

546  
244

МИНИСТЕРСТВО ЗДРАВООХРАНЕНИЯ И СОЦИАЛЬНОЙ ЗАЩИТЫ  
РЕСПУБЛИКИ МОЛДОВА  
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ МЕДИЦИНЫ И ФАРМАЦИИ  
ИМ. НИКОЛАЯ ТЕСТЕМИЦАНУ

Киструга Л.Я., Тигиняну Я.Д.

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К  
ЛАБОРАТОРНО-ПРАКТИЧЕСКИМ  
ЗАНЯТИЯМ ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ  
ХИМИИ**

(для студентов Фармацевтического факультета)

Кишинев  
2006

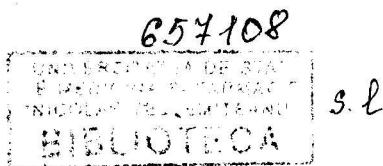
МИНИСТЕРСТВО ЗДРАВООХРАНЕНИЯ И СОЦИАЛЬНОЙ ЗАЩИТЫ  
РЕСПУБЛИКИ МОЛДОВА  
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ МЕДИЦИНЫ И ФАРМАЦИИ  
ИМ. НИКОЛАЯ ТЕСТЕМИЦАНУ

Кафедра Общей химии

Киструга Л.Я., Тигиняну Я.Д.

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К  
ЛАБОРАТОРНО-ПРАКТИЧЕСКИМ  
ЗАНЯТИЯМ ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ  
ХИМИИ**

(для студентов Фармацевтического факультета)



Кишинев

Издательско-Полиграфический Центр *Medicina*  
2006



CZU 546 (076.5)

К 44

Допущено к изданию Центральным методическим советом ГУМФ  
им. *Николая Тестемицану* 17.11.05, протокол №1

**Авторы:** *Киструга Л.Я.*, доктор химических наук, доцент  
*Тигиняну Я.Д.*, доктор хабилитат химических наук,  
профессор

**Рецензенты:** *Батыр Д.Г.*, доктор хабилитат химических наук,  
профессор  
*Русу А.Т.*, доктор химических наук, доцент

**Ведущий редактор:** *Сергиенко-Чобану Л.Г.*

**Редактор:** *Кысса Л.В.*

**Корректор:** *Бэтрыну Н.Г.*

**Компьютерный набор:** *Истрати В.И.*

Descrierea CIP a Camerei Naționale a Cărții

Киструга, Л.Я.

Методические указания к лабораторно-практическим занятиям по неорганической химии: для студентов Фармац. фак. / Л.Я. Киструга, Я.Д. Тигиняну; Гос. ун-т медицины и фармации им. *Николая Тестемицану*. Каф. Общей химии. – Ch.: Centrul Ed.-Poligr. *Medicina*, 2006. – 133 p.

Bibliog. p. 131 (6 tit.)

ISBN 978-9975-918-61-9

60 ex.

546 (076.5)

© *Medicina*, 2006

ISBN 978-9975-918-61-9 © Киструга Л.Я., Тигиняну Я.Д., 2006

## ВВЕДЕНИЕ

Практика в лаборатории неорганической химии для студентов Фармацевтического факультета является основой для подготовки будущего фармацевта, а осуществление процесса обучения в хороших условиях зависит от качества и степени проведения лабораторно-практических работ.

Настоящие методические разработки к лабораторно-практическим занятиям имеют целью в сравнительно короткий срок научить студентов I-го курса Фармацевтического факультета элементарным приемам экспериментальной работы, формирование некоторых практических навыков и особенно изучение элементов и неорганических химических веществ, наиболее часто встречающихся в фармацевтической практике. Сборник включает работы по описательной неорганической химии. Практически изучены наиболее важные и доступные химические элементы и их соединения.

## Работа с химическими веществами

При работе с химическими веществами предлагаются следующие правила:

1. Химически чистые реактивы необходимые для работы отбирают с помощью специальных ложек, шпателей, пипеток и т.д. Ни в коем случае химические реактивы нельзя брать голыми руками.

2. Запрещено использование одного и того же шпателя или одной и той же пипетки для нескольких реактивов.

3. При работе со щелочами рекомендуется надеть на руки резиновые перчатки.

4. С концентрированными кислотами, такими как  $H_2SO_4$ ,  $HNO_3$ ,  $HCl$  и другими, работают всегда под тягой, а их капли, случайно попавшие на внешнюю поверхность посуды, удаляются с помощью мокрой тряпки.

5. Строго запрещено пробовать на вкус любое химическое вещество, находящееся в лаборатории.

6. Запрещено нюхать прямо и интенсивно химические реактивы; процесс осуществляется легким движением руки над открытой посудой, направляя пары к носу.

7. С легко воспламеняющимися и вредными веществами необходимо работать под тягой и далеко от источников тепла или огня.

8. При выливании реактива из бутылки, последнюю необходимо держать таким образом, чтобы наклейка всегда находилась на ладони; при повторном выливании незамеченные капли реактива на внешней поверхности бутылки не должны соприкасаться с кожей руки, сохраняя таким образом наклейку.

9. Запрещено использование неидентифицированных реактивов.

10. Запрещено случайное смешивание реактивов без знания химических явлений, которые могут иметь место после этого.

11. Отбирать пипеткой концентрированные кислоты, едкие и ядовитые жидкости ртом запрещается. Для этого пипетки снаб-

жаются всасывающими устройствами. При разбавлении концентрированных кислот надо вливать кислоту в воду, а не наоборот.

12. Остатки веществ (особенно твердых), которые более не могут быть использованы, нельзя бросать в мусорные корзины, а следует обезвреживать химическим путем или уничтожать сжиганием.

13. Запрещается менять между собой пробки от бутылок с реактивами, так как это может привести к загрязнению соответствующих реактивов.

14. Легковоспламеняющиеся и токсические вещества хранятся в хорошо закрытых металлических шкафах; дурно пахнущие вещества хранятся только в вытяжном шкафу.

15. Большие бутыли с соляной, серной, азотной кислотами хранятся в шкафах или изолированных местах лаборатории.

16. Большие сосуды с реактивами должны быть хорошо закрытыми и защищенными специальными установками (корзинами, подставками, деревянными или металлическими скелетами и т.д.).

## **Меры первой помощи**

В качестве мер первой помощи при отравлениях или повреждениях в лаборатории можно рекомендовать следующие. При отравлении сероводородом пострадающего необходимо немедленно вынести из токсической среды, сделать искусственное дыхание и по возможности надеть кислородную маску. При повреждениях глаз применяют компрессы с раствором борной кислоты с  $\omega$  ( $\text{H}_3\text{BO}_3$ )=3%.

При отравлениях оксидом углерода (II) пострадающий выносится на чистый воздух с использованием искусственного дыхания. Для стимулирования дыхания вводят кофеин или лобелин.

При отравлениях цианисто-водородной кислотой пострадавший быстро выносится из токсической среды и подвергается ингаляции при помощи ватного тампона, пропитанного

амилнитритом в течение 15–30 секунд через каждые 2–3 минуты. При сильных отравлениях вводится внутривенно 10–15 мл нитрита натрия с  $\omega(\text{NaNO}_2)=2\text{--}10\%$  или 50 мл раствора метиленового синего с массовой долей 10% приготовленного на растворе глюкозы с  $\omega(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)=25\%$ . Можно сделать легкий массаж и надеть кислородную маску.

При отравлениях соединениями мышьяка или сурьмы, признаками которых являются рвоты, в организм пострадавшего вводится в качестве антидота раствор, содержащий 300 мл воды, 100 г сульфата железа (III) и 20 г оксида магния. Данная смесь вводится постепенно по 5–10 г до исчезновения рвот.

При отравлениях солями свинца в организм вводится интенсивно концентрированный раствор сульфата магния, а при отравлениях солями серебра вводится концентрированный раствор хлорида натрия.

При случайном проглатывании концентрированных кислот вводится раствор гидрокарбоната натрия с  $\omega(\text{NaHCO}_3)=5\%$ , молоко или суспензию оксида магния с  $\omega(\text{MgO})=7\text{--}10\%$ . Одновременно с нейтрализующими агентами необходимо принять несколько маленьких ложек подсолнечного масла.

Внешние ожоги, вызванные действиями кислот, необходимо обработать раствором гидрокарбоната натрия с  $\omega(\text{NaHCO}_3)=5\%$  или даже в твердом виде, после чего промывают обработанную часть большим количеством воды.

При ожогах щелочами пораженную часть, после тщательного промывания водой, обрабатывают раствором уксусной кислоты с  $\omega(\text{CH}_3\text{COOH})=2\%$  или борной кислоты с  $\omega(\text{H}_3\text{BO}_3)=4\%$ .

При отравлениях хлором пострадавший немедленно выносятся из данного помещения и подвергается ингаляции гипофосфитом натрия, а глаза, рот и ноздри промываются раствором гидрокарбоната натрия с  $\omega(\text{NaHCO}_3)=5\%$ , после чего необходимо пить молоко или теплое кофе. Рекомендуется полный отдых.

Аналогичное лечение применяется и при отравлении бромом, а на пораженные бромом участки кожи, после тщатель-



ного промывания большим количеством воды, ставятся тампоны, пропитанные раствором тиосульфата натрия.

В случае тепловых ожогов необходимо действовать следующим образом:

1. При ожогах первой степени (покраснение кожи) пораженный участок тампонируют 96%-ним спиртом или медицинским спиртом.

2. При ожогах второй степени (с волдырями) пораженный участок тампонируют спиртом, раствором перманганата калия с  $\omega(\text{KMnO}_4)=3-5\%$  или свежим 5-ти процентным раствором танина.

3. При ожогах третьей степени, когда поражены ткани, следует обращаться к врачу.

## **s - Элементы**

### **Биологическая роль элементов I A и II A групп**

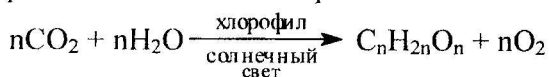
В человеческом организме массой 70 кг содержится 250 г калия и 70 г натрия. Ион натрия является основным вне клетки, а ион калия – внутри её. Осмотическое давление плазмы крови держится на необходимом уровне (770,07 кПа при 37°C) благодаря присутствию хлорида натрия. При недостатке хлорида натрия в организме наблюдается нарушение функции нервной системы, кровообращения, гладкой мускулатуры и скелетных мышц. Ионы калия, как и натрия, играют важную роль в регулировании функций организма. Возбудимость и проводимость сердечной мышцы находится в прямой зависимости от содержания ионов калия: большая концентрация угнетает сократительную способность сердечной мышцы, а снижение содержания ионов калия в сыворотке крови приводит к тяжелым нарушениям ритма сердечной деятельности. Калий участвует также в процессах проведения нервных импульсов и передачи их на иннервируемые органы.

Известны также данные о роли ионов лития в организме. Известно, например, что некоторые соединения лития оказы-

вают довольно благоприятный эффект при лечении заболеваний, связанных с нарушениями психической деятельности. Доказано, что литий способен регулировать активность ферментов, участвующих в переносе ионов натрия и калия из межклеточной жидкости в клетки мозга, одновременно воздействуя на ионный баланс клетки. Таким образом, выравнивая натрий-калиевый баланс, соли лития оказывают благоприятный эффект при лечении больных, страдающих психическими расстройствами.

О соединениях бериллия можно сказать, что они ядовиты. Для растений бериллий безвреден, а у животных вызывает бериллиевый рахит. Связанно это с тем, что при попадании в организм этих соединений образуются растворимые фосфаты бериллия, что ведет к ослаблению костной ткани. Кожа под влиянием соединений бериллия воспаляется.

Очень важна биологическая роль магния. Деятельность сердечно-сосудистой системы тесно связана с ионами  $Mg^{2+}$ . Недостаток этого иона в организме вызывает тяжелые нарушения сердечной деятельности, повышает предрасположенность к инфарктам, способствует быстрому наступлению переутомления организма. Магний входит в состав хлорофилла, который участвует в процессе фотосинтеза в зеленых растениях:



Ионы магния участвуют также в регулировании действия некоторых ферментов и клеточных систем.

Кальций, как и магний, имеет большое биологическое значение. Он обладает высокой биологической активностью, являясь основным структурным компонентом костей скелета и зубов животных и человека, а также важным компонентом системы свёртывания крови. Кальций в организме образует прочные соединения с белками, фосфолипидами, органическими кислотами, благодаря чему он не только выполняет важную роль при формировании тканевых структур, но и влияет на многие биологические и физиологические процессы, протекающие в организме.

Содержание кальция взрослого человека составляет около 20 г на килограмм веса тела. Основная часть кальция (99%) содержится в костной и хрящевой ткани. В этих тканях кальций находится в виде карбонатов, фосфатов, соединений с хлором, органическими кислотами и т.д. Взрослый человек должен получать с пищей 800–1000 мг кальция ежедневно. Соединения кальция, которые попадают в организм с пищей практически нерастворимы в воде. Под действием кислотного содержания желудка они частично переходят в растворимое состояние и только под действием желчных кислот кальций переходит в усвояемое состояние.

На баланс кальция в организме сильно влияет состояние невесомости, так как в этом случае происходит его “вымывание” из костей в кровь и затем потеря этого элемента с жидкими выделениями. Это особенность имеет огромное значение для рациона космонавтов в период длительных орбитальных полетов в космосе.

Ионы кальция играют важную роль в возбуждении и регулировании работы сердца, а также выполняют защитную роль, влияя на процесс свёртывания крови. Уменьшение содержания ионов кальция в плазме крови приводит к развитию тетании.

Очень токсичным является изотоп радиоактивного стронция (Sr-90). Он образуется в результате цепной реакции, например, при взрыве атомной бомбы. Он является опасным с двух точек зрения: во-первых, этот изотоп стронция осаждается вместе с кальцием в костных тканях и, во вторых, по продолжительности жизни ( $\tau_{1/2}=27,7$  лет) он превосходит все остальные изотопы, которые образуются в результате радиоактивного распада урана при взрыве атомной бомбы. Попадая в организм этот изотоп приводит к развитию очень сильного заболевания крови – лейкоemia.

# Лабораторная работа № 1

## Водород. Пероксид водорода

### Оборудование и реактивы:

Металлический штатив. Пробирки. Газоотводная трубка. Кристаллизатор. Пипетка Мора. Раствор мыла. Металлический цинк. Металлический алюминий. Спиртовка.

Растворы: лакмуса; серной кислоты с  $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4)=20\%$ ; гидроксида натрия с  $\omega(\text{NaOH})=20-30\%$ ; перманганата калия (м.к.э.\*)=0,5 моль/л; пероксида водорода с  $\omega(\text{H}_2\text{O}_2)=3\%$  и  $\omega(\text{H}_2\text{O}_2)=20\%$ ; иодида натрия (калия); крахмала; нитрата алюминия; дихромата калия; концентрированной серной кислоты. Диэтиловый эфир. Оксид марганца(IV).

### Опыт № 1. Получение водорода и его горение.

**а. Взаимодействие металлов с кислотами.** Укрепите в штативе пробирку в вертикальном положении и поместите в пробирку 5 мл серной кислоты с  $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4)=20\%$  и закройте ее пробкой с газоотводной трубкой. Проверьте чистоту водорода, который выделяется из пробирки. Если водород чистый, то при поджигании он будет гореть, причем пламя будет маленькой, так как ток газа является слабым. Держите некоторое время над этим пламенем холодную воронку и заметьте что при этом происходит. Напишите уравнения реакций. Какие металлы могут взаимодействовать с кислотами, вытесняя из них водород?

**б. Взаимодействие металлов со щелочами.** Используя ту же установку что и в предыдущем опыте, внесите в пробирку несколько гранул алюминия и налейте раствор гидроксида натрия (2–3 мл) с  $\omega(\text{NaOH})=20-30\%$ . Если реакция протекает медленно,

---

\* м.к.э. – молярная концентрация эквивалента,  $c(f_{\text{экв.}}(\text{A})\text{A})$ , моль/л. В дальнейшем приводится только её численное значение, например, (2 моль/л).

нагрейте слегка содержимое пробирки. Соберите выделившийся газ в пробирку с отверстием вниз и докажите, что это водород. Напишите уравнения реакций. Ещё какие металлы взаимодействуют со щелочами?

**в. Взрыв гремучего газа.** Сухую пипетку Мора из толстого стекла наполняют водородом. Связь между пипеткой и источником водорода осуществляется в верхнюю часть пробирки. Через несколько минут пипетка отсоединяется от источника газа и поджигается в верхней её части. Водород горит медленно. По мере продвижения пламени вдоль пробирки происходит взрыв благодаря образовавшейся смеси водорода и воздуха – гремучего газа, который образуется при проникновении воздуха в пробирку в её нижнюю часть.

Пропуск водорода через мыльный раствор и поджог образовавшихся пузырьков также приводит к маленьким взрывам благодаря образованию гремучего газа при разрыве пузырьков.

**Опыт № 2. Восстановительное действие атомарного водорода по сравнению с молекулярным.**

К разбавленному раствору серной кислоты добавьте несколько капель раствора перманганата калия. Полученную смесь налейте поровну в двух пробирках. В одной из них добавьте гранулу металлического цинка, а во вторую пропустите слабый ток водорода. Объясните разность поведения водорода в обоих случаях. Напишите уравнения реакций.

**Опыт № 3. Свойства пероксида водорода.**

**а.** В пробирку с небольшим раствором пероксида водорода внесите маленькую порцию  $MnO_2$ . Что наблюдается? Какую роль играет в данной реакции оксид марганца(IV)? Напишите уравнение реакции.

**б.** В раствор пероксида водорода добавьте несколько капель раствора иодида калия. Разбавьте смесь и добавьте в ней раствор крахмала. Что наблюдается? Напишите уравнение реакции. Какие свойства проявляет пероксид водорода в этой реакции?



