

МИНОБРНАУКИ РОССИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Новосибирский национальный исследовательский государственный университет»
(Новосибирский государственный университет, НГУ)

Факультет естественных наук

**НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ
ДЛЯ СТУДЕНТОВ СОВМЕСТНОГО
РОССИЙСКО-КИТАЙСКОГО ИНСТИТУТА**

Учебно-методический комплекс

Новосибирск
2012

Учебно-методический комплекс предназначен для студентов совместного Российско-Китайского института на базе Хейлунцзянского университета (г. Харбин) и НГУ, изучающих дисциплину «Неорганическая химия» (направление подготовки 020100.62 Химия, квалификация (степень) «бакалавр»). В состав пособия включены: программа и структура курса, виды учебной работы, задания для самостоятельной работы студентов, тренировочные задания для подготовки к контрольным и экзаменационным работам (примеры заданий), методические указания к решению заданий по планированию синтеза неорганических соединений, учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины.

Составители:

доцент Ильин М.А., профессор Крылова Л.Ф.

*Издание подготовлено в рамках реализации
Программы развития НИУ-НГУ*

© Новосибирский государственный
университет, 2012

Оглавление

Аннотация рабочей программы	4
1. Цели освоения дисциплины	6
2. Место дисциплины в структуре образовательной программы.....	6
3. Компетенции, формируемые в результате освоения дисциплины	7
4. Виды учебной работы и образовательные технологии, используемые при их реализации.....	8
5. Структура и содержание курса	10
5.1. Структура курса	10
5.2. Программа лекционного курса	11
5.3. Практикум по неорганической химии	23
6. Система оценки знаний студента	29
6.1. Допуск к сдаче экзамена.....	29
6.2. Получение оценки за курс.....	29
7. Задания для самостоятельной работы студентов.....	30
7.1. Периодическая система химических элементов. Комплексные (координационные) соединения	30
7.2. Химия водорода, элементов 17 и 16 групп ПС	33
7.3. Химия элементов 15 – 13 групп ПС	36
7.4. Химия элементов 3 – 5 групп ПС	38
7.5. Химия элементов 6 – 12 групп ПС	39
8. Тренировочные задания для подготовки к контрольным и экзаменационным работам.....	41
9. Учебно-методическое, информационное и материально-техническое обеспечение дисциплины	59

Аннотация рабочей программы

Предлагаемый учебно-методический комплекс способствует глубокому пониманию студентами сути предмета «Неорганическая химия», необходимого для освоения основной образовательной программы в рамках совместного Российско-Китайского института по направлению подготовки 020100.62 Химия (бакалавр).

Содержание дисциплины охватывает круг вопросов, связанных с классификацией и номенклатурой неорганических и координационных соединений, закономерностями изменения свойств элементов на основе Периодического закона и положения элементов в Периодической системе (ПС), химии элементов и их соединений.

Систематическое изложение химии элементов и их соединений происходит на основе длиннопериодного варианта ПС и включает общую характеристику группы, основные сырьевые источники элементов и способы их переработки, лабораторные и промышленные способы получения важнейших соединений элементов, строение основных типов соединений и их физико-химические характеристики, биологическую роль и применение отдельных химических форм существования элементов, химические свойства простых веществ и соединений элементов. Рассмотрение химических свойств соединений элементов проводится по степеням окисления и включает три важнейшие характеристики: кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства, способность к комплексообразованию. Химические свойства соединений элементов рассматриваются на основе закономерностей ПС с привлечением соответствующих термодинамических данных (констант диссоциации кислот и оснований, стандартных электродных потенциалов, констант комплексообразования).

Дисциплина нацелена на формирование у выпускника профессиональных компетенций: ПК-2, ПК-3, ПК-4, ПК-5, ПК-6, ПК-8, ПК-9.

Преподавание дисциплины предусматривает следующие формы организации учебного процесса: лекции (в интерактивной форме), занятия лабораторного практикума (лабораторные работы и синтезы), самостоятельная работа студента.

Задания для самостоятельной работы студенты выполняют дома и выясняют у преподавателя возникшие вопросы.

Программой дисциплины предусмотрены следующие виды контроля.

Текущий контроль. При прохождении студентами курса предусмотрено проведение четырех контрольных работ (в письменном виде в рамках лекционных занятий). Первая контрольная работа посвящена введению в неорганическую химию и охватывает темы: «Классификация и номенклатура неорганических соединений, основные закономерности изменения свойств элементов и их соединений на основе Периодического закона и Периодической системы, а также сведениям о комплексных (координационных) соединениях (классификация и номенклатура, строение, изомерия, термодинамические и кинетические характеристики). Вторая контрольная работа посвящена химии непереходных (s- и p-) элементов и их соединений. Третья контрольная работа охватывает сведения о переходных элементах, лантаноидах и актиноидах.

Кроме того, при изучении теоретического материала предусмотрено выполнение лабораторных работ и синтезов неорганических соединений.

Итоговый контроль. Итоговую оценку за семестр студент получает на письменном экзамене в конце изучения дисциплины. Кроме того, студент имеет возможность получить оценку «4» или «5» по результатам выполнения контрольных работ, проводимых при изучении курса.

Общая трудоемкость дисциплины «Неорганическая химия» составляет 324 академических часа (9 зачетных единиц): 108 часов – лекционные и контрольные занятия; 60 часов – занятия лабораторного практикума; 152 часов – самостоятельная работа студента; 4 часа – проведение экзамена.

1. Цели освоения дисциплины

Основной целью освоения дисциплины «Неорганическая химия» является развитие у студентов химического мировоззрения, овладение студентами основных положений неорганической химии и приобретения ими навыков работы с веществом.

Для достижения поставленной цели выделяются задачи курса:

- обучение основам химического языка (номенклатуры неорганических соединений) и химической классификации;
- получение студентами основных представлений о закономерностях изменения свойств элементов и их соединений;
- приобретение студентами навыков работы в химической лаборатории и проведении синтезов неорганических соединений.

2. Место дисциплины в структуре образовательной программы

Дисциплина «Неорганическая химия» относится к дисциплинам базовой части профессионального (специального) цикла по направлению подготовки «020100 Химия», уровень подготовки – «бакалавр».

Для успешного освоения дисциплины «Неорганическая химия» от студента требуются навыки, полученные при изучении химии в средней общеобразовательной школе. Основная часть курса (химия элементов и их соединений) базируется на теоретических аспектах, полученных студентами в 1 семестре при изучении дисциплины «Физическая химия».

Знания и навыки, полученные при освоении курса «Неорганическая химия», составляют фундаментальную основу для изучения других общепрофессиональных дисциплин, преподаваемых в дальнейшем (дисциплины «Аналитическая химия», «Органическая химия», «Химическая термодинамика», «Инструментальные методы анализа», «Основы химической

технологии» и др.), играют важнейшую роль при прохождении научно-исследовательской преддипломной практики и являются основополагающими для успешного прохождения итоговой государственной аттестации.

3. Компетенции, формируемые в результате освоения дисциплины

В результате освоения дисциплины «Неорганическая химия» студент должен обладать следующими компетенциями.

Профессиональные компетенции:

– владение основами теории фундаментальных разделов неорганической химии (ПК-2);

– способность применять основные законы химии при обсуждении полученных результатов, в том числе с привлечением информационных баз данных (ПК-3);

– навыки химического эксперимента, основных синтетических и аналитических методов получения и исследования химических веществ и реакций (ПК-4);

– представление об основных химических, физических и технических аспектах химического промышленного производства с учетом сырьевых и энергетических затрат (ПК-5);

– навыки работы на современных учебно-научных приборах и оборудовании при проведении химических экспериментов (ПК-6);

– владение методами регистрации и обработки результатов химических экспериментов (ПК-8);

– владение методами безопасной работы в химической лаборатории и обращения с химическими материалами с учетом их физических и химических свойств, способностью проводить оценку возможных рисков (ПК-9).

По окончании изучения дисциплины студент должен:

– знать классификацию и систематическую номенклатуру неорганических и координационных соединений; теоретические основы неорганической химии (состав, строение, методы получения и химические свойства простых веществ и их важнейших соединений);

– уметь правильно записывать химические уравнения кислотно-основных и окислительно-восстановительных реакций, реакций комплексообразования; производить химические расчеты; планировать проведение эксперимента в химической лаборатории; правильно интерпретировать экспериментальные результаты;

– владеть навыками описания свойств веществ на основе закономерностей, вытекающих из Периодического закона и Периодической системы элементов; навыками работы в химической лаборатории.

4. Виды учебной работы и образовательные технологии, используемые при их реализации

Общая трудоемкость дисциплины «Неорганическая химия» составляет 324 академических часа (9 зачетных единиц). Преподавание дисциплины предусматривает следующие формы организации учебного процесса:

- лекции (в интерактивной форме),
- лабораторный практикум,
- самостоятельная работа студента.

Курс *лекций* включает в себя три раздела: введение в неорганическую химию; химия s- и p-элементов; химия d- и f-элементов. Лекционные занятия проводятся в интерактивной форме с привлечением мультимедийной техники. Теоретический материал лекционного курса включает научные результаты, опубликованные в современных научных изданиях. Помимо теоретического

материала, лекционные занятия предусматривают проведение дискуссии преподавателя со студентами (интерактивная форма обучения). Разбираются вопросы и задачи различной степени сложности, отображающие наиболее яркие особенности химии элементов различных групп.

Неотъемлемой частью курса неорганической химии является *лабораторный практикум*, в процессе выполнения которого студенты осваивают приемы проведения эксперимента и закрепляют полученные теоретические знания. Каждый студент выполняет как лабораторные работы, иллюстрирующие наиболее характерные свойства элементов и их важнейших соединений, так и синтетические работы, нацеленные на освоение методов неорганического синтеза и идентификации полученного вещества.

Для успешного усвоения курса предлагаются наборы заданий, которые составляют основу *самостоятельной работы студента*. Эти задания каждый студент выполняет самостоятельно, используя конспекты лекций или любую рекомендованную литературу. Выполненные задания разбираются на ближайшем лекционном занятии по соответствующей теме. Помимо выполнения предложенных заданий, самостоятельная работа студента включает подготовку к занятиям лабораторного практикума.

5. Структура и содержание курса

5.1. Структура курса

Общая трудоемкость дисциплины «Неорганическая химия» составляет 324 академических часа (9 зачетных единиц).

№	Раздел дисциплины	Виды учебной работы и трудоемкость (в часах)				
		Лекции	Лабораторный практикум	Самостоятельная работа	Контрольные работы	Экзамен
Раздел 1. Введение в неорганическую химию						
1.1	Предмет неорганической химии и основные этапы ее развития	1				
1.2	Классификация и номенклатура неорганических соединений	5		8		
1.3	Комплексные соединения	6	8	8		
1.4	Обобщение по разделу 1 (КР № 1)			6	2	
Раздел 2. Химия s- и p-элементов						
2.1	Водород	2		2		
2.2	17 группа элементов (галогены)	9	8	8		
2.3	16 группа элементов (халькогены)	9	8	8		
2.4	15 группа элементов (N, P, As, Sb, Bi)	10	8	10		
2.5	14 группа элементов (C, Si, Ge, Sn, Pb)	6	6	8		
2.6	13 группа элементов (B, Al, Ga, In, Tl)	3	2	4		
2.7	1 группа элементов (щелочные металлы)	2		2		
2.8	2 группа элементов (Be, Mg, щелочноземельные металлы)	2		2		
2.9	Инертные газы (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn)	4				
2.10	Обобщение по разделу 2 (КР № 2 и № 3)			10	4	
Раздел 3. Химия d- и f-элементов						
3.1	3 группа элементов (Sc, Y, La, Ac)	2		2		
3.2	Лантаниды, актиниды	2				
3.3	4 группа элементов (Ti, Zr, Hf)	2		2		
3.4	5 группа элементов (V, Nb, Ta)	4		8		
3.5	6 группа элементов (Cr, Mo, W)	7	8	8		
3.6	7 группа элементов (Mn, Tc, Re)	6	6	8		
3.7	Триада железа (Fe, Co, Ni)	4	6	8		
3.8	Платиновые металлы (Pt, Pd, Ir, Rh, Os, Ru)	4				
3.9	11 группа элементов (Cu, Ag, Au)	4		6		
3.10	12 группа элементов (Zn, Cd, Hg)	4		6		
3.11	Обобщение по разделу 3 (КР № 4 и № 5)			10	4	
Экзамен				18		4
Всего		98	60	152	10	4

5.2. Программа лекционного курса

Раздел 1. Введение в неорганическую химию

Предмет неорганической химии и основные этапы ее развития. Современные направления развития неорганической химии.

