); как изменится рН раствора сильной кислоты (основания) определенного состава и слабой кислоты (основания) при разбавлении.

5. Вычислите: произведение растворимости (ПР) вещества по его растворимости; растворимость вещества по величине ПР; массу воды, необходимой для растворения заданного количества труднорастворимого вещества, как изменяется растворимость вещества с известным ПР после добавления к его насыщенному раствору определенного количества (массы) другого вещества с одноименным ионом.

6. Оцените возможность образования осадка вещества с известным ПР при сливании заданных количеств (по массе или объему) растворов определенных составов.

7. Напишите в молекулярной и ионной формах уравнения реакций гидролиза солей по катиону, по аниону; гидролиза кислых солей; совместного гидролиза двух солей.

Пример задания лабораторного практикума

Дигидрат хлорида меди (II)

Меры предосторожности. *Какую опасность представляют оксиды азота, концентрированные растворы соляной и азотной кислот и какие меры предосторожности необходимо соблюдать при работе с этими веществами? Каковы меры первой помощи при отравлении оксидами азота, при ожоге концентрированными кислотами?*

Методика синтеза. *Вычисленное количество 20 %-ного раствора соляной кислоты помещают в фарфоровую чашку и добавляют примерно 1/7 от этого объема азотной кислоты ($\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$). Зачем берется азотная кислота? Почему не указано ее точное количество? В смесь кислот осторожно вносят рассчитанное количество медных стружек или мелко нарезанной медной проволоки. Смесь нагревают на водяной бане до прекращения выделения оксидов азота. Почему для нагревания рекомендуется водяная баня? Если реакция замедляется из-за образования в реакционной смеси твердого осадка соли, добавляют в эту смесь немного воды (осторожно!). По окончании реакции (как его определить?) раствор фильтруют, фильтрат упаривают (на чем?) до начала кристаллизации и охлаждают. Почему упаривать следует в вытяжном шкафу? Выпавшие кристаллы отделяют от раствора (как это сде-*

лать?), промывают небольшими порциями охлажденного спирта (*почему нельзя промывать водой?*) и сушат между листами фильтровальной бумаги (*почему рекомендуются такие условия сушки?*). Полученное вещество взвешивают и переносят в сухую чистую пробирку с пробкой. Вычисляют выход продукта в процентах.

Исследование свойств полученного вещества. Испытайте, что происходит с дигидратом хлорида меди (II) при хранении на воздухе, при нагревании. Внесите в пламя спиртовки проволочку, смоченную раствором этой соли. *Что наблюдается?* Определите рН раствора полученной соли (*как это сделать?*). *Отличается ли окраска раствора от окраски твердой соли?* Испытайте отношение хлорида меди к действию растворов нитрата серебра, сульфида, иодида и карбоната щелочного металла, небольших количеств и избытка растворов щелочи и аммиака. Проверьте наличие в полученном продукте примеси нитрата меди.

Отметьте и объясните наблюдаемые эффекты. Напишите уравнения реакций. На основании проведенного исследования сделайте вывод о термической устойчивости, гидролизуемости и окислительно-восстановительных свойствах хлорида меди(II), о способности атомов меди(II) выступать в качестве комплексообразователя.

Описание инновационных подходов и методов к преподаванию учебной дисциплины (эвристический, проективный, практико-ориентированный)

Преподавание учебной дисциплины «Неорганическая химия» предусматривает проведение лекций, семинарских, лабораторных и практических занятий, которые должны быть обеспечены методическими пособиями, техническими средствами обучения, соответствующим лабораторным оборудованием и реактивами. На лекциях освещаются теоретические вопросы учебной дисциплины. На семинарских занятиях рассматриваются основные понятия и закономерности, а также сложные или недостаточно освещенные в учебной литературе вопросы программы. На практических занятиях теоретические вопросы подтверждаются решением расчетных задач и упражнений. В ходе выполнения лабораторного практикума студенты знакомятся с химическими реактивами, лабораторной посудой и приборами, приобретают умения и навыки проведения химического эксперимента, синтеза неорганических веществ. Самостоятельная работа вне аудитории предполагает работу с учебной литературой, выполнение домашних заданий, подготовку к лабораторным занятиям.