в. Налейте в пробирку примерно 1 мл раствора перманганата калия, подкислите разбавленным раствором серной кислоты и добавьте по каплям раствор пероксида водорода. Что наблюдается? Напишите уравнение данной реакции. Какие свойства проявляет пероксид водорода в данной реакции?

#### **Опыт № 4. Пероксид водорода как кислота.**

а. Налейте в пробирку 3–4 мл дистиллированной воды и 4–5 капль раствора лакмуса. Поделите полученную смесь поровну в двух пробирках. В одну из них добавьте несколько капель пероксида водорода и сравните цвет растворов в обеих пробирках. Какими свойствами обладает пероксид водорода в данном случае?

б. Получите алюминат натрия воздействуя раствором соли алюминия на раствор гидроксида натрия. Раствор щелочи при получении алюмината не должен быть взят в большом избытке. В полученный раствор добавьте по каплям пероксид водорода до появления осадка. Напишите уравнения всех происходящих реакций.

#### **Опыт № 5. Реакция идентификации пероксида водорода.**

Налейте в пробирку примерно 2 мл воды, добавьте 1–2 капли раствора дихромата калия, 1–2 капли концентрированной серной кислоты, 1–2 мл пероксида водорода с  $\omega(\text{H}_2\text{O}_2)=3\%$ , 1–2 мл диэтилового эфира и перемешайте полученную смесь. Обратите внимание на цвет эфирного слоя, в котором растворяется полученный пероксид хрома  $\text{CrO}_5$ . Напишите уравнение реакции.

### **Контрольные вопросы**

1. Особенности расположения водорода в периодической системе элементов.
2. Физические свойства водорода. Его изотопы.
3. Промышленные и лабораторные способы получения водорода.

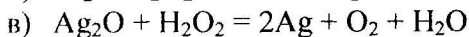
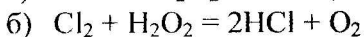
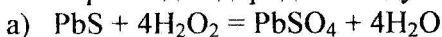
4. Химические свойства водорода: взаимодействие с кислородом, галогенами, металлами, оксидами.
5. Вода как важнейшее соединение водорода, её физические и химические свойства. Аквакомплексы и кристаллогидраты. Дистиллированная вода, её применение в фармации.
6. Пероксид водорода, его получение и строение молекулы.
7. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода.
8. Пероксид водорода как один из полупродуктов окисления в живых организмах. Его применение в медицине и фармации.

### Вопросы для самоконтроля и упражнения

1. Какие валентности и степени окисления характерны для водорода? Определите степень его окисления в ионах  $\text{HF}_2^-$ ,  $\text{BH}_4^-$ ,  $\text{NH}_4^+$ .
2. Может ли молекулярный водород проявлять окислительные свойства?
3. В каких из перечисленных гидридах,  $\text{LiH}$ ,  $\text{BeH}_2$ ,  $\text{BH}_3$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HF}$ , связь Э-Н имеет наибольшую степень ионности?
4. В каком из случаев быстрее обесцветится раствор перманганата:
  - а)  $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
  - б)  $\text{KMnO}_4 + \text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
5. Дейтерий и тритий применяются главным образом в качестве ядерного топлива. Какая реакция при этом протекает?
6. Сколько изотопов имеет водород? Какие из них были получены искусственным путем?
7. По какой причине тяжелая вода  $\text{D}_2\text{O}$  не поддерживает жизненные процессы?
8. Зависит ли молярная масса воды от температуры?
9. Как получается пероксид водорода электролитическим способом и из пероксодисерной кислоты?

10. Как диссоциирует пероксид водорода в разбавленных растворах? Напишите уравнение реакции диссоциации.

11. Какие свойства (окислительные или восстановительные) проявляет пероксид водорода в следующих реакциях:



12. Напишите все возможные формулы воды при одном и том же изотопном составе кислорода, но разным – водорода.

13. Средняя атомная масса водорода составляет 1,00797. Он представляет собой смесь изотопов  $^1_1\text{H}$  ( $A=1,00782$ ) и  $^2_1\text{D}$  ( $A=2,01410$ ). Какова массовая доля (%) дейтерия в природном водороде?

## Лабораторная работа № 2

### Щелочные металлы. Магний. Щелочно-земельные металлы

#### Оборудование и реактивы:

*Металлы:* натрий, кальций, магний. Фильтровальная бумага. Кристаллизатор. Воронка. Пробирки. Газоотводная трубка. Керамический тигель. Гидроксид калия (гранулы). Оксид марганца (IV). Карбонат кальция. Хром-никелевая проволока (или оголенный карандашный графит).

*Растворы:* фенолфталеина; лакмуса; кислот: соляной, серной, азотной (разбавленные); перманганата калия (0,1 моль/л); хлоридов аммония, натрия, магния, кальция, бария (0,5 моль/л); гидроксида натрия (2 моль/л); карбоната натрия (0,5 моль/л); гидроксида аммония (0,5 моль/л). Спиртовка. Дистиллированная вода.

**Опыт № 1. Реакция натрия с водой.** (Опыт проводят под тягой).

Отрежьте ножом на фильтровальной бумаге маленький кусочек натрия, удалите избыток керосина с его поверхности и с помощью пинцета перенесите металл в кристаллизатор, наполненный водой (кристаллизатор может быть заменен другим сосудом). Наблюдайте за ходом реакции, после завершения которой определите среду раствора, добавляя в него несколько капель раствора фенолфталеина. Напишите уравнение реакции.

**Опыт № 2. Взаимодействие кальция с водой.**

Гранулу кальция зачистите с одной стороны напильником и поместите в кристаллизатор с водой. Закройте под водой металл воронкой и на воронку наденьте пробирку (рис. 1). Вначале реакция идет медленно, но вскоре становится бурной. Вода мутнеет от образовавшегося малорастворимого гидроксида кальция. После окончания реакции перенесите в две пробирки по 10 капель полученного раствора. В одну пробирку добавьте 1–2 капли раствора фенолфталеина. Что наблюдается? Через раствор в другой пробирке пропустите оксид углерода (IV) (можно и выдыхаемый). Какой осадок образуется при этом? Напишите уравнения реакций взаимодействия кальция с водой и гидроксида кальция с оксидом углерода (IV) в молекулярном и ионном виде.

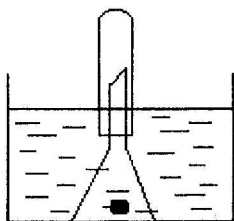


Рис. 1

### **Опыт № 3. Пероксид натрия. Его получение и свойства.**

**а. Получение пероксида натрия.** Кусочек металлического натрия, с поверхности которого предварительно удалили керосин фильтровальной бумагой, поместите в сухой керамический тигель. Нагрейте тигель и наблюдайте горение натрия с образованием пероксида натрия. Полученный пероксид сохраните для следующих опытов. Напишите уравнение реакции.

**б. Взаимодействие пероксида натрия с водой.** Внесите в сухую пробирку немного пероксида натрия и добавьте несколько капель воды. Внесите в пробирку тлеющую лучинку. Что происходит? Почему? После окончания реакции к раствору добавьте несколько капель раствора фенолфталеина. Что наблюдается? Напишите уравнение реакции взаимодействия пероксида натрия с водой.

**в. Окислительные свойства пероксида натрия.** В тигель внесите немного пероксида натрия, гранулу гидроксида калия и немного оксида марганца (IV). Смесь тщательно перемешайте и нагрейте на пламени горелки до сплавления, после чего охладите тигель на воздухе. Отметьте цвет образовавшегося сплава. Напишите уравнение реакции образования манганата калия и уравняйте методом электронного баланса.

**г. Восстановительные свойства пероксида натрия.** Внесите в пробирку 4–8 капель (0,1 моль/л) раствора перманганата калия и немного пероксида натрия и содержимое пробирки перемешайте. Наблюдайте выделение газа и образование бурого осадка. Напишите уравнение реакции.

### **Опыт № 4. Взаимодействие магния с кислотами.**

В три пробирки внесите по кусочку магния или немного порошка магния. В одну пробирку добавьте несколько капель раствора соляной кислоты (2 моль/л), в другую – раствора азотной кислоты (2 моль/л), в третьей – 2–3 капли концентрированной серной кислоты. Какие газы при этом выделяются? Напишите уравнения реакций.



### **Опыт № 5. Взаимодействие магния с солями аммония.**

Внесите в пробирку немного порошка магния и 1–2 мл раствора хлорида аммония. Нагрейте пробирку на пламени спиртовки и наблюдайте за происходящими процессами. Напишите уравнение реакции.

### **Опыт № 6. Получение и свойства гидроксида магния.**

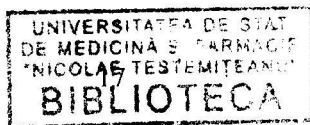
Внесите в пробирку 2–3 мл раствора хлорида аммония (0,5 моль/л) и подействуйте на него раствором гидроксида натрия (2 моль/л). Разделите полученный осадок на три равные части в трех пробирках и изучите действие кислот, оснований и хлорида аммония на этот осадок. Какие выводы можно сделать насчет кислотно-основных свойств гидроксида магния? Напишите уравнения реакций образования гидроксида магния и его растворения в кислотах и растворах хлорида аммония.

### **Опыт № 7. Гидролиз солей элементов IA и IIA групп.**

В три пробирки внесите по 3–5 капель растворов (0,5 моль/л) следующих солей: в первую пробирку – карбоната натрия, во вторую – хлорида кальция и в третью – хлорида магния. Добавьте в каждую пробирку по капле раствора лакмуса. Что наблюдается? Какие из указанных солей подвергаются гидролизу? Напишите уравнения реакций гидролиза.

### **Опыт № 8. Получение гидроксидов щелочно-земельных металлов.**

В трех пробирках внесите отдельно растворы хлоридов кальция, стронция и бария и в каждой из них добавьте разбавленный раствор гидроксида натрия. Сравните объемы полученных осадков и сделайте вывод о растворимости гидроксидов этих металлов. Повторите опыт заменив раствор гидроксида натрия раствором гидроксида аммония одинаковой концентрации. Сравните результаты этих опытов и сделайте соответствующие выводы. Напишите уравнения реакций.



654108

## **Опыт № 9. Окрашивание пламени солями элементов IA и IIA групп.**

Нагрейте сильно на пламени газовой горелки хром-никелевую левую проволоку или оголенный карандашный графит, после чего держите их немного времени в растворах хлорида натрия, калия, кальция, стронция и бария отдельно и внесите в пламени горелки. Как окрашивают бесцветное пламя соли этих металлов?

### **Контрольные вопросы**

1. Общая характеристика элементов IA и IIA групп.
2. Химические свойства элементов IA группы: образование оксидов, гидроксидов, пероксидов, надпероксидов, озонидов. Взаимодействие этих соединений с водой.
3. Гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов. Амфотерность гидроксида бериллия.
4. Взаимодействие щелочных и щелочно-земельных металлов с водородом, водой и кислотами. Их соли: галогениды, сульфиды, карбонаты, фосфаты.
5. Магний, его отношение к воде и кислотам. Гидроксид магния, его отличие от гидроксидов щелочно-земельных металлов.
6. Биологическая роль натрия, калия, магния и кальция.
7. Соединения элементов IA и IIA групп в медицине

### **Вопросы для самоконтроля и упражнения**

1. Напишите электронное строение атомов элементов IA и IIA групп. Какие из них являются полными электронными аналогами?
2. Как изменяются атомные радиусы и потенциалы ионизации в рядах Li-Cs и Be-Ra?
3. Почему щелочные металлы не могут быть использованы для восстановления менее активных металлов из водных растворов?

4. Напишите уравнения реакций взаимодействия щелочных металлов с кислородом и озоном.

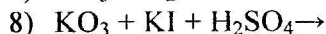
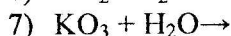
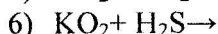
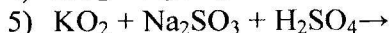
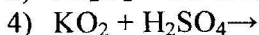
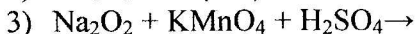
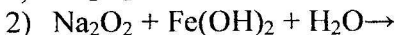
5. Как могут быть получены оксиды лития, натрия и калия?

6. На чем основано применение пероксидов и надпероксидов щелочных металлов для регенерации воздуха в закрытых помещениях?

7. Что получается при взаимодействии щелочных металлов с водородом? Все ли гидриды являются ионными соединениями?

8. Напишите уравнения всех реакций, которые происходят при хранении лития и калия на воздухе при комнатной температуре.

9. Закончите уравнения реакций:



10. Каков химический состав каустической, кристаллической, кальцинированной и пищевой соды?

11. Предложите метод получения карбоната натрия из сульфата натрия.

12. Как ведут себя при нагревании карбонаты и гидрокарбонаты щелочных металлов? Напишите уравнения возможных реакций.

13. Как может быть переведен гидрокарбонат натрия в карбонат без нагревания? Напишите уравнение реакции.

14. Почему магний не взаимодействует с водой при комнатной температуре, но взаимодействует при нагревании?

15. Почему магний растворяется в водном растворе хлорида аммония?

16. Какие из элементов IIА группы растворяются в щелочах?

17. Почему не всегда выпадает осадок, если к раствору хлорида магния добавить водный раствор аммиака в присутствии хлорида аммония?

18. В лаборатории оксид углерода (IV) получают реакцией между карбонатом кальция и соляной кислотой. Почему в данном случае не используется серная кислота?

19. В чем проявляется отличие химии бериллия от химии остальных элементов IIА группы?

20. Как изменяется термическая устойчивость и кислотные свойства в ряду  $\text{Be}(\text{OH})_2 - \text{Ba}(\text{OH})_2$ ?

21. Соли каких элементов IIА группы подвергаются в растворе гидролизу по катиону? Напишите соответствующие уравнения реакций.

22. Как получают амиды и нитриды щелочных металлов?

## d - Элементы

### Биологическая роль d - элементов

Некоторые d-металлы, благодаря их биологической роли в живой природе, названы “металлами жизни” (медь, цинк, марганец, железо, кобальт и др.)

**Хром.** Не существует единого мнения о биологической роли хрома, однако известно, что он играет определенную роль в жизнедеятельности организма человека. Хром содержится в тканях человеческого организма в исключительно низких и переменных концентрациях. Большинство изученных тканей взрослых людей содержит 0,02–0,04 мг/кг хрома на сухое вещество. Общее количество хрома в организме взрослого человека по-видимому чуть меньше 6 мг. Уровень хрома в тканях с возрастом уменьшается. Лёгкие – единственный орган, в котором содержание хрома с возрастом увеличивается. Недостаточность хрома проявляется в угнетении роста, сокращении продолжительности жизни и нарушении обмена глюкозы, липидов и белков. Шестивалентный хром токсичнее трехвалентного.

Воздействие пыли хроматов приводит к повышенной заболеваемости раком легких, а введение их избытка угнетает рост и способствует поражению печени и почек у экспериментальных животных.

**Молибден.** Первые данные о биологической роли молибдена были получены в 1930 году, когда было показано, что он является существенным для роста. Концентрация молибдена в тканях очень мала по сравнению с марганцем. Молибден входит в состав ферментов ксантиноксидаза, альдегидоксидаза и сульфитоксидаза. Биологическая роль молибдена в организмах изучена недостаточно. Особенно мало изучен метаболизм молибдена в связи с возможной ролью его в обмене железа.

У человека молибден обнаружен в ферментах ксантиноксидаза, участвующего в обмене пуринов, и в альдегидоксидазе. Заболеваний, вызванных нехваткой молибдена не описано, но имеются сведения, что его избыток в пище приводит к подагре. Механизм этого явления заключается, возможно, в повышенном синтезе ксантиноксидазы и интенсификации пуринового обмена, в результате чего образуется избыточное количество мочевой кислоты. Почки не справляются с её выведением, и мочевая кислота, и её соли начинают откладываться в суставах, сухожилиях и т.д.

При избытке молибдена в пище животные заболевают молибденозом, характерными признаками которого являются диарея, анемия, обесцвечивание шерсти. Токсическое действие молибдена устраняется ионами меди и сульфат - ионами.

Соединения молибдена применяются в клинико-биохимических лабораториях. Например, определение глюкозы в крови основано на восстановлении оксидом меди (I) арсеномолибдата аммония  $(\text{NH}_4)_2[\text{As}(\text{Mo}_2\text{O}_7)_6]$  до молибденовой сини  $\text{MoO}_3 \cdot \text{Mo}_2\text{O}_5 \cdot \text{H}_2\text{O}$ , которая определяется колориметрически.

**Марганец.** Организм взрослого человека массой 70 кг содержит 12–20 мг марганца. У больных инфарктом миокарда в первые сутки наблюдается резкое увеличение содержания марганца. Также замечено резкое увеличение содержания марганца



у больных язвенной болезнью 12-пёрстной кишки и холециститом, и очень низкий уровень марганца у больных первичным раком и циррозом печени. Показано, что марганец оказывает влияние на усвоение меди в организме. Марганец участвует в эритропоэзе и гемоглобинообразовании. Есть предположение, что он участвует в синтезе инсулина. Отсутствие марганца в организме сказывается на рост и жизненном тоне.

**Железо.** Этот элемент необходим для нормального развития всех живых организмов, без него было бы невозможной существование жизни на земле. Соединения железа выполняют различную роль в организме, наиболее важным из которых состоит в накоплении и транспортировке молекулярного кислорода и перемещение электронов в различных окислительно-восстановительных процессах.

Железо в организме делят на функционирующее, транспортное и железо депо. К функционирующему (78%) относится железо, содержащееся в гемоглобине и осуществляющее транспорт  $O_2$ , железо мышц и железо, входящее в состав ферментов – каталазы, пероксидазы, цитохрома С. Они способствуют перемещению электронов в дыхательной цепи.

