

Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
Московский государственный университет имени М.В. Ломоносова
Факультет наук о материалах

УТВЕРЖДАЮ
Зам. декана ФНМ по учебной
работе
_____/А.В. Кнотько /
«__» _____ 2016 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Наименование дисциплины:

Общая химия и химия элементов (с основами качественного анализа)

Уровень высшего образования:

бакалавриат

Направление подготовки:

04.03.02 Химия, физика и механика материалов

Направленность (профиль)/специализация ОПОП:

общий

Форма обучения:

очная

Рабочая программа рассмотрена и одобрена
Методической комиссией факультета наук о материалах
(протокол №_____, дата)

Москва 2016

Рабочая программа дисциплины разработана в соответствии с самостоятельно установленным МГУ образовательным стандартом (ОС МГУ) для реализуемых основных профессиональных образовательных программ высшего образования по направлению подготовки «Химия, физика и механика материалов» (программы бакалавриата, магистратуры, реализуемых последовательно по схеме интегрированной подготовки) в редакции приказа МГУ от _____20__ г.

1. Место дисциплины в структуре ОПОП ВО: Базовая часть, общенаучная подготовка, модуль «Химия», курс предназначен для студентов факультета наук о материалах 1-го года обучения (1-й и 2-й семестр), курс является обязательным

2. Входные требования для освоения дисциплины, предварительные условия (если есть):

отсутствуют

3. Результаты обучения по дисциплине:

Знать: теоретические основы неорганической химии, включающие строение атома и электронных орбиталей, Периодический закон Д.И.Менделеева, модели химической связи неорганических соединений (кристаллов и молекулярных структур); основные свойства химических элементов и их соединений, закономерности в изменении этих свойств; методы получения неорганических веществ из природных объектов и иметь представление об их роли в современном мире; базовые представления химической термодинамики и кинетики, химического равновесия, кислотно-основных и окислительно-восстановительных процессов, основные химические методы качественного химического анализа

Уметь: использовать теоретические модели для обоснования строения и реакционной способности неорганических соединений, качественного анализа

Владеть: основным понятийным и практическим аппаратом общей и неорганической химии

4. Объем дисциплины составляет 7 з.е. (252 ак.ч.)

5. Содержание дисциплины, структурированное по темам (разделам) с указанием отведенного на них количества академических часов и виды учебных занятий:

5.1. Структура дисциплины по темам (разделам) с указанием отведенного на них количества академических часов и виды учебных занятий (в строгом соответствии с учебным планом)

Вид работы	Семестр				Всего
	1	2			
Общая трудоёмкость, акад. Часов	144	108			252
Аудиторная работа:	108	64			172
Лекции, акад. Часов	72	32			104
Семинары, акад. Часов	36	32			68
Лабораторные работы, акад. часов					
Самостоятельная работа, акад. Часов	36	44			80
Вид итогового контроля (зачёт, экзамен)	Экз.	Экз.			

5.2. Содержание разделов (тем) дисциплины

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Продолжительность курса — 48 часов (24 ак. ч. — лекции и 24 ак. ч. семинары).

Формы промежуточного контроля: контрольных работы и коллоквиумы. Курсу сопутствуют практикум «Начала химического эксперимента». Курс рассчитан на обобщение и значительное углубление полученных в школе знаний по фундаментальным вопросам общей химии, включая основы химической термодинамики, химических и фазовых равновесий, основы начала теории растворов и кинетики химических реакций, строение атомов, модели химической связи и периодический закон Д.И. Менделеева.

1. СИСТЕМА ПОДХОДОВ И РЕШЕНИЙ ХИМИИ

Химия как система знаний о веществах и их превращениях. Теория и эксперимент в химии. Уровни химической теории. Эксперимент, как критерий отбора, информационные системы. Система приоритетов в химии. Химические процессы на микро- и макроуровне. Необычные химические превращения. Вещества и материалы. Решение химических задач и составление уравнений реакций.

2 НАЧАЛА ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ

Основные задачи химической термодинамики. Термодинамические параметры. Фазы и компоненты. Физико-химические системы. Открытые, замкнутые и изолированные системы.

Тепловые эффекты реакций и термохимические уравнения. Функции состояния. Внутренняя энергия и ее изменение при химических и фазовых превращениях. Первое начало термодинамики. Энтальпия образования химических соединений. Стандартное состояние. Закон Гесса. Энтальпия растворения, фазового превращения, ионизации атомов и молекул, химической связи и гидратации ионов.

Теплоемкость. Температурная зависимость энтальпии веществ. Закон Кирхгоффа. Термохимические циклы. Химические и фазовые превращения в неорганических системах, используемые для генерации, хранения и транспортировки энергии. Теплотворная способность топлива и пищи. Химические процессы в энергетике будущего. Водородная энергетика.

Второй закон термодинамики. Энтропия и зависимость ее от температуры. Стандартная энтропия. Изменение энтропии при фазовых переходах и химических реакциях. Энергия Гиббса. Химический потенциал и активность. Критерии самопроизвольного протекания процессов в изолированных и открытых системах.

3. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Обратимость химических реакций. Глубина протекания процессов. Степень превращения. Условие химического равновесия в гомо- и гетерогенных системах. Расчет константы равновесия с использованием свободных энергий Гиббса. Расчет констант равновесия и степени превращения для газовых реакций. Факторы, влияющие на величину константы равновесия. Смещение положения равновесия.

4. ФАЗОВЫЕ РАВНОВЕСИЯ

Условия фазового равновесия. Правило фаз Гиббса и вариантность системы. Фазовые диаграммы однокомпонентных систем. Р-Т диаграмма воды. Фазовые поля, линии двухфазных равновесий, тройная точка, метастабильные двухфазные равновесия. Фазовые переходы первого рода. Р-Т-диаграммы серы и фосфора.

Фазовые диаграммы двухкомпонентных систем. Понятие о проекциях, сечениях фазовой диаграммы. Конденсированные системы. Основные типы ТХ-диаграмм двухкомпонентных систем (эвтектика, конгруэнтно и инконгруэнтно плавящиеся соединения, твердые растворы).

Диаграмма растворимости как частный случай Т-х диаграммы системы соль-вода.

Использование методов физико-химического анализа для построения фазовых диаграмм на примерах одно- и двухкомпонентных систем. Использование диаграмм состояния при получении различных материалов.

5. РАСТВОРЫ

Классификация растворов по агрегатному состоянию. Способы выражения концентрации. Насыщенный раствор и растворимость - термодинамическое описание. Зависимость растворимости от температуры на примере Т-х-диаграммы системы $\text{Na}_2\text{SO}_4\text{-H}_2\text{O}$. Факторы, влияющие на растворимость.

Закон Рауля и его термодинамическое обоснование. Идеальный раствор. Сопоставление Р-Т-диаграмм воды и растворов. Правило фаз для растворов. Коллигативные свойства растворов. Крио- и эбулиоскопия, криогидратная точка. Явление осмоса и осмотическое давление. Термодинамическое обоснование закона Вант-Гоффа. Расчет молекулярных масс органических веществ на основании свойств растворов.

Координационная теория растворителей. Растворители, как доноры и акцепторы пары электронов. Сольватация катионов и анионов в растворе. Энергетический эффект растворения. Зависимость способа диссоциации вещества от природы растворителя. Коллигативные свойства растворов

электролитов. Изотонический коэффициент. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Расплавы как растворители и электролиты.

Растворы сильных электролитов. Кажущаяся степень диссоциации. Активность ионов и коэффициент активности. Ионная сила растворов.

Растворы слабых электролитов. Константа диссоциации. Способы смещения равновесия. Малорастворимые соли. Произведение растворимости. Пути понижения и повышения растворимости.

Теории кислот и оснований (Аррениус, Бренстед, Льюис). Автопротолиз. Константа автопротолиза. Ионное произведение воды. Сильные и слабые кислоты. Факторы, определяющие силу кислот. Концентрация ионов водорода, pH. Диссоциация кислот и оснований в неводных растворителях.

Гидратированные катионы, как пример слабых кислот. Гидролиз солей, образованных сильной кислотой и слабым основанием. Константа и степень гидролиза. Факторы, влияющие на степень гидролиза. Гидролиз соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием. Гидролиз соли слабой кислоты и слабого основания. Образование при гидролизе многоядерных кластеров. Буферные растворы.

6. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПРОЦЕССЫ

Окислительно-восстановительные процессы и степень окисления. Электрохимические свойства растворов. Сопряженные окислительно-восстановительные пары. Электрохимическая ячейка, ее ЭДС и работа, электродный потенциал. Стандартный водородный электрод. Стандартные электродные потенциалы. Определение направления окислительно-восстановительных реакций. Диаграммы Латимера и Фроста. Уравнение Нернста. Расчет реальных потенциалов химических реакций: влияние pH, комплексообразования, образования малорастворимых соединений. Диаграммы Пурбе «E-pH». Электролиз.

Источники тока. Гальванические элементы. Свинцовый и щелочной аккумуляторы. Топливные элементы. Использование твердых электролитов.

7. КИНЕТИКА И МЕХАНИЗМ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИИ

Задачи, решаемые кинетикой и термодинамикой. Средняя и истинная скорость химических реакций. Закон действующих масс. Порядок и молекулярность. Способы определения порядка реакции. Константа скорости и факторы, влияющие на нее. Кинетический вывод константы равновесия реакции. Теория активных соударений. Активированный комплекс. Истинная и реальная энергия активации. Гомогенный и гетерогенный катализ. Катализаторы и ингибиторы химических реакций. Автокатализ. Механизм и кинетика реакций в гомогенных и гетерогенных системах. Цепные и колебательные реакции. Инициирование реакции с помощью физических методов воздействия. Роль кинетических факторов в синтезе твердофазных материалов. Понятие о макрокинетике.

8. СТРОЕНИЕ АТОМА И МОДЕЛИ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ

Строение атома в модели Резерфорда. Радиохимия и ядерные реакции. Рентгеновские и оптические спектры. Волновая природа электрона. Уравнение Шредингера для атома водорода. Главное квантовое число. Возбужденные состояния атома водорода. Орбитальный и магнитный моменты, спин электрона. Расчет максимальной емкости уровней и подуровней в атоме. Правила заполнения их электронами. Принцип Паули. Правило Хунда. Периодическая система элементов. Энергия ионизации. Сродство к электрону. Электроотрицательность. Атомные и ионные радиусы. Изменение этих свойств в периодах и подгруппах периодической системы.

Ковалентная связь. Ковалентный радиус. Теория валентных связей. Два способа образования ковалентной связи. Гибридизация орбиталей. Типы гибридизации и пространственная конфигурация молекул и ионов. Теория Гиллеспи основанная на отталкивании электронных пар валентной оболочки. Строение ионов и молекул типа AX_n . Валентные углы. Искажение структуры.

Молекулярные орбитали двухатомных молекул. Гомо- и гетероядерные молекулы. Окраска и магнитные свойства молекул. Трехатомные линейные молекулы. Кратность ковалентной связи, σ и π - связывание. Энергия и длина, полярность и поляризуемость связи. Дипольный момент.