Организация учебного процесса по дисциплине «Неорганическая химия» предусматривает использованием ряда **инновационных подходов и методов: обучающе-исследовательского, эвристического, практико-ориентированного, развития критического мышления, метода анализа конкретных ситуаций (кейс-метод).**

Учебный процесс, организованный на основе **обучающе-исследовательского принципа**, призван формировать у студентов исследовательские умения, аналитический характер мышления, творческий подход к

решению разнообразных задач, умение работать в коллективе в процессе изучения программного материала.

При проведении семинарских и практических занятий студенты обеспечиваются не просто планом занятия, а перечнем вопросов и упражнений, либо творческими проблемными заданиями, которые и станут предметом обсуждения. Желательно использовать проблемные ситуации не на низком, рецептивном уровне, когда преподаватель сам формулирует и разрешает проблему, а на более высоких – репродуктивно-продуктивном и **эвристическом** уровнях.

Выполнение индивидуальных лабораторных работ даже по хорошо известным методикам, для студента 1 курса всегда является субъективно новым. Ответы на вопросы, поставленные в методических указаниях к выполнению лабораторной работы, требуют творческого осмысления всего эксперимента, проведения дополнительных опытов, планируемых студентом уже самостоятельно, поиска необходимой информации в учебной, справочной литературе и электронных базах данных. При организации лабораторных занятий также используется **кейс-метод**, который предполагает анализ конкретных ситуаций из лабораторной практики на основе информации преподавателя и литературных источников, собственного опыта.

При выполнении заданий на семинарских, практических и лабораторных занятиях осуществляется творческая самореализация обучающихся в процессе создания образовательных продуктов, студенты имеют возможность проявить и усовершенствовать аналитические и оценочные навыки и находить наиболее рациональное решение поставленной проблемы. В итоге обучающийся получает не только определенные знания, но и навыки профессиональной деятельности (**практико-ориентированный подход**), а конечный результат обучения направлен преимущественно не на овладение готовым знанием, а на его выработку. Одновременно развиваются навыки **критического мышления**, связанные с пониманием научной информации и способами ее трансформации.

Методические рекомендации по организации самостоятельной работы обучающихся

При организации самостоятельной работы студентов по учебной дисциплине «Неорганическая химия» наряду с традиционными источниками информации (учебники и учебные пособия, в том числе и подготовленные преподавателями БГУ) используются и современные информационные ресурсы. На образовательном портале educhem.bsu размещены учебно-программные материалы, презентации лекций, учебные материалы для подготовки к лабораторным занятиям, тестовые задания, задания для самостоятельной подготовки к практическим занятиям, вопросы для подготовки к экзаменам, список рекомендуемой литературы. При выполнении ряда заданий требуется также осу-

щественно искать и критический анализ учебной информации на химических сайтах в сети Интернет.

Задания УСР по учебной дисциплине составляются с учетом индивидуальной подготовки студентов и могут быть представлены на разном уровне: от заданий, формирующих достаточные знания по изученному учебному материалу на уровне узнавания, к заданиям, формирующим компетенции на уровне воспроизведения, и далее к заданиям, формирующим компетенции на уровне применения полученных знаний. При этом сохраняется требование к освоению необходимого и достаточного объема учебного материала при освоении курса.

Примерный перечень вопросов к экзамену 1 семестр

1. Ядро атома. Заряд ядра. Эффективный заряд ядра. Массовое число. Понятие о дефекте массы.
1. Волновая теория строения атома. Квантовые числа как характеристика состояния электрона в атоме.
2. Строение электронных оболочек атомов. Энергетические уровни и подуровни. Атомные орбитали.
3. Принцип Паули и емкость электронных оболочек. Правило Хунда. Порядок заполнения атомных орбиталей.
4. Радиусы атомов и ионов. Их изменение по периодам и группам периодической системы.
5. Энергия ионизации атомов и факторы, определяющие ее величину. Изменение величин энергий ионизации атомов по периодам и группам.
6. Энергия сродства к электрону и факторы, определяющие ее величину. Изменение величин энергии сродства к электрону по периодам и группам.
7. Электроотрицательность элементов.
8. Количественные характеристики химических связей.
9. Основные положения метода валентных связей (ВС). Насыщаемость связи. Делокализованные связи в молекулах и ионах.
10. Направленность химических связей. Концепция гибридизации атомных орбиталей.
11. Пространственная конфигурация молекул в рамках представления об отталкивании электронных пар (метод Гиллеспи).
12. Полярность и поляризуемость химических связей. Трактовка полярных связей в рамках концепции поляризации ионов.
13. Состав комплексных соединений. Типичные комплексообразователи и типичные лиганды.
14. Химическая связь в координационных соединениях.
15. Гибридизация атомных орбиталей комплексообразователя и пространственная конфигурация комплексных ионов.
16. Основные положения метода молекулярных орбиталей (МО). Классификация молекулярных орбиталей.

