

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего профессионального образования

«НОВОСИБИРСКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ  
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

ФАКУЛЬТЕТ ЕСТЕСТВЕННЫХ НАУК

# **НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

## **ДЛЯ ХИМИКОВ**

**Учебно-методический комплекс**

1 курс, химическое отделение,  
I–II семестры

Новосибирск  
2012

Учебно-методический комплекс предназначен для студентов 1 курса химического отделения Факультета естественных наук. В состав пособия включены: программа и структура курса, система оценки знаний студента, модульные задания для самостоятельной работы студентов, примеры вариантов контрольных и экзаменационных работ прошлых лет, методические указания к решению заданий по планированию синтеза неорганических соединений, рекомендуемая литература для изучения дисциплины.

Составители:

доц. Ильин М.А., проф. Крылова Л.Ф., доц. Голубенко А.Н.

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

© Новосибирский государственный  
университет, 2012

## Оглавление

Аннотация .....	4
1. Цели и задачи курса .....	7
2. Место дисциплины в структуре образовательной программы .....	7
3. Компетенции, формируемые в результате освоения дисциплины ....	8
4. Виды учебной работы и образовательные технологии, используемые при их реализации .....	9
5. Структура и содержание курса.....	10
5.1. Структура курса.....	10
5.2. Программа лекционного курса.....	13
5.3. План семинарских и лабораторных занятий.....	23
6. Система оценки знаний студента.....	25
6.1. Получение зачета.....	25
6.2. Получение оценки за курс .....	25
6.3. Выявление претендентов на поощрительные стипендии .....	27
7. Модульные задания для самостоятельной работы студентов.....	28
Модуль 1. Периодическая система химических элементов. Комплексные (координационные) соединения .....	28
Модуль 2. Химия элементов 17 и 16 групп ПС .....	29
Модуль 3. Химия элементов 15 – 13 групп ПС .....	31
Модуль 4. Химия элементов 3 – 5 групп ПС .....	32
Модуль 5. Химия элементов 6 – 12 групп ПС .....	33
8. Примеры вариантов контрольных и экзаменационных работ .....	34
9. Методические указания к решению заданий по планированию синтеза неорганических соединений.....	40
10. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины.....	47

## Аннотация

Дисциплина «Неорганическая химия» является частью химического цикла ООП по направлению подготовки «020100 ХИМИЯ». Дисциплина реализуется на Факультете естественных наук Федерального государственного образовательного бюджетного учреждения высшего профессионального образования Новосибирский государственный университет (НГУ) кафедрой общей химии.

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 (в виде диаграмм Латимера и Фроста), констант комплексообразования).

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

Преподавание дисциплины предусматривает следующие формы организации учебного процесса: лекции, семинарские занятия, занятия

лабораторного практикума (лабораторные работы и синтезы), самостоятельная работа студента.

Программой дисциплины предусмотрены следующие виды контроля.

Текущий контроль. Прохождение студентами курса проходит с использованием системы ИКИ (индивидуального кумулятивного индекса). В течение первого семестра студенты проходят следующие контрольные точки: сдают коллоквиум по классификации и номенклатуре неорганических соединений, выполняют и сдают модульное задание 1, посвященное основным закономерностям изменения свойств элементов на основе Периодического закона и положения элементов в Периодической системе, а также сведениям о комплексных (координационных) соединениях (классификация и номенклатура, строение, изомерия, термодинамические и кинетические характеристики). Кроме того, в первом семестре предусмотрено выполнение 12 лабораторных работ, посвященных первоначальным сведениям по неорганической химии. Проведение семинарских занятий в первом семестре не предусмотрено. По результатам выполнения лабораторных работ, с учетом прохождения контрольных точек, студенты получают зачет. Получение зачета необходимо для допуска студента к экзаменационной сессии.

В течение второго семестра студенты пишут три контрольные работы, готовят и сдают модульные задания 2-5, посвященные химии элементов и их соединений, выполняют домашние задания к каждому семинарскому занятию. Кроме того, в течение этого семестра предусмотрено выполнение 11 лабораторных работ, 5 синтезов неорганических соединений и курсовой работы. Курсовая работа является введением в научно-исследовательскую работу и имеет целью привить студенту навыки самостоятельного выполнения синтеза неорганических соединений и исследований их свойств, работы с оригинальной литературой – монографиями, статьями в научных журналах, работы с реферативной литературой, а также представления материала в форме научного отчета. Студент докладывает полученные результаты и отвечает на дополнительные

вопросы (защита курсовой работы). Для получения зачета студент должен пройти все контрольные точки, выполнить необходимое количество работ лабораторного практикума и защитить курсовую работу. Получение зачета необходимо для допуска студента к экзамену. По результатам прохождения контрольных точек в семестре студент может получить итоговую оценку за курс без сдачи экзамена.

Итоговый контроль. Итоговую оценку за семестр студент может получить на письменном экзамене в конце второго семестра, где студент имеет возможность либо повысить оценку, полученную им в семестре по результатам выполнения контрольных работ и модульных заданий, либо получить оценку по результатам сдачи экзамена.

Общая трудоемкость дисциплины составляет 486 академических часов (13,5 зачетных единиц).

## 1. Цели и задачи курса

Основной целью изучения дисциплины «Неорганическая химия» является развитие у студентов химического мировоззрения, овладение основными положениями неорганической химии и приобретение 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 цикла по направлению подготовки «020100 Химия», уровень подготовки – «бакалавр».

Для успешного усвоения 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 изучении курса «Неорганическая химия», составляют фундаментальную основу для изучения в дальнейшем других общепрофессиональных дисциплин («Аналитическая химия», «Органическая химия», «Координационная химия», «Супрамолекулярная химия», «Химическая термодинамика», «Химическая кинетика», «Строение вещества» 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

По окончании изучения дисциплины «Неорганическая химия» студент должен обладать следующими компетенциями:

– 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 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 номенклатуру неорганических 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 486 академических часов (13,5 зачетных единиц). Преподавание дисциплины предусматривает следующие формы организации учебного процесса:

- лекции,
- семинарские занятия,
- 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 с привлечением мультимедийной техники и демонстрационного эксперимента. Материал лекционного курса постоянно пополняется результатами, опубликованными в современных научных изданиях.

В течение 2 семестра проводятся *семинарские занятия*, которые проходят в форме дискуссии преподавателя со студентами (интерактивная форма обучения). На семинарских занятиях обсуждаются 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 используют полученные теоретические знания. Практикум проводится в течение двух семестров на базе хорошо оснащенных лабораторий кафедры общей химии. 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.