Ионная связь. Энергия ионной связи. Энергия кристаллической решетки: теоретический расчет и экспериментальное определение.

Металлическая связь. Интерметаллиды. Кристаллические вещества с ковалентным и ионным типом связи. Зонная модель твердого тела. Металлы, неметаллы, полупроводники. Ван-дер-Ваальсово взаимодействие. Ван-дер-Ваальсовы радиусы. Водородная связь.

Направленность, насыщенность и энергия различных типов химической связи. Поляризуемость и поляризующая способность. Влияние природы связи на физические свойства материала (твердость, ковкость, прочность, температура плавления, электропроводность).

9. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

Открытие Периодического закона Д.И.Менделеевым (1869). Современная формулировка Периодического закона. Периодичность в изменении электронной конфигурации атомов. Полные и неполные электронные аналоги. Химический элемент как совокупность атомов с данным зарядом ядра, включающая изолированные атомы и атомы в простых и сложных веществах. Короткопериодная и длиннопериодная формы Периодической системы. Типические элементы. Главные и побочные подгруппы. Менделеевский принцип монотонности изменения химических свойств от типических элементов к элементам главной подгруппы. Переходные элементы. Лантаниды и актиниды. их размещение в Периодической системе. Сверхтяжелые элементы. Границы Периодической системы. Магические числа протонов и нейтронов.

Периодически изменяющиеся свойства элементов, их связь со строением электронных оболочек атомов. Радиусы атомов, энергия ионизации, закономерности в изменении этих величин.

Периодический закон Д.И. Менделеева как основа развития неорганической химии, его философское значение.

Химия элементов

Курс «Химия элементов» включает систематическое рассмотрение закономерностей свойств химических элементов на основе периодического закона Д.И.Менделеева; свойства простых и сложных веществ, образуемых ими. Особое внимание уделяется уникальным свойствам веществ, являющихся основой для их применения в качестве различных материалов.

Распределение изучаемого материала в рассматриваемом курсе во многом соответствует общепринятой в неорганической химии последовательности изложения : в первом семестре рассматриваются свойства неметаллов (p-элементов), во втором — металлов (химия s-, d-, f-элементов). Первому семестру соответствует 48 а.ч.лекций и 12 а.ч. семинарских занятий. Второй семестр включает 24 а.ч. лекций и 24 а.ч. семинарских занятий.

Химия неметаллов (p-элементы)

Элементы VIIA группы (F, Cl, Br, I, At).

Электронное строение атомов, изменение ковалентных радиусов, значения потенциалов ионизации и энергии сродства к электрону. Химическая связь в простых веществах, изменение параметров связи (энергия длина, поляризуемость). Межмолекулярные взаимодействия простых веществ, физические свойства. Фазовые диаграммы простых веществ галогенов (P -T). Гомологические и гетеролитические пути разрыва связи в молекулах галогенов. протекание реакций с участием галогенов по радикальному механизму; инициирование гетеролитического разрыва связи галоген-галоген; реакции диспропорционирования.

Низшие степени окисления галогенов: галогеноводороды, галогениды металлов и неметаллов. Особенности строения химической связи химической связи галоген — водород (длина, энергия, поляризуемость). Межмолекулярные взаимодействия галогеноводородов, физические свойства. Процессы автопротолиза HF, фазовые диаграммы HГ -H₂O. Сила галогеноводородных кислот, окислительно-восстановительные свойства.

Кислородные соединения галогенов: оксиды, катионные и анионные формы. Строение кислородных соединений в зависимости от состава, влияние неподеленных электронных пар. Окислительно-восстановительные свойства кислородных соединений: процессы диспропорционирования в водной (щелочной) среде. Кислородные кислоты галогенов: кислотно-ос-

новные и окислительно-восстановительные свойства; pH-зависимость окислительно-восстановительных потенциалов. Диаграммы Фроста для галогенов в водных растворах (диаграммы pE^0 — степень окисления). Строение кислородных кислот галогенов, термодинамическая и кинетическая устойчивость.

Межгалогенные соединения: состав и строение. Процессы автоионизации, катионные и анионные формы. Гомо- и гетероатомные полигалогенид-ионы. Химические свойства межгалогенных соединений, окислительно-восстановительные свойства, процессы диспропорционирования, гидролиза. Изoeлектронные аналоги межгалогенных соединений.

Галогениды металлов — материалы с уникальными электрофизическими, оптическими свойствами.

Элементы VIA группы (O, S, Se, Te, Po)

Электронное строение атомов, закономерности изменения ковалентных радиусов, значения потенциалов ионизации и энергии сродства к электрону по подгруппе. Химическая связь в простых веществах.

Строение двухатомной молекулы кислорода: основное (триплетное) и возбужденные (синглетное и триплетное) состояния двухатомного кислорода; реакционная способность кислорода в зависимости от молекулярного строения. Реакции образования синглетного кислорода. Аллотропия кислорода. Трехатомная молекула (озон): строение химические свойства. Фазовые диаграммы простых веществ. Окислительные свойства озона в водных растворах в зависимости от pH; озониды.

Особенности строения простых веществ S и Se (циклы, цепи), полиморфизм. Фазовые диаграммы. Строение циклических молекул в зависимости от состава и заряда.

Водородные соединения элементов VI-ой группы: строение молекул, межмолекулярные взаимодействия, процессы автопротолиза, кислотные свойства в водных растворах. Перекись водорода, полисульфаны: строение молекул, межмолекулярное взаимодействие, кислотные и окислительно-восстановительные свойства.

Кислородные соединения состава EO_2 и EO_3 ; закономерности строения и химические свойства. Кислородные кислоты H_2EO_3 и H_2EO_4 ; строение анионов, таутомерия гидросульфит-иона, участие неподеленной электронной пары в химических процессах. H_6TeO_6 : особенности строения и кислотные свойства. Диаграммы Фроста элементов VI-ой группы.

Важнейшие типы оксидных материалов..

Элементы VA группы (N, P, As, Sb, Bi)

Электронное строение атомов, закономерности изменения ковалентных радиусов, энергий ионизации и сродства к электрону.

Закономерности изменения строения простых веществ. Фазовые диаграммы простых веществ. Зависимость физических свойств от строения простых веществ.

Водородные соединения элементов V-ой группы. Строение молекул, межмолекулярное взаимодействие, автопротолиз, кислотные свойства, термодинамическая стабильность. Гидразин, гидросиламин — азотные аналоги перекиси водорода: строение молекул, межмолекулярное взаимодействие, кислотные и окислительно-восстановительные свойства, способы получения.

Кислородные соединения элементов V-ой группы. Особенности оксидов азота: низкие координационные числа, эффективное π -связывание N—O, стабильные радикалы: NO, NO_2 . Радикальные реакции: взаимодействие NO и O_2 ; NO и NO_2 ; димеризация NO_2 . Строение N_2O — изoeлектронного аналога CO_2 . Строение оксида азота (V) в газовой и твердой фазе. Кислотные свойства оксидов азота (III), (IV) и (V). Анионные и катионные формы оксидов азота (III) и (V). Диспропорционирование оксида азота (IV) в кислой и щелочной среде. Различные направления реакций на примере оксида азота (IV) в зависимости от условий: радикальные реакции в газовой фазе или неполярных растворителях, реакции с участием ионов в сольватирующих средах. Особенности взаимодействия азотной кислоты с металлами: участие катионных форм, радикальные реакции, процессы диспропорционирования и сопорционирования. Зависимость состава продуктов реакции от концентрации азотной кислоты и свойств реагирующего металла.

Строение оксидов фосфора: координационные числа, типы связей. Кислородные кислоты фосфора: строение, сила кислот, строение анионов. Реакции поликонденсации на примерах анионов фосфорных кислот. Строение меафосфат-анионов, комплексообразующие свойства циклометафосфатов. Общие тенденции изменения строения и свойств кислородсодержащих анионов элементов V-ой группы. Диаграммы Фроста для элементов V-ой группы.

Пниктиды — материалы электронной техники (полупроводники).

Элементы IVA группы (C, Si, Ge, Sn, Pb).

Электронное строение атомов, закономерности изменения ковалентных радиусов, энергий ионизации и сродства к электрону. Особенности электронного строения атома углерода: полузаполненность второго уровня, энергетическая близость s и p-подуровней способность к образованию различных видов связи ((и ()).

Строение простых веществ: алмаз, графит, фуллерены. Фазовые диаграммы простых веществ, изменение границ фазовых равновесий с увеличением радиусов элементов. Изменение электрофизических свойств простых веществ в зависимости от строения; представления о зонной теории строения.

Строение однотипных (по составу) соединений: гидридов, галогенидов, оксидов; сравнение реакционной способности. Строение и свойства карбонатов и силикатов, особенности строения соединений Sn(II) и Pb(II): эффект неподеленной электронной пары. Закономерности в изменении координационных чисел в соединениях элементов IV-ой группы. Диаграммы Фроста элементов IV-ой группы.

Простые вещества IV-ой группы — материалы микроэлектроники. Силикатные материалы. Материалы для волоконной оптики.

Элементы IIIA группы (B)

Особенности электронного строения бора: сравнение значений ковалентного радиуса, энергий ионизаций и сродства к электрону с аналогичными значениями для элементов второго периода и элементов третьей группы.

Структура простого вещества, бинарных соединений с металлами, гидридных соединений; химическая связь (трехцентровая двухэлектронная). Гидридоборатанионы.

Строение и реакционная способность галогенидов бора. Кислородные соединения бора, строение боратов; сравнение с карбонатами и силикатами: координационные числа, геометрия. Борные кислоты. Диаграмма Фроста.

Бориды металлов — высокотемпературные материалы. Абразивные материалы на основе нитрида бора.

Инертные газы (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn)

Особенности электронного строения инертных газов. Сравнение величин атомных радиусов, энергий ионизации с аналогичными параметрами для элементов однотипного периода.

Межмолекулярные взаимодействия и физические свойства. Фазовые диаграммы простых веществ. Синтез Бартлета, фториды ксенона: строение ВС (влияние неподеленных электронных пар, изоэлектронные аналоги — межгалогенные соединения, метод МО (трехцентровая четырехэлектронная связь — гипервалентная связь); катионные и анионные формы. Химические свойства фторидов ксенона: гидролиз, диспропорционирование. Кислородные соединения ксенона, окислительно-восстановительные свойства, диаграмма Фроста.

Применение инертных газов в производстве особо чистых материалов, высокоэффективных окислителей.

Химия металлов

Металлы: простые вещества и элементы; классификация на основе электронного строения, положения в периодической таблице (s, p, d, f-металлы). Особенности металлической связи. Типы плотнейших упаковок атомов в металлах, основные структуры металлов. Магнитные и электрические свойства металлов, магнитные фазовые переходы. Модели металлической связи. Уровни Ферми. Работа выхода электронов. Энергетические зоны. Зонная модель и ММО.

Донорные и акцепторные уровни. Интерметаллические соединения, основные типы двухкомпонентных систем металлов.

Металлы — основа конструкционных материалов, сплавы.