17. Энергетические диаграммы молекул. Порядок заполнения электронами молекулярных орбиталей (МО). Диаграмма МО молекулы оксида углерода(II).
18. Сопоставление методов МО и ВС, их достоинства и недостатки.
19. Силы Ван-дер-Ваальса. Межмолекулярное взаимодействие.
20. Водородная связь. Природа водородной связи. Энергия и длина водородной связи.
21. Понятие об энтальпии. Стандартная энтальпия образования вещества. Изменение энтальпии в ходе химической реакции.
22. Понятие об энтропии. Изменение энтропии и направление протекания химических реакций.
23. Понятие об энергии Гиббса. Стандартная энергия Гиббса образования вещества. Изменение энергии Гиббса в ходе химической реакции.
24. Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье.
25. Скорость химических реакций и факторы, ее определяющие.
26. Понятие о катализе. Влияние катализатора на скорость химической реакции.
27. Цепные и фотохимические реакции.
28. Способы выражения состава растворов.
29. Типы ионных равновесий в разбавленных водных растворах.
30. Сильные и слабые электролиты. Равновесие в растворах слабых электролитов. Константа диссоциации.
31. Диссоциация комплексных соединений в растворе. Константа нестойкости.
32. Труднорастворимые электролиты. Произведение растворимости. Влияние одноименных ионов на растворимость веществ.
33. Гидролиз солей. Константа и степень гидролиза.
34. Окислительно-восстановительные (электродные) потенциалы и факторы их определяющие.
35. Стандартные электродные потенциалы. Уравнение Нернста.
36. Окислительно-восстановительный потенциал как количественная характеристика окислительно-восстановительной системы. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы и способы их определения.
37. Окислительно-восстановительные свойства воды. Устойчивость окислительно-восстановительных систем в водных растворах.
38. Окислительно-восстановительные процессы с участием электрического тока.
39. Общая характеристика водорода. Характер химических связей в соединениях.
40. Физические и химические свойства водорода. Формы нахождения водорода в природе и методы его получения.
41. Типы гидридов и характер химических связей в них.
42. Общая характеристика гелия и элементов 18 группы.
43. Клатратные соединения элементов 18 группы.

44. Фториды ксенона. Получение, строение, реакционная способность.
45. Элементы 17 группы и образуемые ими простые вещества.
46. Химические свойства простых веществ галогенов. Общий принцип получения свободных галогенов.
47. Галогеноводороды. Характер химических связей в молекулах, физические свойства.
48. Химические свойства галогеноводородов. Факторы, определяющие силу галогеноводородных кислот.
49. Особенности фтороводородной (плавиковой) кислоты.
50. Галогениды. Их классификация и особенности гидролиза.
51. Полимерные галогениды и галогенокомплексы.
52. Соединения галогенов с кислородом.
53. Кислородсодержащие кислоты хлора. Строение, кислотные и окислительные свойства.
54. Межгалогенные соединения (интергалогениды).
55. Общая характеристика элементов 16 группы.
56. Простые вещества кислорода и серы: полиморфные модификации, физические свойства.
57. Химические свойства простых веществ элементов 16 группы.
58. Гидриды элементов 16 группы типа H_2E : строение молекул, физические и химические свойства.
59. Гидриды серы H_2S_n . Полисульфиды.
60. Пероксид водорода: строение молекулы, свойства.
61. Оксиды элементов 16 группы.
62. Сернистая, селенистая, теллуристая кислоты и их соли.
63. Серная, селеновая и теллуровая кислоты, их свойства.
64. Серная кислота, ее физические и химические свойства.
65. Тиосерная кислота и ее соли.
66. Политионовые кислоты и их соли.
67. Пероксокислоты серы и их соли.
68. Полисерные кислоты, олеум.
69. Галогениды и оксогалогениды серы.

