

МЕЖГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ  
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
«БЕЛОРУССКО-РОССИЙСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Кафедра «Технологии металлов»

# ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

*Методические рекомендации к лабораторным работам  
для студентов специальности  
1-36 07 02 «Производство изделий на основе трехмерных технологий»  
дневной и заочной форм обучения*

Часть 2

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ



Могилев 2021

УДК 54  
ББК 24.1  
О28

Рекомендовано к изданию  
учебно-методическим отделом  
Белорусско-Российского университета

Одобрено кафедрой «Технологии металлов» «26» января 2021 г.,  
протокол № 7

Составитель канд. хим. наук, доц. И. М. Лужанская

Рецензент канд. техн. наук А. Е. Науменко

Методические рекомендации предназначены для студентов специальности  
1-36 07 02 «Производство изделий на основе трехмерных технологий» дневной  
и заочной форм обучения.

Учебно-методическое издание

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Часть 2

Ответственный за выпуск

Д. И. Якубович

Корректор

А. А. Подошевка

Компьютерная верстка

Е. В. Ковалевская

Подписано в печать . Формат 60×84/16. Бумага офсетная. Гарнитура Таймс.  
Печать трафаретная. Усл. печ. л. . Уч.-изд. л. . Тираж 36 экз. Заказ №

Издатель и полиграфическое исполнение:  
Межгосударственное образовательное учреждение высшего образования  
«Белорусско-Российский университет».  
Свидетельство о государственной регистрации издателя,  
изготовителя, распространителя печатных изданий  
№ 1/156 от 07.03.2019.  
Пр-т Мира, 43, 212022, г. Могилев.

© Белорусско-Российский  
университет, 2021

## Содержание

Введение.....	4
1 Лабораторная работа № 18. Взаимодействие металлов с кислотами, щелочами, водой.....	5
2 Лабораторная работа № 19. Магний и его соединения.....	7
3 Лабораторная работа № 20. Соединения кальция, стронция, бария.....	8
4 Лабораторная работа № 21. Жёсткость воды.....	10
5 Лабораторная работа № 22. Марганец и его соединения..	12
6 Лабораторная работа № 23 Соединения хрома (III) .....	14
7 Лабораторная работа № 24. Соединения хрома (VI) .....	15
8 Лабораторная работа № 25. Железо, кобальт, никель... ..	16
9 Лабораторная работа № 26. Цинк, кадмий, ртуть.....	19
10 Лабораторная работа № 27. Медь и серебро .....	21
11 Лабораторная работа № 28. Галогены и их соединения .....	23
12 Лабораторная работа № 29. Сера и ее соединения.....	25
13 Лабораторная работа № 30. Азот и его соединения.....	27
14 Лабораторная работа № 31. Соединения фосфора, сурьмы, висмута....	28
15 Лабораторная работа № 32. Соединения углерода и кремния .....	30
16 Лабораторная работа № 33. Соединения олова и свинца.....	31
17 Лабораторная работа № 34. Соединения алюминия .....	33
Список литературы.....	35

## Введение

Лабораторные занятия при изучении неорганической химии в вузе преследуют две основные цели: подтверждение экспериментом теоретических положений и законов и обучение навыкам проведения лабораторных работ, при выполнении которых студенты осваивают технику обращения с химическими реактивами и приспособлениями, приёмы проведения химических опытов, методы обработки данных, учатся сопоставлять и анализировать результаты экспериментов и делать выводы.

Методические рекомендации составлены в соответствии с требованиями к обязательному минимуму содержания дисциплин «Общая и неорганическая химия», входящую в основную образовательную программу подготовки специалистов по специальности «Производство изделий на основе трехмерных технологий» государственного образовательного стандарта высшего профессионального образования.

Методические рекомендации включают лабораторные работы, охватывающие все темы, входящие в рабочую программу дисциплины. Лабораторные работы содержат подробные методические указания по их выполнению и контрольные вопросы.

В ходе выполнения лабораторных работ студенты учатся структурировать знания, приобретают навыки быстрого поиска и присвоения нового знания, совершенствуют навыки логического мышления и понимания. Происходит мобилизация и актуализация предшествующего опыта и знаний.

Методические рекомендации составлены в соответствии с логикой изучения неорганической химии и являются необходимым дополнением к изучению теоретического курса.

## 1 Лабораторная работа № 18. Взаимодействие металлов с кислотами, щелочами, водой

**Цель работы:** изучение восстановительных свойств металлов, их взаимодействия с кислотами, щелочами, водой и растворами солей.

**Оборудование и реактивы:** учебно-лабораторный комплекс (УЛК) «Общая и неорганическая химия»; весы аналитические AS220/C/2/n; весы НТ/КС–001; микрошпатель; железные пластинки; щипцы; соляная кислота разбавленная; соляная кислота концентрированная; пластинки железа; гранулы магния, железа, меди, цинка, алюминия; водный раствор аммиака концентрированный; азотная кислота концентрированная; серная кислота концентрированная; гидроксид натрия концентрированный; фильтровальная бумага.

### *Опыт 1. Сравнение восстановительных свойств металлов.*

Четыре пробирки закрепить в штативе на модуле. В каждую пробирку поместить по 10 мл разбавленной соляной кислоты. В первую пробирку внести кусочек магния, во вторую – железа, в третью – меди, в четвертую – цинка.

### *Опыт 2. Взаимодействие цинка с водой и раствором аммиака.*

Закрепить две пробирки на штативах модуля. В каждую пробирку поместить гранулы цинка. В первую прилить воду, а во вторую – концентрированный водный раствор аммиака.

Используя потенциалы полуреакций, оценить возможность протекания реакций:



### *Опыт 3. Пассивация железа в концентрированной серной и азотной кислотах.*

Три железные пластинки очистить наждачной бумагой, протравить в концентрированной соляной кислоте, промыть водой и осушить фильтровальной бумагой.

Закрепить две пробирки на штативах модуля. В первую пробирку налить концентрированной азотной кислоты, во вторую – концентрированной серной кислоты. Одну пластинку погрузить в первую пробирку, вторую пластинку – во вторую пробирку на 1...2 мин; третью пластинку не пассивировать.

В химический стакан прилить раствор сульфата меди (II) и погрузить в него все пластинки. Объяснить различное отношение пластинок к раствору  $\text{CuSO}_4$ . Написать уравнение реакции непассивированного железа с сульфатом меди (II).

**Опыт 4. Взаимодействие металлов со щелочами.**

Закрепить три пробирки на штативах модуля, поместить в них небольшие количества алюминия, цинка и меди и добавить раствор гидроксида натрия. Используя потенциалы полуреакций, объяснить, почему медь не взаимодействует, а алюминий и цинк взаимодействуют с раствором NaOH. Написать уравнения реакций.

**Опыт 5. Взаимодействие металлов с растворами солей.****1 Взаимодействие цинка с раствором сульфата меди (II).**

В штативе модуля закрепить пробирку. Поместить в пробирку гранулы цинка и прилить раствор сульфата меди (II).

**2 Взаимодействие алюминия с раствором карбоната натрия.**

Поместить в пробирку кусочек алюминия и прилить раствор Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>. Пробирку нагреть в пробирконагревателе при 60 °С. Исходя из положения металлов в ряду напряжений, оценить возможность взаимодействия алюминия непосредственно с раствором карбоната натрия.

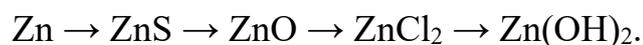
Написать уравнение гидролиза карбоната натрия в молекулярном и ионном виде. Объяснить, с каким из продуктов гидролиза взаимодействует алюминий, и написать уравнение.

**Содержание отчета**

В отчете необходимо для каждого опыта записать уравнения протекающих реакций и соответствующие им наблюдения. В конце каждого опыта должен быть сформулирован вывод.

**Вопросы для самопроверки**

1 При помощи каких реакций можно осуществить следующие превращения:



2 С какими из перечисленных веществ взаимодействует соляная кислота: Mg; Cu; Ca; Fe?

3 Используя ряд стандартных электродных потенциалов металлов, укажите, в каком случае возможна реакция: Zn(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> + Fe ; Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> + Fe.

4 Какие газы выделяются при взаимодействии меди с концентрированной и разбавленной азотной кислотой?

5 Какой из предложенных металлов – Mg; Al; Ni; Cu – будет растворяться в водном растворе щелочи?

## 2 Лабораторная работа № 19. Магний и его соединения

**Цель работы:** приобретение навыков работы в химической лаборатории; ознакомление с некоторыми свойствами магния и его соединений.

**Оборудование и реактивы:** УЛК «Общая и неорганическая химия»; весы аналитические AS220/C/2/n; весы НТ/КС–001; штатив с пробирками; наждачная бумага; магниевая лента; дистиллированная вода; раствор гидроксида натрия; раствор сульфата магния; 2н растворы соляной и серной кислот; концентрированная серная кислота; 2н раствор хлорида аммония; фенолфталеин; раствор карбоната натрия, раствор хлорида натрия, раствор нитрата серебра.

### *Опыт 1. Взаимодействие магния с водой.*

В штативе закрепить пробирку. Взять кусочек магниевой ленты и очистить её поверхность от оксида наждачной бумагой. В пробирку внести 6...7 капель дистиллированной воды и опустить в неё очищенный магний. Отметить отсутствие реакции при комнатной температуре. Нагреть пробирку в пробирконагревателе (при 100 °С). Что наблюдается? Прибавить к раствору одну каплю фенолфталеина. Образование каких ионов в растворе приводит к появлению окраски фенолфталеина?