Во 2 семестре студенты выполняют и защищают *курсовую работу*. Курсовая работа представляет собой сравнительно небольшое

по объему исследование, прообраз настоящего научного исследования, возможно, отличающегося лишь тем, что его научная новизна не является строго необходимым элементом. Тему работы, как правило, предлагает преподаватель, однако она может быть выбрана и предложена самим студентом (по согласованию с преподавателем), если она отвечает необходимым требованиям (содержание, объем, безопасность). Студенты, успешно справившиеся с первой контрольной работой, имеют возможность выполнить курсовую работу не в лаборатории кафедры общей химии, а в лабораториях научно-исследовательских институтов СО РАН. В этом случае работа выполняется под руководством сотрудника института на тему, связанную с научными интересами руководителя – профессионального исследователя. В ряде случаев студент проводит синтез неописанных ранее соединений и проводит их полную идентификацию, в соответствии со стандартами, принятыми в академической науке.

Для успешного усвоения курса предлагаются задания (модули), которые составляют основу *самостоятельной работы студента*. Модули каждый студент выполняет самостоятельно, используя конспекты лекций или любую рекомендованную литературу, и представляет результаты преподавателю к определенному сроку. Помимо выполнения модульных заданий, самостоятельная работа студента включает подготовку к семинарам и занятиям лабораторного практикума.

## **5. Структура и содержание курса**

### **5.1. Структура курса**

В соответствии с учебным планом изучение неорганической химии студентами ФЕН, обучающимися по специальности «Химия», осуществляется в 1 и 2 семестрах 1 курса. Общая трудоемкость курса составляет 486 академических часов (13,5 зачетных единиц).

№ п/п	Раздел дисциплины	Виды учебной работы и трудоемкость (в часах)								
		Лекции	Семинары	Лаб. практикум	Самост. работа	Коллоквиум	Контр. работы	Курс. работа	Зачет	Экзамен
<b>1 семестр</b>										
1.1	Правила работы в лаборатории			4						
1.2	Методы очистки веществ	1		15	7					
1.3	Классификация и номенклатура неорганических соединений	7			4	1				
1.3	Приготовление растворов и определение их концентраций			4	6					
1.4	Определение теплового эффекта реакции нейтрализации			4	2					
1.5	Криоскопия			8	2					
1.6	Ионные равновесия в растворах			12	6					
1.7	Окислительно-восстановительные равновесия			4	2					
1.8	Комплексные соединения	8		4	6					
1.9	Кинетика реакции разложения тиосульфурной кислоты			4	2					
1.10	Периодический закон и Периодическая система химических элементов	2			2					
1.11	Водород	3			1					
1.12	17 группа элементов (галогены)	7								
	Зачет				4				4	
<b>Итого за 1 семестр</b>		<b>28</b>		<b>59</b>	<b>44</b>	<b>1</b>			<b>4</b>	
<b>2 семестр</b>										
2.1	17 группа элементов (галогены)		2	14	12					
2.2	16 группа элементов (халькогены)	7	2	12	12		2			

№ п/п	Раздел дисциплины	Виды учебной работы и трудоемкость (в часах)								
		Лекции	Семинары	Лаб. практикум	Самост. работа	Коллоквиум	Контр. работы	Курс. работа	Зачет	Экзамен
2.3	15 группа элементов (N, P, As, Sb, Bi)	7	4	10	12					
2.4	14 группа элементов (C, Si, Ge, Sn, Pb)	3	2	4	7					
2.5	13 группа элементов (B, Al, Ga, In, Tl)	2	1	4	7					
2.6	1 группа элементов (щелочные металлы)	1			1					
2.7	2 группа элементов (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra)	1			1					
2.8	3 группа элементов (Sc, Y, La, Ac)	2			1					
2.9	Лантаниды, актиниды	1	1		4					
2.10	4 группа элементов (Ti, Zr, Hf)	1	1		1					
2.11	5 группа элементов (V, Nb, Ta)	4	1	4	7					
2.12	6 группа элементов (Cr, Mo, W)	4	2	8	10		2			
2.13	7 группа элементов (Mn, Tc, Re)	4	2	4	10					
2.14	Триада железа (Fe, Co, Ni)	3	1	6	5					
2.15	Платиновые металлы	3	1		3					
2.16	11 группа элементов (Cu, Ag, Au)	2	2	4	8					
2.17	12 группа элементов (Zn, Cd, Hg)	2	2	4	6					
2.18	Инертные газы	3			2		2			
	Курсовая работа		2	14	10			8		
	Зачет				6				8	
	Экзамен				36					2
<b>Итого за 2 семестр</b>		<b>50</b>	<b>26</b>	<b>88</b>	<b>162</b>		<b>6</b>	<b>8</b>	<b>8</b>	<b>2</b>
<b>Всего</b>		<b>78</b>	<b>26</b>	<b>147</b>	<b>206</b>	<b>1</b>	<b>6</b>	<b>8</b>	<b>12</b>	<b>2</b>

## **5.2. Программа лекционного курса**

### **I. Введение в неорганическую химию**

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

#### **Классификация неорганических соединений**

Классификация неорганических соединений по числу элементов, входящих в состав соединения (одноэлементные, бинарные, многоэлементные); по типу превращений, в которых они участвуют (перенос электронов (окислители и восстановители), перенос протонов (кислоты и основания), перенос электронных пар (лиганды и комплексобразователи)).

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- и многоосновные), оснований (растворимые и нерастворимые; одно- и многокислотные), солей (средние, кислые, основные, двойные и смешанные).

#### **Номенклатура неорганических соединений**

Номенклатура оксидов, солей, кислот и оснований: "русская", традиционная (рациональная) и систематическая (ИЮПАК).

#### **Периодический закон и Периодическая система элементов**

Периодический закон и структура Периодической системы (ПС). Коротко- и длиннопериодный варианты ПС. Закономерности изменения свойств атомов, ионов, простых веществ и соединений по рядам (горизонтальная периодичность) и группам (вертикальная периодичность). Примеры вторичной и диагональной периодичности.

#### **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.

Многоядерные КС. Металлоорганические  $\sigma$ - и  $\pi$ - комплексы.

Термодинамика комплексообразования. Ступенчатые и суммарные константы комплексообразования.

Кинетическая устойчивость КС: инертные и лабильные комплексы.

Хелатный эффект. Эффект *транс*-влияния.

Некоторые аспекты синтеза КС: реакции замещения в водных и неводных средах, окислительно-восстановительные реакции. Способы выделения твердого продукта из реакционной среды.

## **II. 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;*
- 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 (К–О) свойства, окислительно-восстановительные (О–В) свойства и 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  $H_2E$ ,  $H_2EO_3$ ,  $H_2EO_4$ , амфотерность гидроксида  $Te(IV)$ . Сравнение О-В свойств соединений S, Se, Te в различных степенях окисления.

Водородные соединения серы: сероводород, сульфаны, сульфиды, полисульфиды.

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, гидросиламин, 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, гидросиламином.

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. Соли нитрозония и нитрония.

**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  $\text{ЭCl}_3$  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.  $\alpha$ - и  $\beta$ -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 Tl от аналогов.

Соединения Э(III) и Э(I): сравнение устойчивости. Сравнение К-О свойств Э(OH)<sub>3</sub>. Соединения Tl(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 Э(OH)<sub>2</sub>. Соли, магниезольная смесь, ангидрон. Магнийорганические соединения.