2 семестр

1. Реакции диспропорционирования на примере соединений марганца (III, V, VI), меди (I) и ртути (I).
2. Оксиды, гидроксиды и соли цинка и кадмия.
3. Химические свойства простых веществ, образованных элементами 15 группы.
4. π -Комплексы d-металлов. Строение, механизм образования связей.
5. Азотистоводородная кислота и ее соли.
6. Гидриды элементов 15 группы. Строение молекул. Химические и физические свойства. Принципы получения.
7. Соединения семейства платиновых (на примере родия, иридия).
8. Кислородсодержащие кислоты бора. Их соли. Бора.

9. Оксид углерода (II). Строение молекулы CO по методам ВС и МО.
10. Соединения ртути (I, II). Строение, химические свойства.
11. Фосфонитрилхлорид. Его линейная и циклическая полимерные формы.
12. Соли марганца (V, VI, VII).
13. Соединения ванадия (IV).
14. Азотная кислота и ее соли. Катион нитроила. Соли нитроила.
15. Аллотропные модификации углерода. Соединения включения графита.
16. Оксиды и гидроксиды элементов 13 группы.
17. Комплексы s-элементов с макроциклическими лигандами.
18. Соединения углерода с азотом. Синильная кислота и ее соли.
19. Соединения золота (I, III). Золотохлористоводородная кислота.
20. Химические свойства простых веществ, образованных элементами 4 и 5 групп.
21. Оксиды, гидроксиды и соли элементов 3 группы.
22. Оксиды кремния (II, IV). Химические свойства.
23. Гидроксиламин. Строение молекулы. Получение. Химические свойства. Соли гидроксиламмония.
24. Соединения семейства платиновых (на примере рутения, осмия).
25. Азотистая кислота и ее соли. Катион нитрозила, строение. Соли нитрозила.
26. Гидроксиды элементов 15 группы в степени окисления +3 и +5.
27. Галогениды титана, циркония и гафния. Строение, свойства, гидролиз.
28. Соединения меди (I, II). Получение, строение, химические свойства.
29. Оксиды марганца (II, III, IV, VII). Устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.
30. Комплексные соединения хрома (III). Получение, свойства, изомерия.
31. Высшие галогениды элементов 14 группы. Особенности гидролиза.
32. Карбонилы d-металлов. Строение, механизм образования связей. Правило Сиджвика. Получение, химические свойства и практическое использование.
33. Псевдогалогены и псевдогалогенид-ионы.
34. Химические свойства простых веществ, образованных элементами 11 и 12 групп.
35. Соли железа (II, III, VI).
36. Гидразин. Строение молекулы. Получение. Химические свойства. Соли гидразония.
37. Хелатные комплексы. Примеры, структура, устойчивость.
38. Соли элементов 13 группы. Особенности гидролиза солей алюминия.
39. Галогениды титана (II, III, IV). Изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств.
40. Оксиды азота (II, IV). Строение, химические свойства. Получение.
41. Соединения марганца (IV).
42. Карбонилы железа, кобальта, никеля. Химические свойства карбониллов.
43. Оксиды элементов 14 группы.