**Опыт 2. Получение гидроксида магния и взаимодействие его с кислотой, щелочью и солями аммония.**

Закрепить три пробирки в штативе модуля. В пробирках получить гидроксид магния действием раствора щелочи на раствор сульфата магния. В одну пробирку прибавить по каплям 2н соляную кислоту до полного растворения осадка. В другую пробирку внести по каплям 2н раствор хлорида аммония до полного растворения осадка, в третью – избыток раствора гидроксида натрия.

### *Опыт 3. Взаимодействие магния с кислотами.*

#### *1 Взаимодействие магния с разбавленными кислотами.*

В две пробирки поместили по 2 мл растворов серной и соляной кислот. В каждую пробирку добавили по кусочку магниевой ленты. Отметить, что при этом наблюдается, сравнить интенсивность реакции.

#### *2 Взаимодействие магния с концентрированными кислотами.*

В пробирку налить концентрированную серную кислоту и добавить кусочек магниевой стружки. Наблюдалось выделение бесцветного газа с характерным запахом разлагающегося белка. Реакцию проводить в вытяжном шкафу. На основе сравнения значений стандартных электродных потенциалов окисления магния и восстановления серы сделать вывод о том, какие продукты восстановления серы могут образоваться.

## ***Содержание отчета***

В отчете необходимо для каждого опыта записать уравнения протекающих реакций и соответствующие им наблюдения. В конце каждого опыта должен быть сформулирован вывод.

### ***Вопросы для самопроверки***

1 Напишите электронную конфигурацию атома магния, составьте его энергетическую диаграмму, покажите возможные валентные состояния.

2 Приведите молекулярные и ионные уравнения гидролиза хлорида магния. Определите pH раствора.

3 Приведите реакцию взаимодействия магния с азотной кислотой, уравняйте её, используя метод электронного баланса.

4 С какими из перечисленных солей будет взаимодействовать сульфат магния:  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ;  $\text{NaCl}$ ;  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ;  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

## **3 Лабораторная работа № 20. Соединения кальция, стронция, бария**

***Цель работы:*** приобретение навыков работы в химической лаборатории; ознакомление с некоторыми свойствами соединений кальция, стронция, бария.

***Оборудование и реактивы:*** УЛК «Общая и неорганическая химия»; весы аналитические AS220/C/2/n; весы НТ/КС-001; пробирки, тигель, индикаторная бумага, наждачная бумага, автоматический дозатор, стеклянная палочка, щипцы, фенолфталеин, гидроксид натрия; растворы карбонатов кальция, стронция и бария; раствор соляной кислоты; раствор хлорида аммония; сульфаты кальция, стронция, бария; хроматы кальция, стронция и бария; гидрокарбонат натрия; сульфата натрия; хлорид кальция; зажигалка, этиловый спирт; микрошпатель; фарфоровые тигли.

### ***Опыт 1. Свойства нерастворимых солей.***

#### ***1 Свойства карбонатов кальция, стронция, бария.***

Закрепить в штативе модуля три пробирки. Получить в пробирках осадки карбонатов кальция, стронция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей с раствором гидрокарбоната натрия. Подействовать на полученные карбонаты раствором 2н соляной кислоты, добавляя её по каплям.

#### ***2 Свойства сульфатов кальция, стронция, бария.***

Закрепить в штативе модуля три пробирки. Получить в трех пробирках осадки сульфатов кальция, стронция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей с раствором сульфата натрия. Подействовать

на полученные сульфаты 2н соляной кислотой. Наблюдается ли при этом протекание реакций?

*3 Свойства хроматов кальция, стронция, бария.*

Закрепить в штативе модуля три пробирки. Получить в трех пробирках осадки хроматов кальция, стронция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей с раствором хромата калия. Отметить их цвет. Испытать действие уксусной кислоты на осадки хроматов. Какой из них не растворяется в уксусной кислоте? Хромат, не растворяющийся в уксусной кислоте, получить повторно и подействовать на него соляной кислотой.

*4 Дробное осаждение сульфата и карбоната кальция.*

Закрепить в штативе модуля две пробирки. В одной пробирке получить сульфат кальция, добавив к 3...4 каплям раствора  $\text{CaCl}_2$  5...6 капель раствора сульфата натрия. Дать раствору отстояться.

***Опыт 2. Окрашивание пламени солями щелочных и щелочноземельных металлов.***

В фарфоровые тигли поместить по половине микрошпателя соединений кальция, стронция, бария. Залить соли до половины объема тиглей этиловым спиртом, перемешать с целью некоторого растворения соединений в спирте и поджечь. Наблюдать окрашивание пламени, которое особенно заметно в конце горения.

### ***Содержание отчета***

В отчете необходимо для каждого опыта записать уравнения протекающих реакций и соответствующие им наблюдения. В конце каждого опыта должен быть сформулирован вывод.

### ***Вопросы для самопроверки***

1 Каково строение атомов кальция, стронция, бария? Каковы их валентные возможности?

2 Напишите уравнения реакций кальция с азотной и концентрированной серной кислотами. Уравняйте реакции, используя метод электронного баланса. Объясните возможность реакций, используя значения стандартных электродных потенциалов.

3 Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов щелочно-земельных металлов? Приведите уравнения реакций.

4 Как изменяется сила оснований щелочно-земельных металлов и их растворимость? Почему?

## 4 Лабораторная работа № 21. Жесткость воды

**Цель работы:** определение жесткости водопроводной воды.

**Оборудование и реактивы:** УЛК «Общая и неорганическая химия»; весы аналитические AS220/C/2/n; весы НТ/КС–001; химический стакан; конические колбы; стеклянная палочка; 0,1н раствор соляной кислоты; буферный раствор (NH<sub>4</sub>OH + NH<sub>4</sub>C)l; мерная пипетка 50 мл; мерная бюретка; реактива ЭДТА (органическое соединение этилендиаминтетрауксусной кислоты); метилоранж.

### **Опыт 1. Временная жесткость.**

Временная жесткость  $J_{\text{врем}}$  определяется титрованием исследуемой воды децинормальным раствором соляной кислоты в присутствии индикатора метилоранжа. При титровании протекают следующие реакции:



В большой химический стакан налить воду из водопроводного крана, дать отстояться 10 мин. В три конические колбы отмерить мерной пипеткой 50 мл исследуемой воды из стакана. Добавить в каждую колбу по 2...3 капли метилоранжа.

Заполнить мерную бюретку 10н раствором соляной кислоты до верхнего (нулевого) деления. Предварительно ополоснуть её этим раствором. Проследить за тем, чтобы кислотой был заполнен нижний оттянутый конец бюретки. Перед каждым следующим титрованием бюретку заполнять кислотой до нулевого значения.

Провести три титрования жесткой воды соляной кислотой до исчезновения желтой окраски и появления оранжевого (но не розового!) цвета раствора.

Для этого в колбу для титрования медленно (по капле!) вводить раствор из бюретки, нажимая на бусинку в резиновой трубке бюретки большим и указательным пальцами левой руки, а правой непрерывно перемешивая содержимое колбы.

При появлении оранжевого цвета титрование прекратить и записать объем использованной на титрование кислоты. Результаты опыта занести в таблицу 4.1.

Таблица 4.1 – Результаты титрования растворов

Номер опыта	Объем жесткой воды $V_{H_2O}$ , мл	Объем раствора кислоты $V_{HCl}$ , мл	Средний объем кислоты $V_{HCl}$ , мл
1			
2			
3			

**Опыт 2. Определение общей жесткости воды.**

Общую жесткость  $J_{общ}$  воды определяют комплексонометрическим титрованием с применением реактива ЭДТА.

Заполнить бюретку раствором ЭДТА (0,02н). Отмерить пипеткой 50 мл анализируемой воды и перенести её в коническую колбу для титрования. Долить дистиллированной воды до общего объема 100 мл. Добавить 5 мл буферного раствора  $NH_4OH + NH_4Cl$  (для поддержания рН в интервале 9...10) и 2...3 капли индикатора эриохрома черного, при котором раствор окрасится в красный цвет.

Перемешать раствор стеклянной палочкой и сразу титровать из бюретки раствором ЭДТА до перехода красной окраски в синюю.

Титрование повторить 3 раза, как в предыдущем опыте. Результаты записать в таблицу, которая по форме подобна таблице 4.1 (см. опыт 1).

Рассчитать общую жесткость по такой же формуле, что и временную, только вместо объема и эквивалентной концентрации соляной кислоты брать объем ЭДТА и ее концентрацию.

Постоянную жесткость  $J_{пост}$  определить из соотношения

$$J_{пост} = J_{общ} - J_{врем}.$$

**Содержание отчета**

Привести таблицы с результатами титрования воды. Рассчитать значения общей, временной и постоянной жесткости.

**Вопросы для самопроверки**

1 Сколько граммов  $Ca(OH)_2$  необходимо прибавить к 1000 л воды, чтобы удалить временную жесткость, равную 2,86 мэкв/л?

2 Жесткость воды, содержащей только гидрокарбонат магния, равна 2 мэкв/л. Определите массу гидрокарбоната, содержащегося в 10 л воды.