### **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.

### **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.** Особенности свойств в связи с эффектом лантанидного сжатия.

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

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

Электрониды  $\text{Э}_2$ , их природа.

**Актиниды (актиноиды).** 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 ( $\alpha$ - и  $\beta$ -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 диоксованадия.  $\text{VO}^{2+}$  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 MnO<sub>2</sub>.

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: пиррофорные 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).

Моноядерные и полиядерные карбонилы. Правило 18 электронов. Металлоцены.

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

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

Соединения Ru(VIII) и Os(VIII): оксиды, их получение, К-О свойства, взаимодействие с растворами щелочей и хлороводородной кислотой.

Соединения Э(VI): рутенаты, осматы, фториды Э(VI). Получение, взаимодействие с водой, О-В свойства.

Соединения Э(V). Фториды, их свойства.

Соединения Э(IV). Оксиды ЭО<sub>2</sub> (Э = Ru, Os, Ir, Pt). Хлориды ЭСl<sub>4</sub> и комплексные хлориды. Примеры КС с аммиаком.

Соединения Э(III): примеры бинарных и комплексных хлоридов Rh, Ir, сравнение их устойчивости.

Соединения Э(II): бинарные и комплексные хлориды Pt, Pd, их строение.

Комплексы Rh(I), их строение.

Карбонилы платиновых металлов, сравнение их с карбонилами триады железа.

## **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 аммиокомплексы ртути, основание Миллона, реактив Несслера.

## Инертные газы (18 группа ПС)

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-Сl. КС с лигандом Хе<sup>0</sup>.

Примеры соединений криптона и радона.

### 5.3. План семинарских и лабораторных занятий

#### 1 семестр

В первом семестре проведение семинарских занятий не предусмотрено.

№ занятия	Тема занятия лабораторного практикума	Контроль
1	Знакомство с лабораторией. Техника безопасности	
2-5	Методы очистки веществ (Лаб. работы № 1-5): а) Очистка I <sub>2</sub> методом возгонки б) Перекристаллизация твердых веществ (KCl, K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> или Na <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> · 5H <sub>2</sub> O) в) Перегонка воды г) Очистка и определение молярной массы газов (Cl <sub>2</sub> или CO <sub>2</sub> ) д) Ионнообменная хроматография (разделение смеси Fe <sup>3+</sup> + Cu <sup>2+</sup> или Zn <sup>2+</sup> + Fe <sup>3+</sup> )	
6	Лаб. работа № 6. Приготовление растворов и определение их концентраций методом титрования	Коллоквиум по классификации и номенклатуре неорг. соединений
7	Лаб. работа № 7. Определение теплового эффекта реакции нейтрализации	
8-9	Лаб. работа № 8. Коллигативные свойства растворов. Криоскопия	
10-12	Лаб. работа № 9. Ионные равновесия в растворах: а) Электропроводность растворов б) Кислотно-основные равновесия в) Гетерогенные равновесия	
13	Лаб. работа № 10. Окислительно-восстановительные равновесия	
14	Лаб. работа № 11. Реакции образования и некоторые свойства комплексных соединений	Модуль № 1
15	Лаб. работа № 12. Кинетика реакции разложения тиосерной кислоты	
16	Зачетное занятие	Зачет

## 2 семестр

№ занятия	Тема семинарского занятия	Тема лабораторного занятия	Контроль
1	Техника безопасности	Лаб. работа № 1 (Cl, Br, I)	
2	17 группа (галогены)	Синтезы по 17 группе (Cl, I)	
3	16 группа (халькогены)	Лаб. работа № 2 (S, Se, Te)	Модуль № 2
4	15 группа (N, P)	Синтезы по 16 группе (S, Te)	КР № 1 (Компл. соед., 17, 16 гр.)
5	15 группа (As, Sb, Bi)	Лаб. работа № 3 (N, Sb, Bi)	
6	14 группа (C, Si, Ge, Sn, Pb)	Лаб. работа № 4 (C, Si, Sn, Pb), Лаб. работа № 5 (B, Al)	Модуль № 3
7	13 группа (B, Al, Ga, In, Tl), лантаниды, актиниды	Синтезы по 15 (N, Sb), 14 (Sn, Pb) и 13 (B, Al) группам	
8	4-5 группы (Ti, Zr, Hf, V, Nb, Ta)	Выполнение курсовой работы	Модуль № 4
9	Резервный семинар		
10	6 группа (Cr, Mo, W)	Лаб. работа № 6 (V), Лаб. работа № 7 (Cr, Mo, W)	КР № 2 (15-13, 3-5 гр.)
11	7 группа (Mn, Tc, Re)	Синтезы по 5 (V) и 6 (Cr, Mo) группам	
12	8-10 группы (Fe, Co, Ni, платиновые металлы)	Лаб. работа № 8 (Mn), Лаб. работа № 9 (Fe, Co, Ni)	
13	11 группа (Cu, Ag, Au)	Синтезы по 7-9 и 11 группам (Mn, Fe, Co, Cu)	Модуль № 5
14	12 группа (Zn, Cd, Hg)	Лаб. работа № 10 (Cu, Ag), Лаб. работа № 11 (Zn, Cd, Hg)	
15	Резервный семинар	Защита курсовых работ	Итоговая КР (по всему курсу)
16	Зачетное занятие		Зачет



## 6. Система оценки знаний студента

### 6.1. Получение зачета

Для допуска студента к экзаменационной сессии в конце 1 и 2 семестров необходимо получить зачет по неорганической химии. Получение зачета возможно лишь при условии выполнения и своевременной сдачи большинства работ лабораторного практикума.

**Получение зачета в 1 семестре.** В течение 1 семестра предусмотрено выполнение 12 лабораторных работ, каждый студент должен сдать коллоквиум по классификации и номенклатуре неорганических соединений, представить выполненный модуль 1. Каждая лабораторная работа оценивается в 50 баллов (всего за семестр  $12 \times 50 = 600$  баллов). Для получения зачета в 1 семестре студенту необходимо успешно сдать коллоквиум и набрать за выполненные лабораторные работы **не менее 420 баллов.**

**Получение зачета во 2 семестре.** В течение 2 семестра предусмотрено выполнение 11 лабораторных работ, 5 синтезов неорганических соединений и курсовой работы. Каждая лабораторная работа оценивается в 50 баллов (всего  $11 \times 50 = 550$  баллов). Помимо лабораторных работ, каждый студент в течение семестра должен выполнить **не менее 3 синтезов**, которые оцениваются по 50 баллов (всего  $3 \times 50 = 150$  баллов), а также выполнить, оформить и защитить курсовую работу (150 баллов). Для получения зачета во 2 семестре студенту необходимо за выполненные лабораторные работы, синтезы и курсовую работу в сумме набрать **не менее 600 баллов.**

### 6.2. Получение оценки за курс

При прохождении курса «Неорганическая химия» студенты работают по системе ИКИ (индивидуальный кумулятивный индекс). Эта система предусматривает выставление баллов за выполнение модульных заданий и контрольных работ. Она позволяет постоянно контролировать уровень знаний студента, что побуждает его к активной работе в течение всего семестра. Итоговая аттестация не

предусматривает обязательного экзамена – любую положительную итоговую оценку за курс можно получить, набрав соответствующее количество баллов в семестре. Студент, не набравший достаточного количества баллов для получения оценки по результатам работы в семестре или желающий ее повысить, сдает письменный экзамен, который проводится во время экзаменационной сессии.