Классификация неорганических соединений

Классификация по числу элементов, входящих в состав соединения (одноэлементные, бинарные, многоэлементные).

Классификация неорганических соединений по типу превращений, в которых они участвуют (перенос электронов (окислители и восстановители), перенос протонов (кислоты и основания), перенос электронных пар (лиганды и комплексообразователи)).

Традиционная классификация неорганических соединений (оксиды, кислоты, основания, соли, комплексные (координационные) соединения, кластеры, клатраты).

Классификация простых веществ (металлы и неметаллы), оксидов (кислотные, основные, амфотерные, несолеобразующие), кислот (бескислородные и кислородсодержащие; сильные и слабые; одно-, двух-, трех- и многоосновные), оснований (растворимые (щелочи) и нерастворимые; одно-, двух-, трех- и многокислотные), солей (средние, кислые, основные, комплексные, двойные и смешанные).

Номенклатура неорганических соединений

Традиционная (рациональная) и систематическая (ИЮПАК) номенклатура оксидов, солей, кислот и оснований.

Комплексные (координационные) соединения

Классификация комплексных соединений (КС) по центральным атомам и лигандам. Номенклатура КС.

Виды изомерии (геометрическая, ионизационная, сольватная, связевая, координационная и оптическая). Координационная полимерия.

Термодинамика комплексообразования. Ступенчатые и суммарные константы комплексообразования.

Кинетическая устойчивость КС: инертные и лабильные комплексы.

Раздел 2, 3. Свойства элементов и их соединений

Систематическое изложение химии элементов и их соединений происходит на основе длиннопериодного варианта ПС и включает:

- общую характеристику группы;*
- основные сырьевые источники элементов и способы их переработки в вещества, используемые в промышленности;*
- лабораторные и промышленные способы получения важнейших соединений элементов;*
- строение основных типов соединений и их физико-химические характеристики;*
- биологическую роль и применение отдельных химических форм существования элементов;*
- химические свойства простых веществ и соединений элементов.*

Рассмотрение химических свойств соединений элементов проводится по степеням окисления и включает три важнейшие характеристики:

- 1) кислотно-основные (К–О) свойства,*
- 2) окислительно-восстановительные (О–В) свойства,*
- 3) способность к комплексообразованию.*

Химические свойства соединений элементов рассматриваются на основе закономерностей ПС с привлечением соответствующих термодинамических данных (констант диссоциации кислот и оснований, стандартных электродных потенциалов (в виде диаграмм Латимера и Фроста), констант комплексообразования).

Водород

Особенности положения в ПС. Изотопы.

Орто- и пара-водород.

Степени окисления, типы соединений, их О-В свойства.

Гидридные комплексы.

Сравнение свойств атомарного и молекулярного водорода.

17 группа ПС

Простые вещества. Реакции диспропорционирования галогенов, особенности фтора.

Галогеноводороды, особенности фтороводорода. Галогениды металлов и неметаллов, их взаимодействие с водой.

Кислородсодержащие соединения галогенов. Обзор по степеням окисления и типам соединений. Оксиды галогенов. Кислородсодержащие кислоты галогенов и их соли. Сравнение О-В свойств в кислой и щелочной средах. Роль кинетического фактора в О-В реакциях кислородсодержащих соединений хлора.

Межгалогенные соединения (интергалогениды). Образование полигалогенидов. Примеры соединений, содержащих полигалоген-катионы.

16 группа ПС

Кислород. Аллотропия. Сравнение О-В свойств молекулярного кислорода и озона.

Фториды кислорода.

Вода, оксиды.

Пероксиды, надпероксиды, озониды и их О-В свойства. Пероксокислоты и их соли.

Обратимое присоединение кислорода комплексами.

Сера, селен, теллур. Простые вещества, их кристаллические модификации. Взаимодействие простых веществ с кислородом, металлами, кислотами-окислителями. Диспропорционирование S в растворе щелочи.

Сравнение кислотных свойств в соединениях типа $\text{H}_2\text{Э}$, $\text{H}_2\text{ЭO}_3$, $\text{H}_2\text{ЭO}_4$, амфотерность гидроксида Te(IV). Сравнение О-В свойств соединений S, Se, Te в различных степенях окисления.

Водородные соединения серы: сероводород, сульфаны, их соли.

Соединения S(IV). Диоксид серы, сернистая кислота, сульфиты, гидросульфиты. Таутомерия гидросульфит-иона.

Соединения S(VI). Триоксид серы, серная кислота, сульфаты, гидросульфаты, полисульфаты. Действие разбавленной и концентрированной H_2SO_4 на металлы.

Пероксосерные кислоты и их соли.

Тиосерная, дитионистая, дитионовая, политионовые кислоты и их соли.

Галогениды и оксогалогениды серы.

15 группа ПС

Азот. Инертность азота. Проблема связывания N_2 .

Водородные соединения азота: аммиак, гидразин, гидроксиламин, азидоводород. К-О свойства в водном растворе, соли. Самоионизация аммиака и гидразина. Амиды, нитриды, гидразиниды. О-В свойства водородных соединений азота. Способность к комплексообразованию: примеры КС с аммиаком, гидразином, гидроксиламином.

Кислородсодержащие соединения азота: оксиды, кислоты, соли. Сравнение О-В свойств в кислой и щелочной средах. Диспропорционирование NO_2 в воде при комнатной температуре и при нагревании. О-В свойства азотистой и азотной кислот. Схема промышленного получения HNO_3 . Термическое разложение нитратов различных металлов. Окислительные свойства расплавов нитратов щелочных металлов.

Галогениды и оксогалогениды азота.

Фосфор, мышьяк, сурьма, висмут. Аллотропные модификации фосфора: белый, красный, черный. Взаимодействие простых веществ с кислородом, активными металлами, кислотами-окислителями. Отношение к растворам щелочей.

Водородные соединения. Донорные свойства ЭН_3 и ЭR_3 .

Фосфорноватистая (гипофосфористая) кислота и гипофосфиты. К-О и О-В свойства фосфорноватистой кислоты, таутомерия.

Соединения Э(III): оксиды, гидраты оксидов, соли; сравнение К-О свойств оксидов и гидратов оксидов. Взаимодействие ЭCl_3 с водой и раствором щелочи. О-В свойства соединений Э(III).

Соединения Э(V): оксиды, кислоты, соли. Сравнение О-В свойств соединений Э(V). Полифосфорные кислоты, их соли.

Галогениды и оксогалогениды.

Сульфиды, тиосоли, тиокислоты.

14 группа ПС

Углерод. Изотопы, радиоуглеродный анализ. Аллотропные модификации. Примеры соединений включения графита. Карбиды ионные (метаниды и ацетилениды) и ковалентные.

Оксид углерода(II). Восстановительные и донорные свойства. Карбонилы.

Оксид углерода(IV), угольная кислота и ее соли. Пероксокарбонаты.

Галогениды и оксогалогениды углерода.

Соединения углерода с серой: сероуглерод, тиосоли, тиокислоты.

Соединения с азотом: циановодородная кислота, ее свойства (кислотные, донорные, восстановительные); дициан: получение, взаимодействие с раствором щелочи; циановая и гремучая кислоты и их соли; родановодородная кислота и ее соли.

Кремний. Взаимодействие кремния с растворами щелочей и смесью кислот $\text{HNO}_3 + \text{HF}$. Соединения с металлами и водородом (силициды и силаны).

Галогениды кремния, их гидролиз.

Кислородсодержащие соединения: диоксид кремния, кремниевые кислоты, силикаты.

Германий, олово, свинец. Диаграммы О-В свойств. Соединения с активными металлами и водородом. Взаимодействие металлов с растворами кислот и щелочей.

Соединения Э(II): оксиды, гидраты оксидов, соли.

Соединения Э(IV): оксиды, гидраты оксидов, соли. α - и β -оловянные кислоты. Свинцовый сурик.

Сульфиды и тиосоли.

13 группа ПС

Бор. Взаимодействие с галогенами, кислородом, азотом, водородом, водяным паром, растворами кислот и щелочей. Соединения с металлами и водородом (бориды, бораны).

Галогениды бора, их гидролиз.

Кислородсодержащие соединения бора: оксид, борная кислота, безводные и гидратированные бораты, тетраборат.

Соединения бора с азотом: нитрид бора, боразол.

Алюминий, галлий, индий, таллий. Взаимодействие металлов с кислородом, серой, галогенами, азотом, растворами кислот и щелочей. Алюмотермия. Отличие Тl от аналогов.

Соединения Э(III) и Э(I): сравнение устойчивости. Сравнение К-О свойств Э(OH)₃. Соединения Тl(I), их сходство с соединениями щелочных металлов и серебра.

2 группа ПС

Взаимодействие металлов с кислородом, серой, азотом, углеродом, водородом, галогенами, водой и растворами кислот. Отличие Be и Mg от аналогов. Комплексные соединения Be.

Сравнение К-О свойств гидроксидов $\text{Э}(\text{OH})_2$.

Соли, магнезиальная смесь, ангидрон.

Магнийорганические соединения (общие сведения о методах получения, строении и реакционной способности).

1 группа ПС

Свойства щелочных металлов, отличие Li от аналогов. Взаимодействие металлов с водой, водородом, хлором, серой, азотом, продукты горения на воздухе.

Оксиды, гидроксиды, соли щелочных металлов.

Элементоорганические соединения металлов 1 группы (общие сведения о методах получения, строении и реакционной способности).

3 группа ПС

Скандий, иттрий, лантан, актиний. Диаграммы О-В свойств. Взаимодействие металлов с кислородом, хлором, азотом.

Сравнение свойств соединений: оксидов, гидратов оксидов, солей.

Лантаниды (*изучаются только на лекциях*).

Соединения $\text{Э}(\text{III})$: оксиды, гидраты оксидов, соли.

Другие степени окисления. Ce(IV) и Pr(IV): примеры окислительных свойств. Sm(II) и Eu(II): примеры восстановительных свойств.

Области применения лантанидов.

Актиниды (*изучаются только на лекциях*). Наиболее распространенные изотопы. Диаграммы О-В свойств, наиболее устойчивые степени окисления.

Соединения Th(IV), Pa(V), U(IV): оксиды, гидраты оксидов, соли.

Электронид иодида тория(IV).

Соединения U(VI), Np(VI), Pu(VI): оксиды, основания и соли диоксокатионов.

Примеры соединений Np(VII) и Pu(VII).

Области применения актинидов.

4 группа ПС

Титан, цирконий, гафний. Взаимодействие металлов с растворами кислот и щелочей. Отличие Ti от Zr и Hf. Проблема разделения циркония и гафния.

Свойства соединений Ti(III) и Ti(II).

Соединения Э(IV). Оксиды, кислоты (α - и β -формы). Галогениды, их гидролиз. Соли оксокатионов. Комплексные галогениды.

Пероксосоединения Ti(IV).

5 группа ПС

Ванадий, ниобий, тантал. Взаимодействие V, Nb, Ta со смесью кислот $\text{HNO}_3 + \text{HF}$; Nb и Ta с расплавами щелочей.

Соединения Э(V): оксиды и гидраты оксидов. К-О свойства. Ванадаты, ниобаты и танталаты. Сравнение свойств соединений элементов в высшей степени окисления на основе диаграмм О-В свойств.

Другие степени окисления V(II, III, IV): оксиды, соли.

Соли оксо- и диоскованадия. VO^{2+} как комплексообразователь.

6 группа ПС

Хром, молибден, вольфрам. Диаграммы О-В свойств и сравнение устойчивости соединений элементов в различных степенях окисления.

Отношение металлов к кислороду, сере и растворам кислот. Щелочная окислительная плавка.

Соединения Э(VI): оксиды, гидраты оксидов. Сравнение их К-О и О-В свойств. Пероксосоединения Cr(VI). Полихромовые кислоты и их соли. Изо- и гетерополикислоты Mo(VI) и W(VI). Галогениды и оксогалогениды Э(VI). Сульфиды Mo(VI) и W(VI).

Соединения Cr (II, III, IV): оксиды, гидраты оксидов; их К-О свойства. О-В реакции в химии хрома. Соли Cr(III), хромокалиевые квасцы. Примеры КС Cr(III). Сульфиды Mo(IV) и W(IV). Молибденовые и вольфрамовые бронзы. Молибденовая синь.

7 группа ПС

Марганец, технеций, рений. Диаграммы О-В свойств и сравнение устойчивости соединений элементов в различных степенях окисления. Отношение металлов к растворам кислот и щелочей. Отличие Mn от аналогов. Получение важнейших соединений Mn из природного MnO₂.