3 При кипячении 250 мл воды, содержащей гидрокарбонат кальция, выпал осадок массой 3,5 мг. Чему равна жесткость воды?

4 Вычислить временную жесткость воды, зная, что на титрование 100 мл этой воды потребовалось 4 мл 0,05 н раствора хлороводородной кислоты.

## 5 Лабораторная работа № 22. Марганец и его соединения

**Цель работы:** приобретение навыков работы в химической лаборатории; ознакомление с некоторыми свойствами марганца и его соединений.

**Оборудование и реактивы:** УЛК «Общая и неорганическая химия»; весы аналитические AS220/C/2/n; весы НТ/КС–001; пробирки, тигель; микрошпатель; стеклянная палочка; соляная кислота; серная кислота; азотная кислота; сульфат марганца (II); гидроксид натрия; гидроксид калия (сухой); нитрат калия (сухой); перманганат калия; металлическая пластина; щипцы; серная кислота концентрированная; азотная кислота концентрированная; соляная кислота концентрированная; гидроксид натрия концентрированный; кристаллический оксалат марганца; бромная вода; оксид марганца (IV) (сухой); сульфит натрия (сухой).

### **Опыт 1.** *Получение марганца и его взаимодействие с кислотами.*

Получение порошкообразного марганца. В штативе модуля закрепить сухую пробирку, в которую поместить кристаллический оксалат марганца. Пробирку нагреть в пробирконагревателе (установить температуру 200 °С) до разложения соли с образованием мелкодисперсного металла. Держа горячую пробирку щипцами, высыпать из пробирки с большой высоты на металлическую поверхность немного мелкодисперсного металла, наблюдать вспышки.

Порошкообразный марганец оставить для следующего опыта.

### **Опыт 2.** *Взаимодействие марганца с кислотами.*

В штативе модуля закрепить пять пробирок. В пробирки налить по несколько капель кислот: в первую – соляной кислоты, во вторую – серной разбавленной, в третью – серной концентрированной, в четвертую – азотной разбавленной, в пятую – азотной концентрированной.

Во все пробирки внести микрошпатель порошкообразного марганца, полученного в опыте 1.

### **Опыт 3.** *Получение и исследование свойств гидроксида марганца (II).*

В модуле штатива закрепить три пробирки. В каждую пробирку внести по 2...3 капли раствора сульфата марганца (II) и в каждую добавить по 2...3 капли раствора щелочи; наблюдать образование осадка  $Mn(OH)_2$ , отметить цвет осадка.

В первую пробирку добавить 5...6 капель серной кислоты. Что происходит с осадком? Содержимое второй пробирки перемешать стеклянной палочкой – осадок изменяет окраску. В третью пробирку прилить 5...6 капель бромной воды – окраска осадка также изменяется.

**Опыт 4. Окислительно-восстановительные свойства  $MnO_2$ .****1 Окислительные свойства оксида марганца (IV).**

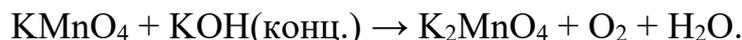
В штативе модуля закрепить сухую пробирку, в которую внести микрошпатель оксида марганца (IV) и прилить 3...4 капли концентрированной соляной кислоты. Наблюдать выделение хлора. Если хлор не выделяется, пробирку подогреть в пробирконагревателе при 100 °С.

**2 Восстановительные свойства  $MnO_2$ .**

В тигель поместить несколько гранул гидроксида калия и один микрошпатель нитрата калия. Смесь расплавить на плите при 300 °С и внести на кончике микрошпателя несколько кристалликов диоксида марганца. Отметить цвет полученного расплава.

**Опыт 5. Получение и свойства манганата калия.****1 Получение манганата калия.**

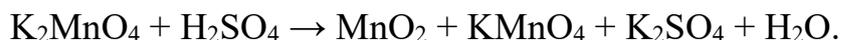
В штативе модуля закрепить четыре пробирки. В одну пробирку внести 10...12 капель концентрированного раствора NaOH. Добавить 6...8 капель раствора перманганата калия и нагреть смесь в пробирконагревателе (установить температуру 200 °С) до изменения цвета раствора на изумрудно-зеленый.



Раствор манганата разлить в три пробирки и использовать в следующих опытах.

**2 Диспропорционирование манганата калия в нейтральной среде.**

Манганат калия устойчив в сильно щелочной среде. При нейтрализации щелочи кислотой он разлагается. В третью пробирку прибавлять по каплям разбавленную серную кислоту. При этом наблюдается изменение окраски раствора и выпадение осадка, что свидетельствует о протекании реакции

**Содержание отчета**

Во всех опытах описать наблюдения и привести соответствующие уравнения реакций. В пятом опыте в уравнениях реакций расставить коэффициенты, используя метод электронного баланса.

**Вопросы для самопроверки**

1 Как меняются окислительные свойства оксидов марганца, содержащих ионы:  $Mn^{7+}$ ;  $Mn^{4+}$ ;  $Mn^{2+}$ ?

2 Йодоводородная кислота проявляет свойства восстановителя в реакции с какими из следующих веществ:  $\text{MnO}_2$ ;  $\text{Mn}(\text{OH})_2$ ;  $\text{MnO}_2$ ;  $\text{MnSO}_4$ ?

3 Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции, используя метод электронного баланса:  $\text{HCOOK} + \text{KMnO}_4 + \dots = \text{CO}_2 + \text{MnSO}_4 + \dots + \dots$ . Укажите окислитель и восстановитель.

4 Чему равна сумма коэффициентов в окислительно-восстановительной реакции:  $\text{SO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$ ?

## 6 Лабораторная работа № 23. Соединения хрома (III)

**Цель работы:** получение и изучение свойств хрома (III) и его наиболее распространённых соединений.

**Оборудование и реактивы:** УЛК; пробирки; фарфоровый тигель; микрошпатель; дозатор; фарфоровая чашка, индикаторная бумага; концентрированный раствор соляной кислоты; концентрированный раствор азотной кислоты; металлический хром; серная кислота; кристаллический дихромат аммония; карбонат калия; соляная кислота; гидроксид натрия.

### **Опыт 1.** Взаимодействие хрома с кислотами.

В штативе модуля закрепить две пробирки. В первую пробирку поместить 6...8 капель концентрированного раствора соляной кислоты, во вторую – 6...8 капель концентрированного раствора азотной кислоты. В каждую пробирку опустить по кусочку металлического хрома. Наблюдать выделение в первой пробирке газа и появление синей окраски, характерной для иона  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ . Наблюдается ли взаимодействие хрома с азотной кислотой? Вылить азотную кислоту из пробирки, промыть металл водой и добавить серную разбавленную кислоту.

### **Опыт 2.** Получение и свойства оксида хрома (III).

В фарфоровую чашку поместить горкой кристаллический дихромат аммония. Зажигалкой прикоснуться к его поверхности. Наблюдать реакцию.

Небольшую часть полученного оксида хрома (III) поместить в фарфоровый тигель, добавить равный объем карбоната калия и сплавить смесь на плитке при температуре 300 °С. Охладить продукт сплавления, растворить его в воде. Отметить цвет раствора. Написать уравнение взаимодействия оксида хрома (III) с карбонатом калия с образованием хромита калия.

### **Опыт 3.** Получение и свойства гидроксида хрома (III).

Закрепить две пробирки в штативе модуля. В первой пробирке получить гидроксид хрома (III), добавляя к раствору его соли раствор разбавленного гидроксида натрия (осторожно, по каплям). Половину полученного осадка перенести во вторую пробирку. На оставшийся в первой пробирке осадок

подействовать соляной кислотой, на содержимое второй пробирки – тем же раствором NaOH. Отметить цвет образовавшихся растворов.

**Опыт 4. Гидролиз солей хрома (III).**

Одну каплю раствора соли хрома (III) автоматическим дозатором поместить на кусочек универсальной индикаторной бумаги. Определить pH раствора.

**Опыт 5. Восстановительные свойства солей хрома (III).**

Пробирку закрепить в штативе модуля. В пробирке получить гексагидрохромат (III) калия (см. опыт 2). К раствору прилить 2...3 капли бромной воды, пробирку слегка подогреть в пробирконагревателе (при 50 °С). Наблюдать изменение окраски раствора.

**Содержание отчета**

Во всех опытах описать наблюдения и привести соответствующие уравнения реакций.

**Вопросы для самопроверки**

1 Как меняются окислительные свойства хрома в ряду оксидов CrO – Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – CrO<sub>3</sub>?

2 Какие из следующих соединений проявляют только окислительные свойства: CrO; Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>; Cr(OH)<sub>2</sub>; K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>?

3 Навеску смеси хрома и меди обработали при нагревании серной кислотой, при этом выделился газ объёмом 6,72 л (н. у.). При обработке такой же смеси разбавленной соляной кислотой выделилось 2,69 л (н. у.) газа. Вычислите массовую долю хрома в смеси.

4 Напишите реакции взаимодействия хрома с разбавленными и концентрированными серной и соляной кислотами.

## 7 Лабораторная работа № 24. Соединения хрома (VI)

**Цель работы:** изучение свойств соединений хрома (VI).

**Оборудование и реактивы:** модуль ОХ; пробирки; фарфоровый тигель; микрошпатель; дозатор; фарфоровая чашка; индикаторная бумага; сульфат хрома (III); гидроксид натрия; хлорид бария; йодид калия; гранула хрома; серная кислота; карбонат калия; сульфит натрия; кристаллический дихромат аммония; бромная вода; хромат калия; дихромат калия; сульфат железа (II).