**Оценка модульных заданий.** В течение 1 и 2 семестра выполняются **5 модульных заданий** (модулей), каждое из которых оценивается в 200 баллов (общая сумма баллов за модульные задания  $5 \times 200 = 1000$  баллов). Модули представляют собой комплект заданий по определенному разделу курса, над которыми студент работает самостоятельно и представляет решения в письменном виде преподавателю к определенному сроку. Окончательная оценка за каждый модуль выставляется преподавателем после устной беседы или письменной работы, проведенной на семинаре, в рамках тех разделов, которым посвящено модульное задание. Кроме того, **необходимо помнить**, что для успешного освоения курса **студенту следует заранее готовиться к каждому семинару.**

**Оценка контрольных работ.** В течение 2 семестра строго в установленный срок, указанный в Плате проведения семинаров, проводится **3 контрольных работы (КР):**

- КР 1 (по темам модулей 1 и 2) – 500 баллов;
- КР 2 (по темам модулей 3 и 4) – 500 баллов;
- Итоговая КР (по темам всего курса) – 1000 баллов.

Общая сумма баллов за контрольные работы – **2000 баллов.**

По каждой контрольной работе для студентов предусмотрена апелляция, которая проводится на ближайшем после контрольной работы семинаре. Все вопросы, связанные с изменением суммы баллов за контрольную работу, решаются преподавателем, ведущим семинары, а в спорных случаях – лектором.

**Получение оценки по результатам работы в семестре.** Студент может получить оценку за изучение курса по итогам работы в семестре. Для этого необходимо набрать следующие суммы баллов:

Сумма баллов за модульные задания	Сумма баллов за контрольные работы	Оценка
1000 – 800	2000 – 1600	5
799 – 700	1599 – 1400	4
699 – 500	1399 – 1050	3

**Получение оценки по результатам экзамена.** Если студент не набрал необходимое количество баллов для получения положительной оценки по результатам работы в семестре или полученная оценка его не устраивает, он сдает **письменный экзамен**, который оценивается в **1000 баллов**. Критерии для выставления окончательной оценки за курс после экзамена:

Сумма баллов (контрольные работы + экзамен)	Оценка
3000 – 2250	5
2249 – 2000	4
1999 – 1550	3

В некоторых случаях (например, если студент по уважительной причине пропустил контрольные работы (работу)) окончательная оценка может быть выставлена только по результатам экзамена.

### **6.3. Выявление претендентов на поощрительные стипендии**

Два студента, набравших наибольшую сумму баллов за контрольные работы (высший рейтинг по системе ИКИ), являются претендентами на присуждение поощрительных стипендий – **стипендии имени академика А.В. Николаева** или **стипендии Международного томографического центра СО РАН**. Эти стипендии назначаются решением Ученого совета соответствующего Института (ИНХ СО РАН или МНТЦ СО РАН) по представлению кафедры общей химии ФЕН НГУ. Обе стипендии выплачиваются соответствующими Институтами СО РАН дополнительно к базовой стипендии в течение всего второго курса обучения.

## 7. Модульные задания для самостоятельной работы студентов

### Модуль 1.

#### Периодическая система химических элементов.

#### Комплексные (координационные) соединения

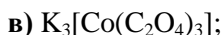
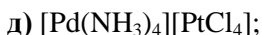
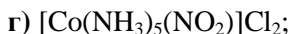
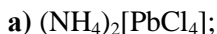
(200 баллов)

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. 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.

3. Назовите следующие комплексные соединения:



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

4. Напишите координационные формулы следующих соединений:

а) *цис*-дихлородиамминплатина;

б) тетракарбонилникель;

в) перхлорат гексааквародия(III);

г) гексацианоферрат(II) калия;

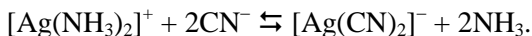
д) трис-(ацетилацетонато)родий;

е) моногидрат хлорида  $\mu$ -гидроксо-бис-{пентаамминхрома(III)}.

Укажите координационное число (КЧ) центрального атома.

5. Напишите выражения ступенчатых и суммарных 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?

6. Что означает понятие «хелатный комплекс»? В чем заключается «хелатный эффект»? Напишите структурные формулы следующих комплексов меди (КЧ (Cu) во всех комплексах равно 4):
- а)  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ;
  - б)  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{N}-(\text{CH}_2)_2-\text{NH}_2)_2]^{2+}$ ;
  - в)  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{N}-(\text{CH}_2)_2-\text{NH}-(\text{CH}_2)_2-\text{NH}-(\text{CH}_2)_2-\text{NH}_2)]^{2+}$ .

Какой из этих комплексов будет наиболее термодинамически стабильным? Дайте обоснованный ответ.

## Модуль 2.

### Химия элементов 17 и 16 групп ПС

(200 баллов)

1. Напишите уравнения реакций, которые используются в промышленности при получении простых веществ Э<sub>2</sub> (Э = F, Cl, I) из соединений, встречающихся в природе (CaF<sub>2</sub>, NaCl, NaI, NaIO<sub>3</sub>). Укажите условия проведения реакций.
2. Сравните взаимодействие водного раствора NaOH с простыми веществами: а) фтором; б) хлором; в) иодом; г) серой (уравнения реакций и условия их проведения).
3. 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?



**Модуль 3.**  
**Химия элементов 15 – 13 групп ПС**  
 (200 баллов)

1. Напишите уравнения реакций простых веществ:

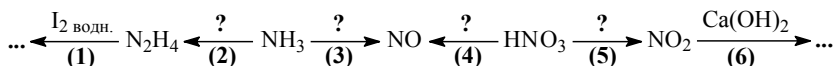
а) Al, Si, Sn и P<sub>4</sub> с водным раствором NaOH;

б) В, С, Sn, Sb и Bi с концентрированным раствором HNO<sub>3</sub>.

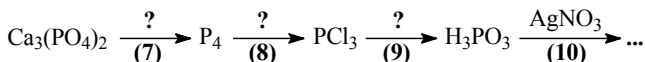
2. Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов Э<sub>2</sub>O<sub>3</sub> в ряду элементов 15 группы? Подтвердите свой ответ уравнениями реакций оксидов Э(III) (Э = N, P, Sb, Bi) с концентрированным раствором KOH (отметьте, если реакция не протекает).