Соединения Э(VII): сравнение свойств оксидов, кислот, солей.

Соединения Mn(II, III, IV, VI): оксиды, гидроксиды, соли. Диспропорционирование соединений Mn(III) и Mn(VI).

Необычные степени окисления Mn, Tc, Re (примеры соединений).

8-10 группы ПС

Триада железа (Fe, Co, Ni). Диаграммы О-В свойств. Свойства металлов: пирофорные свойства, ферромагнетизм, отношение металлов к кислороду, воде, растворам кислот и щелочей.

Соединения Э(II): оксиды, гидроксиды, соли. Отношение к кислороду воздуха.

Соединения Э(III): оксиды, гидроксиды. Устойчивость солей Э(III). Примеры КС Э(III).

Соединения железа в высоких степенях окисления: получение и окислительные свойства.

Платиновые металлы (Ru, Rh Pd, Os, Ir, Pt; изучаются только на лекциях). Отношение металлов к кислотам и смесям кислот, щелочной окислительной плавке. Взаимодействие мелкодисперсных порошков («черней») с кислородом, серой, галогенами. Способность некоторых металлов поглощать водород.

Реакции, используемые при получении и очистке платиновых металлов.

Применение платиновых металлов.

11 группа ПС

Медь, серебро, золото. Диаграммы О-В свойств. Взаимодействие металлов с кислородом, галогенами, азотом, водородом, серой, отношение к растворам цианидов, кислот-окислителей.

Соединения меди. Соединения Cu(I): оксид, соли; диспропорционирование солей в водных растворах. Соединения Cu(II): соли, КС. Соединения Cu(III) и Cu(IV).

Соединения серебра. Соединения Ag(I): оксид, соли, КС, О-В свойства. Соединения Ag(II) и Ag(III).

Соединения золота. Соединения Au(I): соли, КС; диспропорционирование. Соединения Au(III): оксид, гидроксид, КС. Соединения Au(V).

12 группа ПС

Цинк, кадмий, ртуть. Диаграммы О-В свойств. Взаимодействие металлов с растворами кислот и щелочей.

Соединения Zn и Cd. Сравнение К-О свойств оксидов и гидроксидов. Общие свойства соединений Zn и Cd: растворимые и нерастворимые в воде соли, КС. Различие свойств галогенидов цинка и кадмия. Аутокомплексы кадмия.

Соединения Hg. Амальгамы. Соединения Hg(II): оксид, соли (сильные и слабые электролиты). Соединения Hg(I): соли, реакции диспропорционирования и смещение равновесия диспропорционирования добавлением различных реагентов. Примеры О-В реакций в химии ртути. Действие аммиака на соединения Hg(II) и Hg(I). Амидо- и амминокомплексы ртути, основание Миллона, реактив Несслера.

Инертные газы (18 группа ПС, изучаются только на лекциях)

Общая характеристика группы. Нахождение в природе и применение инертных газов. Первые соединения инертных газов – клатраты.

Соединения ксенона. Фториды: их окислительные свойства, отношение к воде. Комплексные фториды. Кислородсодержащие соединения: оксиды, соли (примеры соединений, О-В свойства). Соединения со связями Хе-С и Хе-Cl. КС с лигандом Хе⁰.

Примеры соединений криптона и радона.

Рекомендованная литература к лекционному курсу:

1. Третьяков Ю.Д., Мартыненко Л.И., Григорьев А.Н., Цивадзе А.Ю. «Неорганическая химия. Химия элементов», том 1, 2. М.: Академкнига, 2007.
2. Коттон Ф., Уилкинсон Дж. «Современная неорганическая химия», том 1–3. М.: Мир, 1969.
3. Гринвуд Н., Эрншо А. Химия элементов. Том 1, 2. М.: Бином. Лаборатория знаний, 2008.
4. Шрайвер Д., Эткинс П. Неорганическая химия. Том 1, 2. М.: Мир, 2009.
5. Housecroft C.E., Sharpe A.G. Inorganic Chemistry. England: Pearson Education Limited, 2001 (2005 или 2008).
6. Кукушкин Ю.Н. Химия координационных соединений. М.: Высшая школа, 1985.
7. Скопенко В.В., Цивадзе А.Ю., Савранский Л.И., Гарновский А.Д. Координационная химия. М.: Академкнига, 2007.

5.3. Практикум по неорганической химии

Практикум по неорганической химии имеет цель научить студентов основным приемам работы, принятым в настоящее время в лабораториях (перекристаллизация, очистка газов и т.д.), а также привить некоторые экспериментальные навыки, необходимые при работе с неорганическими соединениями.

Успешное прохождение практикума является необходимым условием освоения дисциплины «Неорганическая химия». После выполнения каждой лабораторной работы студент должен оформить ее и сдать преподавателю. При оценке работы преподаватель учитывает:

1. Знание студентом химической сути выполняемой работы.
2. Выполнение лабораторной работы и соблюдение правил техники безопасности.
3. Оформление выполненной лабораторной работы (в том числе, построение необходимых кривых и графиков, выполнение всех расчетов).
4. Ответы на контрольные вопросы.
5. Выход продукта реакции (если выполняется синтез неорганического соединения).
6. Выполнение опытов по изучению некоторых свойств синтезированного соединения.
7. Чистота полученного продукта синтеза.

На первом занятии студенты знакомятся с основами техники безопасности и правилами работы в лаборатории. Необходимо знать, как безопасно обращаться с концентрированными кислотами и щелочами, жидким бромом, иодом, горючими и легковоспламеняющимися жидкостями (ЛВЖ), газовыми баллонами. Особое внимание следует уделить мерам первой медицинской помощи. Следует знать все о наличии в лаборатории противопожарных средств

и о способах их применения. Студентов знакомят с мерами предупреждения несчастных случаев и порядком действия в критических ситуациях. Рассматриваются приемы оказания первой помощи при порезах, при отравлениях органическими и неорганическими веществами.

На этом же занятии происходит знакомство с видами применяемой в практикуме лабораторной посуды и оборудования, на котором будут выполняться основные операции. Рассматриваются принципы правильного комплектования и сборки установок, объясняются меры безопасности при работе с пониженным давлением, доводятся основные принципы проведения очистки веществ перекристаллизацией и перегонкой.

Каждый студент после прохождения инструктажа по технике безопасности обязан расписаться в соответствующем журнале о том, что он прошел первичный инструктаж на рабочем месте и готов к работе. *Без персональной росписи студент к работе в лаборатории не допускается!* Грубое нарушение правил техники безопасности влечет за собой проведение внеочередного инструктажа или даже отстранение от практикума с последующей не аттестацией по курсу.

В практикуме студент знакомится с техникой лабораторных работ: химической посудой и ее назначением, принципами обращения с химическими реактивами, правилами взвешивания и способами приготовления растворов, приемами нагревания и охлаждения реакционных сосудов, фильтрования, очистки веществ методами перекристаллизации, перегонки, сублимации, методами работы с газообразными веществами.

В практикуме каждый студент должен выполнить все предусмотренные лабораторные работы и учебные синтезы по рекомендуемым методикам.

Лабораторные работы предполагают проведение реакций, иллюстрирующих наиболее характерные свойства соединений элементов какой-то конкретной группы ПС. Синтетические работы нацелены на освоение методов неорганического синтеза и идентификации полученного вещества. Все

учебные синтезы, которые студенту необходимо выполнить в практикуме, указывает преподаватель. Все принципиальные вопросы, возникающие по ходу синтеза, решаются непосредственно с преподавателем.

Прежде чем начать выполнение опытов лабораторной работы или синтеза, следует ознакомиться с соответствующим теоретическим разделом лекционного курса «Неорганическая химия». Далее следует внимательно ознакомиться с описанием проведения опытов лабораторной работы или предложенной методикой синтеза. Если требуется провести какие-то расчеты (массы навесок для приготовления растворов заданной концентрации, количества и массы реагентов в синтезе и т.д.), необходимо заранее их выполнить дома при подготовке к планируемой работе. До начала каждого синтеза студент дополнительно должен знать, на какой установке он будет проводить синтез, выделение и очистку полученного вещества, продумать порядок сборки экспериментальной установки.

Выполнению каждой синтетической работы предшествует беседа преподавателя со студентом о методе синтеза и свойствах целевого вещества, возможных побочных продуктах и методе очистки, правильности сборки реакционной установки, мерах предосторожности при выполнении синтеза, количествах используемых реагентов. Только после этого можно приступать к выполнению синтеза.

Ниже предложены темы лабораторных работ и учебных синтезов, выполнение которых предусмотрено в рамках занятий практикума.

Занятие 1.

Знакомство с лабораторией. Правила техники безопасности.

Химическая посуда и оборудование.

Основные приемы работы в лаборатории.

Занятие 2.

Лабораторная работа 1.

«Обучение работе с аналитическими весами».

Занятие 3.

Лабораторная работа 2.

«Кислотно-основное титрование».

Занятие 4.

Лабораторная работа 3.

«Синтез $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ».

Занятие 5.

Лабораторная работа 4.

«Синтез $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ ».

Занятие 6.

Лабораторная работа 5.

«Определение координационного числа в комплексе $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_x]^+$ методом осадительного титрования».

Занятие 7.

Лабораторная работа 6.

«Синтез соли Мора $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ».

Занятие 8.

Лабораторная работа 7.

«Синтез $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ».

Занятие 9.

Лабораторная работа 8.

«Синтез KIO_3 и определение чистоты продукта с помощью метода иодометрического титрования».

Занятие 10.

Лабораторная работа 9.

«Синтез манганата калия (K_2MnO_4)».

Занятие 11.

Лабораторная работа 10.

«Определение методом гравиметрии содержания кристаллизационной воды в $K_3[Fe(C_2O_4)_3] \cdot 3H_2O$ ».

Занятие 12.

Лабораторная работа 11.

«Определение методом перманганатометрии состава $K_3[Fe(C_2O_4)_3] \cdot 3H_2O$ ».

Занятие 13.

Лабораторная работа 12.

«Химические свойства соединений элементов 15, 16, 17 групп (N, S, Cl, Br, I)».

Занятие 14.

Лабораторная работа 13.

«Химические свойства соединений элементов 14 и 13 групп (Al, C, Sn, Pb)».

Занятие 15.

Лабораторная работа 14.

«Химические свойства соединений некоторых переходных металлов (Cr, Mn, Fe, Co, Cu)».

Оформление лабораторного журнала

При работе в лаборатории необходимо вести лабораторный журнал, в котором полностью отражается подготовительная и экспериментальная работа

студента. *Лабораторный журнал заполняется непосредственно по ходу выполнения работы!*

При оформлении работы необходимо занести в журнал дату и название темы лабораторной работы или синтеза. Подготовка к лабораторной работе должна отражаться в предварительных записях и содержать, как правило:

- план работы – перечень последовательных операций с указанием условий и количеств реагирующих веществ,
- уравнения всех химических реакций,
- расчеты исходных количеств веществ и теоретического выхода,
- физико-химические свойства исходных и синтезируемых веществ и т. д.

При выполнении лабораторной работы необходимо все свои наблюдения (изменение окраски, выделение газа, выпадение осадка и т. д.) сразу записывать в рабочий журнал. Предварительные записи в черновики не допускаются. Полный отчет о проделанной работе должен содержать:

- результаты взвешивания и/или измерения объемов;
- краткое описание последовательных операций и наблюдаемых явлений;
- реальные режимы синтеза (температура, время, скорость смешивания (прибавления) реагентов, скорость пропускания газа и т. д.);
- расчет практического выхода (для синтезов);
- результаты идентификации получаемых веществ: характерные химические реакции, форма и цвет кристаллов и т. д.
- спектроскопические данные (если необходимы): электронные, ИК- и ЯМР-спектры;
- краткие выводы, объяснение наблюдаемых явлений и ответы на вопросы заданий.

6. Система оценки знаний студента

6.1. Допуск к сдаче экзамена

Для допуска студента к экзаменационной сессии необходимо получить зачет по лабораторному практикуму. Получение зачета возможно лишь при условии выполнения и своевременной сдачи большинства работ лабораторного практикума. **Пропуск занятий лабораторного практикума без уважительной причины не допускается!** Если студент посетил менее половины занятий лабораторного практикума получение зачета невозможно!