**Опыт 1. Получение малорастворимых хроматов.**

В штативе модуля закрепить две пробирки. В первую пробирку внести 5 капель раствора хромата калия, а во вторую – 5 капель дихромата калия. В каждую пробирку добавить по 2...3 капли раствора хлорида бария. Отметить различия в окраске полученных осадков. Наблюдать за изменениями,

происходящими в пробирке с дихроматом. Объяснить явление с учётом процессов, происходящих в растворе с дихроматом калия:



**Опыт 2.** *Смещение равновесия между хроматами и дихроматами.*

Закрепить в штативе модуля пробирку, в которую поместить 2...3 капли раствора хромата калия, прибавить несколько капель раствора серной кислоты. Отметить изменение цвета раствора. Сюда же добавить несколько капель раствора щелочи. Раствор приобретает первоначальную окраску. Опыт повторить 2–3 раза.

**Опыт 3.** *Окислительные свойства соединений хрома (VI).*

Закрепить в штативе модуля три пробирки. В каждую пробирку внести по 4...5 капель раствора дихромата калия, добавить 3...4 капли серной кислоты. В первую пробирку прилить несколько капель раствора йодида калия, во вторую добавить один микрошпатель сульфита натрия и пробирку слегка подогреть в пробирконагревателе (при 50 °С), в третью пробирку внести один микрошпатель сульфата железа (II). Наблюдать изменение окраски растворов.

### **Содержание отчета**

Во всех опытах описать наблюдения и привести соответствующие уравнения реакций.

### **Вопросы для самопроверки**

1 Написать молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей:  $\text{CrCl}_3$ ;  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ .

2 Закончить уравнения окислительно-восстановительных реакций:



3 Объясните, что происходит при сливании водных растворов сульфата хрома (III) и сульфида натрия. Напишите уравнения соответствующих реакций.

## **8 Лабораторная работа № 25. Железо, кобальт, никель**

**Цель работы:** исследование свойств металлов семейства железа; получение и исследование свойств соединений железа, кобальта и никеля.

**Оборудование и реактивы:** модуль ОХ, пробирки; микрошпатель; железная стружка, стеклянная палочка, индикаторная бумага, пинцет кобальтовая стружка; никелевая стружка; фильтровальная бумага; соляная кислота 2н; серная

кислота 2н; азотная кислота 2н; гидроксид натрия 2н; роданид калия; бромная вода; дихромат калия; хлорид железа (III) (сухой); карбонат натрия; сульфид натрия; хлорид бария; хлорид кобальта (II); аммиак 25-процентный; серная кислота концентрированная; соль Мора; сульфат кобальта (II); сульфат никеля (II); пероксид водорода 3-процентный; йодид калия; йодид натрия; сульфата железа (II) (сухой); сероводородная вода; гидроксид калия (сухой); гексацианоферрат (III) калия; гексацианоферрат (II) калия.

**Опыт 1. Взаимодействие металлов с кислотами.**

**1 Взаимодействие железа с кислотами.**

В штативе модуля закрепить четыре пробирки. В пробирки внести по 5 капель 2н растворов соляной, серной и азотной кислот. В четвертую пробирку внести 4 капли концентрированной серной кислоты. В каждую пробирку поместить по одному кусочку железной стружки. Пробирку с концентрированной серной кислотой осторожно нагреть в пробирконагревателе (при 50 °С).

В каждую пробирку добавить по одной капле раствора роданида калия (ион  $\text{CSN}^-$  является качественным реагентом на ионы железа  $\text{Fe}^{+3}$ ). Убедиться в том, что в соляной и разбавленной серной кислоте образуются ионы железа (+2), а в азотной и концентрированной серной кислоте (при нагревании) – ионы железа (+3).

**2 Взаимодействие кобальта и никеля с кислотами.**

В штативе модуля закрепить три пробирки. В каждую пробирку поместить по маленькому кусочку кобальтовой стружки и в каждую добавить по 10 капель 2н растворов соляной, серной и азотной кислот. Пробирки слегка нагреть в пробирконагревателе (при 50 °С) и наблюдать выделение газообразных продуктов. Обратит внимание на окраску образующихся растворов солей.

Проделать точно такие же опыты, используя никелевую стружку. Отметить окраску образующихся растворов солей.

**Опыт 2. Получение и исследование свойств гидроксидов железа (II), кобальта (II) и никеля (II).**

**1 Гидроксид железа (II).**

Растворы солей железа (II) никогда не готовят заранее, т. к. они легко окисляются кислородом воздуха. Поэтому в опытах используется наиболее устойчивая кристаллическая двойная соль – соль Мора  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \times \text{FeSO}_4 \times 6\text{H}_2\text{O}$  или её раствор, который готовится непосредственно перед опытом (в пробирку насыпают один микрошпатель соли Мора и растворяют в 6...8 каплях воды). В уравнениях реакций вместо формулы соли Мора можно пользоваться формулой сульфата железа (II).

В штативе модуля закрепить пробирку, в которую внести 6 капель раствора соли Мора и добавить по каплям 2н раствор щелочи до выпадения осадка  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ . Обратить внимание на цвет полученного гидроксида.

Перемешать полученный осадок стеклянной палочкой, наблюдать постепенный переход окраски в бурый цвет вследствие окисления гидроксида железа (II) в гидроксид железа (III), формулу которого следует записывать в виде  $\text{FeO}(\text{OH})$ , т. к. катион железа (+3) обладает сильным поляризующим действием, следствием которого является протекание в момент образования  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  реакции



### 2 Гидроксид кобальта (II).

Закрепить две пробирки в штативе модуля. В пробирки внести по 6 капель раствора соли кобальта (II) и добавить по каплям раствор щелочи. Реакция протекает ступенчато. Сначала появляется синий осадок основной соли  $\text{CoOHCl}$ , который затем становится розовым, что указывает на образование гидроксида кобальта (II). Осадок в одной пробирке размешать стеклянной палочкой и оставить на воздухе, а в другую прибавить 2...3 капли 3-процентного раствора пероксида водорода.

В отчёте описать опыт и написать уравнения реакций. В какой из пробирок наблюдается окисление гидроксида кобальта (II)?

### 3 Гидроксид никеля (II).

Закрепить три пробирки в штативе модуля. В пробирки поместить по 6 капель раствора соли никеля (II) и добавить по каплям раствор щелочи до выпадения осадка  $\text{Ni}(\text{OH})_2$ . Отметить цвет осадка. В первой пробирке осадок перемешать стеклянной палочкой и оставить на воздухе, во вторую добавить 2...3 капли 3-процентного раствора  $\text{H}_2\text{O}_2$ , а в третью – 1 каплю бромной воды. В каком случае происходит окисление  $\text{Ni}(\text{OH})_2$ ?

**Опыт 3. Окислительно-восстановительные свойства соединений железа (II) и железа (III).**

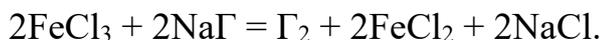
#### 1 Восстановительные свойства ионов $\text{Fe}^{2+}$ .

В штативе модуля закрепить пробирку, в которую поместить 6 капель раствора дихромата калия, подкислить разбавленной серной кислотой (5...6 капель), затем добавить один микрошпатель кристаллического сульфата железа (II). Наблюдать изменение окраски раствора.

В отчёте написать уравнение реакции, уравнивать её методом полуреакций. Используя окислительно-восстановительные потенциалы полуреакций, определить, возможно ли окисление солей кобальта (II) и никеля (II) дихроматом калия. Сделать вывод о восстановительных свойствах ионов железа в сравнении с ионами кобальта (II) и никеля (II).

## 2 Окислительные свойства ионов $Fe^{3+}$ .

Используя значения окислительно-восстановительных потенциалов полуреакций, определить, какой галоген можно получить в молекулярном виде по реакции



Провести реакцию получения этого галогена и подтвердить его образование качественной реакцией.

### *Содержание отчета*

Во всех опытах описать наблюдения, привести соответствующие уравнения реакций и сделать выводы о свойствах изучаемых элементов.

### *Вопросы для самопроверки*

1 Написать уравнения реакций между железом и разбавленной и концентрированной серной кислотой.

2 Написать уравнение гидролиза  $FeCl_3$  в молекулярной и ионной форме.

3 Какова степень окисления и координационное число Ni в солях  $[Ni(NH_3)_4(H_2O)_2]SO_4$  и  $K_2[Ni(CN)_4]$ .

4 Какова степень окисления Co в солях  $K_4[Co(CN)_6]$  и  $K_3[Co(NO_2)_6]$ ?

5 Почему при нагревании раствора  $FeCl_3$  окраска темнеет, а при добавлении кислоты светлеет?

## 9 Лабораторная работа № 26. Цинк, кадмий, ртуть

**Цель работы:** изучение химических свойств цинка, кадмия, ртути и их характерных соединений.

**Приборы и реактивы:** УЛК «Общая и неорганическая химия»; весы аналитические AS220/C/2/n; весы НТ/КС–001; пробирки; гранулы цинка; сульфат кадмия; соляная кислота; серная кислота; азотная кислота; гидроксид натрия; сульфид аммония; йодид калия; нитрат ртути (II); нитрат ртути (I); серная кислота концентрированная; сульфат цинка, аммиак 25-процентный; хлорид натрия.