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

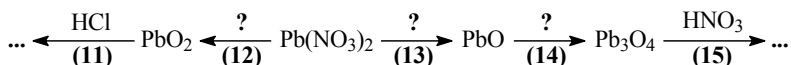
а)



б)



в)



4. Сравните отношение к воде следующих галогенидов: а) SiCl<sub>4</sub> и SiF<sub>4</sub>;

б) BCl<sub>3</sub> и BF<sub>3</sub>. Напишите уравнения соответствующих реакций.

5. Какие сульфиды элементов 14 и 15 групп взаимодействуют с водным раствором а) сульфида натрия; б) дисульфида натрия? Напишите уравнения реакций.

Предложите способ разделения и выделения индивидуальных веществ из смеси сульфидов олова SnS и SnS<sub>2</sub>. Напишите уравнения соответствующих реакций.

6. Используя в качестве единственного источника бора природную буру Na<sub>2</sub>B<sub>4</sub>O<sub>7</sub> · 10H<sub>2</sub>O, предложите наиболее рациональные способы

получения  $B_2O_3$ ,  $BF_3$  и  $NaBH_4$ . Напишите уравнения соответствующих реакций и укажите условия их проведения.

#### Модуль 4.

#### Химия элементов 3 – 5 групп ПС

(200 баллов)

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  $HF + HNO_3$ .
2. Как изменяются кислотно-основные свойства гидроксидов  $M(OH)_3$  в ряду  $M = Sc, Y, La, Ac$ ? 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)  $SmSO_4 + H_2O \rightarrow \dots$
  - б)  $Ce(OH)_4 + HCl \rightarrow \dots$
  - в)  $Ce(OH)_3 + Cl_2 + NaOH \rightarrow \dots$
  - г)  $H_2UO_4 + H_2SO_4 \rightarrow \dots$
  - д)  $H_2UO_4 + NaOH \rightarrow \dots$
4. Чем различаются  $\alpha$ - и  $\beta$ -формы титановой кислоты? Предложите способы получения  $\alpha$ - и  $\beta$ -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.



**Модуль 5.**  
**Химия элементов 6 – 12 групп ПС**  
(200 баллов)

1. На примере следующих реакций, протекающих в водных растворах:
- а)**  $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \dots$  (в кислой среде для  $M = \text{Mn, Tc, Re}$ );
  - б)**  $\text{K}_2\text{MoO}_4 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \dots$  (в щелочной среде для  $M = \text{Cr, Mo, W}$ )
- кратко 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:
- $$\text{MnS} \xrightarrow{(1)} \text{MnSO}_4 \xrightarrow{(2)} \text{MnO}_2 \xrightarrow{(3)} \text{K}_2\text{MnO}_4 \xrightarrow{(4)} \text{KMnO}_4 \xrightarrow{(5)} \text{Mn}_2\text{O}_7.$$
- При осуществлении превращений не допускается использование реакций конпропорционирования.
4. Сформулируйте правило 18 электронов. На основании этого правила определите:
- а)** строение кластерных соединений  $[\text{Os}_3(\text{CO})_{12}]$  и  $[\text{Co}_4(\text{CO})_{12}]$ ;
  - б)** значение  $x$  в карбонильных комплексах  $[\text{Co}(\text{CO})_x]^-$  и  $[\text{Co}_2(\text{CO})_x]$ .
5. Какие из металлов платиновой группы взаимодействуют:
- а)** с концентрированным раствором азотной кислоты; **б)** с «царской водкой»? Напишите уравнения реакций.
6. Качественно сопоставьте значения pH водных растворов солей ртути одинаковой молярной концентрации:
- $$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2, \text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2, \text{HgCl}_2, \text{Hg}(\text{CN})_2.$$
- Ответ обоснуйте.
7. Сравните взаимодействие веществ и напишите уравнения реакций:
- а)** растворов  $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$  и  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  с раствором NaOH;
  - б)** растворов  $\text{FeSO}_4$  и  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  с раствором  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ;
  - б)** осадков  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  и  $\text{Ni}(\text{OH})_3$  с разбавленным раствором  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;
  - г)**  $\text{Cu}_2\text{O}$  с концентрированным и разбавленным растворами  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

## 8. Примеры вариантов контрольных и экзаменационных работ

### Контрольная работа № 1

(500 баллов)

**Задание 1** (90 баллов).

Для мономерного комплексного соединения состава  $\text{Co}(\text{NO}_2)_3 \cdot 3\text{NH}_3$  координационное число центрального атома равно 6.

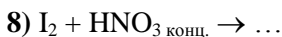
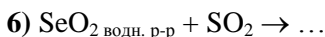
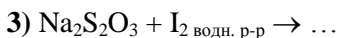
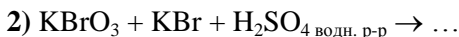
Перечислите все возможные для этого соединения типы изомерии.

Изобразите структурную формулу одного из его изомеров.

Назовите этот изомер и напишите для него выражение суммарной константы образования  $\beta_6$ .

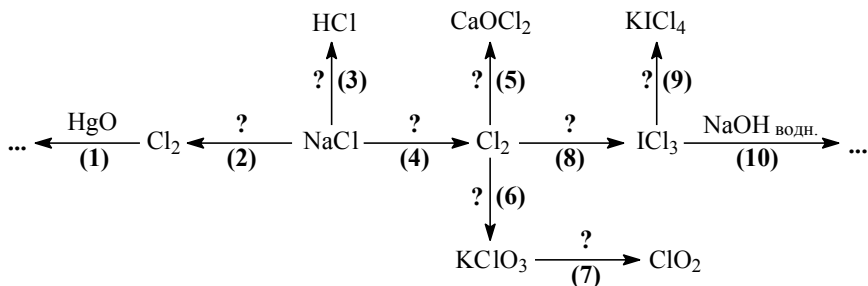
**Задание 2** (120 баллов).

Напишите уравнения следующих реакций:



**Задание 3** (150 баллов).

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



**Задание 4** (140 баллов).

Напишите уравнения реакций (с указанием условий их проведения), с помощью которых можно получить  $\text{Na}_2\text{S}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  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 ( $\text{Na}_2\text{S}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  и  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8$ ).

Укажите реакцию среды водных растворов этих солей (дайте обоснованный ответ).

**Контрольная работа № 2**

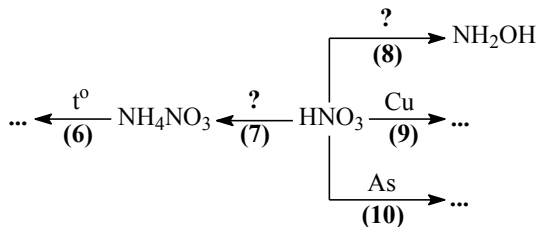
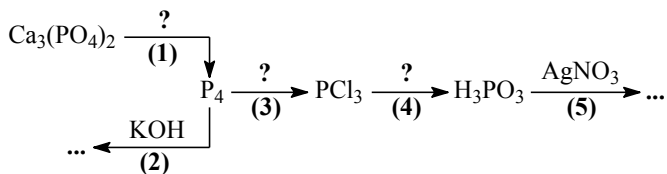
(500 баллов)

**Задание 1** (100 баллов).

Напишите уравнения реакций, происходящих при взаимодействии соединений состава  $\text{ЭCl}_3$  ( $\text{Э} = \text{Al, Tl, P, Sb, Bi}$ ) с избытком концентрированного водного раствора  $\text{Na}_2\text{S}$ .