В процессе изучения дисциплины «Неорганическая химия» предусмотрено выполнение 14 работ лабораторного практикума. Каждая работа практикума оценивается в 50 баллов (всего $14 \times 50 = 700$ баллов). **Для получения зачета** студенту необходимо за выполненные и сданные лабораторные работы и синтезы в сумме набрать **не менее 500 баллов.**

6.2. Получение оценки за курс

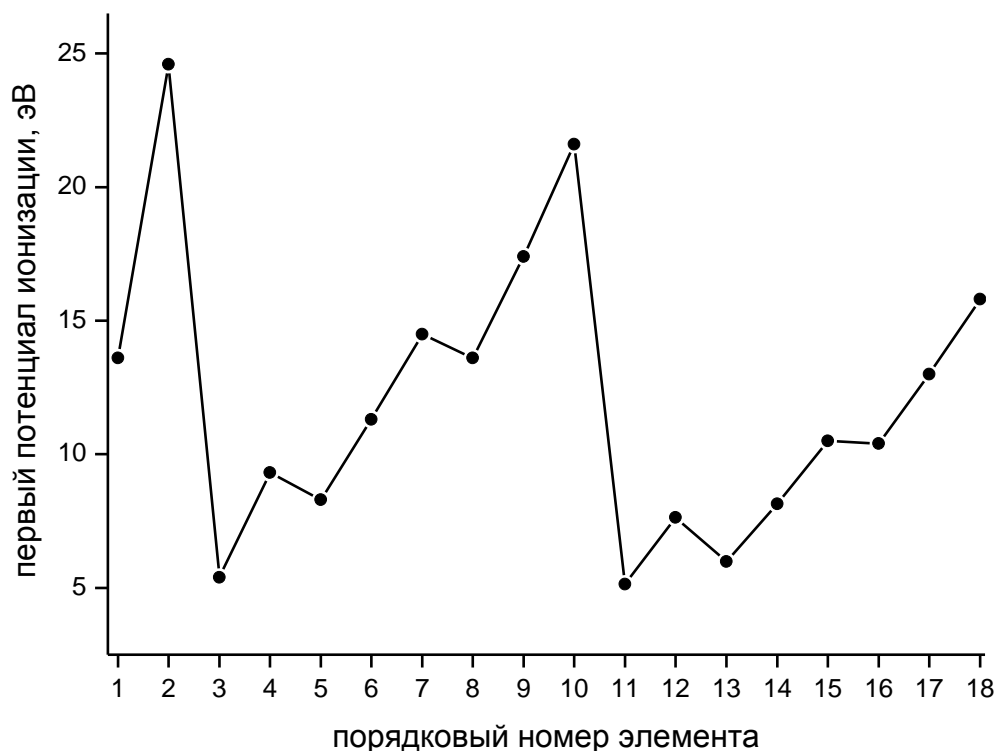
При прохождении курса «Неорганическая химия» студенты работают по системе, разработанной на Факультете естественных наук Новосибирского национального исследовательского университета. Эта система предусматривает написание контрольных работ, по которым набранные баллы суммируются. Такая система позволяет постоянно контролировать уровень знаний студента, что принуждает к активной работе студента в течение всего семестра. Система охватывает все наиболее важные разделы курса. В конце курса студент сдает письменный экзамен, который включает материал всего курса. Баллы за экзамен суммируются с баллами, набранными в течение семестра.

7. Задания для самостоятельной работы студентов

7.1. Периодическая система химических элементов.

Комплексные (координационные) соединения

1. Приведите современную формулировку Периодического закона. Какова основная причина периодичности изменения свойств элементов? Как, руководствуясь положением элемента в короткопериодном варианте Периодической системы, определить его минимальную и максимальную степень окисления в соединениях? Для каких p -элементов 2 периода не выполняется это правило? С чем это связано?
2. На приведенной диаграмме представлена графическая зависимость изменения первого потенциала ионизации (I_1) элементов 1, 2 и 3 периодов от их порядкового номера.



Дайте объяснение наблюдаемой периодичности. Почему происходит нарушение монотонности возрастания I_1 во 2 и 3 периодах?

3. Как и почему изменяются кислотные свойства в водном растворе соединений $\text{H}_2\text{Э}$ для элементов 16 группы? Подтвердите ответ соответствующими значениями констант равновесия.

Напишите уравнения реакций, происходящих при растворении солей $\text{Na}_2\text{Э}$ ($\text{Э} = \text{S}, \text{Se}, \text{Te}$) в воде. Сопоставьте величины pH 0,1 М водных растворов этих солей.

4. Назовите следующие комплексные соединения:

- а) $(\text{NH}_4)_2[\text{PbCl}_4]$; г) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5(\text{NO}_2)]\text{Cl}_2$;
б) $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$; д) $[\text{Pd}(\text{NH}_3)_4][\text{PtCl}_4]$;
в) $\text{K}_3[\text{Co}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$; е) $[\text{Ru}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$.

Приведите структурные формулы и названия всех возможных изомеров для каждого соединения. Укажите типы изомерии.

Какое из этих соединений диссоциирует в водном растворе с образованием наибольшего числа ионов? Напишите уравнение его диссоциации.

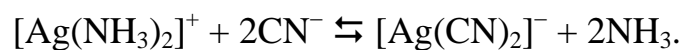
5. Напишите координационные формулы следующих соединений:

- а) *цис*-дихлородиамминплатина;
б) тетракарбонилникель;
в) хлорид иодопентаамминкобальта(III);
г) гексацианоферрат(II) калия;
д) трис-(ацетилацетонато)родий;
е) моногидрат хлорида μ -гидроксо-бис-{пентаамминхрома(III)}.

Укажите координационное число (КЧ) центрального атома в этих соединениях.

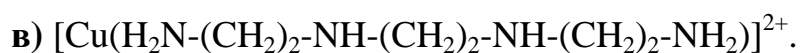
6. Напишите выражения ступенчатых и полных констант образования комплексов Ag(I) : $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ и $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$. Какой из них термодинамически более устойчив в водном растворе?

Используя справочные значения соответствующих констант, рассчитайте константу равновесия реакции:



Можно ли получить цианидный комплекс из аммиачного?

7. Что означает понятие «хелатный комплекс»? В чем заключается «хелатный эффект»? Напишите структурные формулы следующих комплексов меди (КЧ (Cu) во всех комплексах равно 4):



Какой из этих комплексов будет наиболее термодинамически стабильным?

Дайте обоснованный ответ.

7.2. Химия водорода, элементов 17 и 16 групп ПС

1. Какой из изотопов водорода преимущественно встречается в природе? Перечислите остальные природные изотопы водорода. Какой из них является радиоактивным? Приведите уравнение его ядерного распада.

Как изменяется частота колебаний связи Э-Н в колебательных спектрах при замене атома протия на атом дейтерия? Дайте необходимые краткие пояснения.

Охарактеризуйте, как различаются температуры кипения «легкой» (протиевой) и «тяжелой» (дейтериевой) воды. Почему?

2. Перечислите основные способы получения водорода в лаборатории и промышленности. Напишите уравнения всех реакций с указанием условий их проведения.

3. Какие из свойств наиболее характерны для молекулярного водорода в окислительно-восстановительных реакциях? Приведите примеры реакций, в которых водород проявляет: а) окислительные; б) восстановительные свойства.

Почему обычно реакции с участием молекулярного водорода проходят при повышенной температуре или облучении УФ-светом?

По какому механизму протекают реакции молекулярного водорода с кислородом или галогенами? Напишите уравнения реакций, соответствующих каждой из стадий этого механизма.

Сравните по активности молекулярный и атомарный водород. Напишите уравнение реакции, подтверждающее Ваш ответ.

4. Напишите уравнения реакций, которые используются в промышленности при получении простых веществ Э₂ (Э = F, Cl, I) из соединений, встречающихся в природе (CaF₂, NaCl, NaI, NaIO₃). Укажите условия проведения реакций.

5. Сравните взаимодействие водного раствора NaOH с простыми веществами:
 а) фтором; б) хлором; в) иодом; г) серой (уравнения реакций и условия их проведения).

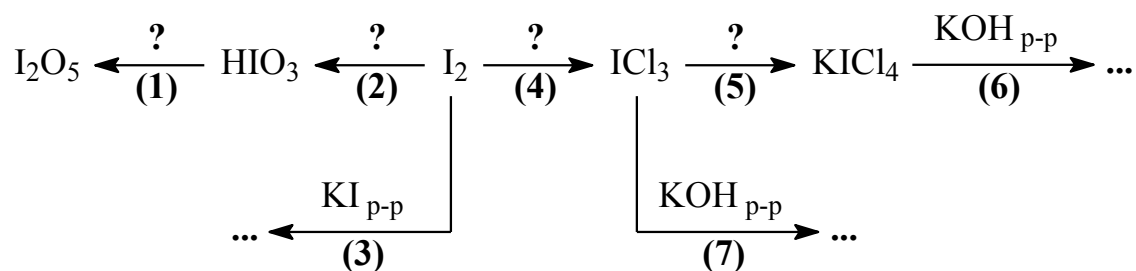
6. Как изменяются восстановительные свойства галогеноводородов в ряду HCl – HBr – HI? Проиллюстрируйте наблюдаемую закономерность на примере взаимодействия твердых солей NaЭ (Э = Cl, Br, I) с концентрированной серной кислотой. Как получают HBr и HI в лаборатории?

7. Как изменяются кислотно-основные свойства в водном растворе в рядах:
 а) HClO – HClO₂ – HClO₃ – HClO₄; б) HClO – HBrO – HIO?

Подтвердите наблюдаемые закономерности, используя значения констант соответствующих равновесий.

Качественно сопоставьте значения pH водных растворов одинаковой молярной концентрации натриевых солей, образованных кислотами, указанными в пункте а). Поясните свой ответ необходимыми уравнениями реакций.

8. Напишите уравнения реакций (с указанием условий их проведения), соответствующих приведенной ниже схеме одностадийных превращений.



9. Используя в качестве единственного источника серы природный пирит FeS₂, предложите наиболее рациональные способы получения солей состава Na₂S₂O_n (где n = 3, 4, 5 и 8). Напишите уравнения реакций и укажите условия их проведения. Назовите полученные соли.

Выберите среди этих солей те, для которых наиболее характерны:

а) восстановительные свойства (ответ подтвердите уравнениями реакций этих

солей с раствором KMnO_4 , подкисленным серной кислотой);
б) окислительные свойства (ответ подтвердите уравнениями реакций этих солей со щелочным раствором $\text{Na}[\text{Cr}(\text{OH})_4]$).

10. Сравните термическое разложение следующих солей:

- а) хлората калия;
- б) хлората калия в присутствии каталитического количества MnO_2 ;
- в) перхлората калия;
- г) бромата калия;
- д) иодата калия.

Напишите уравнения всех реакций.

7.3. Химия элементов 15 – 13 групп ПС

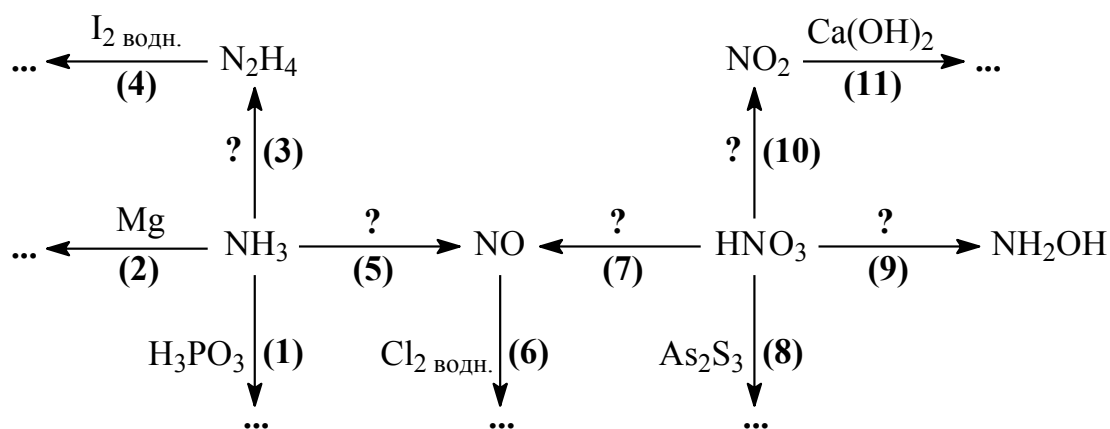
1. Напишите уравнения реакций простых веществ:

а) Al, Si, Sn и P₄ с водным раствором NaOH;

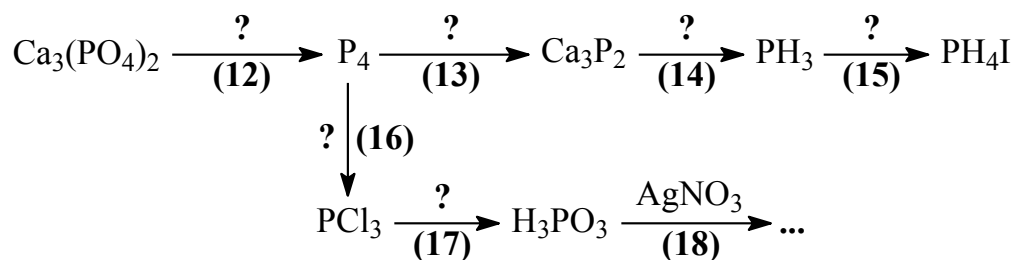
б) B, C, Sn, Sb и Bi с концентрированным раствором HNO₃.