Основы химии твердого тела

Химическая связь в твердых телах, структура кристаллов. Дефекты в кристаллических веществах, причины возникновения, виды и равновесия дефектов. Равновесия дефектов в бинарных соединениях, нестехиометрия. Виды дефектов при нестехиометрии, способы регулирования отклонения от стехиометрии (равновесие «кристалл — пар»). Дефекты и физические свойства.

Твердофазные реакции. Особенности кинетики и механизма. Топохимическая память. Реакционная способность твердых реагентов.

Щелочные металлы (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) — IA группа

Электронное строение атомов, закономерности изменения радиусов и энергий ионизации. Сравнение с аналогичными параметрами соседних элементов в периоде и элементами побочной подгруппы (Cu, Ag, Au). Строение простых веществ, изменение свойств простых веществ (плотность, температуры плавления и кипения; энергия атомизации, электрохимические потенциалы).

Закономерности изменения ионных радиусов, сольватация ионов. Энергии кристаллической решетки ионных соединений, растворимость. Комплексообразование ионов щелочных металлов. Характерные аналитические реакции ионов щелочных металлов.

Металлы IIА-группы (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra)

Электронное строение атомов, закономерности изменения радиусов и энергий ионизации; сравнение с аналогичными параметрами для щелочных металлов.

Строение кристаллических решеток простых веществ, полиморфизм, фазовые диаграммы простых веществ, сравнение физических свойств.

Энергии сольватации двухзарядных ионов элементов IIА-группы; электродные потенциалы. Основные типы кристаллических решеток ионных соединений, энергии ионных решеток, растворимость однотипных соединений: фторидов, гидроксидов, карбонатов, сульфатов. Аквакомплексы двухзарядных ионов, гидролиз, гидроксокомплексы бериллия. Классификация двухзарядных ионов на основе теории ЖМКО (жестких и мягких кислот и оснований). Изменение устойчивости комплексных соединений ионов элементов IА и IIА групп, анионные комплексы бериллия. Основные аналитические реакции определения ионов в растворе.

Металлы IIА-группы (Al, Ga, In, Tl)

Закономерности изменения радиусов и энергий ионизации элементов IIIА-группы, сравнение с аналогичными параметрами для элементов IIВ-группы. Строение и свойства простых веществ. Диаграмма Фроста.

Соединения в степени окисления +3: изменения координационных чисел, катионные (аквакомплексы) и анионные комплексы. Соединения в низших степенях окисления, изменение устойчивости по подгруппе. Сравнение горизонтальных рядов :In, Sn, Sb; Ti, Pb, Bi (увеличение устойчивости низших степеней окисления).

Основные аналитические реакции определения ионов в растворах.

Использование металлического алюминия для производства конструкционных материалов. Материалы на основе оксида алюминия. Соединения индия и галлия — материалы микроэлектроники.

Строение комплексных соединений

Комплексные соединения: понятия о центральном атоме, лиганде, координационном числе и координационном полиэдре, дентатность лиганда. Теория кристаллического поля (ТКП) в приложении к координационным соединениям. Симметрия d-орбиталей, изменение энергии d-орбиталей в поле сферической симметрии, энергетическое расщепление орбиталей в поле октаэдрической и тетраэдрической симметрии. Энергия расщепления орбиталей (10 Dq), энергия спаривания электронов, энергия стабилизации кристаллическим полем (ЭСКП). Влияние на

величину расщепления природы центрального атома (3d-4d-5d, степени окисления), числа и симметрии лигандов (спектроскопический ряд).

Расщепление орбиталей лигандов центральным атомом (МО). Изомерия комплексных соединений: геометрическая, оптическая, гидратная, спиновая. Методы исследования комплексных соединений: электрохимические, спектральные, магнетохимические, рентгеноструктурные. Ян-Теллеровское искажение, плоскоквадратные комплексы. Равновесия комплексообразования, константы устойчивости (нестойкости) комплексных соединений. Основные типы реакций комплексных соединений: лигандный обмен, перенос протонов и электронов, влияние центрального атома на химическое поведение лигандов.

Переходные металлы (3d-, 4d-, 5d-элементы)

Закономерности электронного строения d-элементов, изменение радиусов, энергий ионизации, устойчивых степеней окисления. Сравнение свойств простых веществ, электрохимических потенциалов. Ионные формы различных степеней окисления в водных растворах. Сравнение свойств аквакомплексов элементов в одинаковых степенях окисления (+2, +3), процессы гидролиза. Кинетическая инертность комплексных соединений с d^3 и d^6 электронной конфигурацией центрального атома. Основные аналитические реакции определения d-элементов в растворах.

Металлы IVB-группы (Ti, Zr, Hf)

Закономерности изменения радиусов и потенциалов по подгруппе (сравнение с аналогичными параметрами IVA группы). Сравнение свойств простых веществ — металлов. Фазовые диаграммы простых веществ.

Сравнение свойств однотипных соединений: оксидов, галогенидов Э(+4). Соединения в низших степенях окисления. Комплексные соединения, изменения координационных чисел. Диаграммы Фроста.

Способы получения простых веществ, иодидное рафинирование. Принципы методов разделения циркония и гафния.

Использование титана, циркония и гафния в качестве конструкционных материалов, цирконий и гафний — материалы ядерной энергетики.

Металлы Vb группы (V, Nb, Ta)

Электронное строение атомов, особенности ниобия. Закономерности изменения радиусов и потенциалов ионизации по подгруппе (сравнение с аналогичными параметрами VA группы). Сравнение свойств простых веществ. Диаграммы Фроста, сравнение устойчивости различных степеней окисления элементов в водных растворах. Катионные и анионные формы V(+5) в водных растворах (зависимость от концентрации и pH раствора). Изменение координационного числа для кислородных соединений V(+5); аналогия ванадат-ионов (к.ч.=4) с фосфат-ионами, изополисоединения. Комплексные соединения ванадия (+5, +4, +3, +2), строение, свойства. Низшие степени окисления Nb и Ta.

Использование ванадия, ниобия и тантала при производстве конструкционных материалов.

Металлы VIB (Cr, Mo, W)

Закономерности изменения радиусов и потенциалов, особенности электронного строения молибдена, сравнение с аналогичными параметрами VIA группы. Сравнение свойств простых веществ — металлов. Диаграммы Фроста. Устойчивость различных степеней окисления элементов в водных растворах. Изменение координационного числа для соединений в высших степенях окисления. Сравнение строения и свойств оксидов и галогенидов. Конденсация оксоанионов в водных растворах, изополи- и гетерополисоединения Mo и W. Кратные связи металл-металл в соединениях низших степеней окисления.

Хром, молибден и вольфрам — компоненты конструкционных материалов.

Металлы VIIВ группы (Mn, Tc, Re)

Закономерности изменения радиусов и потенциалов. сравнение с элементами VIIА группы. Сравнение свойств простых веществ. фазовые диаграммы простых веществ. Диаграммы Фроста, устойчивость соединений различных степеней окисления в водных растворах.

Сравнение строения и свойств одготипных соединений в различных степенях окисления (+7, +6, +5, +4, +3): оксоанионы, оксиды, галогениды.. Кратные связи металл-металл в соединениях низших степеней окисления Tc и Re, кластеры, карбонилы.

Использование марганца и рения в конструкционных материалах.

Металлы VIIIВ группы (Fe, Co, Ni, Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt)

Электронное строение атомов, закономерности изменения радиусов, потенциалов ионизации в подгруппах (рядах) элементов. Сравнение свойств простых веществ, Фазовые диаграммы, ферромагнетизм. Диаграммы Фроста, устойчивость различных степеней окисления элементов в водных растворах, влияние процессов комплексообразования на окислительно-восстановительные свойства. Координационные соединения: состав, строение, устойчивость в зависимости от электронного строения центрального атома и природы лигандов. Кинетическая инертность низкоспиновых комплексов соединений Co(+3). Квадратные комплексы Ni(+2). Низкоспиновые комплексы платиновых металлов, кинетические особенности замещения лигандов в квадратных комплексах Pt(+2) — эффект транс-влияния. Принципы выделения и очистки платиновых металлов.

Металлы VIII-группы — основа конструкционных материалов.

Металлы IB группы (Cu, Ag, Au)

Закономерности изменения радиусов и потенциалов ионизации, сравнение с аналогичными параметрами IA группы. Сравнение свойств простых веществ — металлов. Диаграммы Фроста, устойчивость различных степеней окисления в растворах, влияние процессов комплексообразования на значения электрохимических потенциалов.

Сравнение свойств одготипных соединений Cu, Ag, Au — (+1, +2, +3). Комплексные соединения: координационные числа, координационные полиэдры в зависимости от электронного строения центрального атома и природы лигандов. Ян-Теллеровское искажение координационных соединений Cu(+2).

Медь, серебро и золото — материалы электроники и электротехники. Сверхпроводящие купраты, Особенности структуры и свойства.

Металлы IIB группы (Zn, Cd, Hg)

Закономерности изменения радиусов и ионизационных потенциалов, сравнение с аналогичными параметрами для элементов IIA группы, электронное строение атомов. Сравнение свойств простых веществ — металлов. Диаграммы Фроста, устойчивость ионов в растворах, проявляемые степени окисления, стабилизация степени окисления +1 образованием связи металл-металл. Сравнение свойств одготипных соединений: оксидов, галогенидов. Комплексные соединения: координационные числа, координационные полиэдры; сравнение устойчивости одготипных комплексных соединений на основе МЖКО.

Цинк, кадмий, ртуть — материалы электротехники.

Металлы IIIB группы (Sc, Y, La, лантаниды и актиниды).

Закономерности изменения радиусов и ионизационных потенциалов, сравнение с элементами IIIА группы. Иттриевая и цериевая подгруппы лантанидов, лантанидное сжатие. Электронное строение атомов и закономерности проявляемых степеней окисления. Диаграммы Фроста.

Закономерности изменения свойств простых веществ, фазовые диаграммы простых веществ.

Комплексные соединения лантанидов: координационные числа, координационные полиэдры, закономерности изменения устойчивости комплексных соединений. Принципы разделения редкоземельных элементов.

Особенности электронного строения актинидов, энергетическая близость 5f и 6d орбиталей. Диаграммы Фроста, устойчивость различных степеней окисления, подгруппы тория и берклия. Закономерности изменения радиусов.

Закономерности изменения свойств простых веществ, фазовые диаграммы. Сравнение свойств однотипных соединений актинидов: оксидов, галогенидов. Аналогия свойств 5f и 4f элементов в низших степенях окисления. Катионные и анионные формы актинидов в высших степенях окисления. Комплексные соединения актинидов: координационные числа, координационные полиэдры; зависимость устойчивости комплексных соединений от степени окисления центрального атома и природы лигандов. Синтез трансурановых элементов, принципы разделения актинидов.

Использование РЗЭ при производстве конструкционных, оптических и других материалов.

Соединения урана и плутония — основные материалы ядерной энергетики.

Основы качественного анализа

2 семестр, 8 а.ч. лекций, 8 а.ч.семинаров

Теоретические основы методов идентификации и обнаружения

Основные принципы качественного анализа. Способы обнаружения основных элементов и примесей, дробный и систематический анализ. Типы химических реакций и процессов, используемых для идентификации и обнаружения. Описание равновесий химических реакций (комплексобразования, окисления-восстановления) и процессов (образования малорастворимых соединений, экстракции) в идеальных и реальных системах.