Гемоглобин выполняет две функции: во-первых, переносит кислород (за счет его присоединения к железу) к тканям, в которых кислород переходит к миоглобину. Миоглобин при низких давлениях удерживает прочнее кислород, чем железо. Во-вторых, переносит оксид углерода(IV) из тканей в легкие (за счет аминокрупп).

Транспортное железо представлено трансферрином. К депонированному, резервному железу относится в основном ферритин и гемосидерин – широко распространенных в тканях. Ферритин, выделенный в 1937 году в кристаллическом состоянии, содержит до 20% железа. Гемосидерин – аморфное вещество, содержащее до 35% железа, главным образом в виде гидроксида, образующего зёрна. Он присутствует в тканях в виде коричневого, легко окрашивающегося пигмента. Общее содержание

железа в крови составляет 36,5 мг %, а в различных тканях человека содержится 4–5 г железа.

При недостатке железа в организме человека развивается малокровие, ухудшается самочувствие, наступает быстрое утомление. Избыток железа приводит к нарушению работы сердечно-сосудистой системы, печени, легких.

**Кобальт.** Этот элемент постоянно содержится во всех тканях человеческого организма. В детском возрасте отмечен высокий уровень кобальта в крови. Содержание кобальта в крови колеблется в зависимости от времени года и даже суток. Оно несколько выше летом, что связано с применением в пищу свежих овощей и фруктов. Общее количество кобальта в организме человека массой 70 кг составляет 1,1 мг. В норме весь кобальт печени существует в виде витамина В<sub>12</sub> (цианкобаламина) с молярной массой 1357. Кобальт участвует в процессах кроветворения. Он стимулирует рост, прибавку веса. У больных зобом, в развитии зобной эндемии, кроме йода, определенную роль играет кобальт и медь. Препараты кобальта, применяемые при лечении анемии, представляют собой соединения его с метионином и никотинамидом.

При недостатке кобальта в организме человека и животных понижается сопротивляемость против инфекционных заболеваний.

**Никель.** Никель участвует в сложных биохимических процессах, происходящих в организме, и колебания его содержания в крови являются их отражением. Уровень никеля у больных инфарктом миокарда в первые сутки повышается почти вдвое по сравнению со здоровыми. Резкое повышение уровня никеля в первые сутки позволяет считать его диагностическим тестом при инфарктах миокарда. Никель мало отлагается в организме и не накапливается с возрастом ни в одном из изученных органов, за исключением лёгких.

**Медь.** Этот элемент входит в состав различных ферментов, которые играют роль переносчиков электронов. В организме взрослого человека массой 70 кг содержится около 80 мг меди. Больше всего меди содержится в печени (5,1 мг/кг), в сердце –

3 мг/кг, почках – 2 мг/кг веса ткани. Содержание меди в сыворотке крови у мужчин ниже, чем у женщин (109 мкг и 120 мкг % соответственно). С пищей человек получает ежедневно 2–5 мг меди, из которой усваивается не менее 30%, т.е. до 1,6 мг. При дефиците меди в организме уменьшается адсорбция железа, развивается микроцитарная анемия, гипохромия, уменьшается продолжительность жизни эритроцитов. При постановке диагноза и при лечении некоторых болезней следует считать перспективным одновременное определение количественного содержания меди в крови.

**Цинк.** Общее количество цинка в организме человека 1,4–2,4 г, т.е. в два раза меньше содержания железа, в 10–15 раз превышает содержание меди и в 100 раз – марганца. Находящийся в организме цинк легко соединяется с аминокислотами, нуклеиновыми кислотами, пуриновыми основаниями и белками. Среди цинк-протеинов подавляющее большинство – ферменты. Так, в состав молекулы карбоангидразы, катализирующей обратимый процесс гидратации  $\text{CO}_2$ , входит один атом цинка. Карбоангидраза связывает  $\text{CO}_2$  в карбонаты, ускоряет этот процесс, а также выделение  $\text{CO}_2$  легкими. Большая часть цинка крови находится в эритроцитах (85%). Суточная потребность в цинке взрослого человека составляет 10–16 мг.

Цинк наряду с другими металлами (Cr, Mn, Ni) входит в состав РНК и стабилизирует её структуру. В раковых клетках цинк находится в более прочной связи с белками, чем в нормальных. Выдвинута гипотеза о накоплении у человека с возрастом кадмия и вытеснением им цинка, что приводит к развитию разных заболеваний характерных для пожилого возраста, в частности гипертония.

У человека проявлением недостаточности цинка является карликовость. У этих больных наблюдается задержка роста и полового развития, анемия. При введении в организм 20 мг/сутки  $\text{ZnSO}_4$  наблюдается быстрое ускорение роста и возрастание веса, а также развитие вторых половых признаков.

Карбоангидраза, в состав которой входит цинк, является ферментом поджелудочной железы и катализирует гидролиз пептидной связи. Этот процесс связан с биосинтезом инсулина, что хорошо используется при лечении сахарного диабета. В настоящее время в этих целях применяют ряд препаратов, содержащих цинк и характеризующихся длительным действием: цинк – инсулин, протамин – цинк – инсулин, и др.

**Кадмий.** Интерес к кадмию ограничивается его токсическим действием, возможной ролью в патогенезе гипертонической болезни и взаимодействием с цинком и другими жизненно необходимыми металлами. До сих пор не найден ни один фермент, содержащий в своем составе кадмий. Больше всего кадмия содержится в почках (30–40 мг/кг) и в печени (2–3 мг/кг). Суточное количество кадмия, поступающее в организм взрослого человека, составляет 200–500 мкг. Особенно богаты кадмием устрицы (3–4 мг/кг), отличающиеся также высоким содержанием цинка.

**Ртуть.** В малых количествах ртуть встречается в живой природе. Содержание ртути в  $10^{-6}\%$  считается нормальным для почвы, а  $10^{-7}\%$  – для растений. В человеческом организме содержится примерно столько же ртути, сколько необходимо для жизни кобальта. Ежедневно с пищей человек получает 0,02–0,05 мг ртути, источником которого являются продукты как растительного, так и животного происхождения (капуста или мясо).

Биологическая роль ртути не выяснена окончательно. Известно, что он влияет на адсорбцию и метаболизм многих микроэлементов (Cu, Se, Zn и др.). Ртуть инактивирует многие ферменты.

Пары металлической ртути и его соединений очень токсичны. При хранении в открытых сосудах ртуть создает в воздухе парциальное давление его в 0,001 мм. Особенно вредными являются маленькие капли ртути, упавшие на пол и проникающие в разных щелях. Их обязательно нужно собирать, а места, где могли задержаться такие капли, необходимо обработать раствором хлорида железа (III).

## Лабораторная работа № 3

### Хром. Соединения хрома и их химические свойства

#### Оборудование и реактивы:

Дихромат аммония. Спиртовка. Керамическая плитка. Стекло-палочка. Лакмусовая бумага (синяя). Универсальная индикаторная бумага. Сульфит натрия.

Растворы: хлорида хрома (III) (0,5 моль/л); гидроксида натрия (2 моль/л); крахмала; серной кислоты (2 моль/л); карбоната натрия (0,5 моль/л); бромной воды; пероксида водорода ( $\omega(\text{H}_2\text{O}_2)=3\%$ ); хромата калия (0,5 моль/л); дихромата калия (0,5 моль/л); хлорида бария (0,5 моль/л); нитрата свинца (0,5 моль/л); нитрата серебра (0,5 моль/л); йодида калия (0,5 моль/л); нитрита натрия (0,5 моль/л).

**Опыт № 1. Получение оксида хрома (III) (демонстрационный).**

На кафельную плитку насыпьте немного кристаллов дихромата аммония. Нагрейте в пламени спиртовой лампы стеклянную палочку и внесите её в дихромат аммония. Наблюдайте энергичное разложение соли. Отметьте цвет образующегося оксида хрома (III). Какой газ выделяется? Напишите уравнение реакции термического разложения дихромата аммония. Изучите растворимость оксида хрома (III) в воде, в растворах кислот и оснований.

**Опыт № 2. Получение и свойства гидроксида хрома(III).**

В пробирку с раствором соли хрома (III) добавьте по каплям раствор гидроксида натрия до выпадения осадка. Каков его цвет? Напишите уравнение реакции. Поделите поровну в двух пробирках полученный осадок. В одной из них добавьте разбавленный раствор кислоты, а в другой избыток раствора гидроксида натрия. Напишите уравнения реакций. Нагрейте до кипения пробирку, в которой добавили раствор гидроксида натрия, и объясните причину образования осадка. Напишите уравнение реакции.

### **Опыт № 3. Свойства солей хрома (III).**

**а) Комплексные соединения хрома (III).** В две пробирки внесите по 5–6 капель раствора соли хрома (III) сине-фиолетового цвета. Одну пробирку оставьте для сравнения, вторую сначала слабо нагрейте и наблюдайте переход окраски раствора в светло-зелёный, а после сильного нагревания в тёмно-зелёный цвет. Каков состав полученных изомеров аквакомплексов хрома (III)?

**б) Гидролиз солей хрома (III).** Внесите в раствор соли хрома (III) синюю лакмусовую бумажку и наблюдайте изменение её окраски. Напишите уравнение реакции гидролиза соли в молекулярном и ионном виде.

**в) Гидролиз солей хрома (III) в присутствии карбонатов.** В пробирку внесите 1–2 мл раствора соли хрома (III) и добавьте такой же объём раствора карбоната натрия. Наблюдайте выпадение осадка (какого?) и выделение газа. Напишите уравнение реакции гидролиза соли в молекулярном и ионном виде.

**г) Восстановительные свойства солей хрома (III).** К раствору соли хрома (III) добавьте раствор гидроксида натрия до исчезновения полученного вначале осадка. Налейте по 1 мл полученного раствора в двух пробирках и в одну из них добавьте 2 мл бромной воды, а в другую 2 мл раствора пероксида водорода с  $\omega(\text{H}_2\text{O}_2)=3\%$ . Нагрейте пробирки до изменения цвета растворов. Напишите уравнения соответствующих реакций.

### **Опыт № 4. Свойства хроматов и дихроматов.**

**а) Переход хроматов в дихроматы.** К раствору хромата калия добавьте раствор серной кислоты с  $c(1/2 \text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5$  моль/л до изменения окраски. Напишите уравнение реакции. В какой среде устойчивы дихроматы?

**б) Переход дихроматов в хроматы.** К раствору дихромата калия добавьте раствор гидроксида натрия с  $c(\text{NaOH})=2$  моль/л до изменения окраски. Напишите уравнение реакции. В какой среде устойчивы хроматы?

**в) Получение хроматов бария, свинца, серебра.** В трех пробирках внесите по 3–4 капли раствора хромата калия (0,5 моль/л) и добавьте несколько капель: в первой пробирке – раствора хлорида бария (0,5 моль/л), во второй – раствора нитрата свинца (0,5 моль/л) и в третьей – раствора нитрата серебра (0,1 моль/л) до выпадения осадков. Отметьте цвет осадков и напишите уравнения соответствующих реакций.

Повторите опыт, заменив раствор хромата калия раствором дихромата калия. Каков состав осадков в этом случае? Напишите уравнения реакций.

### **г) Окислительные свойства соединений хрома (VI).**

**1. Окисление йодида калия.** В пробирку с 1–2 мл раствора дихромата калия (0,5 моль/л), подкисленного раствором серной кислоты (2 моль/л), добавьте 4–5 капель раствора йодида калия (0,5 моль/л). Наблюдайте изменение окраски. С помощью раствора крахмала докажите, что в результате реакции образуется свободный йод. Напишите уравнение реакции.

**2. Окисление сульфита натрия.** В пробирку внесите немного сульфита натрия, добавьте 3–4 капли раствора серной кислоты (2 моль/л) и 4–5 капель раствора дихромата калия (0,5 моль/л). Наблюдайте за изменением цвета раствора. Напишите уравнение реакции.

**3. Окисление нитрита натрия.** К раствору дихромата калия добавьте разбавленный раствор серной кислоты и раствор нитрита натрия. Нагрейте смесь до изменения окраски. Напишите уравнение реакции.

## Контрольные вопросы

1. Общая характеристика d-элементов.
2. Общая характеристика элементов VI Б группы.
3. Хром, его взаимодействие с неметаллами и кислотами.
4. Соединения хрома (II), их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.
5. Соединения хрома (III), их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Способность к образованию комплексных соединений.
6. Оксид и гидроксид хрома (III), их амфотерные свойства. Образование мета- и ортохромитов.
7. Гидролиз солей хрома (III).
8. Соединения хрома (VI), их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Хромовая и дихромовая кислоты. Окислительные свойства хроматов в зависимости от pH среды.
9. Изополикислоты хрома. Полихроматы, их получение. Пероксосоединения хрома (VI).
10. Биологическая роль хрома и молибдена.

## Вопросы для самоконтроля и упражнения

1. Напишите электронные формулы атомов Cr, Mo W. Какие степени окисления проявляют эти элементы в их соединениях?
2. Как изменяются радиусы атомов и энергия ионизации в ряду Cr -W?
3. Как взаимодействуют эти металлы с кислотами?
4. Чем объясняется близость атомных и ионных радиусов молибдена и вольфрама? Как это влияет на изменение свойств в ряду Cr -W?
5. Как получают оксид и гидроксид хрома (III)? Какие кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства они проявляют?



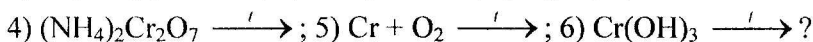
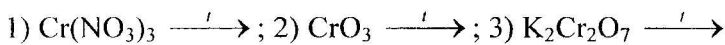
6. Объясните образование химических связей согласно методу валентных связей в ионе  $[\text{Cr}(\text{CN})_6]^{3-}$ .

7. Какие изомеры возможны для соли  $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ?

8. Какие реакции происходят при сплавлении хрома со щелочными окислительными смесями ( $\text{KNO}_3 + \text{KOH}$ ;  $\text{KClO}_3 + \text{KOH}$ ;  $\text{NaNO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3$ )? Напишите уравнения этих реакций.

9. Какие типы оксидов, ЭО, Э<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Э<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, ЭО<sub>2</sub>, ЭО<sub>3</sub>, ЭО<sub>5</sub> характерны для хрома?

10. Какие реакции из реакций, схемы которых представлены ниже, могут быть использованы для получения оксида  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ :



11. Как изменяются устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства в рядах оксидов и гидроксидов хрома:  $\text{CrO} - \text{Cr}_2\text{O}_3 - \text{CrO}_3$ ;  $\text{Cr}(\text{OH})_2 - \text{Cr}(\text{OH})_3 - \text{H}_2\text{CrO}_4$ ?

12. Как влияет pH раствора на состав хромат-иона? Приведите схему процесса обратимого превращения в растворах иона  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  в  $\text{CrO}_4^{2-}$ ?

13. Какие свойства (окислительные или восстановительные) характерны в растворах для ионов  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ ,  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ ,  $\text{CrO}_4^{2-}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ?

14. Можно ли получить сульфид хрома (III) реакциями обмена в водных растворах? Ответ подтвердите.

15. Напишите координационные формулы и выражения для констант нестойкости соединений  $\text{CrCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$  и  $\text{CrCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ .

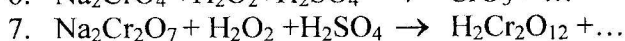
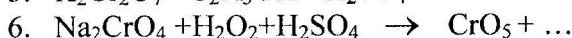
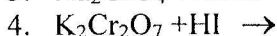
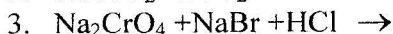
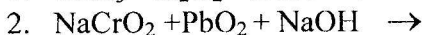
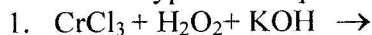
16. Почему ион  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$  в водных растворах устойчив только в присутствии избытка аммиака и соли аммония? Что происходит в их отсутствии? Напишите уравнение соответствующей реакции.

17. Какое вещество выпадает в осадок при смешивании растворов дихромата калия и нитрата серебра?

18. Почему при действии хлорида бария на растворы хромата и дихромата калия выпадает в осадок одно и то же вещество?

19. Почему при термическом разложении дихромата аммония имеет место разбрасывание во все стороны продуктов реакции (“вулкан”)? Напишите уравнение реакции.

20. Закончите уравнения реакций:



## Лабораторная работа № 4

### Марганец. Химические свойства его соединений

#### Оборудование и реактивы:

Пробирки. Оксид свинца. Фарфоровый тигель. Нитрат калия (гранулы). Сульфат железа(II). Сульфит натрия.

Растворы: хлорида (или сульфата) марганца; гидроксида натрия (2 моль/л); серной кислоты (2 моль/л); уксусной кислоты (2 моль/л); азотной кислоты (конц.); соляной кислоты (конц.); серной кислоты (конц.); перманганата калия; гидроксида натрия (конц.); сульфита натрия; йодида калия; сульфата железа (II); щавелевой кислоты; бромиды калия, бромная вода; хлорная вода. Дистиллированная вода.

#### Опыт № 1. Свойства соединений марганца (II).

##### а) Получение и свойства гидроксида марганца (II).

Внесите в пробирку 3–4 мл раствора соли марганца(II) и добавьте по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадка. Отметьте его цвет и разделите осадок поровну в четырех пробирках. В одну из них добавьте раствор кислоты, в другую – избыток щелочи и в третью – бромную воду. Четвертую пробирку с осадком оставьте на некоторое время. Что наблюдается? Какой вывод можно сделать в результате этих опытов? Напишите уравнения соответствующих реакций.