2. Напишите уравнения реакций (с указанием условий их проведения), соответствующих приведенным ниже схемам одностадийных превращений.

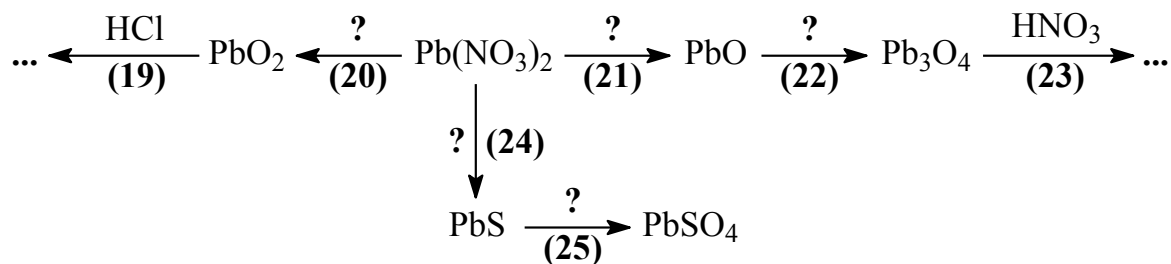
а)



б)



в)



3. Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов Э₂O₃ в ряду элементов 15 группы? Подтвердите свой ответ уравнениями реакций оксидов Э(III) (Э = N, P, Sb, Bi) с концентрированным раствором КОН (отметьте, если реакция не протекает).
4. Качественно сопоставьте значения pH 0,1 М водных растворов солей:
а) Na₂HPO₄ и NaH₂PO₄; **б)** Na₂CO₃ и Na₂SiO₃. Поясните свой ответ с помощью соответствующих уравнений реакций. Для пункта **а)** рассчитайте значения pH и величины констант кислотно-основных равновесий.
5. Какие сульфиды элементов 14 и 15 групп взаимодействуют с водным раствором **а)** сульфида натрия; **б)** дисульфида натрия? Напишите уравнения соответствующих реакций.
- Предложите способ разделения и выделения индивидуальных веществ из смеси сульфидов олова SnS и SnS₂ (уравнения реакций).
6. Сравните отношение к воде следующих галогенидов: **а)** SiCl₄ и SiF₄; **б)** BCl₃ и BF₃. Напишите уравнения соответствующих реакций.
7. Используя в качестве единственного источника бора природную буру Na₂B₄O₇ · 10H₂O, предложите наиболее рациональные способы получения B₂O₃, BF₃ и NaBH₄. Напишите уравнения соответствующих реакций и укажите условия их проведения.

7.4. Химия элементов 3 – 5 групп ПС

1. Напишите уравнения реакций простых веществ:

а) Ti, Zr, Hf: **1)** с плавиковой кислотой; **2)** с «царской водкой»;

б) V, Nb, Ta: **1)** с плавиковой кислотой; **2)** со смесью HF + HNO₃.

2. Как изменяются кислотно-основные свойства гидроксидов M(OH)₃ в рядах:

а) M = Sc, Y, La, Ac; б) M = элементы семейства лантанидов (Ce – Lu)?

Подтвердите свой ответ уравнениями реакций этих гидроксидов с растворами: **1)** серной кислоты; **2)** гидроксида натрия (отметьте, если реакция не протекает).

3. Напишите уравнения следующих реакций:

а) $\text{SmSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$

б) $\text{Ce}(\text{OH})_4 + \text{HCl} \rightarrow \dots$

в) $\text{Ce}(\text{OH})_3 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$

г) $\text{H}_2\text{UO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$

д) $\text{H}_2\text{UO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$

4. Чем различаются α- и β-формы титановой кислоты? Предложите способы получения α- и β-титановых кислот. Проиллюстрируйте различия в их взаимодействии с кислотами и щелочами (уравнения реакций с указанием условий их проведения).

5. Какие кислотно-основные равновесия существуют в водном растворе ванадиевой кислоты? Напишите уравнения соответствующих реакций.

Проиллюстрируйте амфотерные свойства ванадиевой кислоты на примере взаимодействия ее с водными растворами: а) гидроксида натрия; б) азотной кислоты. Изменяются ли продукты реакции, если вместо азотной кислоты (пункт б)) взять хлороводородную? Напишите уравнения всех реакций.

7.5. Химия элементов 6 – 12 групп ПС

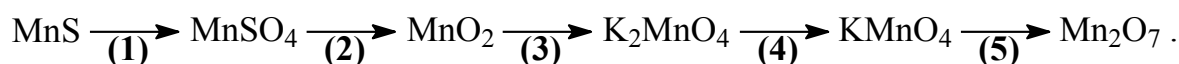
1. На примере следующих реакций, протекающих в водных растворах:



обсудите закономерности изменения окислительно-восстановительных свойств элементов 6 и 7 групп.

2. Предложите способ разделения и выделения индивидуальных металлов из смеси порошков Ag , Cu и Au . Напишите уравнения всех реакций (при необходимости укажите условия их проведения).

3. Напишите уравнения реакций (с указанием условий их проведения), соответствующих схеме одностадийных превращений:

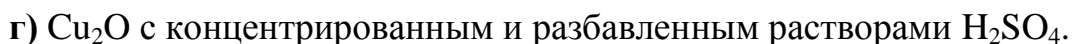
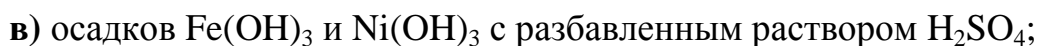


При осуществлении превращений рекомендуется использовать реакции, позволяющие получать преимущественно один Mn-содержащий продукт. Не допускается использование дополнительных Mn-содержащих реагентов.

4. Сформулируйте правило 18 электронов. На основании этого правила определите:

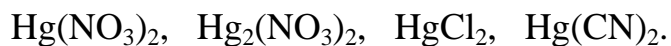


5. Сравните взаимодействие веществ и напишите уравнения реакций:



6. Какие из металлов платиновой группы взаимодействуют:
а) с концентрированным раствором азотной кислоты; **б)** с «царской водкой»;
в) с кислородом при комнатной температуре? Напишите уравнения реакций.

7. Качественно сопоставьте значения рН водных растворов солей ртути одинаковой молярной концентрации:



Ответ обоснуйте.

8. Используя в качестве единственного источника хрома и железа природный хромистый железняк $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$, предложите наиболее рациональные способы получения:

- а)** дихромата калия;
- б)** гексагидроксохромата(III) калия;
- в)** феррата(VI) калия;
- г)** хлорида железа(III).

Что происходит при добавлении к растворам соединений, указанных в пунктах **а** – **г**, концентрированной иодоводородной кислоты?

Напишите уравнения всех реакций (при необходимости укажите условия их проведения).

8. Тренировочные задания для подготовки к контрольным и экзаменационным работам

Задание 1.

Напишите структурные формулы высших оксидов элементов с порядковыми номерами 3, 13, 15, 16, 17, 30.

Назовите эти оксиды по систематической (ИЮПАК) номенклатуре.

Запишите формулы соответствующих этим оксидам формулы кислот или оснований и дайте им систематические названия.

Задание 2.

Напишите уравнения реакций гидроксида кальция и ортофосфорной кислоты, в которых образуются: а) средние; б) кислые соли. Дайте систематические названия продуктам этих реакций.

Задание 3.

Напишите формулы следующих соединений:

- а) тетраоксохлорат(VII) водорода;
- б) селенит бария;
- в) гипохлорит натрия;
- г) пербромат калия;
- д) тетраоксоманганат(VI) калия;
- е) гидросульфат калия;
- ж) гидроксонитрат железа(II);
- з) декагидрат карбоната натрия;
- и) фосфористая кислота;
- к) сероводородная кислота;
- л) ортофосфорная кислота;
- м) хлорид натрия-калия;
- н) оксид дижелеза(III)-железа(II);

- о) пероксид бария;
- п) надпероксид натрия;
- р) озонид цезия.

Задание 4.

Назовите следующие соединения по традиционной номенклатуре:

- а) CO_2 ; б) HClO_3 ; в) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$; г) NaHCO_3 ; д) $\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$; е) $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

Задание 5.

Назовите следующие соединения по систематической (ИЮПАК) номенклатуре:

- а) MgCO_3 ; б) CS_2 ; в) OsO_4 ; г) NaOH ; д) HF ; е) HNO_3 .

Задание 6.

Приведите общую электронную конфигурацию валентного уровня в основном состоянии для элементов 16 группы.

Как и почему изменяется в ряду этих элементов при передвижении вниз по группе: а) атомные радиусы; б) потенциалы ионизации?

Как и почему изменяются кислотные свойства в ряду водородных соединений H_2X для $\text{X} = \text{O}, \text{S}, \text{Se}, \text{Te}$?

Задание 7.

Определите массу 10 % раствора пероксида водорода, необходимое для синтеза 5 г хлорида трис-(этилендиамин)кобальта(III), если в качестве исходных соединений использовали $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, этилендиамин.

Напишите уравнение реакции комплексообразования.

Задание 8.

При растворении 1 моль мооядерного комплексного соединения состава $\text{PtCl}_3\text{NO}_2 \cdot 4\text{NH}_3$ в 1 л воды концентрация хлорид-ионов становится равной 2 М.

Предложите координационную формулу этого соединения. Напишите уравнение диссоциации его в воде и приведите выражение суммарной константы образования этого комплекса (β_6).

Укажите все возможные типы изомерии для этого соединения и приведите координационные формулы всех изомеров.

Приведите структурную формулу и название любого (на Ваш выбор) одного изомера.

Задание 9.

Для комплексного соединения состава $\text{CoCl}_2\text{Br} \cdot 3\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ укажите все возможные типы изомерии.

Приведите структурную формулу и название одного из геометрических изомеров, которые не диссоциируют в воде на ионы.

Напишите выражение суммарной константы образования для любого из изомеров, диссоциирующего в воде на ионы.

Задание 10.

Сравните взаимодействие простых веществ: а) иода; б) серы; в) фосфора; г) бора с избытком водного раствора гидроксида натрия (приведите уравнения соответствующих реакций).

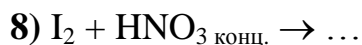
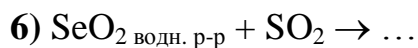
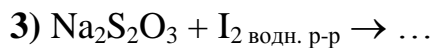
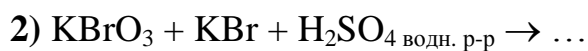
Задание 11.

Напишите уравнения реакций SnCl_2 , TiCl_3 , SnCl_4 с избытком концентрированного водного раствора Na_2S .

Задание 12.