Качественный анализ анионов и катионов.

Качественный анализ анионов. Схемы анализа и реакции идентификации анионов. Качественный анализ катионов I-II аналитических групп. Схемы анализа и реакции идентификации катионов I-II аналитических групп. Качественный анализ катионов III-V аналитических групп. Схемы анализа и реакции идентификации катионов III-V аналитических групп.

Качественный химический анализ неизвестного вещества (сплавы, шлаки, шламы, минералы и руды).

Основные этапы качественного химического анализа.

6. Фонд оценочных средств (ФОС, оценочные и методические материалы) для оценивания результатов обучения по дисциплине (модулю).

6.1. Типовые контрольные задания или иные материалы для проведения текущего контроля успеваемости, критерии и шкалы оценивания (в отсутствие утвержденных соответствующих локальных нормативных актов на факультете)

Образцы оценочных средств.

1. Контрольные вопросы (вопросы контрольных работ).

1. Напишите уравнения следующих химических превращений и укажите условия их проведения (приводится «цепочка» превращений соединений, в которой часть продуктов и реагирующих веществ скрыта).

2. В растворе присутствуют CoCl_2 , CuCl_2 , HgCl_2 . Предложите способ разделения указанной смеси солей и выделите кобальт в виде $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$, медь и ртуть в форме любых соединений. Напишите уравнения всех предложенных Вами реакций.

3. Используя диаграммы Латимера (приводится соответствующая диаграмма),

а) вычислите величину константы равновесия процесса $[\text{AuCl}_2]^- \leftrightarrow \text{Au}^+ + 2\text{Cl}^-$;

б) определите, будет ли окисляться $[\text{AuCl}_2]^-$ до $[\text{AuCl}_4]^-$ кислородом в стандартных условиях, если $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 1.23 \text{ В}$? Напишите уравнение возможной реакции в ионной форме. Ответ подтвердите расчетом значения $\Delta_r G^\circ_{298}$.

4. Смесь двух металлов А и В обработали раствором соляной кислоты. При этом образовался светло-зеленый раствор соли С, который отделили от металла В. При добавлении к полученному раствору С раствора H_2O_2 получается желто-коричневый раствор соли D. Если к раствору D прилить раствор KOH , то выпадает коричневый осадок E, который реагирует с бромом при нагревании с образованием красного осадка F. Осадок F растворяется в конц. соляной кислоте. При этом выделяется газ и образуется раствор D. Если к раствору D добавить насыщ. раствор $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4$, то образуется зеленый раствор соединения I. Металл В растворяется при нагревании в конц. HNO_3 с образованием бесцветного раствора G. Если к этому раствору добавить раствор KI , то выпадает желтоватый осадок H, растворимый в насыщ. растворе $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Определите все неизвестные вещества. Напишите уравнения соответствующих реакций.

2. Вопросы теоретического минимума (вопросы коллоквиумов).

1. Сформулируйте первый закон термодинамики. Запишите выражение I-го начала термодинамики.
2. Рассчитайте $\Delta_r H^\circ_{298}$ следующих реакций, используя табличные значения $\Delta_f H^\circ$ соответствующих веществ (указаны вещества и реакции).
3. Изобразите схему P-T фазовой диаграммы воды. Укажите на диаграмме: а) линии, соответствующие зависимости давления насыщенного пара над жидкостью, над твердым веществом; б) тройную точку; в) область существования твердой фазы. Какое равновесие осуществляется при T и P, соответствующих тройной точке? Что такое температура кипения, от каких факторов она зависит?
4. Возможно ли селективно окислить перманганатом калия хлорид-ионы в присутствии бромид-ионов? Возможно ли такое селективное окисление другим окислителем? Для ответа на вопрос используйте значения стандартных электродных потенциалов (приведены соответствующие данные).
5. Каково пространственное строение анионов оксокислот хлора HClO , HClO_2 , HClO_3 , HClO_4 и название кислот и их солей. Как меняется сила кислот в ряду HClO - HClO_2 - HClO_3 - HClO_4 ? Для какой соли, KClO или KClO_3 , значение pH растворов с одинаковой концентрацией будет больше, почему?
6. Какая из кислот, серная или сернистая, является более сильным окислителем? Ответ подтвердите примерами уравнений реакций.
7. Нарисуйте энергетическую диаграмму расщепленных d-орбиталей и распределение электронов (ТКП) для аквакомплексов Cr^{+2} и Cr^{+3} . Сравните для этих комплексов: а) величину расщепления (Δ_o), б) термодинамическую устойчивость (ЭСКП), в) кинетическую устойчивость (лабильность, инертность), г) магнитный момент (мБ). Что изменится в строение этих комплексов, если воду заменить цианид-ионом?
8. Напишите реакцию восстановления дихромата калия сульфитом калия в кислой среде. Определите возможность протекания этой реакции при pH=5, если для pH=0 $E^\circ(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}) = 1,33\text{В}$, $E^\circ(\text{SO}_4^{2-}/\text{H}_2\text{SO}_3) = 0,17\text{В}$, а все остальные активности равны единице.
9. Какие бинарные соединения железа и серы вы знаете? Можно ли осадить сульфид железа сероводородом? Качественно (без численных выкладок) объясните это с помощью понятий Pr и $\text{K}_a \text{H}_2\text{S}$.
10. Получите Ag_2O_2 из AgNO_3 . Какие степени окисления проявляет серебро в этих соединениях? Напишите уравнения соответствующих реакций и условия их проведения.

3. Домашние задания.

1. Напишите уравнения реакций следующих превращений, используя для каждого превращения минимальное число стадий. Для выделенной стадии составьте электронно-ионные уравнения полуреакций. (Приведена «цепочка» превращений химических веществ, в которой часть продуктов и реагирующих веществ скрыта.)
2. В четырех пробирках находятся сухие соли CaCO_3 , NH_4Cl , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, Na_2S .

- 1) Используя минимальное число реактивов, распознайте химическим путем, что находится в каждой пробирке. Проведите идентификацию каждого вещества на основе характерных для него реакций. Напишите уравнения всех предложенных Вами реакций.
- 2) Сравните восстановительные свойства Na_2S и Na_2Se в водных растворах. Подтвердите Ваш вывод уравнениями реакций.
- 3) Определите pH 0.01M раствора NH_4Cl ($K_b(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 1.8 \cdot 10^{-5}$). Напишите уравнение реакции гидролиза в ионной форме.

3. На рисунке (приведен рисунок) представлен фрагмент p - T диаграммы серы (до $p=2$ атм).

- 1) Обозначьте на диаграмме фазовые поля.
- 2) Определите координаты тройной точки А, если известно, что температурная зависимость давления насыщенного пара над ромбической серой описывается уравнением $\lg p(\text{Па}) = 16.527 - 5172/T$, а над моноклинной $\lg p(\text{Па}) = 16.277 - 5080/T$.
- 3) Покажите на диаграмме точку кипения серы при 1 атм.
- 4) Пары серы нагрели до 700°C и резко охладили. Полученную серу растворили в CS_2 . Температура кипения раствора, содержащего 1.92 г серы в 100 г сероуглерода на 0.23°C выше, чем температура кипения чистого CS_2 ($E=2.29$). В то же время известно, что раствор ромбической серы такой же концентрации кипит на 0.172° выше, чем чистый сероуглерод. Объясните такое различие. Ответ подтвердите расчетом.
4. Черное кристаллическое вещество **A** реагирует с раствором H_2O_2 с образованием белого осадка. Взаимодействие 3.591 г вещества **A** с кислородом приводит к образованию твердого вещества **B** оранжевого цвета и 33.6 мл бесцветного газа **C** (подтвердите расчетом). Вещество **B** реагирует с раствором HNO_3 . При этом образуется темный осадок **D** и раствор вещества **E**, при добавлении к которому раствора KI наблюдается образование ярко-желтого раствора. Если к веществу **D** прилить конц. Раствор соляной кислоты, то выделяется желто-зеленый газ. Газ **C** поглощается раствором NaOH . При этом образуется раствор соли **F**. Если к веществу **A** прилить раствор соляной кислоты, то выделяется резко пахнущий газ **G**, пропускание которого через водный раствор **C**, приводит к образованию желтоватого осадка **H**. Вещество **H** реагирует с раствором **F** при нагревании. При этом образуется раствор вещества **I**, обесцвечивающего иодную воду. Определите соединения **A-I** и напишите уравнения всех химических реакций.

5. Стандартная энтропия образования оксида азота (II) составляет 12.32 Дж/моль*К.

- 1) Определите, при каких температурах возможен синтез оксида азота (II) из простых веществ, если $E^\circ(\text{NO}_{(\text{г.})}/\text{N}_{2(\text{г.})}) = 1.68$ В и $E^\circ(\text{O}_{2(\text{г.})}/\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж.})}) = 1.23$ В при pH=0 и T=298 К. Напишите полуреакции, соответствующие данным потенциалам. При проведении расчетов зависимостью ΔH°_T и ΔS°_T реакции от температуры следует пренебречь.
- 2) Возможен ли синтез из простых веществ других оксидов азота? Напишите уравнения соответствующих реакций. Какие знаки имеют $\Delta_r H^\circ_T$ и $\Delta_r S^\circ_T$ этих реакций? Объясните, почему $\Delta_r H^\circ_T$ и $\Delta_r S^\circ_T$ имеют именно такие знаки.
- 3) Предложите способ синтеза хлорида гидроксилamina, используя в качестве единственного источника азота и хлора кристаллический нитрат натрия и газообразный хлор, соответственно.

4. Образцы тестов.