### **Опыт 1.** Изучение свойств металлов.

Две пробирки закрепить в штативе модуля. В пробирки внести по 5...7 капель растворов сульфата кадмия и нитрата ртути (II). В каждую пробирку опустить гранулу цинка. Наблюдать выделение металлов на поверхности цинка.

### **Опыт 2.** Взаимодействие цинка с кислотами.

Четыре пробирки закрепить в штативе модуля. В пробирки поместить по одной грануле цинка и добавить по 8...10 капель: в первую пробирку –

соляной кислоты, во вторую – разбавленной серной кислоты, в третью – концентрированной серной кислоты (пробирку подогреть в пробирконагревателе при 100 °С), в четвертую – разбавленной азотной кислоты. Выделение каких газов наблюдается?

**Опыт 3.** *Взаимодействие цинка со щелочами.*

В штативе модуля закрепить пробирку, в которую прилить раствор гидроксида натрия и опустить гранулу цинка, наблюдать выделение газообразного вещества.

**Опыт 4.** *Получение и свойства гидроксидов цинка и кадмия.*

Шесть пробирок закрепить в штативе модуля. В две пробирки поместить по 5 капель растворов солей цинка и кадмия. В каждую добавить по 2 капли раствора щелочи. Полученные осадки разделить на три части и исследовать взаимодействие гидроксидов с растворами соляной кислоты, щелочи и аммиака.

**Опыт 5.** *Взаимодействие солей ртути со щелочью.*

Две пробирки закрепить в штативе модуля. В одну пробирку внести 5 капель раствора нитрата ртути (II), в другую – столько же нитрата ртути (I), добавить по 3 капли раствора NaOH. Отметить цвет выпавших осадков. В первой пробирке образуется оксид ртути (II), а во второй – смесь металлической ртути и оксида ртути (II), получившихся в результате диспропорционирования оксида ртути (I).

**Опыт 6.** *Получение малорастворимых солей цинка, кадмия, ртути.*

Получение сульфидов цинка, кадмия, ртути. Закрепить три пробирки в штативе модуля. В первую пробирку прилить 3...4 капли сульфата цинка, во вторую – 3...4 капли сульфата кадмия, в третью – 3...4 капли нитрата ртути (II). В пробирки с растворами солей цинка, кадмия и ртути добавить 1...2 капли свежеприготовленного раствора сульфида аммония. Отметить цвет образовавшихся осадков. В каждую пробирку добавить 2...3 капли соляной кислоты. В какой пробирке наблюдается растворение осадка?

Произведения растворимости:

$$PP(\text{ZnS}) = 1,6 \cdot 10^{-24}; \quad PP(\text{CdS}) = 1,1 \cdot 10^{-29}; \quad PP(\text{HgS}) = 3,0 \cdot 10^{-53}.$$

**Опыт 7.** *Комплексные соединения цинка, кадмия, ртути.*

Получение аминоконплексных соединений. Три пробирки закрепить в штативе модуля. В первую пробирку прилить 3...4 капли сульфата цинка, во вторую – 3...4 капли сульфата кадмия, в третью – 3...4 капли нитрата ртути (II). В каждую пробирку добавить 2 капли раствора аммиака. Наблюдать выпадение осадков. В каждую пробирку по каплям прибавить избыток раствора аммиака. В какой пробирке осадок не растворился?

### *Содержание отчета*

Во всех опытах описать наблюдения, привести соответствующие уравнения реакций и сделать выводы о свойствах изучаемых элементов.

#### *Вопросы для самопроверки*

1 Имеется водный раствор  $ZnCl_2$  и  $HgCl_2$ . Предложите способ разделения этих солей.

2 Какой объем 0,1М раствора  $SnCl_2$  нужно прилить к 200 мл 0,15М раствора сулемы, чтобы восстановить её до ртути? Сколько ртути при этом получится?

3 Составьте уравнение реакции и расставьте коэффициенты:



4 Сопоставьте химические свойства цинка, кадмия и ртути.

## **10 Лабораторная работа № 27. Медь и серебро**

*Цель работы:* изучение химических свойств меди, серебра и их соединений.

*Приборы и реактивы:* УЛК «Общая и неорганическая химия»; весы аналитические AS220/C/2/n; весы НТ/КС–001; пробирки; гранулы цинка; сульфат меди (II); серная кислота; соляная кислота; азотная кислота; гидроксид натрия; карбонат натрия; йодид калия; тиосульфат натрия; хлорид натрия; нитрат серебра (I); серная кислота концентрированная; азотная кислота концентрированная; соляная кислота концентрированная; аммиак 25-процентный; сульфид натрия; сероводородная вода; крахмал; пероксид водорода 3-процентный; бромид натрия.

### *Опыт 1. Взаимодействие меди с кислотами.*

В штативе модуля закрепить пять пробирок. В первую пробирку прилить соляную кислоту, во вторую – серную кислоту, в третью – азотную кислоту, в четвертую – концентрированную серную кислоту, в пятую – концентрированную азотную кислоту. Исследовать взаимодействие меди с кислотами.

### *Опыт 2. Получение и свойства гидроксида меди (II).*

В штативе модуля закрепить четыре пробирки. В четырёх пробирках получить осадок гидроксида меди (II) взаимодействием раствора сульфата меди (II) с раствором щелочи. Испытать отношение гидроксида меди (II): в первой пробирке – к нагреванию (нагревать в пробирконагревателе при 100 °С), во второй – к раствору серной кислоты, в третьей – к раствору аммиака, в четвертой – к раствору щелочи.

Первую пробирку оставить для следующего опыта.

**Опыт 3. Свойства оксида меди (II).**

В штативе модуля закрепить две пробирки. Оксид меди (II), полученный при нагревании гидроксида меди (II) разделить на две пробирки и испытать к действию кислоты (в первой пробирке) и щелочи (во второй пробирке).

**Опыт 4. Получение сульфида меди (II).**

В штативе модуля закрепить две пробирки. В одну пробирку внести 5...7 капель сульфата меди (II) и добавить столько же раствора сульфида натрия. Отметить цвет выпавшего осадка. Разделить осадок на две части. В одну добавить несколько капель концентрированной соляной кислоты, в другую – концентрированной азотной. В какой пробирке осадок растворился?

**Опыт 5. Получение аминокompлексного соединения меди (II).**

В штативе модуля закрепить пробирку, в которую прилить 4...5 капель раствора сульфата меди (II) и добавить 1...2 капли раствора аммиака. Наблюдать выпадение осадка основной соли  $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$ . Растворить осадок в избытке аммиака. Отметить цвет раствора. Внести в пробирку 5...7 капель сероводородной воды. Что наблюдается?

**Опыт 6. Получение оксида серебра (I).**

Закрепить пробирку в штативе модуля, прилить 3...4 капли нитрата серебра (I) прилить столько же раствора гидроксида натрия. Отметить цвет выпавшего осадка оксида серебра (I).

**Опыт 7. Окислительные свойства катиона  $\text{Ag}^+$ .**

Закрепить пробирку в штативе модуля. В пробирку внести 1...2 капли раствора  $\text{AgNO}_3$ , 3...5 капель 3-процентного раствора пероксида водорода и 1...2 капли раствора щелочи. Наблюдать образование мелкодисперсного металлического серебра.

**Содержание отчета**

Во всех опытах описать наблюдения, привести соответствующие уравнения реакций и сделать выводы о свойствах изучаемых элементов.

**Вопросы для самопроверки**

1 Напишите реакции термического разложения  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ .

2 Закончите уравнение реакции  $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + \text{O}_2(\text{воздух}) = \dots$  и расставьте коэффициенты, используя метод электронного баланса.

3 Напишите реакции взаимодействия меди с разбавленной и концентрированной азотной кислотой.

4 Напишите реакции взаимодействия оксидов меди и серебра с концентрированной соляной кислотой, взятой в избытке.

## 11 Лабораторная работа № 28. Галогены и их соединения

**Цель работы:** ознакомление с методами получения галогенов и их соединений с водородом; изучение окислительно-восстановительных свойств галогенов и их важнейших соединений; проведение качественных реакций на галогены и галогенид-ионы.

**Приборы и реактивы:** УЛК «Общая и неорганическая химия»; весы аналитические AS220/C/2/n; весы НТ/КС–001; пробирки; стеклянная палочка; фарфоровый тигель; пипетка; микрошпатель; индикаторная бумага; хлорид калия; бромид калия; йодид калия; дихромат калия; перманганат калия; хлорид натрия; хлорид железа (III); хлорат калия; диоксид марганца; гидроксид калия (твердый); бромная вода; тиосульфат натрия; серная кислота концентрированная; соляная кислота; соляная кислота концентрированная; ортофосфорная кислота концентрированная; 1М серная кислота; сахарная пудра; органический растворитель; нитрат серебра; йодная вода.

### *Опыт 1. Получение галогенов.*

В три сухие пробирки внести по одному микрошпателю  $KCl$ ,  $KBr$  и  $KI$  (или  $NaCl$ ,  $NaBr$ ,  $NaI$ ) и по одному микрошпателю любого окислителя из числа  $KMnO_4$ ,  $MnO_2$  или  $K_2Cr_2O_7$ . Вещества в пробирках перемешать встряхиванием. Во все пробирки добавить по 2...3 капли концентрированной серной кислоты и наблюдать выделение газообразного хлора, брома и йода, отличающихся окраской.