**б) Восстановительные свойства солей марганца (II).** Внесите в пробирку немного оксида свинца (IV), добавьте 2–3 мл концентрированной азотной кислоты и 2–3 капли раствора хлорида (или сульфата) марганца (II). Нагрейте пробирку до кипения смеси, затем охладите её. После осаждения избытка оксида свинца заметьте цвет раствора над осадком. Напишите уравнение реакции.

### **Опыт № 2. Свойства оксида марганца (IV).**

**а) Окислительные свойства.** Внесите в пробирку немного оксида марганца (IV) и добавьте 0,5 мл концентрированной серной кислоты. Осторожно нагрейте пробирку до обильного выделения газа. Какой газ выделяется? Напишите уравнение реакции.

**б) Восстановительные свойства.** В сухую пробирку (или в фарфоровом тигле) сплавьте смесь, состоящую из нитрата калия и гидроксида калия (одна гранула), после чего добавьте немного оксида марганца (IV). Продолжайте нагревать до появления зеленой окраски смеси. После охлаждения растворите расплав в дистиллированной воде и сохраните полученный раствор в закрытой пробирке для следующих опытов. Напишите уравнение реакции.

### **Опыт № 3. Свойства манганатов.**

**а) Диспропорционирование в растворе манганата калия.** В пробирку внесите 2–3 капли раствора манганата калия из опыта 2б и добавьте 1 каплю раствора серной кислоты (2 моль/л). Наблюдайте изменение окраски раствора и выпадение осадка. Напишите уравнение реакции диспропорционирования манганата калия.

**б) Восстановительные свойства манганата калия.** В пробирку внесите 2–3 капли раствора манганата калия и 1–2 капли хлорной воды. Наблюдайте появление розовой окраски раствора. Напишите уравнение реакции, укажите окислитель и восстановитель.

**в) Окислительные свойства манганата калия.** В одну пробирку внесите 1–2 капли раствора серной кислоты (2 моль/л) и 2–3 кристалла сульфата железа(II), а в другую – 1–2 капли воды и несколько кристаллов сульфата натрия. Затем добавьте в обе пробирки по 1–2 капли раствора манганата калия. Наблюдайте изменение окраски растворов. Напишите уравнения реакций.

#### **Опыт № 4. Свойства перманганатов.**

**а)** В пробирку внесите несколько капель раствора перманганата калия, добавьте концентрированный раствор гидроксида натрия и несколько капель раствора сульфита натрия. Перемешивайте содержимое пробирки и наблюдайте изменение цвета раствора. Напишите уравнение реакции.

**б)** Внесите в две пробирки по несколько капель раствора перманганата калия и добавьте в первую раствор сульфита натрия, а во вторую – раствор иодида калия. Как меняется окраска растворов? Какое вещество выпадает в осадок? Напишите уравнения реакций.

**в)** Налейте в три пробирки раствор перманганата калия и подкислите его раствором серной кислоты. В первую пробирку добавьте раствор сульфата железа (II), во вторую – раствор сульфита натрия и в третью – раствор щавелевой кислоты. Последнюю пробирку нагрейте. Что наблюдается? Напишите уравнения реакций.

**г)** Внесите в две пробирки по 1–2 мл раствора бромида калия и добавьте в первую 1 мл раствора серной кислоты (2 моль/л), а во вторую – 1 мл раствора уксусной кислоты (2 моль/л). В обе пробирки добавьте ещё по 10 капель раствора перманганата калия. Как влияет рН раствора на скорость этой реакции. Напишите ее уравнение в молекулярной и ионной форме.

## Контрольные вопросы

1. Общая характеристика элементов VII В группы.
2. Марганец. Его реакционная способность. Взаимодействие с кислотами.
3. Соединения марганца (II). Их кислотно-щелочная и окислительно-восстановительная характеристика. Способность к образованию комплексов.
4. Соединения марганца (IV). Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксида марганца (IV).
5. Соединения марганца (VI). Манганаты, получение, термическая устойчивость и диспропорционирование в растворах.
6. Соединения марганца (VII). Оксид марганца (VII), перманганаты, их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Продукты восстановления перманганатов в кислой, нейтральной и щелочной средах. Разложение перманганатов в воде и их термическое разложение.

## Вопросы для самоконтроля и упражнения

1. Какие степени окисления проявляет марганец в своих соединениях?
2. Как взаимодействует марганец, технеций и рений с кислотами?
3. Напишите уравнения реакций гидролиза хлорида марганца (II) и сульфата марганца (II).
4. Как влияет среда на окислительно-восстановительные свойства перманганатов?
5. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента раствора перманганата калия с  $c(\text{KMnO}_4)=0,1$  моль/л, как окислитель в кислой, нейтральной и щелочной средах.
6. Что образуется если к раствору хлорида марганца (II) добавить избыток раствора щелочи?
7. Почему аммиакат марганца (II) может быть получен только при действии сухого аммиака на твердую соль марганца? Что

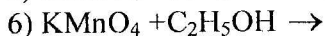
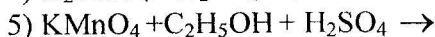
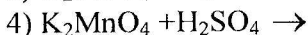
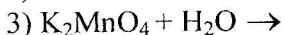
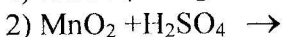
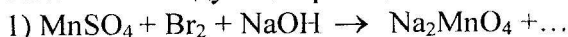
случится при пропускании аммиака через раствор соли марганца (II)?

8. Что происходит при длительном хранении подкисленного раствора перманганата калия?

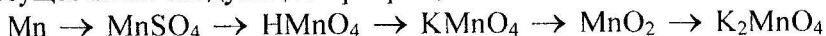
9. Что получится при действии концентрированных серной и соляной кислот на перманганат калия? Напишите уравнения соответствующих реакций.

10. Можно ли с помощью перманганата калия окислить в растворе  $K_4[Fe(CN)_6]$  до  $K_3[Fe(CN)_6]$ ?

11. Закончите следующие реакции:



12. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



## Лабораторная работа № 5

### Элементы VIII В группы. Железо, кобальт и никель

#### Оборудование и реактивы:

Штатив с пробирками. Спиртовка. Железные опилки. Сульфат железа (II). Хлорид железа (III). Универсальная индикаторная бумага. Гидроксид калия (гранулы). Бромная вода. Аммиачный раствор диметилглиоксима.

*Растворы:* соляной, серной, азотной кислот (2 моль/л); концентрированные растворы тех же кислот; гидроксида натрия (2 моль/л); сульфата железа (II); хлорида железа (III); карбоната натрия; йодида калия; гексацианоферата (III) калия (0,5 моль/л); хлорида бария; хлорида кобальта (II); хлорида кобальта (III); пероксида водорода (3%); хлорида никеля (II); аммиака (25%).

### **Опыт № 1. Взаимодействие железа с кислотами.**

В три пробирки отдельно внесите по 4–5 капель растворов соляной, серной и азотной кислот (2 моль/л). В каждую пробирку добавьте немного железных опилок. Если реакция протекает медленно, пробирку осторожно нагрейте. Напишите уравнения реакций. Аналогично провести реакции взаимодействия железа с концентрированными серной и азотной кислотами. В каких условиях протекают эти реакции?

### **Опыт № 2. Гидроксиды железа (II) и железа (III).**

**а) Получение и свойства гидроксида железа (II).** В пробирку внесите немного сульфата железа (II), 5–6 капель воды и перемешивайте содержимое пробирки до растворения соли. К полученному раствору добавьте 2–3 капли раствора гидроксида натрия (2 моль/л). Отметьте цвет образующегося осадка и его изменение во времени. Напишите уравнения реакций получения гидроксида железа (II) и его окисления кислородом воздуха.

Получите далее гидроксид железа (II) действием гидроксида натрия на раствор сульфата железа (II). Сравните результаты и объясните их.

**б) Получение и свойства гидроксида железа (III).** В двух пробирках внесите раствор хлорида железа (III) и добавьте раствор гидроксида натрия (2 моль/л) до образования осадка. Какова его окраска? В первую пробирку внесите несколько капель раствора соляной кислоты (2 моль/л), а во вторую – гидроксида натрия (2 моль/л). Напишите уравнения соответствующих реакций.

### **Опыт № 3. Гидролиз солей железа.**

**а) Гидролиз солей железа (II).** В пробирку внесите немного сухого сульфата железа (II) и 2–3 капли воды. С помощью универсального индикатора определите реакцию среды в полученном растворе. Напишите уравнение реакции гидролиза  $\text{FeSO}_4$  в молекулярном и ионном виде.

**б) Гидролиз солей железа (III).** В двух пробирках внесите немного сухого хлорида железа (III) и растворите его в нескольких каплях воды. С помощью универсальной индикаторной бумаги определите реакцию среды в полученных растворах. Нагрейте одну из пробирок и снова определите рН раствора. Изменяется значение рН или нет? Напишите уравнение реакции гидролиза хлорида железа (III) в молекулярной и ионной форме при комнатной температуре и при нагревании.

**в) Гидролиз солей железа (III) в присутствии ионов карбоната.** К раствору хлорида железа (III) добавьте раствор карбоната натрия. Что наблюдается? Каков состав полученного осадка? Напишите уравнение реакции.

#### **Опыт № 4. Окислительные свойства железа (III).**

Внесите в пробирку 2–3 мл раствора хлорида железа (III) и добавьте раствор иодида калия. Объясните наблюдаемое и напишите уравнение реакции.

#### **Опыт № 5. Качественные реакции на ионы $Fe^{2+}$ и $Fe^{3+}$ .**

В пробирку внесите немного сухого сульфата железа (II) и растворите его добавляя 2–3 капли воды, после чего добавьте 1 каплю раствора гексацианоферрата (III) калия (0,5 моль/л). Отметьте цвет образовавшегося осадка (турнбуллева синь). Напишите уравнение реакции.

В другую пробирку внесите 3–4 капли раствора хлорида железа (III) и добавьте 1 каплю раствора гексацианоферрата (II) калия. Отметьте цвет образовавшегося осадка (берлинская лазурь). Напишите уравнение реакции.

#### **Опыт № 6. Получение и свойства соединений железа (VI).**

В пробирку внесите несколько гранул гидроксида калия, добавьте (под тягой) 3–4 капли раствора хлорида железа (III) и 2–3 капли бромной воды. Легко нагрейте пробирку и отметьте цвет образовавшегося феррата (VI) калия. К полученной смеси добавьте немного воды, перемешайте и поделите раствор на



две равные части в двух пробирках. В первую пробирку добавьте раствор хлорида бария, а во вторую – разбавленный раствор серной кислоты. Что наблюдается? Напишите уравнения всех реакций.

## **Кобальт и никель**

### **Опыт № 1. Получение и свойства гидроксида кобальта (II).**

К раствору соли кобальта (II) добавьте раствор гидроксида натрия. Вначале образуется основная соль. Добавьте избыток раствора щелочи и нагрейте пробирку. Как изменяется цвет осадка? Напишите уравнение реакции. Что происходит с осадком при его хранении на воздухе более длительное время? Напишите уравнение реакции. Изучите растворимость гидроксида кобальта (II) в кислотах и избытке оснований.

### **Опыт № 2. Получение и свойства гидроксида железа (III).**

В двух пробирках внесите раствор соли кобальта (III) и добавьте в первую бромную воду и раствор гидроксида натрия, а во вторую – пероксид водорода и раствор гидроксида натрия. Что наблюдается? Напишите уравнения реакций. Изучите растворимость гидроксида кобальта (III) в кислотах и основаниях.

### **Опыт № 3. Комплексные соединения кобальта.**

К 2 мл раствора соли кобальта (II) добавьте немного раствора хлорида аммония и концентрированного раствора аммиака до растворения образовавшегося вначале осадка. Поделите раствор в двух пробирках на две равные части и перемешайте энергично содержимое первой пробирки до изменения цвета, а во вторую добавьте разбавленный раствор пероксида водорода. Сравните цвет растворов. Напишите уравнения реакций получения аммиаката кобальта (II) и кобальта (III).

#### Опыт № 4. Поведение солей кобальта при нагревании.

Гидратированные соли кобальта имеют слабо-розовую окраску, которые при нагревании дегидратируются и приобретают синюю окраску. Если на белой бумаге написать слабо розовым раствором хлорида кобальта (II), то написанные буквы почти невидимы. После высушивания на воздухе и нагревания бумаги написанные буквы становятся синими, но на холоду синяя окраска исчезает.

Обработанная раствором соли кобальта (II) бумага окрашивается в слабо-розовый цвет в мокром воздухе, а в сухом — в синий цвет. На этом основана оценка атмосферной влажности.

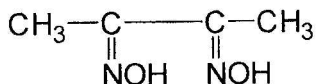
#### Опыт № 5. Гидроксиды никеля.

В трех пробирках внесите раствор соли никеля (II) и раствор гидроксида натрия до образования осадков. Перемешайте энергично содержимое первой пробирки, а во вторую добавьте разбавленный раствор пероксида водорода. Что наблюдается? Окисляется или нет гидроксид никеля (II) кислородом воздуха и пероксидом водорода? В третью пробирку добавьте несколько капель бромной воды. Что наблюдается? Напишите уравнения всех происходящих реакций.

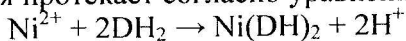
#### Опыт № 6. Комплексные соединения никеля.

а) Аммиакат никеля (II). К раствору соли никеля (II) добавьте концентрированный раствор аммиака до исчезновения появившегося вначале осадка. Отметьте цвет раствора аммиаката никеля (II) и напишите уравнение реакции его образования.

б) Реакция Чугаева (качественная реакция на ион  $\text{Ni}^{2+}$ ). К раствору соли никеля (II) добавьте несколько капель аммиачного раствора диметилглиоксима. Отметьте цвет образовавшегося осадка. Диметилглиоксим имеет формулу:



или  $\text{DH}_2$ . Реакция протекает согласно уравнению:



## Контрольные вопросы

1. Общая характеристика элементов VIII В группы.
2. Железо. Его химическая активность и способность к комплексообразованию.
3. Соединения железа (II) и железа (III), их кислотно-основная и окислительно-восстановительная характеристика. Комплексы Fe(II) и Fe(III) с цианид - ионами.
4. Соединения железа (VI). Ферраты, их получение и окислительные свойства. Диспропорционирование в растворах.
5. Применение железа и его препаратов в медицине. Биологическая роль железа.
6. Кобальт и никель. Их химическая активность сравнительно с активностью железа. Соединения Co(II), Co(III) и Ni(II), их кислотно-основная и окислительно-восстановительная характеристика. Способность к комплексообразованию.
7. Биологическая роль кобальта и никеля. Применение соединений кобальта в медицине.
8. Платиновые металлы. Общая характеристика. Их растворение в "царской водке". Комплексные соединения платиновых металлов на примере платины, их применение в медицине.

## Вопросы для самоконтроля и упражнения

1. Что лежит в основе подразделения элементов VIII В группы на семейства и подгруппы?
2. Как изменяются атомные радиусы и энергия ионизации в ряду Fe – Co – Ni?
3. Как изменяется устойчивость соединений в рядах  $Fe^{2+} - Co^{2+} - Ni^{2+}$  и  $Fe^{3+} - Co^{3+} - Ni^{3+}$ ?
4. Соли Co(II) с растворами щелочей образуют синий осадок, цвет которого в избытке щелочи переходит в розовый. Напишите уравнения соответствующих реакций.

5. Аммиак осаждает ион  $\text{Co}^{2+}$  в виде  $\text{CoOHCl}$ , а при добавлении избытка аммиака осадок растворяется. Напишите уравнения соответствующих реакций.
6. Что происходит при хранении на воздухе аммиакага кобальта (II)? Напишите уравнение реакции.
7. Чем объясняется высокая координационная способность атомов железа, кобальта и никеля?
8. Как изменяются восстановительные свойства ионов в ряду  $\text{Fe}^{2+} - \text{Co}^{2+} - \text{Ni}^{2+}$ ? Приведите примеры реакций.
9. Сравните кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов железа(II) и железа(III).
10. Как изменяются окислительные свойства соединений в ряду  $\text{Fe(III)} - \text{Co(III)} - \text{Ni(III)}$ ? Приведите примеры реакций.
11. Какая соль,  $\text{FeSO}_4$  или  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ , гидролизует в большей степени и почему?
12. Известно, что ион  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$  парамагнитен, а ион  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$  диамагнитен. Какой тип гибридизации атомных орбиталей реализуется у комплексообразователей этих ионов?
13. Объясните изменение цвета гидратированных ионов кобальта (II) в присутствии концентрированной соляной кислоты.
14. Какими реакциями можно идентифицировать в растворах ионы железа (II) и железа (III)? Напишите уравнения этих реакций.
15. Какие из платиновых металлов растворяются в азотной кислоте?
16. Какие сходства существуют между платиновыми металлами?
17. Что получается при взаимодействии железа с концентрированной азотной кислотой на холоду и при нагревании. Напишите уравнения реакций.
18. Что образуется при действии избытка раствора аммиака в присутствии воздуха на водные растворы сульфатов железа (II), кобальта (II) и никеля (II)? Напишите уравнения соответствующих реакций.

19. Можно ли осадить из растворов карбонаты железа (II) и железа (III)?

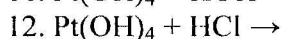
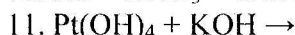
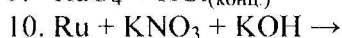
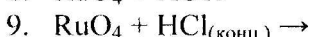
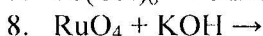
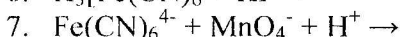
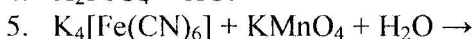
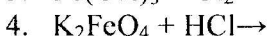
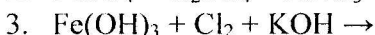
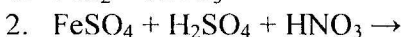
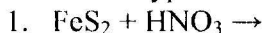
20. Какая химическая реакция имеет место при хранении на воздухе раствора  $\text{FeSO}_4$ ?