Тест 1

Вопрос 1.	В атмосфере какого оксида азота гаснет тлеющая лучинка?
1	NO
2	NO2
3	N2O
Вопрос 2.	Каков один из продуктов взаимодействия и сумма коэффициентов в правой части уравнения реакции

	$N_2H_4 + CuCl_2$ в щелочной среде?
1	Cu 8
2	Cu 11
3	Cu_2O 17
4	Cu_2O 8
Вопрос 3.	Какое соединение образуется при взаимодействии белого фосфора с избытком раствора $AgNO_3$?
1	H_3PO_3
2	H_3PO_2
3	H_3PO_4
4	$(HPO_3)_x$
Вопрос 4.	Какое соединение образуется при взаимодействии раствора H_3PO_3 с $AgNO_3$ при нагревании ?
1	PH_3
2	H_3PO_4
3	Ag_3PO_4
4	H_3PO_2
Вопрос 5.	Какое соединение является наиболее сильным окислителем?
1	$KBiO_3$
2	NaH_2PO_4
3	Na_3AsO_4
4	$Na[Sb(OH)_6]$
Вопрос 6.	При какой температуре будет устойчива смесь NO_2 и N_2O_4 , в которой $P(NO_2) = P(N_2O_4) = 1$ атм? Необходимые термодинамические константы взять из 'Практикума'.
1	46 C
2	0 C
3	100 C
4	319 C
Вопрос 7.	Напишите уравнение реакции $KMnO_4 + Na_2HPO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$ и подсчитайте сумму коэффициентов в правой части уравнения. Укажите продукт окисления Na_2HPO_3 .
1	5 P_2O_5
2	15 $(HPO_3)_n$
3	16 H_3PO_4
4	10 Na_2HPO_4
Вопрос 8.	Как меняются окислительные свойства высших кислородсодержащих кислот элементов VA группы (рассмотреть RedOx-пары $NO_3^-/(1/2)N_2$; $H_3PO_4/(1/4)P_4$; H_3AsO_4/As ; $HSb(OH)_6/Sb$; $Bi_2O_5 \cdot x(H_2O)/Bi$; pH=0.
1	$Bi > N > As > Sb$ приблизительно равны P
2	$N > P > As > Sb > Bi$
3	$N > Bi > As$ приблизительно равны $Sb > P$
4	$Bi > N > P$ приблизительно равны $As > Sb$

Тест 2

Вопрос 1.	Какой из щелочных металлов является самым сильным восстановителем в водном растворе?
1	K
2	Cs
3	Li
4	Na

Вопрос 2.	Какое соединение следует добавить к раствору BeCl_2 , чтобы уменьшить гидролиз ?
1	HCl
2	NaOH
3	NaCl
4	NH_3
Вопрос 3.	Какой гидроксид проявляет амфотерные свойства ?
1	$\text{Be}(\text{OH})_2$
2	$\text{Ba}(\text{OH})_2$
3	$\text{Ca}(\text{OH})_2$
4	$\text{Mg}(\text{OH})_2$
Вопрос 4.	Какой хлорид можно получить в кристаллическом виде упариванием его водного раствора?
1	$\text{BeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$
2	CaCl_2
3	$\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
4	$\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
Вопрос 5.	Какой из гидроксидов наиболее растворим в воде?
1	$\text{Ba}(\text{OH})_2$
2	$\text{Be}(\text{OH})_2$
3	$\text{Mg}(\text{OH})_2$
4	$\text{Al}(\text{OH})_3$
Вопрос 6.	Подсчитайте сумму коэффициентов в правой части уравнения при взаимодействии Na_2O_2 с KJ в водной среде.
1	6
2	8
3	5
4	10
Вопрос 7.	Рассчитать pH 0,01M раствора BeCl_2 . $K_2(\text{Be}(\text{OH})_2) = 5 \cdot 10^{-11}$
1	3,5
2	4,0
3	2,0
4	2,8
Вопрос 8.	Сколько граммов осадка выпадет при обработке 1 л насыщенного раствора $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ($\text{Pr} = 1,1 \cdot 10^{-11}$) 1 л 0,01M раствора $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$?
1	0.0246
2	0.0064
3	0.0328
4	0.041

Оценочные средства по основам качественного анализа.

Вопросы для тестовых опросов по темам:

1. Схемы анализа и реакции идентификации анионов.
2. Схемы анализа и реакции идентификации катионов металлов.
3. Химическое равновесие, основные законы и понятия.
4. Равновесие в системе раствор – осадок.
5. Кислотно-основное равновесие.
6. Равновесие комплексообразования.
7. Окислительно-восстановительное равновесие.

8. Основные операции пробоподготовки.
9. Способы перевода сплавов, шлаков, шламов, минералов и руд в растворенное состояние.
10. Экстракция.
11. Хроматографические методы качественного анализа.
12. Основные этапы качественного анализа неизвестного вещества.

Вопросы для контрольных работ по темам:

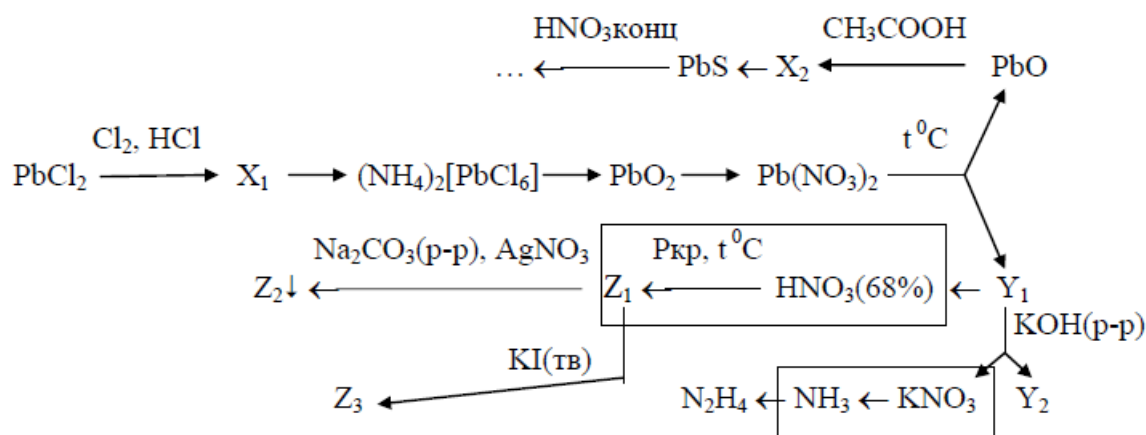
1. Выбор рациональной схемы качественного анализа различных веществ и материалов.
2. Описание равновесий химических реакций (комплексобразования, окисления-восстановления) и процессов (образования малорастворимых соединений, экстракции) в идеальных и реальных системах.

6.2. Типовые контрольные задания или иные материалы для проведения промежуточной аттестации по дисциплине (модулю), критерии и шкалы оценивания (в отсутствие утвержденных соответствующих локальных нормативных актов на факультете)

Вопросы экзамена:

I семестр. Вариант 1.

1. Напишите уравнения реакций и укажите условия их проведения. Для выделенных реакций напишите электронно-ионный баланс.

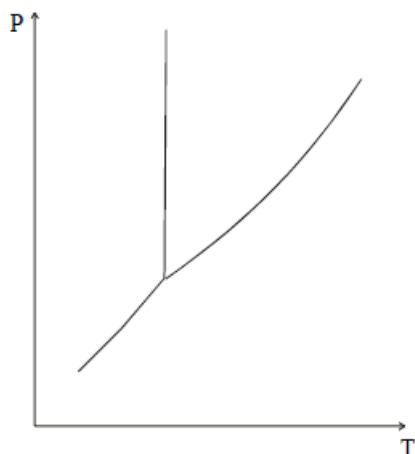


X_i – вещества, содержащие **свинец**; Y_i – вещества, содержащие **азот**; Z_i – вещества, содержащие **фосфор**.

2. 1) Как и почему меняется сила кислот в ряду $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$?
- 2) Сравните окислительные свойства H_2SO_3 и H_2SO_4 (в растворах одинаковой концентрации). Ответ подтвердите уравнениями реакций.
- 3) Опишите строение NH_3 , используя МОЭПВО (модель Гиллеспи).
- 4) Как и почему меняются основные свойства в ряду $\text{NH}_3 - \text{PH}_3 - \text{AsH}_3 - \text{SbH}_3$?
3. В четырех пробирках находятся растворы солей KI , KNO_2 , K_2SO_3 , K_2SeO_3 .
 - 1) Используя минимальное число реактивов, распознайте химическим путем, что находится в каждой пробирке. Проведите идентификацию каждого вещества на основе характеристических реакций. Напишите все предложенные Вами реакции.
 - 2) Сколько граммов $\text{K}_2\text{SO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ нужно взять для приготовления 100 мл 3%-ного раствора ($\rho = 1.01 \text{ г/мл}$, $T = 298 \text{ K}$). Определите pH полученного раствора. Приведите уравнения соответствующих реакций. $K_2(\text{H}_2\text{SO}_3) = 6.2 \cdot 10^{-8}$.
 - 3) Определите растворимость (моль/л) PbI_2 в водном растворе, $\text{PP}(\text{PbI}_2) = 1.1 \cdot 10^{-9}$, $T = 298 \text{ K}$. Будет ли выпадать осадок PbI_2 при смешивании 5 мл 0.01M раствора KI и 10 мл 0.05M

раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$? Ответ подтвердите расчетом. Считайте, что конечный объем раствора равен сумме объемов исходных растворов.

4. На рисунке схематично представлен фрагмент $p - T$ диаграммы ICl (до $p = 2$ атм).



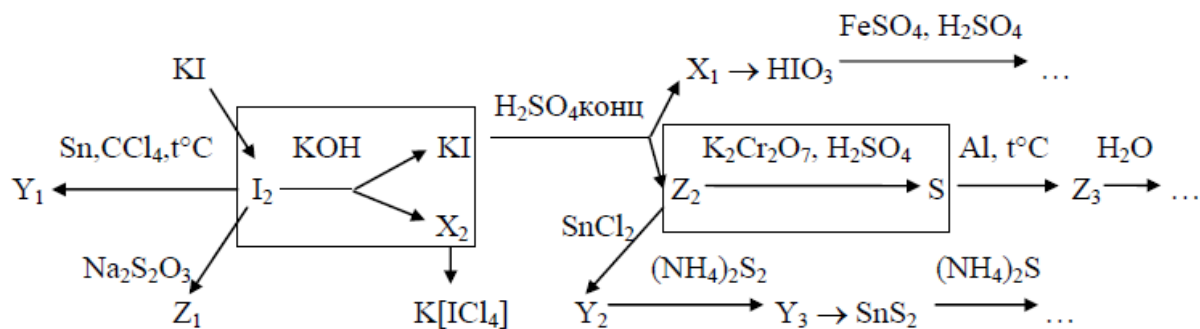
- 1) Обозначьте на диаграмме фазовые поля.
- 2) Определите координаты тройной точки, если известно, что температурная зависимость давления насыщенного пара над твердым ICl описывается уравнением $\lg p(\text{мм.рт.ст.}) = 8.5 - 2079/T$,
а над жидким ICl $\lg p(\text{мм.рт.ст.}) = 10.4 - 2660/T$.
- 3) Определите, какова температура кипения ICl при давлении 1 атм (расчет). Отметьте эту точку на диаграмме.
- 4) Определите степень диссоциации $\text{ICl}(\text{г})$ в газовой фазе при температуре 400 К и $p = 1$ атм.
- 5) Определите, как изменение давления в системе будет влиять на степень превращения $\text{ICl}(\text{г})$?
Для п.п. 4 и 5 проведите расчеты и дайте обоснованные ответы, используя данные таблицы, и считая, что $\Delta_f H^\circ_T$ и $\Delta_f S^\circ_T$ не зависят от температуры.

	$\text{Cl}_2(\text{г})$	$\text{ICl}(\text{г})$	$\text{I}_2(\text{г})$
$\Delta_f H^\circ_{298}$, кДж/моль	0	17.41	62.43
S°_{298} , Дж/моль·К	223.0	247.4	260.6

5. Определите, возможно ли избирательно окислить перманганатом калия бромид-ионы в присутствии хлорид-ионов в растворе, и если возможно, то в каком диапазоне значений pH. Считайте активности всех реагентов равными 1, кроме ионов водорода. $E^\circ(\text{Br}_2/\text{Br}^-) = 1.087 \text{ В}$, $E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1.358 \text{ В}$, $E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = 1.507 \text{ В}$ (pH = 0). Напишите уравнения соответствующих реакций.