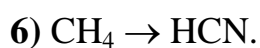
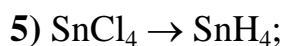
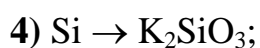
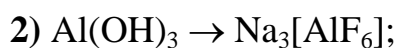
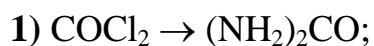
Напишите уравнения следующих реакций:





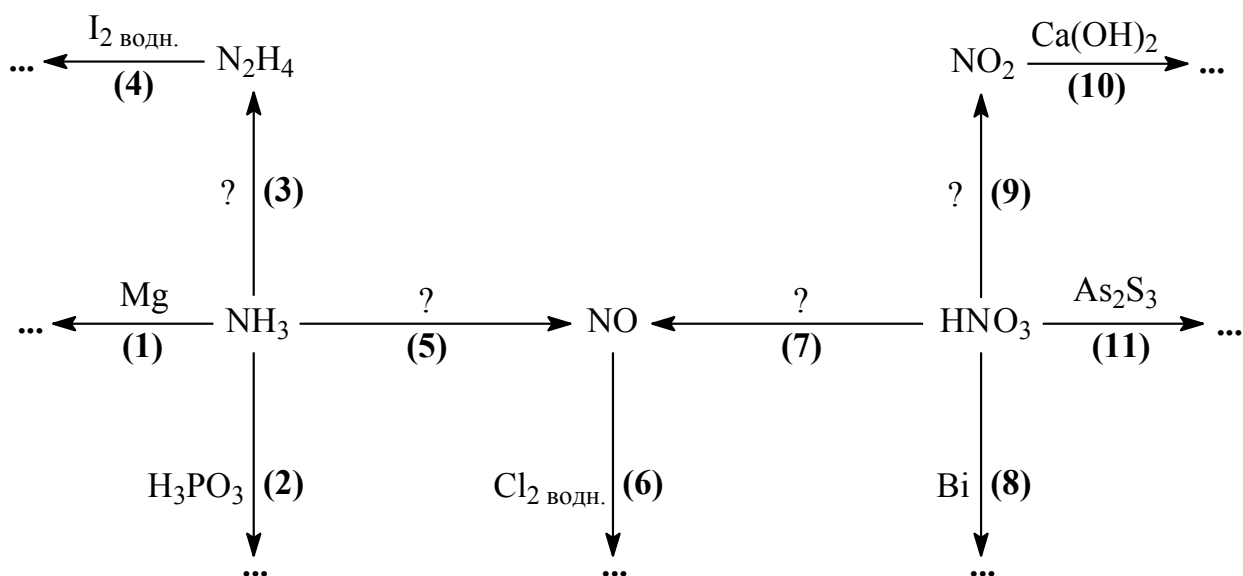
Задание 13.

Напишите уравнения реакций (с указанием условий их проведения), позволяющих осуществить следующие одностадийные превращения:



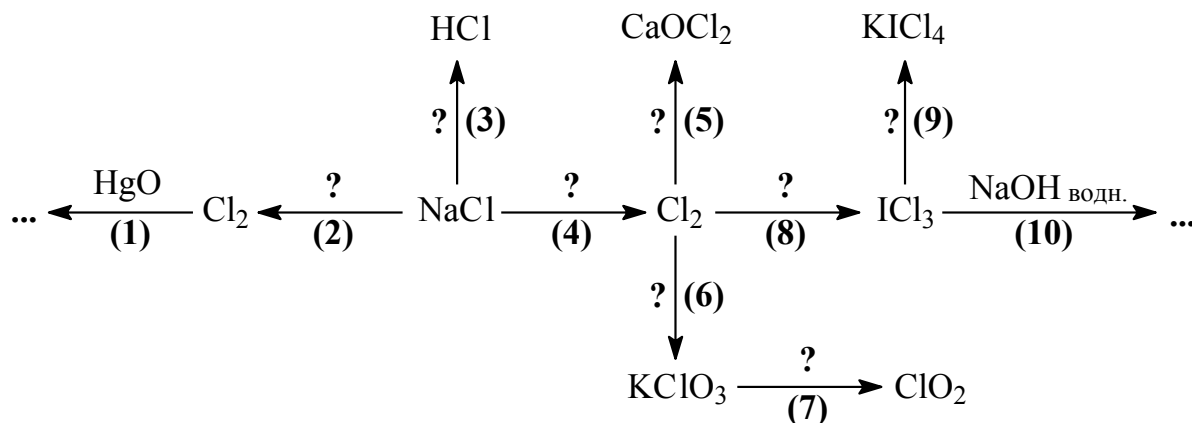
Задание 14.

Напишите уравнения реакций одностадийных превращений (с указанием условий их проведения), соответствующих приведенной ниже схеме.



Задание 15.

Напишите уравнения реакций одностадийных превращений (при необходимости, укажите условия их проведения), соответствующих приведенной ниже схеме.



Задание 16.

Из природного сфалерита ZnS получите Na_2S_2 , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7$, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8$, не используя дополнительно серосодержащие соединения. Можно использовать любые другие соединения, а также электрический ток и нагревание. Напишите уравнения реакций (с указанием условий их проведения).

Назовите полученные соли. Приведите примеры реакций (по одному примеру), характеризующих окислительно-восстановительные свойства Na_2S_2 и $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8$.

Задание 17.

Напишите уравнения реакций (с указанием условий их проведения), с помощью которых можно получить Na_2S_2 , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8$, используя в качестве единственного исходного серосодержащего соединения ромбическую серу. Можно использовать любые другие соединения, не содержащие серу, а также необходимые электроприборы.

Назовите полученные соли (Na_2S_2 , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8$) икажите реакцию среды их водных растворов (дайте обоснованный ответ).

Задание 18.

Из ортоборной кислоты H_3BO_3 , воды и кристаллического хлорида натрия получите не менее **пяти** веществ, содержащих бор. При необходимости, Вы можете также использовать любые растворители, электрический ток и необходимое электрическое оборудование. Напишите уравнения всех реакций с указанием условий их проведения.

Задание 19.

Имея в распоряжении SnO_2 , уголь, воду, сероводород, аммиак, хлорид калия и необходимые электроприборы предложите наиболее рациональные способы получения α -оловянной кислоты, K_2SnCl_6 и K_2SnS_3 . Напишите уравнения соответствующих реакций и укажите условия их проведения.

Задание 20.

Не используя электролиз, предложите химический способ разделения смеси порошков Zn , Ag , Au и выделения каждого металла в индивидуальном состоянии. Напишите уравнения соответствующих реакций с указанием условий их проведения.

Задание 21.

Напишите уравнения следующих реакций, протекающих **в водных растворах**:

- 1) $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \dots$
- 2) $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$
- 3) $\text{AgNO}_3 + \text{KOH} + \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8 \rightarrow \dots$
- 4) $\text{AgNO}_3 + \text{H}_3\text{PO}_2 \rightarrow \dots$
- 5) $\text{NiCl}_2 + \text{NaOH} + \text{Br}_2 \rightarrow \dots$
- 6) $\text{CoCl}_2 + \text{изб. NH}_3 \rightarrow \dots$
- 7) $\text{MnSO}_4 + \text{KMnO}_4 \rightarrow \dots$

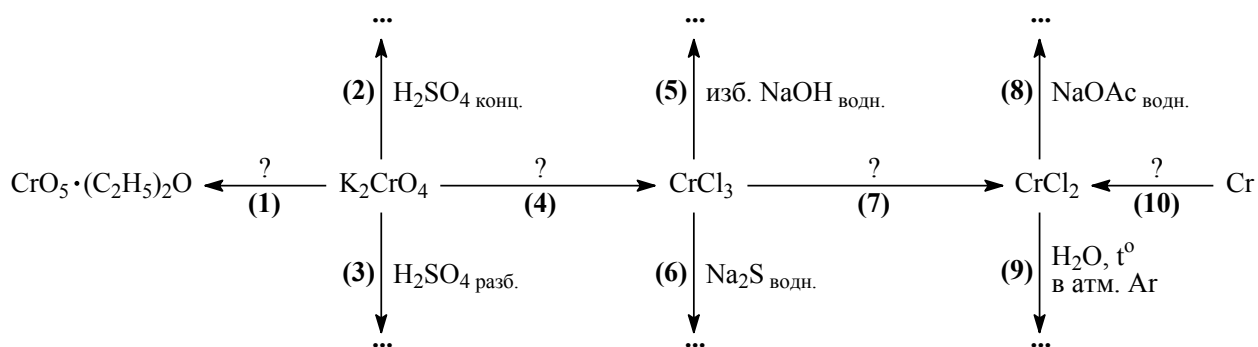
Задание 22.

Напишите уравнения реакций, происходящих при взаимодействии водных растворов:

- а) раствора иодида калия с растворами $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ и AgNO_3 ;
- б) избытка концентрированного раствора аммиака с растворами $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ и $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$;
- в) раствора гидроксида натрия с растворами $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ и $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$;
- г) твердого оксида меди(II) с концентрированным и разбавленным растворами серной кислоты.

Задание 23.

Напишите уравнения реакций (с указанием условий их проведения), соответствующих приведенной ниже схеме одностадийных превращений.



Задание 24.

Напишите уравнения реакций (с указанием условий их проведения), позволяющих в результате следующих одностадийных превращений получить вещества:

- 1) $\text{Cr} \rightarrow \text{CrCl}_2 \rightarrow \text{Cr(OH)}_3 \rightarrow \text{K}_3[\text{Cr(OH)}_6] \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4$;
- 2) $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_3[\text{Mn(C}_2\text{O}_4)_3]$;
- 3) $\text{Pt} \rightarrow \text{H}_2[\text{PtCl}_6] \rightarrow \text{H}_2[\text{PtCl}_4] \rightarrow \text{цис-}[\text{Pt(NH}_3)_2\text{Cl}_2]$.

Задание 25.

Напишите уравнения реакций (с указанием условий их проведения), позволяющих в результате одностадийных превращений получить вещества:

- 1) металлическое железо \rightarrow хлорид железа(II);
- 2) металлическое золото \rightarrow тетрахлороаурат(III) водорода;
- 3) металлический родий \rightarrow гексахлорородат(III) натрия;
- 4) перманганат калия \rightarrow манганат(VI) калия;
- 5) перренат калия \rightarrow сульфид рения(VII);
- 6) хлорид железа(III) \rightarrow феррат(VI) калия;
- 7) гексацианоферрат(II) калия \rightarrow гексацианоферрат(III) калия.

Задание 26.

Напишите уравнения реакций (с указанием условий их проведения), с помощью которых можно получить Mn(OH)_2 , K_2MnO_4 и KMnO_4 , используя в качестве исходных соединений только оксид марганца(IV), хлорид калия и воду. При необходимости, Вы можете использовать электрический ток и нагреватель.

Напишите по одному уравнению реакции, которые иллюстрируют преимущественно окислительные или восстановительные свойства Mn(OH)_2 , K_2MnO_4 и KMnO_4 . Для иллюстрации свойств рекомендуется использовать в качестве реагентов только полученные вещества.

Задание 27.

Напишите уравнения реакций (с указанием условий их проведения), с помощью которых можно получить CrCl_2 , $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ и CrO_3 , используя в качестве единственного исходного хромсодержащего соединения Cr_2O_3 . Можно использовать любые другие соединения (не содержащие хром), а также нагревание.

Какие из перечисленных соединений являются: **а)** сильными восстановителями; **б)** сильными окислителями? Ответ подтвердите соответствующими уравнениями реакций с условиями их проведения (по одному примеру).

Задание 28.

Для соединений состава ЭCl_3 ($\text{Э} = \text{Al, B, P, As, Fe}$) напишите уравнения реакций, которые происходят: **а)** при растворении их в воде; **б)** при взаимодействии их с избытком концентрированного водного раствора Na_2S .

Задание 29.

Напишите уравнения одностадийных реакций (с указанием условий их проведения), с помощью которых можно получить следующие вещества:

- 1) металлическое серебро \rightarrow дицианоаргентат(I) калия;
- 2) аммиак \rightarrow гидразин;
- 3) хлорид ртути(I) \rightarrow металлическая ртуть;
- 4) хлорид кобальта(II) \rightarrow гидроксид кобальта(III);
- 5) гексагидроксохромат(III) калия \rightarrow гидроксид хрома(III);
- 6) дихлор \rightarrow оксид хлора(I);
- 7) нитрат висмута \rightarrow висмутат(V) натрия;
- 8) бромат натрия \rightarrow пербромат натрия.

Задание 30.

Для соединений серы $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_x$ ($x = 3$ и 5):

- 1) назовите эти соли;
- 2) изобразите структурные формулы этих солей;
- 3) напишите уравнения реакций, которые могут происходить при действии на эти соли избытка концентрированных водных растворов: а) HCl ; б) Cl_2 .

Примеры оформления ответов на задания контрольных и экзаменационных работ

Пример 1.

Для комплексного соединения

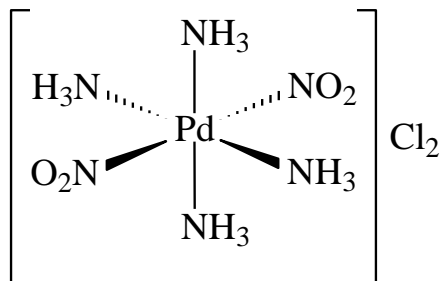
хлорид *транс*-динитротетраамминпалладия(IV):

- напишите координационную и структурную формулы;
- приведите выражение суммарной константы комплексообразования β_6 ;
- запишите уравнение его диссоциации в водном растворе;
- перечислите виды изомерии, которые реализуются для этого мономерного соединения.

Ответ:

- а) Координационная формула: *транс*-[Pd(NH₃)₄(NO₂)₂]Cl₂.