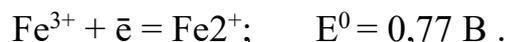
Убедившись в протекании реакции, в пробирки внести по 5...6 капель тиосульфата натрия, который подавляет выделение галогенов, восстанавливая их до безвредных галогенидов.

Хлор можно также получить из соляной кислоты. Для этого в пробирку внести микрошпатель окислителя ( $KMnO_4$  или  $MnO_2$ ) и 2...3 капли концентрированной соляной кислоты. Убедившись в протекании реакции, добавить в пробирку 5...6 капель  $Na_2S_2O_3$ .

### *Опыт 2. Восстановительные свойства галогеноводородов и галогенидов.*

В три пробирки внести по 4...5 капель раствора  $FeCl_3$  и по 2...3 капли разбавленного (одномолярного) раствора серной кислоты. В первую пробирку добавить 3...4 капли растворов  $KI$ , во вторую – 3...4 капли  $KBr$  и 3...4 капли  $KCl$  в третью пробирку. По изменению окраски раствора определить, в какой пробирке произошло восстановление  $FeCl_3$  до  $FeCl_2$  и окисление галогенид-иона.

Сравнить окислительно-восстановительные потенциалы галогенид-ионов с потенциалом полуреакции



**Опыт 3. Исследование окислительных свойств хлората калия.**

**1 Взаимодействие  $\text{KClO}_3$  с йодидом калия.**

В пробирку внести 4...5 капель раствора KI, прибавить 2...3 капли раствора хлората калия или несколько кристалликов сухой соли и 3...4 капли 1М серной кислоты. Наблюдать появление бурой окраски раствора.

**2 Окисление соляной кислотой.**

В пробирку поместить 1/3 микрошпателя кристаллического хлората калия и прибавить 2...3 капли концентрированной соляной кислоты. Наблюдать выделение газа, обратить внимание на его окраску.

**Опыт 4. Качественные реакции на галогенид-ионы.**

Образование осадков AgCl, AgBr, AgI является характерной реакцией на галогенид-ионы. Получить указанные вещества реакциями ионного обмена. Растворы соответствующих солей брать объемом 4...5 капель. Обратить внимание на вид и цвет осадков.

**Содержание отчета**

Во всех опытах описать наблюдения, привести соответствующие уравнения реакций и сделать выводы о свойствах изучаемых элементов.

**Вопросы для самопроверки**

1 Выберите среди предложенных элементов галогены и расположите их в порядке усиления окислительных свойств: Br; S; I; O; F.

2 Вычислите объем фтороводорода, который образуется при взаимодействии 2 л водорода и 4 л фтора (н. у.).

3 В какой и реакций хлор является и окислителем и восстановителем:  $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{HClO}$ ;  $\text{Cl}_2 + \text{Na} \rightarrow \text{NaCl}$ ? Составьте электронные балансы для каждой из реакций и расставьте коэффициенты.

4 В пробирку с гидроксидом меди (II) добавили серную кислоту. Через полученный раствор пропустили электрический ток, в результате реакции на одном из электродов выделился газ. Запишите процессы на аноде и катоде.

## 12 Лабораторная работа № 29. Сера и ее соединения

**Цель работы:** изучение свойств серы и ее наиболее распространенных соединений.

**Приборы и реактивы:** УЛК «Общая и неорганическая химия»; весы аналитические AS220/C/2/n; весы НТ/КС–001; пробирки; стеклянная палочка; микрошпатель; индикаторная бумага; пробка с отводной трубкой; зажигалка; порошок серы; хлорид бария; сульфид железа (II); перманганат калия; дихромат калия; сероводородная вода; нитрат свинца (II); хлорид сурьмы (III); сульфид натрия; кристаллы сульфита натрия; сульфит натрия; порошок цинка, алюминия, железа; азотная кислота концентрированная; соляная кислота концентрированная; серная кислота концентрированная; гранулы магния, цинка, меди; серная кислота; сульфат цинка; сульфат марганца (II); сульфид аммония; соляная кислота; сульфат алюминия.

### **Опыт 1. Окислительные и восстановительные свойства серы.**

#### **1 Окислительные свойства серы.**

В штативе модуля закрепить пробирку, в которую насыпать смесь порошков цинка (или алюминия, железа) с серой в соотношении 1:2. Пробирку нагреть в пробирконагревателе до 100 °С в вытяжном шкафу. Доказать опытом, что образовавшийся белый порошок содержит в своем составе ион  $S^{2-}$ . Написать уравнение реакции.

#### **2 Восстановительные свойства серы.**

В штативе модуля закрепить пробирку, в которую насыпать один микрошпатель порошка серы и добавить 5...6 капель концентрированной азотной кислоты. Смесь нагреть в пробирконагревателе при 150 °С до полного исчезновения серы. Какой газ при этом выделяется? К полученному раствору добавить 1...2 капли раствора хлорида бария.

### **Опыт 2. Получение сульфидов и изучение их растворимости.**

#### **1 Получение сульфидов.**

В штативе модуля закрепить пять пробирок. В пробирки поместить по 4...5 капель растворов сульфата цинка, сульфата марганца (II), нитрата свинца (II), хлорида сурьмы (III) и хлорида бария. В каждую пробирку добавить раствор сульфида аммония. Наблюдать выпадение осадка в пробирках. Полученные сульфиды сохранить для следующего опыта.

#### **2 Растворимость сульфидов в соляной кислоте.**

В пробирки с полученными ранее сульфидами добавить соляную кислоту и отметить, в каких пробирках наблюдалось растворение осадков.

#### **3 Растворимость сульфидов в азотной кислоте.**

В пробирки, в которых осадки сульфидов не растворились в соляной кислоте, добавить концентрированную азотную кислоту. Отметить выделение газа (какого?)

**Опыт 3. Изучение свойств соединений серы.****1 Восстановительные свойства сульфита натрия.**

Пробирку закрепить в штативе модуля. В пробирку прилить 5...6 капель перманганата калия и добавить 3...4 капли серной кислоты и несколько кристалликов сульфита натрия.

**2 Окислительные свойства сульфита натрия.**

Пробирку закрепить в штативе модуля. В свежеприготовленный раствор сульфита натрия добавить раствор сульфида натрия. Отметить образование осадка.

**Опыт 4. Изучение свойств серной кислоты.****1 Дегидратирующие свойства серной кислоты.**

Стеклянной палочкой, смоченной концентрированной серной кислотой, написать что-нибудь на листочке бумаги. Бумагу слегка прогреть, держа её высоко над пламенем зажигалки.

**2 Взаимодействие серной кислоты с металлами.**

Три пробирки закрепить в штативе модуля. Поместить в пробирки гранулы магния, цинка и меди. Прилить разбавленной серной кислоты в пробирки. Написать уравнения реакций  $\text{H}_2\text{SO}_4$  с магнием и цинком. Почему разбавленная серная кислота не взаимодействует с медью?

Повторить опыт, подействовав на металлы концентрированной кислотой, наблюдать выделение газов в первой и третьей пробирках (определить газы по их запаху) и образование белого осадка во второй. Написать уравнения реакций, подобрать коэффициенты методом полуреакций.

**Содержание отчета**

Во всех опытах описать наблюдения, привести соответствующие уравнения реакций и сделать выводы о свойствах изучаемых элементов.

**Вопросы для самопроверки**

1 Как изменяется потенциал ионизации, сродство к электрону и свойства элементов шестой группы главной подгруппы? Почему?

2 Напишите уравнение диссоциации сероводородной кислоты. Как отразится на равновесии добавление к раствору: соляной кислоты; щелочи; нитрата свинца?

3 На сульфид железа (II) подействовали: соляной кислотой; азотной кислотой. Напишите уравнения соответствующих реакций.

4 Какие способы получения  $\text{SO}_2$  существуют? Какие ионы получаются при пропускании  $\text{SO}_2$ : в чистую воду; в хлорную воду?

## 13 Лабораторная работа № 30. Азот и его соединения

**Цель работы:** получение и исследование свойств наиболее распространенных соединений азота, фосфора, сурьмы и висмута.

**Оборудование и реактивы:** УЛК «Общая и неорганическая химия»; весы аналитические AS220/C/2/n; весы НТ/КС–001; пробирки; тигель; индикаторная бумага; стеклянная палочка; гидроксид натрия; аммиак 25-процентный; йодид калия; хлорид аммония (сухой); перманганат калия; дихромат калия; серная кислота; раствор нитрита калия.

### **Опыт 1.** *Получение и обнаружение аммиака.*

Пробирку закрепить в штативе модуля. Смесь кристаллического хлорида аммония и гидроксида натрия (или КОН) поместить в пробирку и осторожно нагреть в пробирконагревателе (установить температуру 100 °С).

Выделение аммиака установить с помощью влажной универсальной индикаторной бумаги или с помощью стеклянной палочки, смоченной концентрированной соляной кислотой.

### **Опыт 2.** *Восстановительные свойства аммиака.*

В штативе модуля закрепить две пробирки. В первую пробирку поместить 5...6 капель раствора перманганата калия, а во вторую – 5...6 капель раствора дихромата калия. Подкислить растворы серной кислотой и прибавлять по каплям раствор аммиака до обесцвечивания первого и изменения окраски второго.