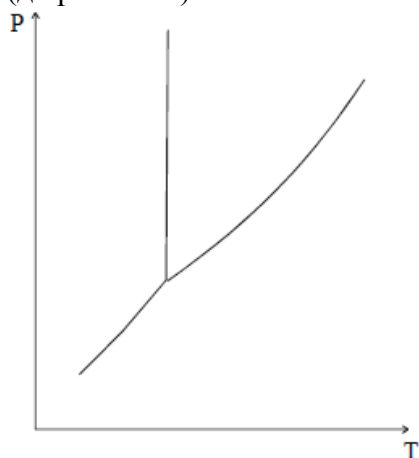
І семестр. Вариант 2.

1. Напишите уравнения реакций и укажите условия их проведения. Для выделенных реакций напишите электронно-ионный баланс.



X_i – вещества, содержащие **иод**; Y_i – вещества, содержащие **олово**; Z_i – вещества, содержащие **серу**.

2. 1) Как и почему меняется сила кислот в ряду $\text{HClO} - \text{HClO}_2 - \text{HClO}_3 - \text{HClO}_4$?
- 2) Сравните окислительные свойства HNO_2 и HNO_3 (в растворах одинаковой концентрации). Ответ подтвердите уравнениями реакций.
- 3) Используя МОЭПВО (модель Гиллеспи), опишите строение CH_4 .
- 4) Как и почему меняется термическая устойчивость в ряду $\text{CH}_4 - \text{SiH}_4 - \text{GeH}_4 - \text{SnH}_4$?
3. В четырех пробирках находятся растворы солей NaCl , NaClO_3 , Na_2CO_3 , NaNO_2 .
 - 1) Используя минимальное число реактивов, распознайте химическим путем, что находится в каждой пробирке. Проведите идентификацию каждого вещества на основе характеристических реакций. Напишите все предложенные Вами реакции.
 - 2) Сколько граммов $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ нужно взять для приготовления 100 мл 2%-ного раствора ($\rho = 1.01$ г/мл, $T = 298$ К). Определите pH полученного раствора. Приведите уравнения соответствующих реакций. $K_2(\text{H}_2\text{CO}_3) = 4.8 \cdot 10^{-11}$.
 - 3) Определите растворимость (моль/л) Ag_2CO_3 в водном растворе, $\text{IP}(\text{Ag}_2\text{CO}_3) = 1.2 \cdot 10^{-12}$, $T = 298$ К. Будет ли выпадать осадок Ag_2CO_3 при смешивании 10 мл 0.01М раствора Na_2CO_3 и 20 мл 0.01М раствора AgNO_3 ? Ответ подтвердите расчетом. Считайте, что конечный объем раствора равен сумме объемов исходных растворов.
4. На рисунке схематично представлен фрагмент $p - T$ диаграммы NOCl (до $p = 2$ атм).



- 1) Обозначьте на диаграмме фазовые поля.
- 2) Определите координаты тройной точки, если известно, что зависимость давления насыщенного пара от температуры над твердым NOCl описывается уравнением $\lg p(\text{мм.рт.ст.}) = 9.37 - 1660/T$, а над жидким NOCl $\lg p(\text{мм.рт.ст.}) = 7.92 - 1347/T$.

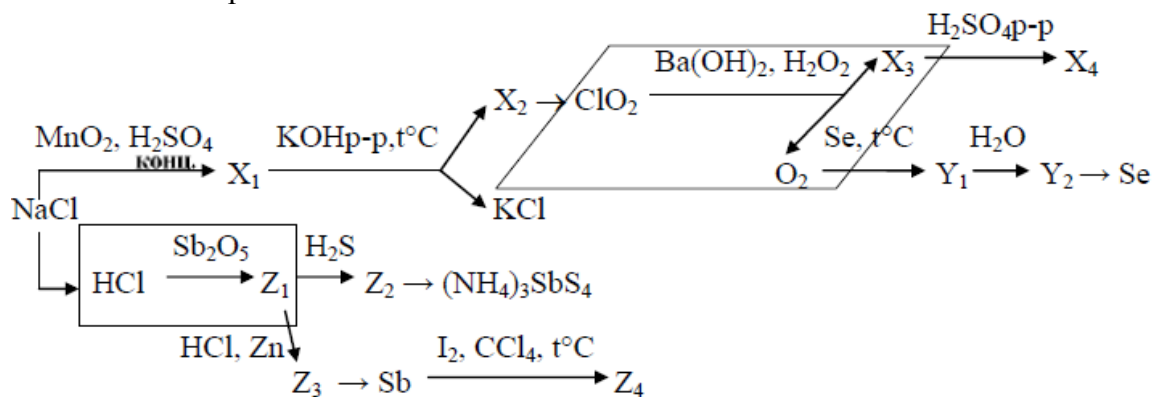
- 3) Определите, какова температура кипения NOCl при давлении 1 атм (расчет). Отметьте эту точку на диаграмме.
- 4) Определите температуру, при которой степень диссоциации NOCl(г) в газовой фазе равна 1% при $p = 1$ атм.
- 5) Объясните, как изменение давления в системе будет влиять на степень превращения NOCl(г)?
- Для п.п. 4 и 5 проведите расчеты и дайте обоснованные ответы, используя данные таблицы, и считая, что $\Delta_f H^\circ_T$ и $\Delta_f S^\circ_T$ не зависят от температуры.

	Cl ₂ (г)	NO(г)	NOCl(г)
$\Delta_f H^\circ_{298}$, кДж/моль	0	90.2	52.5
S°_{298} , Дж/моль·К	223.0	210.6	261.5

5. Определите, возможно ли избирательно окислить дихроматом калия иодид-ионы в присутствии хлорид-ионов в растворе, и если возможно, то в каком диапазоне значений pH. Считайте активности всех реагентов равными 1, кроме ионов водорода. $E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1.358$ В, $E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0.536$ В, $E^\circ(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}) = 1.330$ В (pH = 0). Напишите уравнения всех соответствующих реакций.

I семестр. Вариант 3.

1. Напишите уравнения реакций и укажите условия их проведения. Для выделенных реакций напишите электронно-ионный баланс.

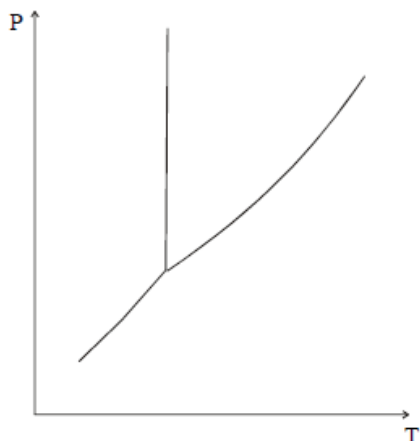


X_i – вещества, содержащие **хлор**; Y_i – вещества, содержащие **селен**; Z_i – вещества, содержащие **сурьму**.

2. 1) Как и почему меняется сила кислот в ряду H₃PO₂ – H₃PO₃ – H₃PO₄?
- 2) Сравните восстановительные свойства солей NH₄⁺ и N₂H₅⁺ (в растворах одинаковой концентрации). Ответ подтвердите уравнениями реакций.
- 3) Используя МОЭПВО (модель Гиллеспи), опишите строение H₂O.
- 4) Как и почему меняются кислотные свойства в ряду H₂O – H₂S – H₂Se – H₂Te?
3. В четырех пробирках находятся растворы солей Na₂S, Na₂HPO₃, Na₃PO₄, NaNO₃.
- 1) Используя минимальное число реактивов, распознайте химическим путем, что находится в каждой пробирке. Проведите идентификацию каждого вещества на основе характеристических реакций. Напишите все предложенные Вами реакции.
- 2) Сколько граммов Na₂S·9H₂O нужно взять для приготовления 100 мл 1%-ного раствора (ρ = 1.01 г/мл, T = 298 К). Определите pH полученного раствора. Приведите уравнения соответствующих реакций. K₂(H₂S) = 2.5·10⁻¹³.

3) Определите растворимость (моль/л) Sb_2S_3 в водном растворе, $\text{PP } \text{Sb}_2\text{S}_3 = 1.6 \cdot 10^{-93}$, $T = 298\text{K}$. Будет ли выпадать осадок Sb_2S_3 при смешивании 10 мл 0.001M раствора Na_2S и 30 мл 0.01M раствора SbCl_3 ? Ответ подтвердите расчетом. Считайте, что конечный объем раствора равен сумме объемов исходных растворов.

4. На рисунке схематично представлен фрагмент $p - T$ диаграммы H_2O (до $p = 2$ атм).



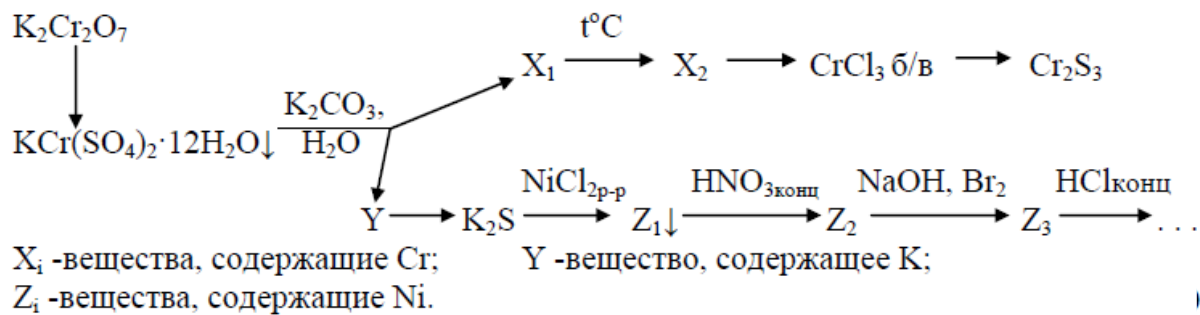
- 1) Обозначьте на диаграмме фазовые поля.
- 2) Определите координаты тройной точки, если известно, что температурная зависимость давления насыщенного пара над льдом описывается уравнением $\lg p(\text{Па}) = 12.465 - 2650.69/T$,
а над жидкой водой $\lg p(\text{Па}) = 11.26 - 2321.75/T$.
- 3) Определите, какова температура кипения H_2O при давлении 2 атм (расчет). Отметьте эту точку на диаграмме.
- 4) Определите температуру, при которой степень диссоциации $\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ в газовой фазе равна 0.1% при $p = 1$ атм.
- 5) Объясните, как изменение давления в системе будет влиять на степень превращения $\text{H}_2\text{O}(\text{г})$?
Для п.п. 4 и 5 проведите расчеты и дайте обоснованные ответы, используя данные таблицы, и считая, что $\Delta_f H^\circ_T$ и $\Delta_f S^\circ_T$ не зависят от температуры.