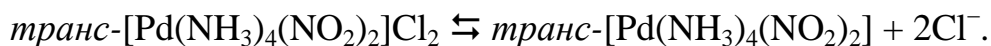
Структурная формула:



- б) Выражение суммарной константы комплексообразования β_6 :

$$\beta_6 = \frac{[\{\text{Pd}(\text{NH}_3)_4(\text{NO}_2)_2\}^{2+}]}{[\text{Pd}^{4+}] \cdot [\text{NH}_3]^4 \cdot [\text{NO}_2^-]^2}$$

- в) Уравнение его диссоциации в водном растворе:



- г) Виды изомерии, которые реализуются для этого мономерного соединения: геометрическая (*цис*- и *транс*-изомеры), связевая (нитро- (NO₂) и нитрито- (ONO) изомеры), ионизационная (взаимная замена хлорид- и нитрит-ионов из внутренней и внешней сферы).

Пример 2.

Напишите уравнения реакций SnCl_2 , SnCl_4 , AlCl_3 , TlCl_3 , $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ с избытком водного раствора сульфида натрия.

Ответ:

- 1) $\text{SnCl}_2 + \text{Na}_2\text{S}_{(\text{изб.})} \longrightarrow \text{SnS}\downarrow + 2\text{NaCl}$;
- 2) $\text{SnCl}_4 + 3\text{Na}_2\text{S}_{(\text{изб.})} \longrightarrow \text{Na}_2\text{SnS}_3 + 4\text{NaCl}$;
- 3) $\text{AlCl}_3 + 3\text{Na}_2\text{S}_{(\text{изб.})} + 6\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] + 3\text{NaCl} + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow$;
- 4) $2\text{TlCl}_3 + 3\text{Na}_2\text{S}_{(\text{изб.})} \longrightarrow \text{Tl}_2\text{S}\downarrow + 6\text{NaCl} + 2\text{S}\downarrow$;
- 5) $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{S} \longrightarrow \text{Hg}\downarrow + \text{HgS}\downarrow + 2\text{NaNO}_3$

Пример 3.

Сравните взаимодействие горячего водного раствора гидроксида рубидия со следующими веществами: SiF_4 , SbCl_3 , NCl_3 , белый фосфор. Напишите уравнения соответствующих реакций.

Ответ:

- 1) $2\text{SiF}_4 + 6\text{RbOH}_{(\text{водн.})} \longrightarrow \text{Rb}_2\text{SiF}_6 + \text{Rb}_2\text{SiO}_3 + 2\text{RbF} + 3\text{H}_2\text{O}$;
- 2) $\text{SbCl}_3 + 6\text{RbOH}_{(\text{водн.})} \longrightarrow \text{Rb}_3[\text{Sb}(\text{OH})_6] + 3\text{RbCl}$;
- 3) $\text{NCl}_3 + 3\text{RbOH}_{(\text{водн.})} \longrightarrow \text{NH}_3\uparrow + 3\text{RbClO}$;
- 4) возможны два варианта:
 $\text{P}_4 + 3\text{RbOH} + 3\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{PH}_3\uparrow + 3\text{RbH}_2\text{PO}_2$;
 $\text{P}_4 + 8\text{RbOH} + 4\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 4\text{Rb}_2\text{HPO}_3 + 6\text{H}_2\uparrow$

Пример 4.

Напишите уравнения реакций, протекающих *в водных растворах*:

1. $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \xrightarrow{t^\circ = 70^\circ\text{C}}$
2. $\text{NaI}_{(\text{ТВ.})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{КОНЦ.})} \longrightarrow$
3. $\text{POBr}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$
4. $\text{S} + \text{NaOH} \xrightarrow{\text{кип.}}$
5. $\text{Na}_2\text{S} + \text{HCl} \longrightarrow$
6. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{ВОДН.})} \longrightarrow$
7. $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \longrightarrow$
8. $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{ВОДН.})} \longrightarrow$
9. $\text{AgCl} + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \longrightarrow$
10. $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{КОНЦ.})} \longrightarrow$

Ответ:

1. $3\text{Cl}_2 + 6\text{KOH}_{(\text{ВОДН.})} \xrightarrow{t^\circ = 70^\circ\text{C}} 5\text{KCl} + \text{KClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O};$
2. $8\text{NaI}_{(\text{ТВ.})} + 9\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{КОНЦ.})} \longrightarrow 4\text{I}_2\downarrow + \text{H}_2\text{S}\uparrow + 8\text{NaHSO}_4 + 4\text{H}_2\text{O};$
3. $\text{POBr}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{HBr};$
4. $3\text{S} + 6\text{NaOH}_{(\text{ВОДН.})} \xrightarrow{\text{кип.}} 3\text{Na}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_3 + 3\text{H}_2\text{O};$
5. $\text{Na}_2\text{S}_{(\text{ВОДН.})} + 2\text{HCl}_{(\text{ВОДН.})} \longrightarrow \text{H}_2\text{S}\uparrow + 2\text{NaCl};$
6. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 6\text{HCl} + 4\text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{Cl}_2\uparrow + \text{K}_2\text{SO}_4 + 7\text{H}_2\text{O};$
7. $2\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{Br}_2 + 10\text{KOH}_{(\text{ВОДН.})} \longrightarrow 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 6\text{KBr} + 8\text{H}_2\text{O};$
8. $2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{ВОДН.})} \longrightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 2\text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O};$
9. $\text{AgCl} + 2\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_{3(\text{ВОДН.})} \longrightarrow \text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2] + \text{NaCl};$
10. $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{КОНЦ.})} \xrightarrow{t^\circ} \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O};$

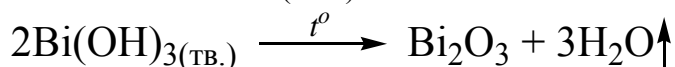
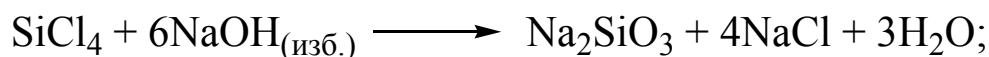
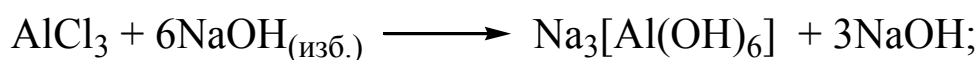
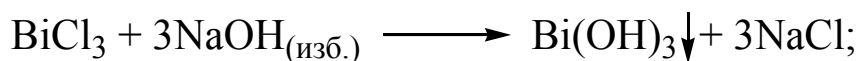
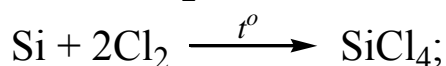
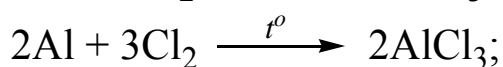
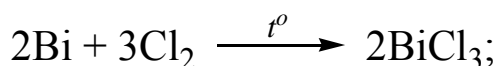
Пример 5.

Смесь Bi, Al и Si (каждого по 0,1 моль) сожгли в избытке хлора. Полученные продукты обработали избытком водного раствора щелочи; осадок отфильтровали и прокалили до постоянного веса.

Напишите уравнения всех реакций и найдите массу остатка.

Ответ:

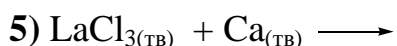
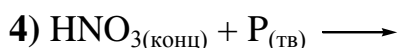
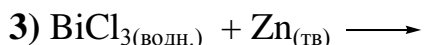
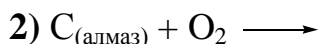
Запишем уравнения протекающих реакций:



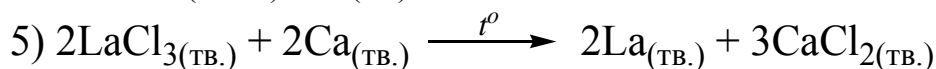
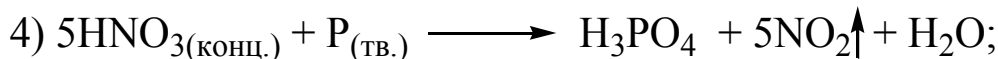
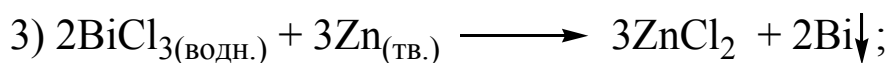
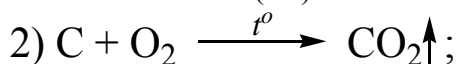
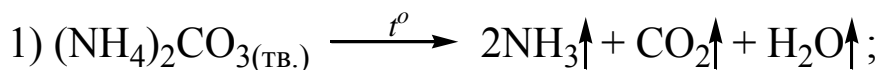
На первой стадии образуются хлориды соответствующих элементов в высших степенях окисления. После обработки щелочью в осадок выпадает только гидроксид висмута(III). Его прокаливание приводит к образованию оксида висмута(III). Из уравнения реакций видно, что $\nu(\text{Bi}_2\text{O}_3) = 0,05$ моль, масса остатка равна 23,3 г.

Пример 6.

Напишите уравнения реакций, протекающих при нагревании:



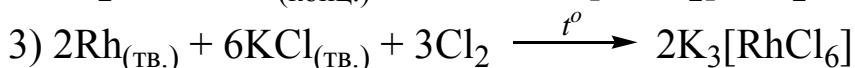
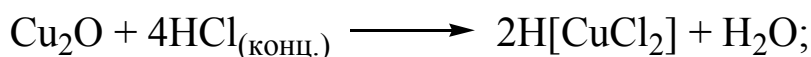
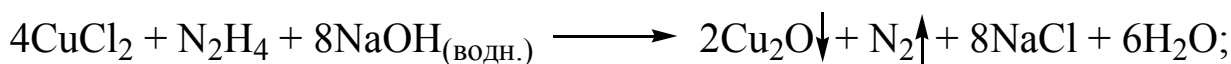
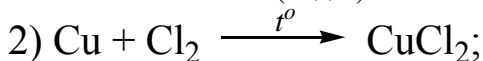
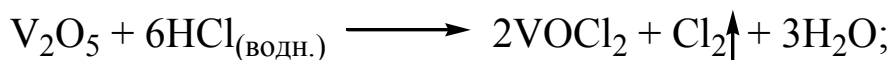
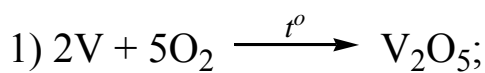
Ответ:



Пример 7.

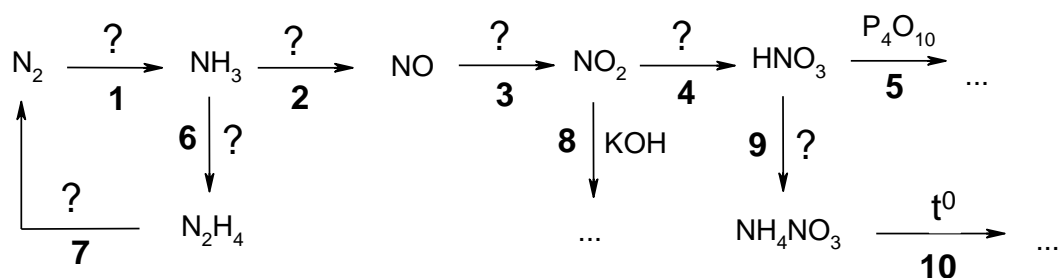
Из простых веществ V, Cu, Rh, и любых реактивов, не содержащих эти металлы, получите соответствующие соединения: VOCl_2 , $\text{H}[\text{CuCl}_2]$, $\text{K}_3[\text{RhCl}_6]$.
Напишите уравнения реакций с указанием условий их проведения.