### **Опыт 3.** *Окислительно-восстановительная двойственность нитритов.*

#### *1 Окислительные свойства нитритов.*

Закрепить пробирку в штативе модуля. Провести в пробирке реакцию между растворами  $\text{KNO}_2$  и подкисленным раствором  $\text{KI}$ , обратить внимание на изменение окраски раствора и цвет выделяющегося газа.

#### *2 Восстановительные свойства нитритов.*

В штативе модуля закрепить две пробирки. В первую пробирку поместить 5...6 капель раствора перманганата калия, а во вторую – 5...6 капель раствора дихромата калия. Провести их восстановление нитритом калия в кислой среде.

### **Опыт 4.** *Окислительные свойства нитритов.*

Закрепить пробирку в штативе модуля. Провести в пробирке реакцию между растворами  $\text{KNO}_2$  и подкисленным раствором  $\text{KI}$ , обратить внимание на изменение окраски раствора и цвет выделяющегося газа.

### **Опыт 5.** *Восстановительные свойства нитритов.*

В штативе модуля закрепить две пробирки. В первую пробирку поместить 5...6 капель раствора перманганата калия, а во вторую – 5...6 капель раствора дихромата калия. Провести их восстановление нитритом калия в кислой среде.

## ***Содержание отчета***

Во всех опытах описать наблюдения, привести соответствующие уравнения реакций и сделать выводы о свойствах изучаемых элементов.

### ***Вопросы для самопроверки***

1 Какую максимальную степень окисления и валентность может проявлять в соединениях азот? Почему?

2 Какую реакцию среды будут иметь растворы солей: хлорида аммония; нитрата натрия; карбоната аммония; нитрита калия; ацетата аммония?

3 Чем отличается действие разбавленной азотной кислоты на металлы от действия соляной кислоты? От каких факторов зависит глубина восстановления азотной кислоты при взаимодействии ее с различными металлами? Приведите примеры.

4 Чем можно объяснить химическую инертность азота? Сколько связей в молекуле азота и каков их характер?

## **14 Лабораторная работы № 31. Соединения фосфора, сурьмы, висмута**

***Цель работы:*** исследование свойств наиболее распространенных соединений фосфора, сурьмы, висмута.

***Оборудование и реактивы:*** УЛК «Общая и неорганическая химия»; весы аналитические AS220/C/2/n; весы НТ/KS-001; пробирки; тигель; коническая колба; мерный цилиндр; резиновая трубка; микрошпатель; индикаторная бумага; фильтровальная бумага; красный фосфор; азотная кислота концентрированная; молибдат аммония; ортофосфат натрия; хлорид сурьмы (III); гидроксид натрия; соляная кислота; нитрат висмута (III); концентрированная соляная кислота.

### ***Опыт 1. Получение и обнаружение фосфорной кислоты.***

Закрепить в штативе модуля пробирку, в которую поместить небольшое количество красного фосфора. Подействовать концентрированной азотной кислотой на красный фосфор (обратить внимание на окраску выделяющегося газа). К полученному раствору прибавить раствор молибдата аммония (1...2 капли).

### ***Опыт 2. Гидролиз фосфатов.***

В штативе модуля закрепить пробирку, в которую прилить раствор ортофосфата натрия. С помощью универсальной индикаторной бумаги определить среду и pH раствора. Написать молекулярные и ионные уравнения

ступенчатого гидролиза этой соли. Используя табличные значения констант ступенчатой диссоциации ортофосфорной кислоты ( $K_1 = 7,1 \cdot 10^{-3}$ ,  $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$ ,  $K_3 = 5,0 \cdot 10^{-13}$ ), вычислить константу гидролиза и степень гидролиза в 1М растворе по каждой ступени.

**Опыт 3. Получение гидроксидов сурьмы (III) и висмута (III) и исследование их свойств.**

1 *Получение гидроксида сурьмы (III).*

Закрепить две пробирки в штативе модуля. В пробирки поместить по 3...4 капли раствора хлорида сурьмы (III). В каждую пробирку прибавить по 3...5 капель раствора щелочи до выпадения осадка. В одной из пробирок на осадок гидроксида сурьмы (III) подействовать соляной кислотой (добавить несколько капель), в другую – раствором щелочи. Наблюдать протекание реакций в обоих случаях.

2 *Получение гидроксида висмута (III).*

Пробирку закрепить в штативе модуля. Получить в пробирке нерастворимый  $\text{Bi}(\text{OH})_3$  взаимодействием нитрата висмута (III) с раствором щелочи. Подействовать на осадок азотной кислотой и щелочью. Почему с кислотой гидроксид висмута взаимодействует, а со щелочью реакция не идёт?

**Опыт 4. Гидролиз солей сурьмы (III) и висмута (III).**

Закрепить в штативе модуля две пробирки. В первую пробирку налить 4...5 капель раствора хлорида сурьмы (III), во вторую – 4...5 капель раствора нитрата висмута (III). В каждую пробирку добавлять по каплям воду, перемешивая раствор стеклянной палочкой. Наблюдать помутнение растворов и выпадение осадков основных солей.

Прибавить несколько капель концентрированной соляной кислоты к хлориду сурьмы (III) и концентрированной азотной кислоты к нитрату висмута (III); осадки при этом растворяются. Снова прилить воду, наблюдается вторичное образование осадка. Объяснить это явление.

### ***Содержание отчета***

Во всех опытах описать наблюдения, привести соответствующие уравнения реакций и сделать выводы о свойствах изучаемых элементов.

### ***Вопросы для самопроверки***

1 Какие степени окисления наиболее характерны для фосфора? Приведите примеры соединений.

2 Определите характер среды в растворах солей: фосфата натрия, гидрофосфата натрия, дигидрофосфата натрия.

3 Каким образом можно осуществить следующие превращения:  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{CaHPO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ?

4 Как можно получить фосфористую кислоту? Чем объясняется ее способность к диспропорционированию?

## 15 Лабораторная работа № 32. Соединения углерода и кремния

**Цель работы:** исследование свойств наиболее распространенных соединений углерода и кремния.

**Оборудование и реактивы:** УЛК «Общая и неорганическая химия»; весы аналитические AS220/C/2/n; весы НТ/КС–001; пробирки; тигель; колба Бунзена; коническая колба; мерный цилиндр; резиновая трубка; микрошпатель; индикаторная бумага; фильтровальная бумага; карбонат кальция; карбонат натрия, сульфат кальция, хлорид бария, соляная кислота 2н, серная кислота 2н, сульфат меди (II), гидроксид натрия, соляная кислота концентрированная, карбонат калия, силикат натрия, хлорид никеля (II).

### **Опыт 1.** Получение оксида углерода (IV) и его растворение в воде.

Собрать установку: резиновую трубку надеть на боковой отросток колбы Бунзена. Второй конец резиновой трубки опустить в коническую колбу с водой.

На весах модуля взвесить навеску карбоната кальция массой 5 г и всыпать её в колбу Бунзена. Мерным цилиндром отмерить 20 мл серной кислоты, перелить кислоту в колбу и закрыть колбу пробкой. Начнется выделение диоксида углерода. Пропускать газ 3...5 мин, после чего проверить среду полученного в колбе раствора универсальной индикаторной бумагой.

### **Опыт 2.** Получение малорастворимых карбонатов.

В штативе модуля закрепить две пробирки. В пробирках получить карбонаты кальция и бария взаимодействием растворимых солей этих металлов с раствором карбоната натрия. Дать растворам отстояться, после чего из пробирок слить или удалить кусочком фильтровальной бумаги всю (или хотя бы часть) жидкость. Добавить к осадкам по одной капле концентрированной соляной кислоты. Что наблюдается?

### **Опыт 3.** Гидролиз растворимых карбонатов.

В две пробирки, закрепленные в штативе модуля, прилить растворы карбоната натрия и карбоната калия. С помощью универсальной индикаторной бумаги установить среду растворов.

**Опыт 4. Получение кремниевой кислоты.**

В штативе модуля закрепить пробирку, в которую внести 4...5 капель раствора силиката натрия, добавить 6...7 капель 2н соляной кислоты. Наблюдать образование геля кремниевой кислоты.

**Опыт 5. Получение малорастворимых силикатов.**

В штативе модуля закрепить три пробирки. В пробирки внести по 3...4 капли: в первую пробирку – раствор хлорида бария, во вторую – раствор хлорида никеля (II), в третью – раствор сульфата меди (II). Добавить в каждую пробирку по 2...3 капли раствора силиката натрия.

**Опыт 6. Гидролиз растворимого силиката.**

В пробирку, закрепленную в штативе модуля, прилить раствор силиката натрия. С помощью универсальной индикаторной бумаги установить среду раствора силиката натрия.

**Содержание отчета**

Во всех опытах описать наблюдения, привести соответствующие уравнения реакций и сделать выводы о свойствах изучаемых элементов.

**Вопросы для самопроверки**

1 Укажите тип гибридизации орбиталей атома углерода в молекулах:  $\text{CO}_2$ ;  $\text{CH}_4$ ;  $\text{CH}_3\text{Cl}$ ;  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ ;  $\text{CHCl}_3$ ;  $\text{C}_2\text{H}_2$ ;  $\text{C}_2\text{H}_4$ ;  $\text{C}_2\text{H}_6$ ;  $\text{C}_6\text{H}_6$ . Какую форму имеют эти молекулы?