**Задание 2** (150 баллов).

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



### Задание 3 (100 баллов).

Имея в распоряжении  $\text{SnO}_2$ , уголь, воду, сероводород, аммиак, хлорид калия и необходимые электроприборы предложите наиболее рациональные способы получения  $\alpha$ -оловянной кислоты,  $\text{K}_2\text{SnCl}_6$  и  $\text{K}_2\text{SnS}_3$ . Напишите уравнения соответствующих реакций и укажите условия их проведения.

### Задание 4 (150 баллов).

Напишите уравнения следующих реакций:

- 1)  $\text{Ce}(\text{OH})_4 + \text{HCl}_{\text{конц.}} \rightarrow \dots$
- 2)  $\text{BF}_3 + \text{NaOH}_{\text{водн. р-р}} \rightarrow \dots$
- 3)  $\text{UO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \dots$
- 4)  $\text{Ti} + \text{HCl}_{\text{конц.}} \rightarrow \dots$
- 5)  $\text{HfO}_2 + \text{C} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t^\circ} \dots$
- 6)  $\text{NH}_4\text{VO}_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_{4\text{конц.}} \rightarrow \dots$
- 7)  $\text{Nb} + \text{HNO}_{3\text{конц.}} + \text{HF}_{\text{конц.}} \rightarrow \dots$
- 8)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl}_{\text{конц.}} \xrightarrow{t^\circ} \dots$
- 9)  $\text{CrSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{кипячение в атм. Ar}} \dots$
- 10)  $\text{Mo} + \text{NaNO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{\text{сплавнение}} \dots$

## Итоговая контрольная работа

(1000 баллов)

### Задание 1 (150 баллов).

В лабораторной практике часто приходится проводить осушение газообразных соединений. Подбор осушителя имеет большое значение, поскольку многие из осушаемых газов могут реагировать с осушителями. Какие из газообразных соединений



можно осушить с помощью: а) концентрированной серной кислоты; б) твердого гидроксида натрия? Ответ обоснуйте с помощью уравнений реакций.

**Задание 2** (150 баллов).

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

- 1)  $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \dots$
- 2)  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \dots$
- 3)  $\text{Cu}_2\text{O} + \text{разб. р-р } \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
- 4)  $\text{K}_2\text{FeO}_4 + \text{HI} \rightarrow \dots$
- 5)  $\text{CoCl}_2 + \text{NaOH} + \text{Br}_2 \rightarrow \dots$
- 6)  $\text{SnCl}_4 + \text{изб. NaOH} \rightarrow \dots$
- 7)  $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + \text{изб. KI} \rightarrow \dots$
- 8)  $\text{AgNO}_3 + \text{изб. Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow \dots$
- 9)  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{изб. Cl}_2 \rightarrow \dots$
- 10)  $\text{P}_4 + \text{NaOH} \xrightarrow{t^\circ} \dots$

**Задание 3** (300 баллов).

Напишите уравнения реакций (с указанием условий их проведения), с помощью которых из аммиачной селитры  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  и природного галенита  $\text{PbS}$  можно получить



не используя других исходных соединений, содержащих свинец, серу и азот. При необходимости, Вы можете использовать любые катализаторы, электрический ток и нагреватель.

**Задание 4** (300 баллов).

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

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

## Экзаменационная работа

(1000 баллов)

### Задание 1 (160 баллов).

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)**  $\text{HCl}$ ; **б)**  $\text{Cl}_2$ .

### Задание 2 (180 баллов).

Напишите уравнения реакций (с указанием условий их проведения), с помощью которых можно получить  $\text{SbCl}_3$ ,  $\text{NaSbS}_3$  и  $\text{Na}_3[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ , используя в качестве исходных соединений только  $\text{NaCl}$ ,  $\text{S}$ ,  $\text{Sb}$  и воду. При необходимости, Вы можете использовать электрический ток и нагреватель.

### Задание 3 (330 баллов).

**а)** Напишите уравнения реакций, протекающих *в водных растворах*:

- 1)  $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \dots$
- 2)  $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + \text{KCN} \rightarrow \dots$
- 3)  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \dots$
- 4)  $\text{AlCl}_3 + \text{NaHCO}_3 \rightarrow \dots$
- 5)  $\text{VCl}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \dots$
- 6)  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{0^\circ\text{C}} \dots$

**б)** Напишите уравнения реакций, соответствующих следующим одностадийным превращениям:

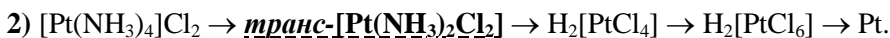
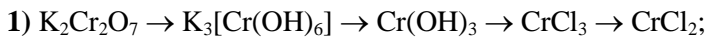
- 1)  $\text{Ni}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_3$ ;
- 2)  $\text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{KMnO}_4$ ;
- 3)  $\text{HReO}_4 \rightarrow \text{Re}_2\text{S}_7$ .

Какие из указанных продуктов реакций ( $\text{Ni}(\text{OH})_3$ ,  $\text{KMnO}_4$  или  $\text{Re}_2\text{S}_7$ ) обладают сильными окислительными свойствами? Подтвердите

свой ответ уравнениями реакций выбранных веществ с концентрированным раствором HCl.

**Задание 4** (330 баллов).

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



**б)** Для отмеченного мономерного нейтрального комплекса Pt(II):

1) приведите название;

2) укажите типы изомерии, которые для него возможны;

3) напишите для него выражение суммарной константы образования.

## 9. Методические указания к решению заданий по планированию синтеза неорганических соединений

*«Синтез и анализ являются двумя  
сторонами химической науки...»  
Марселен Бергло*

Одной из основных задач химии, и неорганической химии в частности, является синтез соединений заданного состава и строения. Изначально под понятием «химический синтез» подразумевался процесс получения сложных (многоэлементных) веществ из простых (состоящих из одного химического элемента). В настоящее время смысл этого понятия расширился и подразумевает получение соединений сложного химического состава и строения из более «простых» (по структуре и составу), доступных в промышленности и лабораторной практике веществ.

Получение одного вещества из другого в одну стадию – задача, решение которой, как правило, не вызывает больших затруднений. Если заданное вещество не удается получить в результате осуществления одностадийного превращения и требуется разработать план многостадийного синтеза, решить такую задачу гораздо сложнее. Трудность решения такой задачи обусловлена тем, что она предполагает использование комплексного подхода, базирующегося на знаниях способов получения важнейших соединений, их кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств, способности к комплексообразованию.