21. По какой причине не могут быть получены такие соли железа (III), как иодид и цианид?

22. Могут ли сосуществовать в растворе ионы  $\text{Fe}^{2+}$  и  $\text{Sn}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$  и  $\text{Sn}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$  и  $\text{MnO}_4^-$ ,  $\text{Fe}^{3+}$  и  $\text{MnO}_4^-$ ,  $\text{Fe}^{2+}$  и  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$  и  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ?

23. Напишите структурные формулы карбониллов железа  $\text{Fe}(\text{CO})_5$  и  $\text{Fe}_2(\text{CO})_9$ .

24. Закончите уравнения реакций:



## Лабораторная работа № 6

### Элементы I В группы.

### Медь. Серебро. Их соединения

#### Оборудование и реактивы:

Штагив с пробирками. Спиртовка. Цинк металлический. Медные опилки. Оксид меди (II). Формалин. Синяя лакмусовая бумага и универсальная бумага. Водяная баня.

Растворы: сульфата меди (II) и хлорида меди (II) (0,5 моль/л); соляной, азотной и серной кислот (2 моль/л и конц.); гидроксида натрия (2 моль/л); аммиака (25%); карбоната натрия (0,5 моль/л); гексацианоферата (II) калия (0,5 моль/л); хлорида, бромида и иодида калия (0,5 моль/л); тиосульфата натрия (0,5 моль/л); сульфита калия (0,5 моль/л); нитрата серебра (0,1 моль/л); гидрофосфата натрия (0,5 моль/л); глюкозы (10%); хлорида олова (II) (0,5 моль/л);

### **Опыт № 1**

**а) Получение меди из его солей.** Внесите в пробирку 2–3 мл раствора соли меди и добавьте гранулу цинка. Отметьте изменение во времени окраски раствора и осаждение меди на поверхность цинка. Напишите уравнение реакции.

**б) Восстановительные свойства меди.** В три пробирки внесите немного медной стружки и прибавьте по 5–6 капель растворов кислот (2 моль/л): в третью – азотной. Повторите опыт с концентрированными кислотами без нагревания и при осторожном нагревании. Напишите уравнения реакций, которые имели место.

### **Опыт № 2. Соединения меди (II).**

**а) Взаимодействие оксида меди (II) с кислотами.** Внесите в двух пробирках немного оксида меди (II) и добавьте по 6–8 капель растворов кислот (2 моль/л): в первую – соляной, во вторую – серной, нагрейте пробирки и обратите внимание на окраску растворов в них. Напишите уравнения реакций.

**б) Получение гидроксида меди (II) и его термическая устойчивость.** Внесите в пробирку 2–3 мл раствора сульфата (или хлорида) меди (II) (0,5 моль/л) и добавьте 2–3 мл раствора гидроксида натрия (2 моль/л). Нагрейте пробирку с полученным осадком. Обратите внимание на изменение цвета осадка в результате разложения гидроксида меди (II). Напишите уравнения реакций.

**в) Отношение гидроксида меди (II) к кислотам и щелочам.**

В трех пробирках получите гидроксид меди (II) и добавьте: в первую – раствор серной кислоты (2 моль/л), во вторую – концентрированный раствор гидроксида натрия и в третью – концентрированный раствор аммиака. Объясните наблюдаемые явления и напишите уравнения реакций.

**г) Гидролиз солей меди (II).** С помощью синей лакмусовой бумаги или универсальной индикаторной бумаги определите реакцию среды растворов солей меди (II). Какова реакция среды? Напишите уравнение реакции гидролиза иона  $\text{Cu}^{2+}$ .

Внесите в пробирку раствор сульфата меди (II) и добавьте равный объем раствора карбоната натрия. Что наблюдается? Какой газ выделяется из раствора? Напишите уравнение реакции.

**Опыт № 3. Комплексные соединения меди (II).**

**а) Получение аммиаката меди (II).** В пробирку с 1–2 мл раствора сульфата меди (II) (0,5 моль/л) добавьте концентрированный раствор аммиака до полного растворения образующегося вначале осадка основной соли  $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$ . Отметьте окраску аммиачного комплекса меди (II). Напишите уравнения реакций получения основной соли и его взаимодействия с раствором аммиака.

**б) Образование  $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .** В пробирку содержащую 4–5 капель раствора сульфата меди (II), добавьте столько же капель раствора комплексной соли гексацианоферрата (II) калия. Отметьте цвет образовавшегося осадка. Напишите уравнение реакции.

**Опыт № 4. Соединения меди (I).**

**а) Получение иодида меди (I).** В пробирку внесите 3–4 капли раствора сульфата меди (II) (0,5 моль/л) и столько же капель раствора иодида калия. Наблюдайте образование осадка и окрашивание содержимого пробирки в желтый цвет. Добавьте в пробирку несколько капель раствора сульфита натрия до исчезновения желтой окраски. Отметьте цвет осадка. Напишите уравнения реакций. Полученный осадок сохраните для опыта 4в.

**б) Получение гидроксида меди (I) и его разложение.** В пробирку с 1 мл раствора хлорида меди (II) (0,5 моль/л) добавьте 2–3 мл формалина и нагрейте смесь до кипения, после чего добавьте 2–3 мл раствора гидроксида натрия (2 моль/л). При дальнейшем нагревании смеси наблюдайте образование красного осадка оксида меди (I). Напишите уравнения реакций получения гидроксида меди (I) и его разложения при нагревании.

**в) Комплексные соединения меди (I) с ионом тиосульфата.** В пробирку с осадком иодида меди(I), полученным в опыте 4а, прибавьте несколько капель раствора тиосульфата натрия (0,5 моль/л) до полного растворения осадка. Напишите уравнение реакции образования комплексного тиосульфата меди (I), учитывая, что  $S_2O_3^{2-}$  – ионы являются монодентатными лигандами, а координационное число  $Cu^+$  равно 2.

### **Опыт № 5. Соединения серебра (демонстративно).**

**а) Получение оксида серебра (I).** Подействуйте на раствор нитрата серебра раствором гидроксида натрия. К полученному осадку добавьте концентрированный раствор аммиака. Что наблюдаете? Напишите уравнения соответствующих реакций.

**б) Получение малорастворимых солей серебра.** В шесть пробирок внесите по 2–3 капли раствора нитрата серебра (0,1 моль/л) и добавьте по 2–3 капли растворов 0,5 моль/л: в первую – хлорида калия, во вторую – бромид калия, в третью – иодида калия, в четвертую – карбоната натрия, в пятую – хромата калия и в шестую – гидрофосвата натрия. Отметьте цвет выпавших осадков. Пробирки с галогенидами серебра сохраните для следующего опыта. Напишите уравнения соответствующих реакций.

**в) Получение аммиачного комплекса серебра (I) из галогенидов серебра.** В пробирки с галогенидами серебра, полученными в предыдущем опыте, добавьте несколько капель



концентрированного раствора аммиака. Какие из галогенидов серебра растворяются в аммиаке? Напишите уравнения соответствующих реакций.

### **Опыт № 6. Окислительные свойства соединений серебра (I)**

**а) Получение “серебряного зеркала”.** В пробирку внесите немного раствора нитрата серебра и добавьте по каплям раствор аммиака до полного растворения осадка, выпавшего после добавления первых капель (избегайте избыток аммиака). К полученному прозрачному раствору прибавьте раствор глюкозы с  $\omega(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 10\%$  в объеме равном объему раствора нитрата серебра и аммиака. Раствор перемешайте и нагрейте на водяной бане при температуре 50–60°C в течение 2–3 минут. Что наблюдается? Какими свойствами обладает глюкоза в этой реакции? Напишите уравнение соответствующих реакции.

**б) Взаимодействие нитрата серебра (I) с хлоридом олова (II) в щелочной среде.** В пробирку внесите 2–3 капли раствора хлорида олова (II) (0,5 моль/л) и добавьте по каплям раствор гидроксида натрия (2 моль/л) до растворения, выпадающего вначале осадка гидроксида олова (II). К полученному раствору  $\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4]$  прибавьте 1–2 капли раствора нитрата серебра (0,1 моль/л). Наблюдайте выпадение черного осадка металлического серебра. Напишите уравнения соответствующих реакций.

### **Контрольные вопросы**

1. Элементы I В группы. Общая характеристика.
2. Соединения меди(I) и меди(II), их КО и ОВ свойства. Способность к комплексообразованию.
3. Комплексные соединения меди(II) с аммиаком, аминокислотами, многоатомными спиртами.
4. Соединения серебра (I), их КО и ОВ свойства. Реакция “серебряного зеркала”.
5. Галогениды серебра, их растворимость в растворах тиосульфатов и аммиака.

6. Соединения Au(I) и Au(III), их КО и ОВ характеристика.

7. Биологическая роль меди. Соединения золота и серебра в медицине.

### Вопросы для самоконтроля и упражнения

1. Какие степени окисления проявляют медь, серебро и золото в своих соединениях?

2. Как изменяется растворимость солей серебра в ряду  $\text{AgCl} - \text{AgBr} - \text{AgI}$ ?

3. Напишите уравнения реакций взаимодействия меди и серебра с разбавленной и концентрированной азотной кислотой; с концентрированной серной кислотой.

4. Напишите уравнения реакций растворения золота в «царской водке» при недостатке и избытке  $\text{HCl}$ , а также в селеновой кислоте.

5. Чем объяснить позеленение медных изделий при их длительном хранении на воздухе? Напишите уравнение реакции.

6. Чем объяснить почернение серебряных изделий при их хранении на воздухе? Напишите уравнение реакции.

7. Чем объясняется возможность медленного растворения меди в растворах щелочей? Напишите уравнение реакции.

8. Какие из гидроксидов меди,  $\text{CuOH}$  или  $\text{Cu(OH)}_2$  проявляют амфотерные свойства? Подтвердите амфотерность соответствующими реакциями.

9. Чем отличаются реакции растворения гидроксида меди (II) в растворах щелочей и аммиака?

10. Напишите уравнения реакций, лежащих в основе образования «серебряного зеркала», если начальные реагенты – это нитрат серебра, раствор аммиака, муравьиный альдегид или глюкоза.

11. Напишите уравнения реакций взаимодействия азотной кислоты с  $\text{Cu}_2\text{S}$  и  $\text{CuS}$ .

12. Напишите формулы комплексных соединений  $\text{Cu(I)}$ ,  $\text{Cu(II)}$  и  $\text{Ag(I)}$  со следующими лигандами:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CN}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ .

13. Напишите уравнение реакции, протекающей при проявлении фотографической пленки или бумаги.

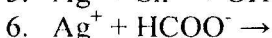
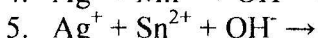
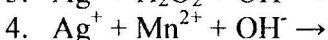
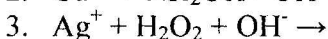
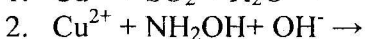
14. Может ли цианид натрия заменить в качестве проявителя тиосульфат натрия в фотографии?

15. Почему при действии азотной кислоты на  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$  выпадает осадок? Объясните сущность происходящей реакции.

16. Напишите уравнения реакций, подтверждающих амфотерность гидроксида золота (III).

17. Какая соль золота и почему называется «золотой солью»?

18. Закончите уравнения реакций:



## Лабораторная работа № 7

### Элементы группы II В.

### Цинк. Кадмий. Ртуть

#### Оборудование и реактивы:

Цинк металлический. Штатив с пробирками. Гидроксид натрия (сухой). Спиртовка. Универсальная индикаторная бумага. Медная стружка. Наждачная бумага. Йодид калия (сухой).

Растворы: соляной, серной и азотной кислот (2 моль/л и концентрированные); гидроксида натрия (2 моль/л); аммиака (конц.); сульфата цинка (0,5 моль/л); сульфата или хлорида кадмия (0,5 моль/л); хлорид аммония (насыщ.); карбонат натрия (0,5 моль/л); нитраты ртути (I) и (II) (0,5 моль/л); хлорид натрия (0,5 моль/л); нитрат серебра (0,1 моль/л); хлорид олова (II) (0,5 моль/л); йодид калия (0,5 моль/л); аммиак (10%).

### **Опыт № 1. Взаимодействие цинка с кислотами и основаниями.**

**а)** В 6 пробирок внесите по грануле цинка. В первые три налейте отдельно разбавленные соляную, серную и азотную кислоты и наблюдайте за ходом реакций. Если они протекают медленно, то немного нагрейте пробирки. Повторите опыт, заменив разбавленные кислоты на концентрированные. Напишите уравнения реакций.

**б)** Внесите в пробирку гранулу цинка и добавьте несколько капель раствора гидроксида натрия (2 моль/л). Заметьте выделение газа и напишите уравнение реакции.

**в)** Внесите в пробирку гранулу цинка и добавьте несколько капель концентрированного раствора аммиака. Обратите внимание на растворение металла и выделение газа. Напишите уравнение реакции. Какую роль играет в этой реакции аммиак?

### **Опыт № 2. Получение и свойства гидроксидов цинка и кадмия.**

**а)** В две пробирки отдельно внесите по 8–10 капель растворов сульфатов цинка и кадмия (0,5 моль/л) и по каплям добавьте раствор гидроксида натрия (2 моль/л) до выпадения осадков. Напишите уравнения реакций. Полученные гидроксиды сохраните для следующих опытов.

**б) Взаимодействие гидроксидов цинка и кадмия с кислотами.** В две пробирки внесите отдельно по две капли суспензии гидроксидов цинка и кадмия, полученных в опыте 2а. Добавьте к ним по 3–4 капли раствора соляной кислоты (0,5 моль/л). Напишите уравнения реакций растворения гидроксидов в соляной кислоте.

**в) Взаимодействие гидроксидов цинка и кадмия со щелочами.** В две пробирки внесите отдельно по две капли суспензии гидроксидов цинка и кадмия, полученных в опыте 2а. Добавьте к ним по 5 капель раствора щелочи (2 моль/л). Наб-

людайте растворение осадка  $Zn(OH)_2$ . В пробирку с суспензией  $Cd(OH)_2$  добавьте 1–2 гранулы гидроксида натрия и нагрейте. Напишите уравнения реакций растворения гидроксидов цинка и кадмия в щелочи, учитывая, что при избытке щелочи образуются гидроксокомплексы с координационными числами 4 для цинка и 6 для кадмия. Сделайте вывод о кислотно-основных свойствах гидроксидов и о характере изменения этих свойств в ряду  $Zn(OH)_2 - Cd(OH)_2$ .

**г) Взаимодействие гидроксидов цинка и кадмия с раствором аммиака.** Повторите опыт 2б, заменив кислоту избытком концентрированного раствора аммиака. Напишите уравнения реакций растворения  $Zn(OH)_2$  и  $Cd(OH)_2$  в растворе аммиака.

**д) Взаимодействие гидроксидов цинка и кадмия с раствором хлорида аммония.** Повторите опыт 2б, заменив кислоту несколькими каплями насыщенного раствора хлорида аммония до растворения осадков. Напишите уравнения соответствующих реакций.

### **Опыт № 3. Гидролиз солей цинка и кадмия.**

**а)** С помощью универсальной индикаторной бумаги определите реакцию среды солей цинка и кадмия. Сравните pH растворов. Какая из солей гидролизована в большей степени? Почему? Напишите уравнения реакций гидролиза.

**б)** Нагрейте две пробирки, которые содержат отдельно по 1 мл растворов солей цинка и кадмия (0,5 моль/л), затем добавьте в них одинаковый объем раствора карбоната натрия. Заметьте выпадение белых осадков карбонатов гидроксоцинка и гидроксокадмия. Напишите уравнения реакций.

### **Опыт № 4. Получение аммиакатов цинка и кадмия.**

В две пробирки, содержащие раздельно по две капли растворов солей цинка и кадмия (0,5 моль/л), прибавьте по каплям раствор аммиака (2 моль/л) до выпадения осадков. Добавьте избыток растворов аммиака до полного растворения осадков. Напишите уравнения реакций, учитывая, что координационные числа для цинка и кадмия равны 4.

## Ртуть и ее соединения

### Опыт № 5. Получение ртути из солей Hg(I) и Hg(II).

В две пробирки внесите отдельно по 5 капель растворов нитратов ртути (I) и (II) и опустите по кусочку медной проволоки, очищенной ножом или наждачной бумагой. Наблюдайте появление ртути на поверхности проволоки. Напишите уравнения реакций.

### Опыт № 6. Получение и свойства оксидов ртути (I) и (II).

**а) Получение оксидов ртути (I) и (II).** В две пробирки внесите отдельно по 4 капли растворов солей ртути (I) и (II) (0,5 моль/л) и добавьте по 4 капли раствора щелочи (0,5 моль/л). Отметьте цвет образующихся осадков оксидов ртути. Напишите уравнения реакций. Полученный оксид ртути (II) оставьте для следующего опыта.

### **б) Отношение оксида ртути (II) к кислотам и щелочам.**

Половину, полученного в опыте б а оксида ртути (II), перенесите в другую пробирку. В первую добавьте 3 капли раствора азотной кислоты (2 моль/л), а во вторую – 3 капли раствора щелочи (2 моль/л). Сделайте вывод о кислотно-основных свойствах оксида ртути (II). Напишите уравнения реакций.

### Опыт № 7. Получение и свойства хлоридов ртути (II) (сулемы) и ртути (I) (каломели).

В две пробирки внесите отдельно по 2 капли раствора хлорида натрия (0,5 моль/л) и добавьте 4 капли раствора нитрата ртути (I) в первую и столько же капель раствора нитрата ртути (II) во вторую пробирку. Отметьте выпадение осадка в первой пробирке. Во вторую пробирку добавьте 1 каплю раствора нитрата серебра (0,1 моль/л) и сделайте вывод о наличии в ней ионов  $Cl^-$ . Какой вывод можно сделать относительно степени ионизации сулемы? Напишите уравнения реакций.