	$\text{O}_2(\text{г})$	$\text{H}_2(\text{г})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{г})$
$\Delta_f H^\circ_{298}$, кДж/моль	0	0	-241.8
S°_{298} , Дж/моль·К	205.0	130.5	188.9

5. Определите, возможно ли избирательно окислить оксидом марганца (IV) иодид-ионы в присутствии бромид-ионов в растворе, и если возможно, то в каком диапазоне значений pH. Считайте активности всех реагентов равными 1, кроме ионов водорода. $E^\circ(\text{Br}_2/\text{Br}^-) = 1.087\text{ В}$, $E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0.536\text{ В}$, $E^\circ(\text{MnO}_2/\text{Mn}^{2+}) = 1.224\text{ В}$ (pH = 0). Напишите уравнения соответствующих реакций.

II семестр. Вариант 1.

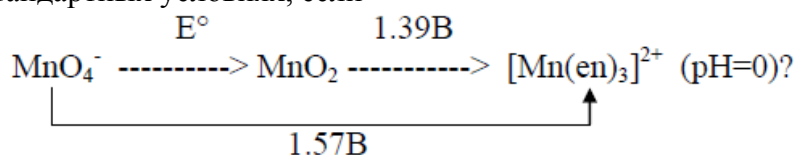
1. Напишите уравнения следующих химических превращений:



- 1) Как меняются ионные радиусы двухзарядных катионов в парах Ca-Zn, Sr-Cd и Ca-Sr, Zn-Cd? Ответ поясните.
- 2) Какой характер (с позиции кислотно-основных равновесий) имеют гидроксиды двухвалентных Ca, Sr, Zn и Cd? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
- 3) Что происходит при добавлении к гидроксидам Zn и Cd раствора аммиака? Напишите уравнения реакций. Какие координационные числа характерны для Zn(II) и Cd(II)?
- 4) Напишите уравнения реакций:
 - (а) хромата и молибдата натрия с избытком Na_2S в щелочной среде;
 - (б) хромата и молибдата натрия с избытком H_2S в кислой среде.

Сравните окислительную способность в ряду соединений Cr(VI) – Mo(VI).

3. Будет ли протекать реакция взаимодействия марганца(II) с перманганатом калия с образованием оксида марганца (IV) в водном растворе в присутствии этилендиамина(en) в стандартных условиях, если



- 1) Рассчитайте $\text{E}^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{MnO}_2)$ при pH=0.
- 2) Напишите уравнение реакции.
- 3) Ответ подтвердите расчетом $\Delta_r G_{298}^0$.
- 4) Как меняется pH среды в процессе этой реакции? Ответ обоснуйте.
- 5) Изобразите распределение электронов по d -орбиталям центрального иона в $[\text{Mn}(\text{en})_3]^{2+}$ с позиций ТКП, рассчитайте (по модулю) величину энергии стабилизации кристаллическим полем (ЭСКП), если параметр расщепления (Δ_o) равен 260 кДж/моль, а энергия спаривания P равна 285.0 кДж/моль.
- 6) Рассчитайте величину эффективного магнитного момента ($\mu_{\text{эфф}}$).
- 7) Изобразите возможные изомеры для $[\text{Mn}(\text{en})_3]^{2+}$.
- 8) Приведите пример комплексного октаэдрического иона, для которого возможно образование *гран*- и *ос*-изомеров. Изобразите эти изомеры.

4. На рис.1 изображена схема фазовой диаграммы системы CoO-TiO₂.

- 1) Определите составы соединений А и В.
- 2) Укажите, используя правило фаз Гиббса, какие фазы находятся в равновесии и рассчитайте число степеней свободы в системе в состояниях, соответствующих фигуративным точкам 1, 2, 3 на диаграмме.
- 3) Можно ли из расплава состава 90 мол.% CoO получить при охлаждении до 1000°C только соединение А? Если нельзя, то каков будет фазовый состав полученной смеси?
- 4) Определите, какое из соединений, присутствующих на данной фазовой диаграмме, имеет структуру, приведенную на рис.2. Укажите координационное число и координационный полиэдр катионов и анионов в данной структуре.

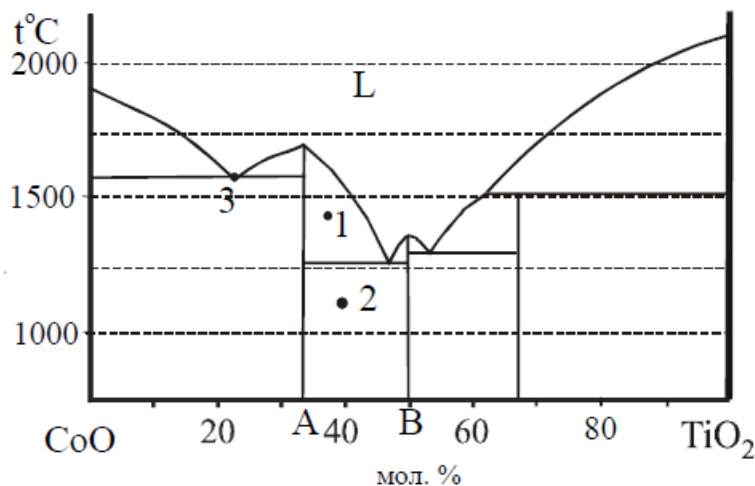


Рис.1

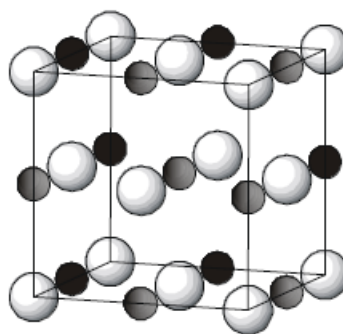


Рис.2

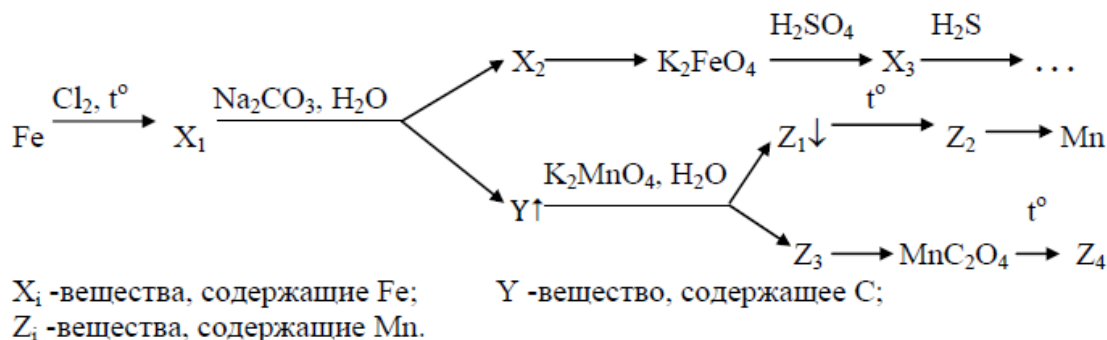
5. Минерал серпентин $3\text{MgO} \cdot \text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ содержит примеси железа (II) и включения минерала аваруита Ni_3Fe . Данный материал кипятили в концентрированной соляной кислоте. Укажите состав полученного раствора и состав нерастворившегося остатка (писать уравнение не надо).

Предложите:

- схему разделения соединений магния, железа и никеля из получившегося солянокислого раствора;
 - схему дальнейшего выделения этих элементов в виде безводных хлоридов;
 - способ доказательства отсутствия железа в нерастворившемся остатке минерала.
- Напишите уравнения всех необходимых для выполнения п.п. а) – в) реакций.

II семестр. Вариант 2.

1. Напишите уравнения следующих химических превращений:



2. 1) Как меняются ионные радиусы двухзарядных катионов в парах Sr-Ba, Cd-Hg и Sr-Cd, Ba-Hg? Ответ поясните.

2) Какой характер (с точки зрения кислотно-основных равновесий) имеют гидроксиды двухвалентных Sr, Ba, Cd и Hg? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

3) Что происходит при добавлении к хлоридам Cd(II) и Hg(II) раствора аммиака? Напишите уравнения реакций. Какие координационные числа характерны для Cd(II) и Hg(II)?

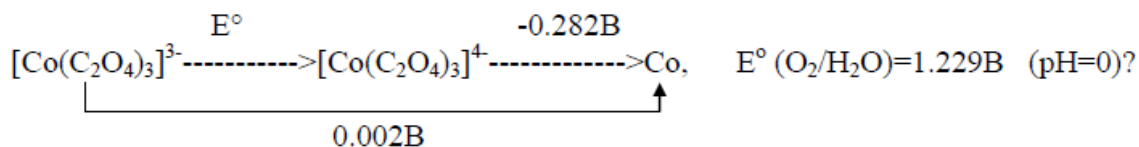
4) Напишите уравнения реакций:

(а) MnO_2 и $\text{VO}(\text{OH})_2$ с подкисленным раствором $\text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{HCl}$;

(б) MnO_2 и $\text{VO}(\text{OH})_2$ с концентрированной HCl .

Сравните окислительную способность в ряду соединений Mn(IV) – V(IV).

3. Будет ли протекать реакция окисления Co^{2+} кислородом воздуха в присутствии оксалат-ионов в стандартных условиях, если



- 1) Рассчитайте $E^\circ([\text{Co}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{3-}/[\text{Co}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{4-})$ при $\text{pH}=0$.
- 2) Напишите уравнение реакции.
- 3) Ответ подтвердите расчетом $\Delta_r G^\circ_{298}$ реакции.
- 4) Как меняется pH среды в процессе реакции окисления $[\text{Co}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{4-}$? Ответ обоснуйте.
- 5) Изобразите распределение электронов по d -орбиталям центрального иона в $[\text{Co}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{4-}$ с позиций ТКП, рассчитайте (по модулю) величину энергии стабилизации кристаллическим полем (ЭСКП), если параметр расщепления (Δ_o) равен 215 кДж/моль, а энергия спаривания равна 250 кДж/моль.
- 6) Рассчитайте величину эффективного магнитного момента ($\mu_{\text{эфф.}}$).
- 7) Изобразите возможные изомеры для $[\text{Co}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{4-}$.
- 8) Приведите пример комплексного октаэдрического иона, для которого возможно образование *цис*- и *транс*- изомеров. Изобразите эти изомеры.

4. На рис. 1 изображена схема фазовой диаграммы системы $\text{Na}_2\text{O}-\text{TiO}_2$.

- 1) Определите составы соединений А и В.
- 2) Укажите, используя правило фаз Гиббса, какие фазы находятся в равновесии в системе и рассчитайте число степеней свободы в состояниях, соответствующих фигуративным точкам 1, 2, 3 на диаграмме.
- 3) Можно ли из расплава состава 70 мол.% Na_2O получить при охлаждении до 1000°C только соединение А? Если нельзя, то каков будет фазовый состав полученной смеси?
- 4) Определите, какое из соединений, присутствующих на данной фазовой диаграмме, имеет структуру, приведенную на рис. 2. Укажите координационное число и координационный полиэдр катионов и анионов в данной структуре. (катионы изображены в виде шариков белого цвета, анионы – черного).