Обычно «путь» к получению заданного соединения можно «пройти» не одним способом, а несколькими разными. Поэтому при планировании синтеза приходится анализировать несколько «цепочек синтеза». Выбор оптимального пути синтеза соединения определяется несколькими факторами, наиболее важными из которых являются:

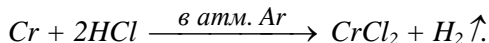
- число стадий синтеза целевого соединения;
- выход основных продуктов реакции на каждой стадии;
- легкость разделения и выделения продуктов реакций;
- доступность реагентов, применяемых в процессе получения целевого соединения.



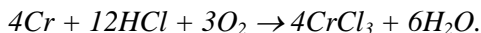
Отметим наиболее важные аспекты, которые необходимо учитывать при решении заданий по планированию синтеза неорганических соединений.

1. Протекание многих химических реакций существенно зависит от условий их проведения (нагревание или охлаждение, избыток или недостаток одного из реагентов, наличие катализаторов и т.д.). При написании уравнений химических реакций необходимо указывать эти условия.

*Например, при получении хлорида хрома(II) взаимодействием металлического хрома с соляной кислотой важно отметить, что реакцию проводят в инертной атмосфере (без доступа кислорода):*



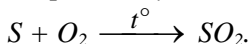
*Получить соединения Cr(II) на воздухе невозможно вследствие их быстрого окисления:*



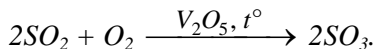
2. Для получения заданного вещества можно использовать только исходные и синтезированные Вами соединения.

*Например, требуется получить серную кислоту, используя S, H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, необходимые катализаторы и электрооборудование.*

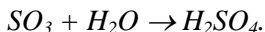
*Сжиганием серы в кислороде получаем SO<sub>2</sub>:*



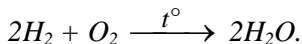
*Полученный SO<sub>2</sub> окисляем до SO<sub>3</sub> кислородом в присутствии катализатора (V<sub>2</sub>O<sub>5</sub>) при нагревании:*



*Для получения серной кислоты образовавшийся SO<sub>3</sub> поглощаем водой:*

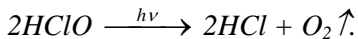


*Заметим, что воды нет ни среди исходных, ни среди синтезированных ранее соединений – ее тоже необходимо получить:*

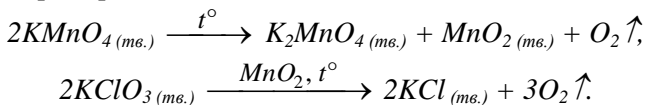


3. Среди огромного разнообразия химических реакций, в которых образуются те или иные продукты, далеко не все реакции можно использовать как способ получения целевых соединений.

Например, при разложении хлорноватистой кислоты на свету среди прочих продуктов возможно образование кислорода:

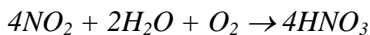


Однако использовать эту реакцию в качестве способа получения кислорода нельзя, поскольку она идет очень медленно и с небольшим выходом, кроме того, есть другие реакции, параллельно протекающие в тех же условиях, (с образованием  $\text{Cl}_2$  или  $\text{HClO}_3$ ). Для получения кислорода в лабораторных условиях существуют специальные методы, например:

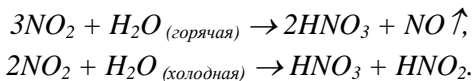


4. Нежелательно использовать реакции, в результате которых образуются несколько продуктов, содержащих один и тот же элемент в разных степенях окисления (реакции диспропорционирования).

Например, для получения азотной кислоты из оксида азота(IV) наиболее рационально использовать реакцию:

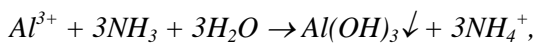


(образуется лишь один продукт, содержащий азот),  
вместо реакций диспропорционирования, приводящих к образованию азотной кислоты наряду с другими азотсодержащими продуктами и, как следствие, "потерям" азотсодержащего реагента:

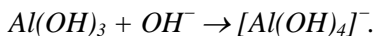


5. Рекомендуется использовать реакции, приводящие к получению заданного соединения с возможно большим выходом и исключающие протекание побочных процессов.

Например, гидроксид алюминия можно получить действием на растворы солей  $\text{Al(III)}$  как раствора аммиака, так и недостатка раствора щелочи:



Однако следует помнить, что в щелочной среде  $\text{Al}(\text{III})$  образует устойчивые гидроксокомплексы, поэтому при осаждении  $\text{Al}(\text{OH})_3$  раствором щелочи часть  $\text{Al}(\text{III})$  неизбежно останется в растворе:

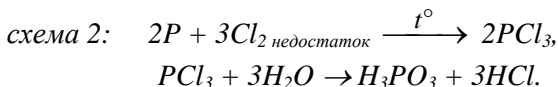
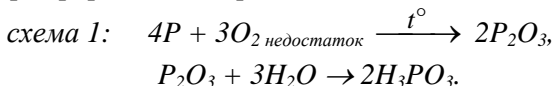


Аммиачных комплексов, устойчивых в водном растворе, алюминий не образует, поэтому для более полного его осаждения из водных растворов предпочтительнее использовать аммиак.

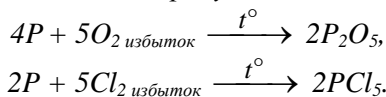
Подумайте, справедливы ли аналогичные рассуждения для осаждения гидроксида цинка из водных растворов.

**6.** В случаях, когда протекание побочной реакции неизбежно, следует выбирать путь, в котором образующийся побочный продукт возможно отделить от основного.

Например, для получения фосфористой кислоты ( $\text{H}_3\text{PO}_3$ ) из фосфора можно предложить две схемы:



Отметим, что обе схемы не исключают протекание реакций, в которых образуются побочные продукты – соединения  $\text{P}(\text{V})$ :



Оба оксида фосфора ( $\text{P}_2\text{O}_3$  и  $\text{P}_2\text{O}_5$ ) представляют собой твердые гигроскопичные вещества, которые разделить довольно сложно.

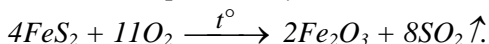
Значительно проще разделить хлориды фосфора. Отделить твердый  $\text{PCl}_5$  от жидкого  $\text{PCl}_3$  можно декантацией, фильтрованием или перегонкой (перегонка в данном случае более предпочтительна, поскольку  $t_{\text{кипения}}(\text{PCl}_3) \sim 75^\circ\text{C}$ , а при повышении температуры до

300 °C  $PCl_5$  разлагается на  $PCl_3$  и  $Cl_2$ , следовательно, выход  $H_3PO_3$  по отношению к исходно взятому фосфору будет выше).

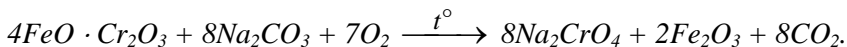
Таким образом, следует выбрать схему 2.