**Опыт № 8. Окислительно-восстановительные свойства солей ртути.**

**а) Окислительные свойства солей ртути (II).** В пробирку внесите 2 капли раствора нитрата ртути (II) (0,5 моль/л) и добавьте 2–3 капли раствора хлорида олова (II) (0,5 моль/л). Наблюдайте выпадение белого осадка каломели, которая под действием избытка  $\text{SnCl}_2$  восстанавливается до ртути. Напишите уравнения реакций.

**б) Восстановительные свойства солей ртути (I).** В две пробирки внесите по 2 капли раствора нитрата ртути (I). В первую пробирку добавьте 2–3 капли концентрированного раствора азотной кислоты, прокипятите и затем охладите раствор. В две пробирки добавьте по 2 капли раствора хлорида натрия (0,5 моль/л). Почему в первой пробирке не выпал осадок? Напишите уравнение реакции взаимодействия нитрата ртути (I) с азотной кислотой.

**Опыт № 9. Комплексные соединения ртути (II) и (I).**

**а) Получение йодидов ртути и их растворение в избытке йодид-иона (I).** Внесите в одну пробирку раствор нитрата ртути (I) и в другую – раствор нитрата ртути (II). Добавьте в обе пробирки немного раствора йодида калия. Какого цвета полученные осадки? Далее добавьте по несколько кристаллов йодида калия. Что наблюдается? Напишите уравнения реакций, учитывая, что в избытке йодида калия в обоих случаях образуется один и тот же комплекс.

**б) Действие аммиака на соли ртути.** Внесите в одну пробирку немного раствора нитрата ртути (I) и в другую – раствора нитрата ртути (II). Добавьте в обе пробирки по 0,5 мл раствора аммиака 10%. Что наблюдается? Напишите уравнения соответствующих реакций.

## Контрольные вопросы

1. Общая характеристика элементов группы II В.
2. Цинк и его соединения. КО и ОВ характеристика соединений цинка, амфотерность оксида и гидроксида цинка. Комплексные соединения цинка.
3. Биологическая роль цинка. Применение его соединений в медицине.
4. Кадмий и его соединения в сравнении с аналогичными соединениями цинка.
5. Токсичность соединений кадмия. Роль кадмия в патогенезе гипертонической болезни.
6. Ртуть, его химическая активность. Растворение в разбавленной азотной кислоте.
7. Соединения Hg (I) и Hg (II), их КО и ОВ характеристика. Комплексные соединения Hg(I) и Hg(II).
8. Биологическая роль ртути. Применение ее соединений в медицине.

## Вопросы для самоконтроля и упражнения

1. Напишите уравнения реакций взаимодействия цинка и ртути с концентрированной и разбавленной азотной кислотой.
2. Как взаимодействует цинк с растворами щелочей, аммиака, хлорида аммония? Напишите уравнения соответствующих реакций.
3. Напишите уравнения реакций термического разложения нитратов цинка, кадмия и ртути (II).
4. Как взаимодействуют соли цинка и ртути (II) с раствором аммиака? Как влияет избыток аммиака и соли аммония на этот процесс?
5. Какими свойствами обладают соли ртути (I) в окислительно-восстановительных реакциях? Ответ подтвердите уравнениями соответствующих химических реакций.
6. Как предотвратить диспропорционирование солей ртути (I) в растворах?



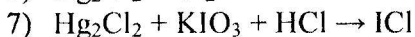
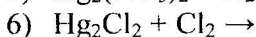
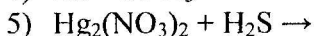
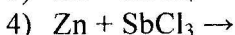
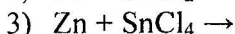
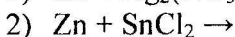
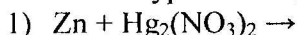
7. Какой гидроксид:  $Zn(OH)_2$  или  $[Zn(NH_3)_4](OH)_2$  обладает более выраженными основными свойствами?

8. Какая реакция будет протекать при введении цинка в раствор, содержащий  $[Cu(CN)_4]^{2-}$ ?

9. Чем объяснить слабую диссоциацию  $HgCl_2$  в растворах?

10. Что получается при добавлении оснований к растворам нитратов ртути (I) и (II)? Напишите уравнения реакций.

11. Закончите уравнения реакций:



## Список вопросов к итоговому занятию № 1 по теме: “s- и d-Элементы и их соединения”

1. S-элементы. Общая характеристика. Водород, особенности его положения в периодической системе элементов. Его химическая активность. Изотопы водорода.

2. Вода. Ее физические и химические свойства. Аквакомплексы и кристаллогидраты.

3. Пероксид водорода. Его получение и строение молекулы. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода.

4. Элементы группы I A. Общая характеристика. Образование оксидов, гидроксидов, пероксидов, надпероксидов, озонидов. Химические свойства этих соединений.

5. Соли щелочных металлов. Поведение карбонатов и гидрокарбонатов при нагревании.

6. Биологическая роль щелочных металлов в минеральном балансе организмов. Применение соединений щелочных металлов в медицине.

7. Элементы II A группы. Общая характеристика.

8. Бериллий и его соединения. Его взаимодействие с кислотами и основаниями.
9. Оксид и гидроксид бериллия. Их амфотерные свойства.
10. Взаимодействие бериллия с неметаллами. Амфотерные свойства сульфида, фторида и хлорида бериллия.
11. Токсичность соединений бериллия.
12. Магний. Его взаимодействие с неметаллами и кислотами. Оксид и гидроксид магния.
13. Биологическая роль магния и использование его соединений в медицине.
14. Щелочно-земельные металлы. Оксиды и гидроксиды. Основной характер гидроксидов, их растворимость и отношение к распаду.
15. Соли щелочно-земельных элементов. Гидролиз сульфидов. Гипс, нитраты и хлораты стронция и бария, их применение. Аммиакаты щелочно-земельных элементов, их распад при нагревании.
16. Биологическая роль кальция. Изоморфное замещение (проблема изотопа стронций-90). Соединения щелочно-земельных элементов в медицине.
17. Переходные элементы. Общая характеристика d-элементов. Их общие свойства.
18. Элементы VI В группы. Общая характеристика.
19. Хром. Его взаимодействие с неметаллами и кислотами.
20. Соединения хрома (II), их кислотно-основные (КО) и окислительно-восстановительные (ОВ) свойства.
21. Соединения хрома (III), их КО и ОВ свойства. Способность к образованию комплексных соединений.
22. Оксид и гидроксид хрома (III), их амфотерные свойства. Образование мета- и ортохромитов.
23. Гидролиз солей хрома (III).
24. Соединения хрома (VI), их КО и ОВ свойства. Хромовая и дихромовая кислоты. Окислительные свойства хроматов и дихроматов в зависимости от pH-среды.

25. Изополиокислоты хрома. Полихроматы, их получение. Пероксосоединения хрома (VI).

26. Биологическая роль хрома и молибдена.

27. Элементы VII В группы. Общая характеристика.

28. Марганец. Его химическая активность. Взаимодействие с кислотами.

29. Соединения марганца (II). Их КО и ОВ свойства, способность к образованию комплексов. Аммиакаты марганца (II), их поведение по отношению к воде.

30. Соединения марганца (IV). КО и ОВ свойства оксида марганца (IV).

31. Соединения марганца (VI). Манганаты, их получение, термическая устойчивость, диспропорционирование в растворах.

32. Соединения марганца (VII). Оксид марганца (VII). Перманганаты, их КО и ОВ свойства. Продукты восстановления перманганатов в кислой, нейтральной и щелочной средах. Распад перманганатов в растворах и при нагревании.

33. КО и ОВ свойства оксидов и гидроксидов марганца при переходе от низших степеней окисления к высшим.

34. Элементы VIII В группы. Общая характеристика.

35. Железо, его химическая активность и способность к образованию комплексов.

36. Соединения железа (II) и железа (III), КО и ОВ характеристика. Комплексы Fe(II) и Fe(III) с цианид-ионами.

37. Соединения железа (VI), их получение и окислительные свойства. Разложение в растворах.

38. Комплексные соединения железа с оксидом углерода (II).

39. Применение железа и его препаратов в медицине.

40. Кобальт и никель. Их химическая активность сравнительно активности железа. Соединения Co(II), Co(III) и Ni(II), их КО и ОВ характеристика, способность к образованию комплексов.

41. Кобальт и никель как микроэлементы. Применение их соединений в медицине.

42. Платиновые металлы. Общая характеристика. Их растворение в «царской водке». Комплексные соединения платиновых металлов на примере платины, их использование в медицине.

43. Элементы I В группы. Общая характеристика.

44. Соединения Cu(I) и Cu(II), их КО и ОВ характеристика. Способность к образованию комплексов. Комплексные соединения Cu(II) с аммиаком, аминокислотами, многоатомными спиртами.

45. Биологическая роль меди.

46. Соединения серебра (I), их КО и ОВ характеристика. Образование комплексных соединений. Галогениды серебра, их растворимость в растворах аммиака и тиосульфатов. Реакция «серебряного зеркала».

47. Препараты серебра в медицине. Бактерицидные свойства ионов серебра.

48. Соединения золота (I) и золота (III), их КО и ОВ характеристика, способность к образованию комплексов. Растворение золота в «царской водке» и селеновой кислоте. Амфотерность гидроксида золота (III).

49. Применение золота и его соединений в медицине.

50. Элементы II В группы. Общая характеристика.

51. Цинк и его соединения. КО и ОВ характеристика соединений цинка, амфотерность оксида и гидроксида. Комплексные соединения цинка.

52. Биологическая роль цинка. Его соединения в медицине.

53. Кадмий и его соединения сравнительно с аналогичными соединениями цинка.

54. Токсичность соединений кадмия. Роль кадмия в патогенезе гипертонической болезни.

55. Ртуть, ее химическая активность. Растворение ртути в концентрированной и разбавленной азотной кислоте.

56. Соединения Hg(I) и Hg(II), их КО и ОВ характеристика. Образование комплексных соединений.

57. Биологическая роль ртути. Применение ее соединений в медицине.

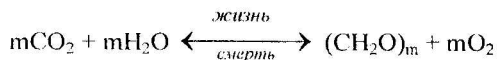
## p-Элементы

### Биологическая роль p-элементов

Четыре из шести главных элементов жизни (O, C, H, N, Ca, P) – микробиогенных элементов, являются p-элементами. Масса человеческого тела на 96% состоит из этих четырех элементов: C, O, H, N. Если подсчитать атомы, то 99,4% атомов человеческого организма – это атомы тех же четырех элементов: H – 63%; O – 25,5%; C – 9,5%; N – 1,4%. Значит, почти на  $\frac{2}{3}$  наш организм состоит из атомов водорода. В человеческом организме массой 70 кг находится 45,5 кг кислорода, 12,6 кг углерода, 7 кг водорода, 2,1 кг азота, 0,7 кг фосфора, т.е. преобладают легкие элементы и еще 700 г калия, натрия, серы, хлора, магния, железа и цинка вместе взятые.

Бор относится к числу микроэлементов, механизм действия которого на организм пока не ясен. У человека и животных при питании растительной пищей и избыточным содержанием бора нарушается обмен веществ и появляется эндемическое заболевание желудка-кишечного тракта.

Говоря о биологической роли углерода, можно отметить, что он является основой живого организма. Он входит в состав всех веществ жизненно необходимых для живого организма, как белки, жиры, углеводы, нуклеиновые кислоты и т. д. А оксид углерода (IV) участвует в процессе фотосинтеза, в результате которого синтезируется органическое вещество, приводящее к образованию того же оксида углерода (IV), после смерти организма. Так что жизнь начинается и кончается оксидом углерода (IV), а “формулу жизни и смерти” можно было бы представить схемой процесса фотосинтеза:



Кремний в организме человека содержится практически во всех тканях, хотя его биологическая роль не выяснена до конца. Однако установлено, что соединения кремния необхо-

димы для нормального развития и функционирования эпителиальных и соединительных тканей. Кремний способствует биосинтезу коллагена и образованию костной ткани. Установлено, что при переломах костей количество кремния в области перелома возрастает почти в 50 раз.

Свинец и его соединения обладают высокой токсичностью. В опытах на лабораторных животных было обнаружено его онкогенность, в отношении человека онкогенность свинца не обнаружена.

Несмотря на высокую токсичность, в медицине в качестве лекарственных препаратов используют некоторые соединения свинца, но только наружно. Местное действие препаратов свинца характеризуется вяжущим и антисептическим эффектами. Их вяжущее действие обусловлено тем, что ионы  $Pb^{2+}$ , освобождающиеся при диссоциации соединений свинца, образуют с белками поверхностных тканей труднорастворимые альбуминаты.

Германий содержится во многих растениях, в том числе и в тех, которые используются для получения некоторых медицинских препаратов. Было замечено, что многие растения, используемые с давних времен в китайской и тибетской медицине, отличаются повышенным содержанием германия. До 0,02–0,07% германия содержится в листьях чая, алоэ, чесноке, бамбуке, женьшене и в других растениях.

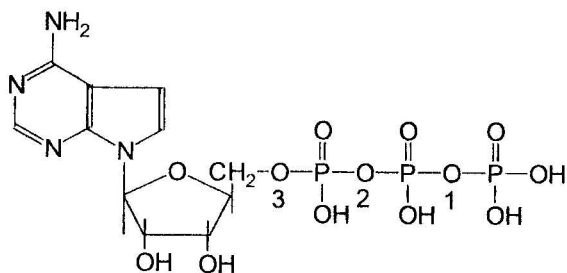
Некоторые соединения германия являются биологически активными, замедляют развитие некоторых злокачественных опухолей, мешают появлению некоторых метастаз. Например, соединение  $[Ge(CH_2CH_2COOH)O_{1,5}]_n$  уменьшает артериальное давление, действует как анестетик, в некоторой степени защищает организм от радиации. Его используют при лечении рака. Предполагается, что в организме атомы германия взаимодействуют с ионами, уменьшая их электрический потенциал. Было установлено, что электрический потенциал мембран раковых клеток больше чем у неповрежденных. Вероятно, германий отбирает «лишние» электроны у раковых клеток, уменьшая тем

самым их электрический заряд, а это, в свою очередь, ведет к потере их активности.

Фосфор, также как и углерод и азот исключительно важен для процесса жизнедеятельности. Фосфор входит в состав скелета, мозга, аденозин-фосфатов. Органические соединения фосфора участвуют в наиболее важных биохимических процессах организма. Фермент фосфорилаза способствует не только расщеплению, но и синтезу углеводов в мозгу. В процессе окисления углеводов в тканях мозга важную роль играет дифосфопиридиннуклеотид и неорганические фосфаты.

В нуклеиновых кислотах мононуклеотиды связаны при помощи остатков фосфорной кислоты (рибонуклеиновая и дезоксирибонуклеиновая) участвуют в биосинтезе белков, передаче наследственных признаков и в других биохимических процессах, без которых организм не может существовать.

Аденозинтрифосфорная кислота снабжает организм энергией.



Оказалось, что из трех остатков фосфорной кислоты организм черпает энергию, разрывая постепенно связи Р-О-Р. Сначала разрывается связь 1 и АТФ переходит в АДФ. Если в организме достаточно соединений фосфора, поступивших извне, то, присоединяя обратно группу  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ , АДФ превращается в АТФ. Когда же организму требуется больше энергии, то следует разрыв связи 2. Остающаяся связь 3 – это неприкосновенный запас энергии организма.

Мышьяк в виде неорганических соединений является смертельным для человека в дозах 0,05–0,1 г, однако, несмотря на это, он содержится в организмах животных и растений. Микро-

частицы мышьяка накапливаются и в клетках человеческого организма. Он содержится в крови, в тканях различных органов, особенно много мышьяка содержится в печени.

Симптомы отравления мышьяком – металлический вкус во рту, рвота, сильные боли в животе. После этого – спазмы, паралич и, наконец, смерть.

При отравлениях мышьяком существует доступный антидот – молоко, или точнее, основной его белок – казеин. С мышьяком казеин образует нерастворимое вещество, которое не абсорбируется кровью.

Наиболее токсичным соединением мышьяка является арсин  $AsH_3$ , его концентрация в 0,005 г/л убивает моментально.

Биохимический механизм действия арсина состоит в том, что его молекулы “блокируют” молекулы ферментов эритроцитов – каталазы, в результате чего в крови накапливается пероксид водорода, который разрушает кровь. Активированный уголь очень плохо абсорбирует арсин, поэтому обычный противогаз не защищает от него.

Несмотря на токсичность соединений мышьяка, некоторые из них нашли применение в медицине.

Очень важную роль в жизнедеятельности живых организмов играет кислород. Он широко используется в медицине при лечении болезней, связанных с недостатком кислорода (гипоксия). Обогащенные кислородом газовые смеси применяют для вдыхания при заболеваниях дыхательных путей, сердечно-сосудистой системы, при хирургических операциях, при шоке, при отравлениях оксидом углерода (II), цианистым водородом, фосгеном, при различных травмах и поражениях. Обычно медицинский кислород применяют в смеси с воздухом в концентрации 20–30%. Применяемая для ингаляции смесь кислорода (95%) с оксидом углерода (IV) (5%) называется карбоген.

Все знают, что кислород широко применяется в медицине, однако он является очень коварным. Первая реакция организма на кислород – самая положительная. Активируется обмен веществ, человек чувствует прилив сил. Но такая активность



длится недолго и постепенно сменяется депрессией. Первый удар принимают на себя легкие – в них развивается отек, воспаление – так называемый ожог легких, ухудшается поступление кислорода в кровь, организм начинает страдать, как это ни странно, от кислородного голодания. А при повышенном давлении растворимость кислорода в крови возрастает и токсические эффекты усиливаются. Если давление превысит 3 атмосферы (это как раз соответствует 20-метровой глубине погружения), поражается весь организм; наступают судорожные припадки, за которыми следует смерть от паралича дыхания.