2 Какие молекулы и ионы находятся в водном растворе  $\text{CO}_2$ ? Как изменится концентрация  $\text{CO}_2$  в растворе при добавлении в раствор щелочи?

3 Какой тип гибридизации орбиталей атома кремния в соединениях:  $\text{SiF}_4$ ;  $\text{SiO}_2$ ;  $\text{SiH}_4$ ;  $[\text{SiF}_6]^{2-}$ ;  $\text{SiO}_3^{2-}$ ? Какое строение имеют эти соединения?

4 Какие соединения называются карбидами и силицидами? Напишите уравнения взаимодействия карбида алюминия с водой и силицида магния с соляной кислотой.

**16 Лабораторная работа № 33. Соединения олова и свинца**

**Цель работы:** исследование свойств наиболее распространенных соединений олова и свинца.

**Оборудование и реактивы:** УЛК «Общая и неорганическая химия»; весы аналитические AS220/C/2/n; весы НТ/KS-001; пробирки; тигель; колба Бунзена; коническая колба; мерный цилиндр; резиновая трубка; микрошпатель; индикаторная бумага; фильтровальная бумага; дозатор; хлорид олова (II); нитрат

свинца (II); гранулы цинка; гидроксид аммония; соляная кислота 2н; азотная кислота 2н; гидроксид натрия; соляная кислота концентрированная,

**Опыт 1. Получение олова и свинца.**

В штативе модуля закрепить две пробирки. В одну пробирку внести раствор хлорида олова (II), а в другую – нитрата свинца (II). В каждую пробирку опустить по одной грануле цинка. Наблюдать появление на гранулах мелких кристалликов металлического олова и свинца.

**Опыт 2. Получение гидроксидов олова (II) и свинца (II) и исследование их основных и кислотных свойств.**

**1 Гидроксид олова (II).**

В штативе модуля закрепить две пробирки. В пробирках получить гидроксид олова (II) взаимодействием раствора хлорида олова (II) с гидроксидом аммония.

Для исследования свойств гидроксида олова (II) в одну пробирку добавить соляную кислоту, в другую – избыток раствора щелочи.

**2 Гидроксид свинца (II).**

В штативе модуля закрепить две пробирки. Взаимодействием растворённого нитрата свинца (II) с гидроксидом аммония получить в двух пробирках гидроксид свинца (II). Отметить цвет осадка. Растворить осадок, добавляя в первую пробирку 2н азотную кислоту, а во вторую – раствор щелочи.

**Опыт 3. Получение гидроксида олова (IV) и оксида свинца (IV) и исследование их основных и кислотных свойств.**

**1 Гидроксид олова (IV).**

Две пробирки закрепить в штативе модуля. В пробирки внести по 3...5 капель раствора хлорида олова (IV) и добавить гидроксид натрия до появления осадков гидроксида олова (IV). Растворить осадки, добавляя в первую пробирку разбавленную соляную кислоту, а во вторую – разбавленный раствор гидроксида натрия.

**2 Амфотерные свойства оксида свинца (IV).**

В штативе закрепить приборку. В фарфоровый тигель внести один микрошпатель оксида свинца (IV), 6...8 капель концентрированного раствора гидроксида натрия и нагреть тигель на плитке (установить температуру 300 °С). Нагревать в течение 15 мин, затем охладить. После охлаждения отобрать автоматическим дозатором в пробирку образовавшийся раствор гексагидроксоплюмбата (IV) натрия и добавить к нему по каплям концентрированную соляную кислоту до появления осадка хлорида свинца (IV) желтого цвета.

## ***Содержание отчета***

Во всех опытах описать наблюдения, привести соответствующие уравнения реакций и сделать выводы о свойствах изучаемых элементов.

### ***Вопросы для самопроверки***

1 Напишите уравнения реакций взаимодействия олова с серной и азотной кислотами.

2 Напишите уравнения реакции взаимодействия олова с гидроксидом натрия.

3 Какие степени окисления наиболее характерны для олова и свинца? Подтвердите уравнениями реакций.

4 Опишите свойства оксидов и гидроксидов олова и свинца.

## **17 Лабораторная работа № 34. Соединения алюминия**

***Цель работы:*** получение и изучение свойств наиболее характерных соединений алюминия.

***Оборудование и реактивы:*** УЛК «Общая и неорганическая химия»; весы аналитические AS220/C/2/n; весы НТ/КС–001; пробирки; магниевая лента; алюминиевая фольга; алюминиевая пудра; индикаторная бумага; микрошпатель; тетраборат натрия (бура); нитрат серебра; сульфат меди (II); серная кислота; соляная кислота: азотная кислота; гидроксид натрия; серная кислота концентрированная; соляная кислота концентрированная; азотная кислота концентрированная; нитрат ртути (II); сульфат алюминия; гидроксид аммония; карбонат натрия.

### ***Опыт 1. Свойства металлического алюминия.***

#### ***1 Взаимодействие с разбавленными кислотами.***

Закрепить три пробирки в штативе модуля. В первую пробирку поместить 5...6 капель разбавленной соляной кислоты, во вторую – 5...6 капель разбавленной серной кислоты, а в третью – 5...6 капель разбавленной азотной кислоты. В каждую опустить по небольшому кусочку алюминиевой фольги. Во всех ли случаях протекает реакция? Пробирки подогреть в пробирконагревателе. Что наблюдается?

#### ***2 Взаимодействие с концентрированными кислотами.***

Три пробирки закрепить в штативе модуля. В первую пробирку поместить 3...4 капли концентрированной соляной кислоты, во вторую – 5...6 капель концентрированной серной кислоты, а в третью – 5...6 капель

концентрированной азотной кислоты. С какими кислотами алюминий при комнатной температуре не взаимодействует? Осторожно нагреть пробирки в пробирконагревателе. Как влияет нагревание?

### *3 Взаимодействие со щелочами.*

В штативе модуля закрепить пробирку, в которую налить 2...3 мл раствора щелочи и добавить один микрошпатель алюминиевой пудры. Что наблюдается? Почему реакция начинается не сразу?

### **Опыт 2.** *Получение и исследование свойств гидроксида алюминия.*

В штативе модуля закрепить две пробирки. В каждой пробирке получить гидроксид алюминия взаимодействием сульфата алюминия с гидроксидом аммония. В первой пробирке на осадок  $Al(OH)_3$  подействовать соляной кислотой, а во второй – щелочью.

### **Опыт 3.** *Гидролиз солей алюминия.*

#### *1 Гидролиз сульфата алюминия.*

Испытайте в пробирке раствор соли сульфата алюминия лакмусовой бумагой. Объясните изменение цвета бумажки и сделайте вывод о силе гидроксида алюминия как основания. Напишите уравнения реакций ступенчатого гидролиза сульфата алюминия в молекулярной и ионной формах. Объясните, почему гидролиз данной соли не идет до конца.

#### *2 Совместный гидролиз сульфата алюминия и карбоната натрия.*

К 1 мл раствора сульфата алюминия в пробирке прибавьте раствор соды. Наблюдайте выпадение осадка и выделение пузырьков газа. Полученный осадок отфильтруйте, промойте на фильтре с водой и разделите на две части. К одной из них прилейте разбавленной  $HCl$ , к другой – раствор  $NaOH$ . Что происходит? Какой вывод о составе полученного осадка можно сделать на основании этих опытов? Напишите уравнения всех проведенных реакций в молекулярной и ионной формах. Образование каких веществ в данных реакциях обуславливает течение гидролиза до конца? Почему? На основании опыта сделайте вывод, можно ли получить сульфид и карбонат алюминия в результате обменных реакций в водных растворах.

#### *3 Совместный гидролиз сульфата алюминия и ацетата натрия.*

К раствору соли  $Al_2(SO_4)_3$  прилейте раствор ацетата натрия. Можно ли обнаружить внешние признаки протекания реакций? Прокипятите раствор. Что происходит? Объясните, какую роль в протекании реакции сыграло кипячение раствора. Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах. Какое вещество выпадает в осадок?

### *Содержание отчета*

Во всех опытах описать наблюдения, привести соответствующие уравнения реакций и сделать выводы о свойствах изучаемых элементов.

### *Вопросы для самопроверки*

1 Каково строение атомов алюминия и его аналогов? Каковы их валентные возможности?

2 Какими реакциями можно продемонстрировать амфотерные свойства алюминия?

3 Приведите молекулярные и ионные реакции гидролиза хлорида алюминия.

4 При каких условиях алюминий взаимодействует с концентрированными азотной и серной кислотами? Приведите уравнения реакций.

### **Список литературы**

1 **Росин, И. В.** Общая и неорганическая химия. Современный курс: учебное пособие / И. В. Росин, Л. Д. Томина. – Москва: Юрайт, 2016. – 316 с.

2 **Росин, И. В.** Химия: учебник и задачник для приклад. бакалавриата / И. В. Росин, Л. Д. Томина, С. Н. Соловьев. – Москва: Юрайт, 2019. – 420 с.

3 Химия: учебник для академ. бакалавриата / Ю. А. Лебедев [и др.]; под общ. ред. Г. Н. Фадеева. – 2-е изд., перераб. и доп. – Москва: Юрайт, 2019. – 431 с.

4 **Коровин, Н. В.** Общая химия / Н. В. Коровин. – Москва: Высшая школа, 2010. – 559 с.

5 **Глинка, Н. Л.** Общая химия / Н. Л. Глинка. – Москва: Юрайт, 2010. – 886 с.