7. Если в качестве исходного соединения используется природный минерал, на первой стадии необходимо применять специальные методы переработки минерального сырья, которые используются в промышленности.

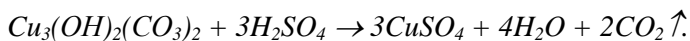
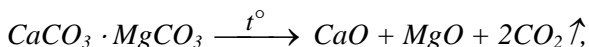
Например, сульфидные минералы на первой стадии подвергают обжигу в присутствии кислорода воздуха:



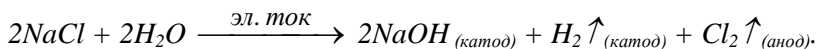
Оксидные минералы, содержащие переходные элементы в невысоких степенях окисления, обычно с помощью щелочной окислительной плавки переводят в соединения этих элементов в более высоких степенях окисления:



Карбонатные (гидрокарбонатные) минералы подвергают термическому разложению или растворению в сильных минеральных кислотах:



Природные галогениды активных металлов подвергают электролизу (расплавов или водных растворов):



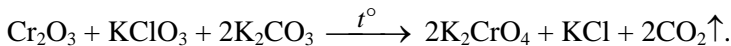
Теперь рассмотрим решения нескольких заданий, предлагавшихся ранее в контрольных работах.

### Пример 1.

Напишите уравнения реакций (с указанием условий их проведения), с помощью которых можно получить  $CrCl_2$ ,  $K_3[Cr(OH)_6]$  и  $CrO_3$ , используя в качестве единственного исходного хромсодержащего соединения  $Cr_2O_3$ . Можно использовать любые другие соединения (не содержащие хром), а также нагревание.

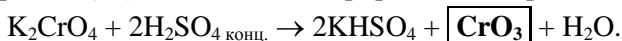
Решение:

Поскольку  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  – соединение химически инертное (не реагирует с концентрированными и разбавленными растворами кислот, растворами щелочей), для перевода его в растворимую форму используем щелочную окислительную плавку:



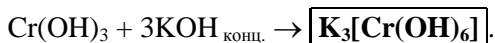
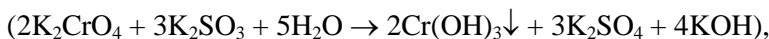
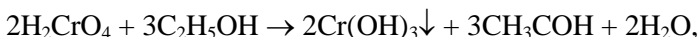
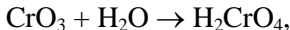
Отделить образующийся хромат калия от хлорида калия можно перекристаллизацией из воды, поскольку растворимость этих веществ в воде при разной температуре существенно отличается.

Оксид хрома(VI) получим при взаимодействии насыщенного раствора хромата(VI) калия с концентрированной серной кислотой:

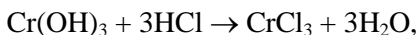


Образующийся оксид хрома(VI) в условиях проведения этой реакции выпадает в осадок, который легко отделить фильтрованием.

Для получения гексагидроксохромата(III) калия получим сначала гидроксид хрома(III) восстановлением  $\text{Cr(VI)}$ , а затем полученный  $\text{Cr(OH)}_3$  растворим в концентрированном растворе щелочи:



Хлорид хрома(II) можно получить восстановлением хлорида хрома(III) цинком в солянокислом растворе в инертной атмосфере:



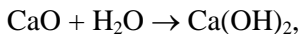
Пример 2.

Из хлорида калия получите:

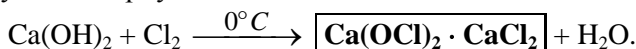
хлорную известь, диоксид хлора и перхлорат калия, имея дополнительно только воду, серную кислоту, оксид кальция, медь и электрический ток. Приведите уравнения реакций и условия их проведения.

Решение:

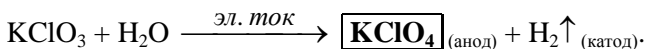
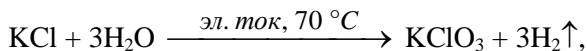
Хлорную известь ( $\text{CaOCl}_2$  или  $\text{Ca}(\text{OCl})_2 \cdot \text{CaCl}_2$ ) получают пропуская газообразный хлор через холодную взвесь гидроксида кальция в воде. Следовательно, сначала необходимо получить упомянутые реагенты из веществ, предложенных в условии задания:



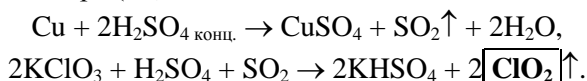
Затем получаем хлорную известь:



Наиболее рациональным способом получения перхлората калия ( $\text{KClO}_4$ ) является электролиз раствора хлората калия, который можно получить электролизом горячего раствора  $\text{KCl}$  \*:

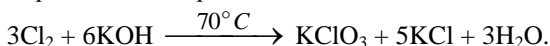


Диоксид хлора ( $\text{ClO}_2$ ) получают осторожной обработкой хлората калия серной кислотой в присутствии восстановителей. Веществ, обладающих ярко выраженными восстановительными свойствами, среди реагентов, указанных в условии задания, нет. Однако, используя металлическую медь и концентрированную серную кислоту, можно получить оксид серы(IV) – типичный восстановитель.



---

\*  $\text{KClO}_3$  можно получить и при взаимодействии хлора с горячей щелочью, однако этот способ менее рациональный, поскольку большая часть хлора расходуется на образование хлорида калия:



## 10. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

### Основная литература

Третьяков Ю.Д., Мартыненко Л.И., Григорьев А.Н., Цивадзе А.Ю. «Неорганическая химия. Химия элементов», том 1, 2. М.: Академкнига, 2007.

### Дополнительная литература

1. Гринвуд Н., Эрншо А. Химия элементов. Том 1, 2. М.: Бином. Лаборатория знаний, 2008.

2. Коттон Ф., Уилкинсон Дж. «Современная неорганическая химия», том 1–3. М.: Мир, 1969.

3. Шрайвер Д., Эткинс П. Неорганическая химия. Том 1, 2. М.: Мир, 2009.

4. Турова Н.Я. Неорганическая химия в таблицах. М.: Издательство Высшего химического колледжа РАН, 1997.

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

### Интернет-ресурсы

1. Интернет-представительство ФЕН НГУ (раздел «Методические пособия») [www.fen.nsu.ru](http://www.fen.nsu.ru).

2. Интернет-представительство кафедры общей химии ФЕН НГУ [www.fen.nsu.ru/genchem](http://www.fen.nsu.ru/genchem).

3. Интернет-представительство Олимпиады по неорганической химии среди студентов ФЕН НГУ [www.niic.nsc.ru/education/olympiad](http://www.niic.nsc.ru/education/olympiad).

4. Интернет-портал фундаментального химического образования России [www.chem.msu.ru](http://www.chem.msu.ru).

5. Химический Интернет-портал [www.chemport.ru](http://www.chemport.ru).