Токсичность кислорода объясняется его участием в цепных окислительных реакциях. В результате цепных реакций в клетках разрушаются биологические мембраны, накапливаются пероксиды и другие ядовитые продукты. Интенсификация цепного окисления и есть, очевидно, причина токсичности высоких концентраций кислорода.

Сера в фармакологическом отношении не активна, но при взаимодействии с некоторыми органическими веществами в организме образуются соединения, обладающие определенным фармакологическим эффектом. Так, при нанесении элементарной серы на кожу образуются сульфиды и пентатионовая кислота  $H_2S_5O_6$ , которые оказывают противомикробное и противопаразитарное действие.

Галогены играют важную роль в нормальной деятельности организмов. С давних времен известно действие брома, йода и их соединений на организм. В больших дозах – это яды, в малых – лекарства. Йод входит в состав гормона щитовидной железы. При недостатке йода развивается заболевание – эндемический зоб. Йод влияет также на синтез некоторых белков, жиров и тироксина. Организм сохраняет постоянную концентрацию йода в крови ( $10^{-5}$ – $10^{-6}\%$ ) – йодное зеркало крови. Элементарный йод обладает антимикробным действием, тогда как йодиды неактивны по отношению к микробам.

В медицине препараты, содержащие бром, применяются при лечении неврозов, истерии, бессонницы и других растрояств

нервной системы. Чрезмерное накопление в организме бромистых соединений вызывает кожные насыпи и угнетение нервной системы (явление бромизма).

## Лабораторная работа № 8

### Элементы III а группы. Бор. Алюминий

#### Оборудование и реактивы:

Штатив с пробирками. Спиртовка. Борная кислота. Тетраборат натрия. Стеклянная палочка. Магний. Металлическая пластинка. Фарфоровый тигель. Универсальная индикаторная бумага. Алюминий. Растворы: соляной, серной и азотной кислот (2 моль/л и концентрированные); гидроксида натрия (2 моль/л и концентрированная); боракса (конц.); лакмуса; метилоранжа; борной кислоты (конц.); нитрата алюминия (0,1 моль/л); хлорида хрома (III) (0,1 моль/л); хлорида железа (III) (0,1 моль/л); нитрата серебра (0,1 моль/л); хлорида бария (0,1 моль/л); карбоната натрия (0,5 моль/л); хлорида аммония (насыщ.).

#### Опыт № 1. Борная кислота. Получение и свойства.

**а) Получение борной кислоты.** В пробирку внесите 3–4 капли горячего насыщенного раствора буры и 2 капли концентрированного раствора серной кислоты. После охлаждения пробирки наблюдайте выпадение осадка. Напишите уравнение реакции получения борной кислоты.

**б) Растворимость и кислотные свойства  $H_3BO_3$ .** Внесите в пробирку немного кристаллов борной кислоты, добавьте 5–6 капель воды и перемешайте стеклянной палочкой. Отметьте малую растворимость борной кислоты в холодной воде. Нагрейте пробирку до кипения. Полученный раствор разделите на две части. К одной из них добавьте 3 капли раствора лакмуса, к другой – 3 капли раствора метилоранжа. Отметьте цвет индикатора в каждой пробирке. Объясните различное действие кислоты на индикаторы, учитывая силу борной кислоты и область перехода индикаторов.

**в) Взаимодействие борной кислоты с магнием.** В пробирку внесите 5–6 капель насыщенного раствора борной кислоты и добавьте немного порошка магния. Наблюдайте выделение газа и растворение металла. Напишите уравнение реакции.

**г) Термическая устойчивость борной кислоты.** Поместите немного борной кислоты на металлическую пластинку и нагрейте ее на пламени горелки. Почему кристаллы кислоты надуваются при сильном нагревании? Какие вещества образуются при кальцинировании борной кислоты? Напишите уравнения реакций.

**д) Взаимодействие борной кислоты с этиловым спиртом.** В фарфоровый тигель внесите несколько кристаллов борной кислоты, добавьте 2–3 мл этилового спирта и несколько капель концентрированной серной кислоты. Перемешивайте содержимое тигля стеклянной палочкой и подожгите пары, выделяющиеся из смеси. Отметьте окраску пламени. Напишите уравнение реакции.

## **Опыт № 2. Свойства солей борной кислоты.**

**а) Гидролиз буры.** Проверьте реакцию среды раствора буры с помощью универсальной индикаторной бумаги. Какова реакция среды? Напишите уравнение реакции гидролиза тетрабората натрия, имея в виду, что в результате этого процесса образуется борная кислота и метаборат натрия.

**б) Гидролиз буры в присутствии солей  $Al(III)$ ,  $Fe(III)$  и  $Cr(III)$ .** В три пробирки внесите по 6–7 капель насыщенного раствора буры и добавьте: в первую пробирку 2–4 капли раствора соли алюминия (0,1 моль/л), во вторую 3–4 капли раствора соли хрома (III) (0,1 моль/л) и в третью 3–4 капли раствора соли железа (III) (0,1 моль/л). Наблюдайте выпадение гидроксидов алюминия, хрома (III) и железа (III). Чем объяснить их образование? Напишите уравнения реакций.

**в) Получение малорастворимых солей.** В две пробирки внесите по 3–4 капли насыщенного раствора буры и добавьте в первую пробирку 3–4 капли 0,1М раствора нитрата серебра, а во вторую – 3–4 капли 0,1М раствора хлорида бария. Наблюдайте образование осадков метаборатов серебра и бария. Почему не образуются тетрабораты серебра и бария?

**Опыт № 3. Взаимодействие алюминия с кислотами и основаниями.**

**а) Взаимодействие алюминия с разбавленными и концентрированными кислотами.** В три пробирки внесите по грануле алюминия и изучите его отношение к разбавленным соляной, серной и азотной кислот на холоду и при нагревании. Повторите опыт, заменив разбавленные кислоты на концентрированные. С которой из концентрированных кислот алюминий не взаимодействует на холоде? Напишите уравнения реакций.

**б) Взаимодействие алюминия с основаниями.** Внесите в пробирку гранулу алюминия и добавьте 2–3 мл концентрированного раствора гидроксида натрия. Если реакция протекает медленно, нагрейте пробирку. Что наблюдается? Напишите уравнение реакции.

**Опыт № 4. Соединения алюминия.**

**а) Получение и свойства гидроксида алюминия.** В две пробирки внесите по 2–3 капли 0,5 моль/л раствора алюминия и добавьте по каплям 0,5 моль/л раствор гидроксида натрия до образования осадков. Затем в одну пробирку добавьте 0,5 моль/л раствор щелочи, а в другую – раствор соляной кислоты (2 моль/л) до растворения осадков. Сделайте вывод о свойствах гидроксида алюминия. Напишите уравнения соответствующих реакций.

**б) Гидролиз солей алюминия.** С помощью универсальной индикаторной бумаги определите среду растворов солей алюминия. Напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной форме.

**в) Гидролиз солей алюминия в присутствии карбонатов.** В пробирку внесите 3–4 капли раствора нитрата алюминия (0,5 моль/л) и добавьте 3–4 капли раствора карбоната натрия (0,5 моль/л). Какое вещество выпадает в осадок? Напишите уравнение реакции совместного гидролиза.

**г) Получите раствор алюмината натрия и подействуйте на него насыщенным раствором хлорида аммония. Нагрейте полученную смесь и обратите внимание на происходящие в растворе процессы. Напишите уравнение реакции.**

### **Контрольные вопросы**

1. Общая характеристика р-элементов.
2. Элементы III а группы. Общая характеристика.
3. Бор, его химическая активность. Соединения бора с металлами (бориды), водородом (бораны) и с галогенами.
4. Оксид бора (III) и борная кислота. Бораты. Эфиры борной кислоты. Метаборная кислота, метабораты.
5. Биологическая роль бора. Антисептические свойства борной кислоты и ее солей.
6. Алюминий. Химическая активность. Амфотерный характер оксида и гидроксида алюминия.
7. Комплексные соединения алюминия. Гидрид алюминия. Гидридоалюминаты, их разложение под действием воды.

### **Вопросы для самоконтроля и упражнения**

1. На какие подгруппы и семейства подразделяются элементы III а группы?
2. Как объяснить резкое изменение свойств алюминия относительно свойств бора?
3. Напишите уравнения реакций взаимодействия бора с концентрированными азотной и серной кислотами.
4. Как взаимодействует бор с концентрированными растворами щелочей? Напишите уравнение реакции.

5. Как получают бораны? Какова структура молекулы диборана?

6. Каков характер химической связи в галогенидах бора? Напишите уравнения реакций гидролиза фторида и хлорида бора.

7. Как получают гидридобораты и гидридоалюминаты?

8. Как взаимодействует алюминий с разбавленными и концентрированными кислотами на холоду и при нагревании?

9. Как изменяется сила оснований и их свойства в ряду  $\text{Ga}(\text{OH})_3 - \text{In}(\text{OH})_3 - \text{Tl}(\text{OH})_3$ ?

10. Что происходит при постепенном нагревании борной кислоты? Напишите уравнения реакций.

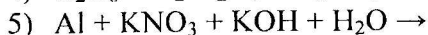
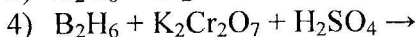
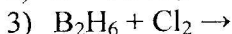
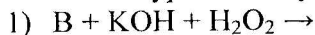
11. Напишите уравнение реакции нейтрализации борной кислоты раствором гидроксида натрия.

12. По какой причине хлорид бора сильно дымит на воздухе?

13. Напишите уравнение реакции взаимодействия тетрагидридоалюмината лития с водой.

14. Почему из водных растворов нельзя получить сульфид, карбонат и цианид алюминия?

15. Закончите уравнения реакций:



16. Напишите уравнения реакций получения и гидролиза буры.

## Лабораторная работа № 9

### Элементы IV A группы. Углерод. Кремний

#### Оборудование и реактивы:

Штатив с пробирками. Спиртовка. Стеклянная палочка. Активированный уголь. Нитрат свинца (II). Резиновая пробка с газоотводной трубкой. Карбонат кальция. Карбонат и гидрокарбонат натрия. Растворы: соляной кислоты (конц.); уксусной кислоты (2 моль/л); фенолфталеина; лакмуса; известковая вода; гидроксида бария; карбоната натрия (0,2 моль/л); хлорида бария (0,1 моль/л); нитрата стронция (0,1 моль/л); нитрата серебра (0,1 моль/л); хлорида железа (III) (0,5 моль/л); силиката натрия (насыщ.); хлорида кальция (0,1 моль/л); нитрата кобальта (0,1 моль/л); сульфата меди (0,1 моль/л); хлорида аммония (насыщ.).

#### Опыт № 1. Адсорбционные свойства активированного угля.

В сухую пробирку поместите несколько кристаллов нитрата свинца (II) и нагрейте до появления бурых паров, которые образуются при термическом разложении соли. Внесите в пробирку гранулы активированного угля на  $\frac{1}{8}$  ее объема, закройте пробкой и энергично встряхните несколько раз. Почему произошло обесцвечивание? Напишите уравнение реакции термического разложения нитрата свинца (II).

#### Опыт № 2. Получение и свойства оксида углерода (IV).

В пробирку внесите немного карбоната кальция, добавьте 5–6 капель воды и 10–12 капель концентрированного раствора соляной кислоты. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опустите в пробирку с водой. Пропускайте газ в течение 2–3 минут, после чего добавьте в пробирку с водой 1 каплю лакмуса. В какой цвет окрасился раствор? Почему? Напишите уравнение реакции получения оксида угле-

рода (IV). Какое равновесие устанавливается в водном растворе оксида углерода (IV)?

Повторите опыт, пропуская ток  $\text{CO}_2$  через известковую или баритовую воду до исчезновения появившегося вначале осадка. Поделите раствор на две части: первую нагрейте до кипения, а во вторую добавьте известковую воду или раствор гидроксида бария. Что наблюдается? Напишите уравнения всех происходящих реакций.

### **Опыт № 3. Свойства солей угольной кислоты.**

**а) Получение карбонатов бария, стронция, серебра.** В три пробирки внесите по 3–4 капли 0,2 моль/л раствора карбоната натрия и по 6–8 капель 0,1 моль/л растворов: в первую – хлорида бария, во вторую – нитрата стронция, в третью – нитрата серебра. Отметьте цвет осадков и напишите уравнения реакций.

Пробирку с осадком карбоната серебра осторожно нагрейте. Что наблюдается? Напишите уравнение реакции термического разложения карбоната серебра. К осадкам карбонатов бария и стронция добавьте по каплям раствор уксусной кислоты (2 моль/л) до полного растворения осадков. Напишите уравнения реакций.

**б) Гидролиз карбоната и гидрокарбоната натрия.** В одну пробирку внесите немного карбоната натрия, а в другую – столько же гидрокарбоната натрия. В обе пробирки добавьте по 6–8 капель воды и по одной капле раствора фенолфталеина. Отметьте различие в окраске растворов. Напишите уравнения реакций гидролиза солей. В каком случае гидролиз протекает слабее?

**в. Гидролиз карбоната натрия в присутствии хлорида железа (III).** В пробирку внесите 3–4 капли раствора хлорида железа (III) (0,5 моль/л) и 4–5 капель раствора карбоната натрия (0,5 моль/л). Наблюдайте образование осадка и выделение газа. Напишите уравнение реакции.



#### **Опыт № 4. Получение золя и геля кремниевой кислоты.**

В пробирку внесите 4–5 капель концентрированного раствора соляной кислоты и 2–3 капли насыщенного раствора силиката натрия. Получившийся раствор представляет собой золь кремниевой кислоты. Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде. Прозрачный раствор золя осторожно нагрейте и наблюдайте образование студнеобразного геля.

Внесите в пробирку 5–6 капель насыщенного раствора силиката натрия и пропустите через него оксид углерода (IV) (смотрите опыт 2). Отметьте образование геля кремниевой кислоты и напишите уравнение реакции.

#### **Опыт № 5. Получение и свойства солей кремниевой кислоты.**

**а) Получение малорастворимых солей кремниевой кислоты.** В четыре пробирки внесите отдельно растворы хлорида кальция, нитрата кобальта, хлорида железа (III) и сульфата меди. В каждую пробирку добавьте по 1 мл насыщенного раствора силиката натрия. Отметьте цвет осадков и напишите уравнения реакций.

**б) Гидролиз силиката натрия.** Внесите в пробирку 3–4 капли насыщенного раствора силиката натрия и 3–4 капли дистиллированной воды. Добавьте 1 каплю раствора фенолфталеина. В какой цвет окрашивается раствор? Почему? Напишите в молекулярном и ионном виде уравнение реакции гидролиза силиката натрия, учитывая, что первоначально образующийся  $\text{HSiO}_3^-$ -ион переходит в дисиликат-ион  $\text{Si}_2\text{O}_5^{2-}$ .

**в) Гидролиз силиката натрия в присутствии хлорида аммония.** В пробирку внесите по 5–6 капель насыщенных растворов силиката натрия и хлорида аммония. Содержимое пробирки перемешайте и осторожно нагрейте. Отметьте образование осадка-геля кремниевой кислоты. Напишите уравнение реакции совместного гидролиза двух солей.

## Контрольные вопросы

1. Общая характеристика элементов IV а группы.
2. Углерод. Его аллотропные модификации и виды гибридизации атома. Химическая активность углерода.
3. Оксид углерода (II), его КО и ОВ характеристика.
4. Оксид углерода (IV), равновесия в его водных растворах. Угольная кислота. Карбонаты, гидрокарбонаты, их гидролиз и термическое разложение.
5. Цианистоводородная кислота. Цианиды, их гидролиз. Цианаты, тиоцианаты и тиокарбонаты. Тиоциановая и тиоугольная кислоты.
6. Кремний. Его соединения с металлами (силициды). Соединения с водородом (силаны), их окисление и гидролиз.
7. Соединения кремния с галогенами, их гидролиз. Гексафторокремниевая кислота. Гексафторосиликаты.
8. Кислородные соединения кремния. Оксид кремния (IV). Метакремниевая кислота. Силикаты, их гидролиз. Ортокремниевая кислота. Поликремниевые кислоты: димета- и диортокремниевая.
9. Биологическая роль углерода и кремния.

## Вопросы для самоконтроля и упражнения

1. Назовите аллотропные модификации углерода.
2. Как можно получить оксид углерода (II) из муравьиной кислоты? Напишите уравнение реакции.
3. Напишите уравнение реакции взаимодействия углерода с концентрированными азотной и серной кислотами.
4. Какие процессы протекают при гидратации оксида углерода (IV) при  $\text{pH} < 8$  и при  $\text{pH} > 10$ ?
5. Как ведут себя при нагревании карбонаты и гидрокарбонаты? Приведите примеры.
6. Что получится при взаимодействии сульфида углерода с сульфидом калия? Напишите уравнение реакции.