Ответ:

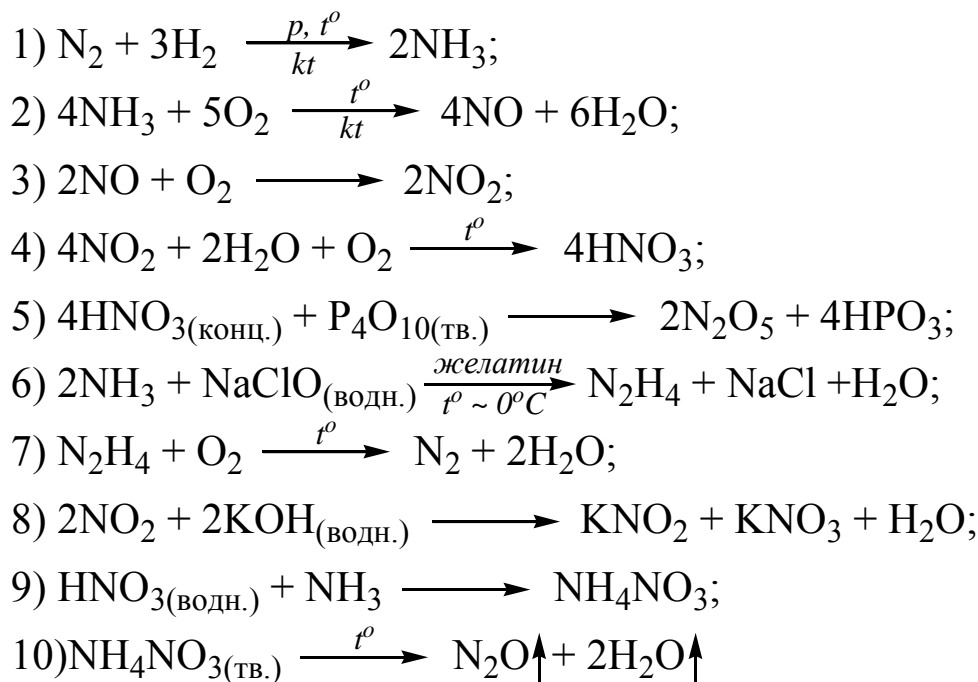


Пример 8.

Напишите уравнения реакций (с указанием условий их проведения), соответствующих следующей схеме.

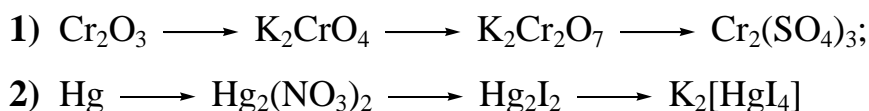


Ответ:

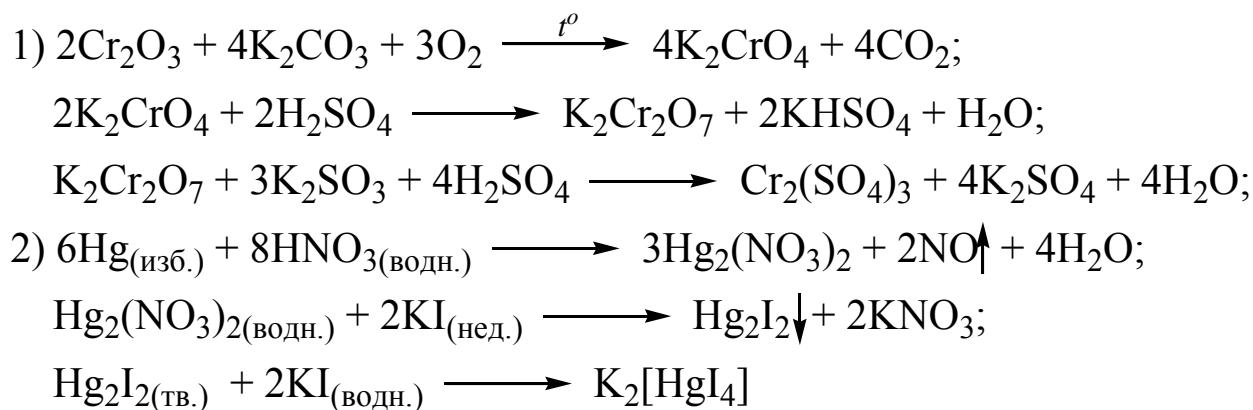


Пример 9.

Напишите уравнения реакций (с указанием условий их проведения), позволяющих в результате следующих одностадийных превращений получить вещества:

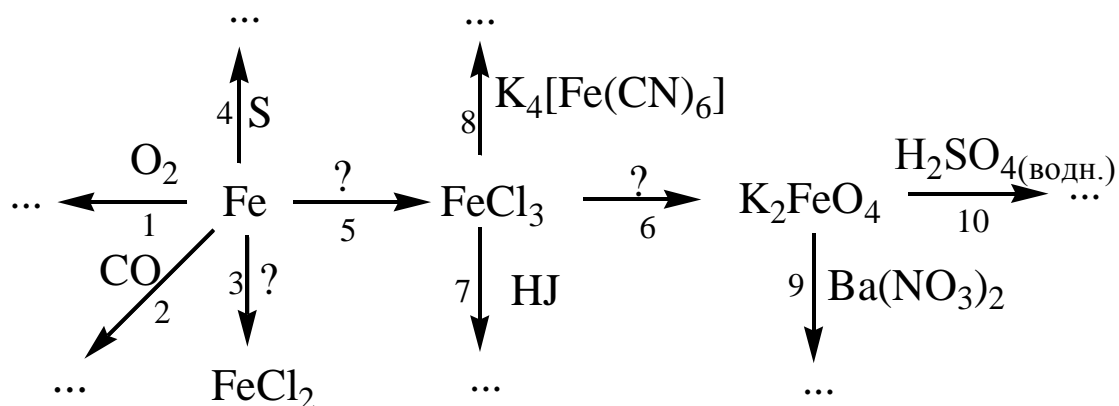


Ответ:



Пример 10.

Напишите уравнения реакций (с указанием условий их проведения), соответствующих следующей схеме.



Ответ:

- 1) $2\text{Fe} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe}_2\text{O}_3$;
- 2) $\text{Fe} + 5\text{CO} \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe}(\text{CO})_5$;
- 3) $\text{Fe} + 2\text{HCl}_{(\text{водн.})} \longrightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$;
- 4) $\text{Fe} + \text{S} \xrightarrow{t^\circ} \text{FeS}$;
- 5) $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{FeCl}_3$;
- 6) $2\text{FeCl}_3 + 16\text{KOH}_{(\text{водн.})} + 3\text{Cl}_2 \longrightarrow 2\text{K}_2\text{FeO}_4 + 12\text{KCl} + 8\text{H}_2\text{O}$;
- 7) $2\text{FeCl}_3 + 2\text{HI}_{(\text{водн.})} \longrightarrow 2\text{FeCl}_2 + 2\text{HCl} + \text{I}_2\downarrow$;
- 8) $\text{FeCl}_3_{(\text{водн.})} + \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_{(\text{водн.})} \longrightarrow \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]\downarrow + 3\text{KCl}$;
- 9) $\text{K}_2\text{FeO}_{4(\text{водн.})} + \text{Ba}(\text{NO}_3)_{2(\text{водн.})} \longrightarrow \text{BaFeO}_4\downarrow + 2\text{KNO}_3$;
- 10) $4\text{K}_2\text{FeO}_4 + 10\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{водн.})} \longrightarrow 2\text{Fe}_2(\text{SO})_3 + 4\text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{O}_2\uparrow + 10\text{H}_2\text{O}$

Пример 11.

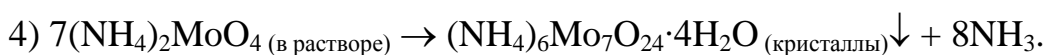
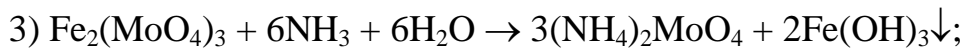
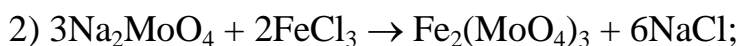
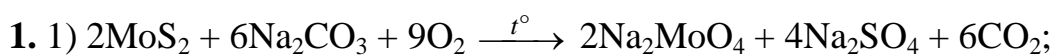
Наиболее важным природным источником молибдена является минерал "молибденит", основным компонентом которого является дисульфид молибдена. Одна из технологий переработки молибденита основана на окислительном обжиге. При этом MoS_2 спекают ($t \sim 700^\circ\text{C}$) с содой на воздухе (реакция 1) и растворяют полученный пек в воде. К раствору

добавляют раствор хлорида железа(III) и фильтруют образовавшийся осадок (реакция 2). Осадок обрабатывают концентрированным раствором аммиака, при этом образуется бесцветный раствор и бурый труднофильтрующийся осадок (реакция 3). Полученный аммиачный раствор концентрируют до начала выпадения бесцветных кристаллов соединения X (реакция 4), в котором мольное соотношение $\text{NH}_4 : \text{Mo}$ составляет 6 : 7.

1. Напишите уравнения реакций 1 – 4, протекающих при переработке молибденита по описанной технологии.

2. Какие продукты образуются при термическом разложении ($t \sim 400 \text{ }^\circ\text{C}$) соединения X (уравнение реакции)?

Ответ:



9. Учебно-методическое, информационное и материально-техническое обеспечение дисциплины

Основная литература

1. Третьяков Ю.Д., Мартыненко Л.И., Григорьев А.Н., Цивадзе А.Ю. «Неорганическая химия. Химия элементов», том 1, 2. М.: Академкнига, 2007.
2. Коттон Ф., Уилкинсон Дж. «Современная неорганическая химия», том 1–3. М.: Мир, 1969.
3. Крылова Л.Ф., Шамовская Г.И., Могилевкина М.Ф., Костин Г.А., Ельцов И.В., Баширов Д.А. Практикум по неорганической химии. Часть I. Физико-химические основы неорганической химии. Новосибирск: НГУ, 2009
4. Крылова Л.Ф., Ильин М.А., Шамовская Г.И. Практикум по неорганической химии. Часть II «Химия неперегородных элементов». Новосибирск: РИЦ ИНХ СО РАН, 2009.
5. Крылова Л.Ф., Ильин М.А., Шамовская Г.И. Практикум по неорганической химии. Часть III «Химия переходных элементов». Новосибирск: РИЦ ИНХ СО РАН, 2010.

Дополнительная литература

1. Гринвуд Н., Эрншо А. Химия элементов. Том 1, 2. М.: Бином. Лаборатория знаний, 2008.
2. Шрайвер Д., Эткинс П. Неорганическая химия. Том 1, 2. М.: Мир, 2009.
3. Housecroft C.E., Sharpe A.G. Inorganic Chemistry. England: Pearson Education Limited, 2001 (2005 или 2008).
4. Турова Н.Я. Неорганическая химия в таблицах. М.: Изд-во Высшего химического колледжа РАН, 1997.

5. Кукушкин Ю.Н. Химия координационных соединений. М.: Высшая школа, 1985.

6. Скопенко В.В., Цивадзе А.Ю., Савранский Л.И., Гарновский А.Д. Координационная химия. М.: Академкнига, 2007.

7. Накомото К. Инфракрасные спектры неорганических и координационных соединений. М.: Мир, 1966.

8. Практикум по неорганической химии. Под ред. Третьякова Ю.Д. М.: Академия, 2004.

Интернет-ресурсы

1. Федин В.П., Крылова Л.Ф. Неорганическая химия (иллюстративный материал лекционного курса). Часть I.
http://www.fen.nsu.ru/posob/gchem/Posobie_Inorganic_Part_1.pdf

2. Федин В.П., Крылова Л.Ф. Неорганическая химия (иллюстративный материал лекционного курса). Часть II.
http://www.fen.nsu.ru/posob/gchem/Posobie_Inorganic_Part_2.pdf

3. Ильин М.А., Федин В.П. Введение в неорганическую химию (Иллюстративный материал лекционного курса).
http://www.fen.nsu.ru/genchem/index.php?option=com_content&view=article&id=52:2008-10-01-11-47-30&catid=15:2008-10-01-10-31-45&Itemid=77

4. Крылова Л.Ф., Шамовская Г.И., Могилевкина М.Ф., Костин Г.А., Ельцов И.В., Баширов Д.А. Практикум по неорганической химии. Часть I. Физико-химические основы неорганической химии.
http://www.fen.nsu.ru/posob/gchem/inorg_chem_part1.pdf

5. Емельянов В.А. Классификация и номенклатура неорганических соединений. http://www.fen.nsu.ru/posob/gchem/nomenkl_inorg.pdf

Материально-техническое обеспечение дисциплины

Для проведения лекционных занятий требуется мультимедийный проектор, ноутбук и маркерная доска. Как и любую химическую дисциплину, неорганическую химию невозможно полноценно освоить без проведения практикума, который требует наличия специального химического оборудования. Помимо стандартной химической посуды, для проведения практикума необходимо более сложное оборудование.

Лабораторное оборудование:

Магнитные мешалки с подогревом и терморегуляторами, магнитные мешалки без подогрева, плитки нагревательные с терморегуляторами, колбонагреватели, шкафы сушильные, муфельные печи, аквадистилляторы, электронные весы различного класса. Лаборатория должна быть оснащена необходимой специализированной мебелью, включая вытяжные шкафы, лабораторные химические столы.