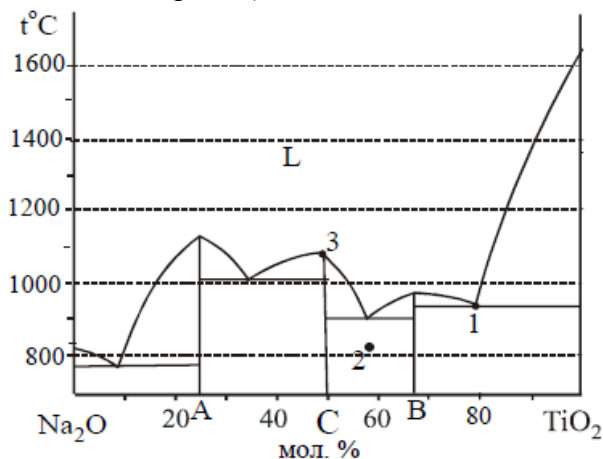


Рис.1

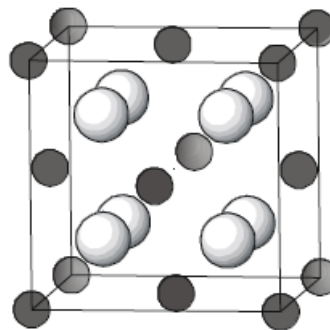


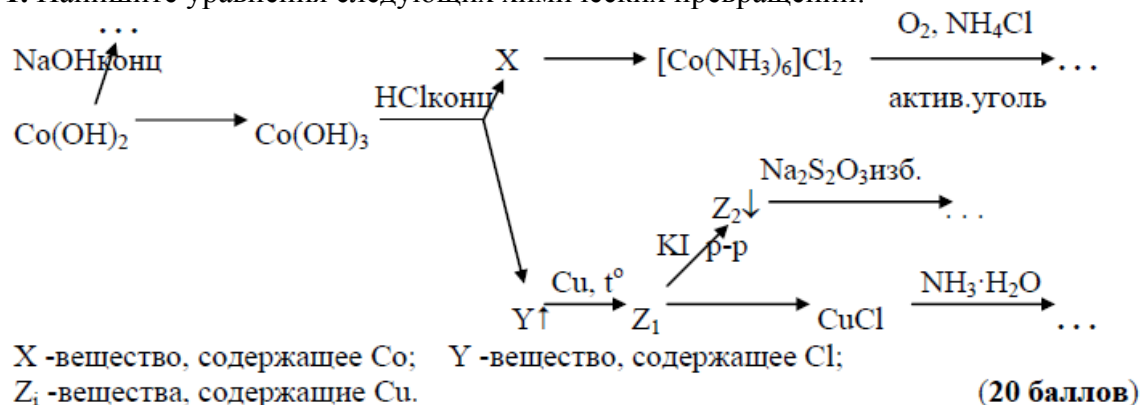
Рис.2

5. Совместно присутствующие минералы тодорокит $[\text{Mn}^{2+}, \text{Ca}^{2+}]\text{Mn}_3\text{O}_7 \cdot \text{H}_2\text{O}$ и вудрафит $[\text{Mn}^{2+}, \text{Zn}^{2+}]\text{Mn}_3\text{O}_7 \cdot \text{H}_2\text{O}$ сплавили с гидроксидом и пероксидом натрия. Затем плав обработали раствором NaOH . Напишите состав полученного раствора (уравнение писать не надо).

Предложите:

- а) схему разделения соединений марганца, цинка и кальция из получившегося щелочного раствора;
 - б) схему дальнейшего выделения чистых металлов;
 - в) способ доказательства присутствия Mn(IV) в $[\text{Mn}^{2+}, \text{Ca}^{2+}]\text{Mn}_3\text{O}_7 \cdot \text{H}_2\text{O}$.
- Напишите уравнения всех необходимых для выполнения п.п. а) – в) реакций.

1. Напишите уравнения следующих химических превращений:



2. 1) Как меняются ионные радиусы катионов в парах Li-Na, Be-Mg и Li-Be, Na-Mg? Ответ поясните.

2) Какой характер (с точки зрения кислотно-основных равновесий) имеют гидроксиды Li, Na, Be и Mg? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

3) Что происходит при добавлении к хлоридам Be и Mg раствора карбоната аммония. Напишите уравнения реакций. Какие координационные числа характерны для Be(II) и Mg(II)?

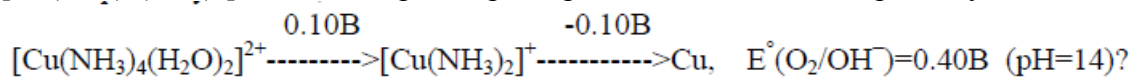
4) Напишите уравнения реакций:

(а) взаимодействия Co(OH)_2 и Ni(OH)_2 с пероксидом водорода в щелочной среде;

(б) взаимодействия Co(OH)_2 и Ni(OH)_2 с броматом калия в щелочной среде.

Сравните восстановительную способность в ряду соединений Co(II)-Ni(II).

3. Будет ли протекать реакция взаимодействия меди с кислородом воздуха с образованием $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})_2]^{2+}$ в водном растворе в среде $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ в стандартных условиях, если



1) Рассчитайте $E^\circ([\text{Cu}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})_2]^{2+}/\text{Cu})$.

2) Напишите уравнение реакции.

3) Определите $\Delta_r G^\circ_{298}$ реакции окисления меди в присутствии NH_3 в стандартных условиях.

4) Как меняется pH среды в процессе реакции окисления меди в аммиачном растворе? Ответ обоснуйте.

5) Изобразите распределение электронов по d-орбиталям центрального иона в $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})_2]^{2+}$ с позиций ТКП (искажением октаэдра пренебрегите), рассчитайте (по модулю) величину энергии стабилизации кристаллическим полем (ЭСКП), если параметр расщепления (Δ_o) равен 93 кДж/моль.

6) Рассчитайте величину эффективного магнитного момента ($\mu_{\text{эфф.}}$).

7) Изобразите изомеры для $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})_2]^{2+}$.

8) Приведите пример комплексного октаэдрического иона, для которого возможно образование оптических изомеров. Изобразите эти изомеры.

4. На рис. 1 изображена схема фазовой диаграммы системы $\text{BeF}_2\text{-LiF}$.

1) Определите состав соединения А.

2) Укажите, используя правило фаз Гиббса, какие фазы находятся в равновесии в системе и рассчитайте число степеней свободы в состояниях, соответствующих фигуративным точкам 1, 2, 3 на диаграмме.

3) Можно ли из расплава состава 40 мол.% BeF_2 получить при охлаждении до 400°C только соединение А? Если нельзя, то каков будет фазовый состав полученной смеси?

4) Определите, какое из соединений, присутствующих на данной фазовой диаграмме, имеет структуру, приведенную на рис. 2. Укажите координационное число и координационный полиэдр катионов и анионов в данной структуре.

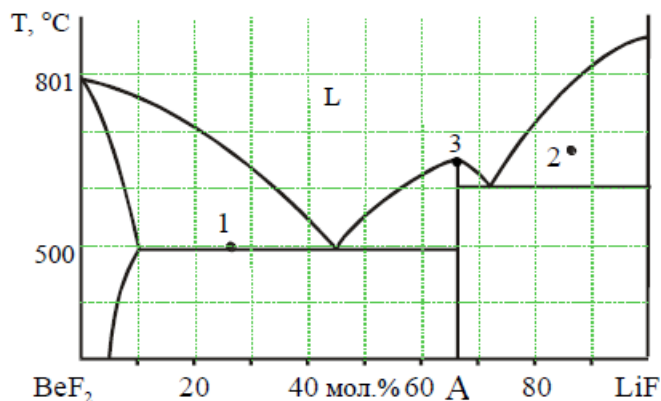


Рис.1

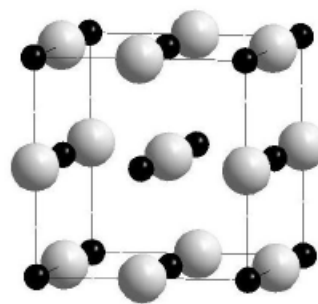


Рис.2

5. При нагревании минерала аверьевита $\text{Cu}_5\text{O}_2(\text{VO}_4)_2 \cdot \text{CsCl}$ с концентрированной серной кислотой при нагревании образуется раствор и выделяется газ. Укажите состав полученного раствора и состав газа (писать уравнение не надо). Предложите:

- схему разделения соединений меди, ванадия и цезия из получившегося сернокислого раствора;
- схему дальнейшего выделения меди в виде CuCl , ванадия в виде V_2O_5 , цезия в виде Cs_2CO_3 ;
- способ доказательства отсутствия ванадия в полученном CuCl .

Напишите уравнения всех необходимых для выполнения п.п. а) – в) реакций.

7. Ресурсное обеспечение:

7.1. Перечень основной и дополнительной литературы

Основная литература:

- Ю.Д. Третьяков, Л.И. Мартыненко, А.Н. Григорьев, А.Ю. Цивадзе. Неорганическая химия. Химия элементов. Учебник в 2 томах. М.: МГУ и ИКЦ «Академкнига», 2007.
- под ред. Ю.Д. Третьякова. Неорганическая химия. Т. 1-3. М., "Академия", 2004.
- Е.И. Ардашникова, Г.Н. Мазо, М.Е. Тамм. Вопросы и задачи к курсу неорганической химии. М., МГУ, 2000.
- Основы аналитической химии (под ред. Ю.А. Золотова). В 2-х кн. Общие вопросы. Методы разделения. Методы химического анализа. М.: Высшая школа. 2004. Серия «Классический университетский учебник».
- Основы аналитической химии. Задачи и вопросы. Учебное пособие для вузов. Под ред. Ю.А. Золотова. М.: Высшая школа. 2002.

Дополнительная литература

- Н.С.Ахметов, «Общая и неорганическая химия», М., Высшая школа, 1988.
- «Анорганикум», (под ред. Л.Кольдица), М., Мир, 1984.
- В.И.Спицын, Л.И.Мартыненко, «Неорганическая химия», М., МГУ, 1991.
- Ф.Коттон, Дж.Уилкинсон, «Основы неорганической химии», М., Мир, 1979.
- Ф.Коттон, Дж.Уилкинсон, «Современная неорганическая химия», М., Мир, 1969
- Дж.Кемпбел, «Современная общая химия», М., Мир, 1975.
- Дж.Хьюи, «Неорганическая химия», М., Химия, 1987.
- Коллектив авторов под ред. И.П.Алимарина. Методы обнаружения и разделения элементов. Москва. МГУ. 1984

7.2. Перечень лицензионного программного обеспечения, в том числе отечественного производства (подлежит обновлению при необходимости)

Не требуется

7.3. Описание материально-технического обеспечения.

аудитория с доской, компьютерный проектор

8. Соответствие результатов обучения по данному элементу ОПОП результатам освоения ОПОП указано в Общей характеристике ОПОП.

9. Разработчик (разработчики) программы.

акад. Ю.Д. Третьяков, к.х.н. А.И. Жиров, к.х.н. В.И. Путляев, д.х.н., проф. Е.И. Моросанова