44. Химия Pt и Pd. Эффект транс-влияния лигандов в реакциях замещения в комплексах платины.
45. Соединения бора с азотом.
46. Соединения ванадия (II, III). Оксиды, гидроксиды, соли.
47. Галогениды и сульфиды элементов 14 группы в степени окисления +2. Хлорид олова (II).
48. Соединения ванадия (V). Равновесия в водных растворах ванадия (V) в зависимости от pH.
49. Соединения d-элементов с кратными связями. Причины образования, устойчивость, примеры.
50. Фиксация атмосферного азота из воздуха.
51. Комплексные соединения железа (II, III).
52. Гидриды бора. Особенности химических связей в молекуле диборана. Устойчивость и реакционная способность гидридов бора.
53. Титановые кислоты. Катионные и анионные соли титана.
54. Химические свойства простых веществ, образованных элементами 6 и 7 групп.
55. Кремниевые кислоты и силикаты.
56. Оксиды и гидроксиды титана, циркония, гафния.
57. Соединения хрома (VI), марганца (VI), железа (VI).
58. Химические свойства простых веществ, образованных элементами 14 группы.
59. Кластерные соединения элементов 4, 5 групп.
60. Кислородсодержащие кислоты фосфора (V) и их соли. Полифосфорные кислоты линейного и циклического строения.
61. Соединения таллия (I, III). Условия получения, химические свойства.
62. Оксиды фосфора, мышьяка, сурьмы и висмута в степени окисления +3.
63. Изополи- и гетерополисоединения молибдена и вольфрама.
64. Особенности химии лития и бериллия.
65. Угольная кислота и ее соли.
66. Химические свойства простых веществ элементов 1 группы. Получение щелочных металлов.
67. Галогениды элементов 13 группы. Строение и свойства. Хлорид алюминия.
68. Ацетат хрома. Строение, механизм образования связей.
69. Тетрагидридоборат натрия, тетраалюмогидрид лития. Строение и свойства.
70. Гидриды элементов 14 группы. Строение молекул. Химические свойства. Принципы получения.
71. Оксиды и гидроксиды хрома (II, III, VI).
72. Оксиды платиновых металлов. Получение, строение, устойчивость, свойства.
73. Оксиды железа, кобальта, никеля. Получение и химические свойства.
74. Соли марганца (II, III).
75. Гидроксиды и соли элементов 14 группы в степени окисления +2 и +4.

76. Три- и пентагалогениды элементов 15 группы.
77. Галогениды ванадия (II, III, IV, V). Особенности гидролиза.
78. Гидриды s-элементов.
79. Оксиды, гидроксиды и соли молибдена и вольфрама. Молибденовые сини и вольфрамовые бронзы.
80. Химические свойства железа, кобальта, никеля. Коррозионные явления на поверхности железа.
81. Химические свойства простых веществ элементов 3 группы.
82. Гидроксиды s-элементов.
83. Химические свойства простых веществ элементов 13 группы.
84. Кластерные соединения технеция и рения. Строение.
85. Комплексные соединения кобальта (II, III).
86. Кислородсодержащие кислоты фосфора (I), (III) и их соли.
87. Перевод в раствор труднорастворимых оксидов (на примере корунда).
88. Оксиды фосфора, мышьяка, сурьмы и висмута в степени окисления +5.
89. Циановая, тиоциановая кислоты и их соли.
90. Соли и комплексы меди (I, II).
91. Химические свойства простых веществ элементов 2 группы.
92. Галогениды хрома, молибдена, вольфрама. Гидролиз.
93. Пероксиды, надпероксиды и озониды элементов 1 и 2 группы. Устойчивость, химические свойства, получение, применение.
94. Кластерные соединения d-металлов.
95. Гидроксиды железа, кобальта, никеля.
96. Особенности химии лития и бериллия.
97. Аммиачные комплексы цинка и кадмия. Соединения со связью Hg-N.
98. Изомерия комплексных соединений d-металлов.
99. Общая характеристика f-элементов.

ПРОТОКОЛ СОГЛАСОВАНИЯ УЧЕБНОЙ ПРОГРАММЫ УВО

Название учебной дисциплины, с которой требуется согласование	Название кафедры	Предложения об изменениях в содержании учебной программы учреждения высшего образования по учебной дисциплине	Решение, принятое кафедрой, разработавшей учебную программу (с указанием даты и номера протокола)
Кристаллохимия	Кафедра неорганической химии	Отсутствуют	Утвердить согласование без внесения изменений (протокол №11 от 05.04.2021 г.)
Фармацевтическая химия	Кафедра неорганической химии	Отсутствуют	Утвердить согласование без внесения изменений (протокол №11 от 05.04.2021 г.)
Аналитическая химия	Кафедра аналитической химии	Отсутствуют	Утвердить согласование без внесения изменений (протокол №11 от 19.04.2021 г.)

**ДОПОЛНЕНИЯ И ИЗМЕНЕНИЯ К УЧЕБНОЙ ПРОГРАММЕ ПО
ИЗУЧАЕМОЙ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЕ**

на ____ / ____ учебный год

№ п/ п	Дополнения и изменения	Основание

Учебная программа пересмотрена и одобрена на заседании кафедры
_____ (протокол № ____ от _____ 20_ г.)

Заведующий кафедрой

УТВЕРЖДАЮ
Декан факультета