7. Как получается цианистый водород?
8. Что получается при окислении хлором в щелочной среде цианида калия? Напишите уравнение реакции.
9. Что представляют собой тиоцианаты? Как они получают?
10. Какая кислота сильнее: угольная или тиоциановая?
11. Напишите уравнения реакций взаимодействия кремния со щелочами и со смесью азотной и плавиковой кислот.
12. Как получают силаны? Приведите примеры реакций.
13. Какими окислительно-восстановительными свойствами обладает силан? Приведите примеры реакций.
14. Что получится при гидролизе тетрафторида и тетрахлорида кремния? Напишите уравнения реакций.
15. Напишите уравнение реакции гидролиза силиката натрия.
16. Напишите структурные формулы диметакремниевой и диортокремниевой кислот.
17. Какую функцию выполняет кремний в живых организмах?
18. Почему в растворах карбонатов щелочных металлов рН всегда больше чем в растворах соответствующих гидрокарбонатов одинаковой концентрации?
19. Закончите уравнения реакций:
  - 1)  $\text{SiH}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
  - 2)  $\text{Si}_2\text{H}_6 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
  - 3)  $\text{Cr}(\text{CO})_6 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
  - 4)  $\text{Fe}(\text{CO})_5 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
  - 5)  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

## Лабораторная работа № 10

### Элементы подгруппы германия. Олово. Свинец

#### Оборудование и реактивы:

Штатив с пробирками. Спиртовка. Цинк. Олово. Бромная вода. Оксид свинца (IV). Нитрат свинца (II). Растворы: соляной, серной, азотной кислот (конц. и 2 моль/л); уксусной кислоты;

гидроксида натрия (конц. и 2 моль/л); хлорида олова (II) (0,5 моль/л); перманганата калия (0,5 моль/л); дихромата калия (0,5 моль/л); хлорида железа (III) (0,5 моль/л); гаксацианоферрата (III) калия (0,5 моль/л); хлорида олова (IV) (0,5 моль/л); нитрата свинца (II) (0,5 моль/л); уксуснокислого свинца (0,5 моль/л); пероксида водорода (30%); сульфата марганца (II) (0,5 моль/л); карбоната натрия (0,5 моль/л); йодида калия (0,5 моль/л); хромата калия (0,5 моль/л), лакмуса.

## **Олово и его соединения**

### **Опыт № 1. Получение олова из его солей.**

Внесите в пробирку гранулу цинка и добавьте 6–8 капель 0,5 моль/л раствора хлорида олова (II). Через некоторое время обратите внимание на появление на грануле налета олова. Напишите уравнение реакции.

### **Опыт № 2. Взаимодействие олова с кислотами и основаниями.**

В четыре пробирки внесите по грануле олова и добавьте по 6–8 капель концентрированных растворов: в первую – соляной кислоты, во вторую – серной, в третью – азотной и в четвертую – гидроксида натрия. Нагрейте пробирки. Что наблюдается? Напишите уравнения реакций, если в случае соляной кислоты получается тетрахлороловянная кислота, серной – сульфат олова (IV) азотной –  $\beta$ -оловянная кислота. Повторите опыт, заменив концентрированные кислоты на разбавленные.

### **Опыт № 3. Получение и свойства гидроксида олова (II).**

Внесите в пробирку 1–2 мл 0,5 моль/л раствора хлорида олова (II) и добавьте несколько капель раствора гидроксида натрия (2 моль/л) до появления осадка. Поделите полученную суспензию на две части. К первой части добавьте раствор соляной кислоты (2 моль/л), а ко второй – гидроксида натрия до растворения осадка. Напишите уравнения соответствующих реакций.

#### **Опыт № 4. Гидролиз солей олова (II).**

В пробирку внесите несколько капель раствора хлорида олова (II) (0,5 моль/л) и по каплям добавьте воду до образования белого осадка хлорида гидроксоолова (II). На полученный осадок подействуйте концентрированной соляной кислотой до его полного исчезновения и напишите уравнения реакций

#### **Опыт № 5. Восстановительные свойства олова (II).**

а) Внесите в одну пробирку 1 мл раствора перманганата калия (0,5 моль/л), а в другую – 1 мл раствора дихромата калия (0,5 моль/л) и добавьте по 0,5 мл раствора соляной кислоты (2 моль/л). После этого в обе пробирки добавьте еще по 1 мл раствора хлорида олова (II) (0,5 моль/л). Тем же раствором хлорида олова (II) воздействуйте на бромную воду. Что наблюдается? Напишите уравнения реакций.

б) В две пробирки внесите по 2–3 капли раствора хлорида железа (III) и несколько капель гексацианоферрата (III) калия. Разбавьте растворы, добавляя по 2–3 капли дистиллированной воды, а затем в одну из пробирок добавьте раствор хлорида олова (II). Почему изменился цвет раствора? Объясните наблюдаемые явления и напишите уравнения реакций.

#### **Опыт № 6. Получение гидроксида олова (IV) и его свойства.**

В две пробирки внесите по 3–5 капель раствора хлорида олова (IV) (0,5 моль/л) и по несколько капель раствора гидроксида натрия (2 моль/л) до появления осадков.

В одну из пробирок добавьте раствор соляной кислоты (2 моль/л), а в другую – раствор гидроксида натрия (2 моль/л). Что наблюдается? Какой вывод можно сделать о кислотно-основном характере гидроксида олова (IV)? Как он еще называется? Напишите уравнения всех происходящих реакций.

## Свинец и его соединения

### Опыт № 1. Получение свинца из его соли.

Внесите в пробирку немного раствора нитрата свинца (0,5 моль/л) и гранулу цинка. Что наблюдается? Напишите уравнение реакции.

### Опыт № 2. Оксид свинца(IV) и его свойства.

**а) Получение оксида свинца(IV).** В пробирку внесите 1 мл раствора нитрата (или уксуснокислого) свинца (0,5 моль/л) и 1 мл концентрированного раствора гидроксида натрия. Добавьте к этой смеси пероксид водорода (30%) или бромную воду и осторожно нагрейте. Какие изменения происходят в растворе? Напишите уравнения реакций.

**б) Окислительные свойства оксида свинца (IV).** В две пробирки внесите немного оксида свинца (IV) и добавьте в первую пробирку 2–3 мл концентрированной соляной кислоты, а во вторую – 1 мл раствора серной кислоты (2 моль/л) и еще 2–3 капли раствора сульфата марганца (II). Нагрейте пробирки (вторую до кипения). Что наблюдается после охлаждения пробирок? Какие свойства проявляет оксид марганца (IV) в этих реакциях? Напишите их уравнения.

### Опыт № 3. Получение и свойства гидроксида свинца (II).

В две пробирки внесите по 2–3 капли раствора нитрата свинца (0,5 моль/л) и по несколько капель раствора гидроксида натрия (2 моль/л) до появления осадков. Растворите осадки, добавляя: в первую пробирку – раствор азотной или уксусной кислоты (2 моль/л), а во вторую – раствор гидроксида натрия. Какой вывод можно сделать о кислотно-основных свойствах гидроксида свинца (II)? Напишите уравнения реакций.

#### **Опыт № 4. Свойства солей свинца.**

**а) Гидролиз нитрата свинца (II).** В пробирку внесите 2–3 кристалла соли нитрата свинца (II) и 3–4 капли дистиллированной воды. К полученному раствору добавьте 1 каплю раствора лакмуса. Какова реакция среды в растворе? Напишите уравнение реакции гидролиза в молекулярном и ионном виде.

**б) Получение карбоната гидроксо свинца (II).** В пробирку внесите 2–3 капли раствора нитрата свинца (II) (0,5 моль/л) и добавьте столько же капель раствора карбоната натрия (0,5 моль/л). Наблюдайте образование осадка белого цвета. Напишите уравнения реакции взаимодействия нитрата свинца (II) с карбонатом натрия в водном растворе в молекулярном и ионном виде.

**в) Получение малорастворимых солей свинца (II).** В четыре пробирки внесите по 2–3 капли раствора нитрата свинца (II) (0,5 моль/л). Добавьте по 2–3 капли: в первую пробирку – раствора серной кислоты (2 моль/л), во вторую – раствора соляной кислоты (2 моль/л), в третью – раствора йодида калия (0,5 моль/л) и в четвертую – раствора хромата калия (0,5 моль/л). Отметьте цвет осадков и напишите уравнения соответствующих реакций.

К осадкам хлорида и йодида свинца добавьте по 3–4 капли воды и нагрейте до их растворения. Затем растворы охладите и наблюдайте образование крупных кристаллов галогенидов свинца. Почему для растворения гидроксида свинца (II) нельзя использовать соляную и серную кислоты?

#### **Контрольные вопросы**

1. Общая характеристика подгруппы германия. Взаимодействие германия, олова и свинца с кислотами и основаниями.
2. Гидриды элементов подгруппы германия, их устойчивость.
3. Галогениды подгруппы германия. Их КО и ОВ свойства. Гидролиз. Комплексные соединения.

4. Оксиды и гидроксиды элементов подгруппы германия, их КО и ОВ свойства.

5. Антисептические свойства препаратов свинца. Их применение в медицине.

### Вопросы для самоконтроля и упражнения

1. Как изменяются восстановительные свойства в ряду  $\text{Ge}^{2+} - \text{Sn}^{2+} - \text{Pb}^{2+}$  и окислительные в ряду  $\text{Ge}^{4+} - \text{Sn}^{4+} - \text{Pb}^{4+}$ ?

2. Как изменяются КО и ОВ свойства в ряду  $\text{Ge}(\text{OH})_2 - \text{Sn}(\text{OH})_2 - \text{Pb}(\text{OH})_2$ ?

3. Почему германий, олово и свинец были объединены в подгруппу германия?

4. Напишите уравнения реакций растворения германия, олова и свинца в растворах щелочей.

5. Что получится при растворении германия и олова в концентрированной азотной кислоте? Напишите уравнения соответствующих реакций.

6. Какие места занимают германий, олово и свинец в ряду напряжений металлов?

7. Что получится при действии разбавленных кислот на германиды? Напишите уравнение реакции.

8. Как изменяется устойчивость галогенидов в ряду  $\text{GeГал}_4 - \text{SnГал}_4 - \text{PbГал}_4$ ?

9. Назовите конечный продукт гидролиза тетрахлорида олова в водных растворах. Напишите уравнение соответствующих реакции.

10. Как изменяется КО характер оксидов в рядах  $\text{GeO} - \text{SnO} - \text{PbO}$  и  $\text{GeO}_2 - \text{SnO}_2 - \text{PbO}_2$ ?

11. Как получают гидроксиды  $\text{Э}(\text{OH})_2$  и  $\text{Э}(\text{OH})_4$ ? Э – Ge, Sn, Pb. Приведите примеры реакций.

12. Как изменяются КО и ОВ свойства в рядах  $\text{Ge}(\text{OH})_2 - \text{Sn}(\text{OH})_2 - \text{Pb}(\text{OH})_2$  и  $\text{Ge}(\text{OH})_4 - \text{Sn}(\text{OH})_4 - \text{Pb}(\text{OH})_4$ ?

13. Как получают германиты и германаты; станиты и станаты; плюмбиты и плюмбаты? Приведите примеры реакций.



14. Какие свойства (окислительные или восстановительные) проявляют соединения свинца (IV)? Приведите примеры реакций.

15. Чем объясняется вяжущее действие препаратов свинца?

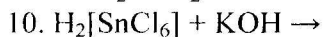
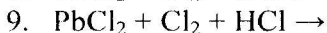
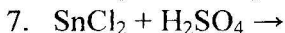
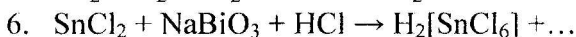
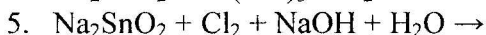
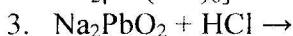
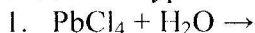
16. При отравлениях солями свинца в организм вводится раствор сульфата натрия с  $\omega$  ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) = 10%. В чем состоит принцип действия этого вещества?

17. Что представляет собой “свинцовая вода” и для чего применяется в медицине?

18. Как можно доказать что  $\text{PbO}_2$  является оксидом, а  $\text{BaO}_2$  – пероксидом?

19. Какова степень окисления атомов свинца в оксиде  $\text{Pb}_3\text{O}_4$ ?

20. Закончите уравнения реакций:



## Лабораторная работа № 11

### Элементы VA группы. Азот. Фосфор

#### Оборудование и реактивы:

Штатив с пробирками. Металлический штатив. Газоотводная трубка с пробкой. Стеклянная трубка, изогнутая под углом  $90^\circ$ . Спиртовка. Фарфоровый тигель. Стеклянная палочка. Кристаллизатор. Фильтровальная бумага. Универсальная индикаторная бумага. Нитрат натрия. Хлорид аммония. Гашенная известь. Нитрат аммония. Нитрат свинца (II). Цинк. Олово. Гидро-фосфат

натрия. Растворы: соляной, серной и азотной кислот (2 моль/л и конц.); гидроксида натрия (2 моль/л); хлорида аммония (конц.); фенолфталеина; бромной воды; перманганата калия (0,5 моль/л); аммиака (25%); лакмуса; йодида калия (0,5 моль/л); нитрита натрия (0,5 моль/л); фосфата, гидрофосфата и дигидрофосфата натрия (0,5 моль/л); нитрата серебра (0,1 моль/л); хлорида кальция (0,5 моль/л).

### Опыт № 1. Получение и свойства азота.

Соберите прибор для получения нерастворимых в воде газов.

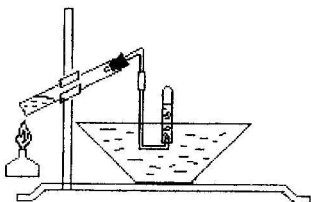


Рис. 2.

Внесите в пробирку примерно 1 г нитрита натрия и 2–3 мл концентрированного раствора хлорида аммония. Осторожно нагрейте пробирку и соберите полученный газ в наполненную водой пробирку, находящуюся в кристаллизаторе с водой (сборение газа методом вытеснения воды). После наполнения газом, закройте пробирку под водой резиновой пробкой или большим пальцем и вытащите ее из кристаллизатора. Внесите в пробирку тлеющую лучинку и отметьте если газ поддерживает горение. Напишите уравнение реакции получения азота.

### Опыт № 2. Аммиак и его свойства.

а) **Получение аммиака.** Соберите прибор для получения аммиака. В фарфоровой чашке смешайте равные объемы хлорида аммония и гашеной извести. Наполните сухую пробирку на половину приготовленной смесью и закройте ее резиновой пробкой со стеклянной трубкой, изогнутой под углом  $90^\circ$ . Закрепите эту

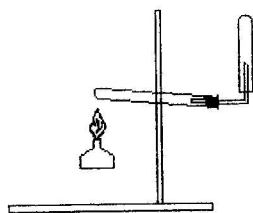


Рис. 3.

пробирку в лапках металлического штатива, причем наклоните ее слегка отверстием вниз, а газоотводную трубку внесите в сухую пробирку (смотри рисунок). Закройте пробирку для собирания газа ватой и слегка нагрейте смесь. После наполнения пробирки аммиаком (проба фильтровальной бумагой, смоченной раствором фенолфталеина), снимите ее в вертикальном положении с газоотводной трубки, удалите вату и закройте ее пробкой или большим пальцем руки. Сохраните полученный газ для следующих опытов. Напишите уравнение реакции.

**б) Растворение аммиака в воде.** Внесите наполненную аммиаком пробирку в предыдущем опыте отверстием вниз в сосуд с водой и удалите пробку (или палец). Слегка наклоните пробирку в разные стороны без того, чтобы вынимать ее из воды. Что происходит с полученным аммиаком? После чего уровень воды в пробирке больше не поднимается, снова закройте ее и выньте из воды. Напишите уравнение реакции.

**в) Среда раствора аммиака.** Поделите полученный в предыдущем опыте раствор на две равные части. К одной из них добавьте каплю раствора фенолфталеина, а вторую часть нагрейте до кипения. После кипячения в течение 2–3 минут, добавьте каплю раствора фенолфталеина. Что наблюдается? В какую сторону смещается равновесие при нагревании?

**г) Восстановительные свойства аммиака.** Внесите в одну пробирку 2–3 капли бромной воды, а в другую столько же капель 0,5 моль/л раствора перманганата калия. В каждую из

пробирок добавьте по 3–4 капли раствора аммиака (25%). Содержимое пробирок слегка подогрейте до изменения окраски растворов. Напишите уравнения соответствующих реакций, учитывая, что аммиак окисляется до свободного азота, а перманганат калия восстанавливается до оксида марганца (IV).

### **Опыт № 3. Свойства солей аммония.**

**а) Гидролиз солей аммония.** В две пробирки внесите по 4–6 капель дистиллированной воды и по 1 капле нейтрального раствора лакмуса. В одну пробирку добавьте немного хлорида аммония, а в другую – нитрата аммония. Перемешайте содержимое пробирок с помощью стеклянной палочки и наблюдайте за изменением цвета лакмуса в каждой пробирке. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения реакций гидролиза.

**б) Качественная реакция на ион аммония.** В пробирку внесите 2–3 капли 0,5 моль/л раствора хлорида аммония и столько же капель 2 моль/л раствора гидроксида натрия. Содержимое пробирки слегка нагрейте и отметьте выделение аммиака по запаху и по изменению цвета фильтровальной бумаги, смоченной раствором фенолфталеина. Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

### **Опыт № 4. Окислительно-восстановительные свойства солей азотистой кислоты.**

**а)** Внесите в пробирку 1–2 мл раствора йодида калия (0,5 моль/л), подкислите разбавленной серной кислотой, после чего добавьте немного раствора нитрита натрия (0,5 моль/л). Что наблюдается? Какими свойствами обладает нитритион в этой реакции? Напишите ее уравнение.

**б)** В раствор перманганата калия, подкисленным разбавленной серной кислотой, добавьте раствор нитрита натрия. Что наблюдается? Какими свойствами обладает нитрит натрия в этой реакции? Напишите ее уравнение.

### **Опыт 5. Взаимодействие азотной кислоты с металлами.**

Изучите действие концентрированной азотной кислоты на цинк и олово. Какие газы выделяются в результате этих реакций? Напишите уравнения реакций.

### **Опыт № 6. Термическое разложение солей азотной кислоты.**

а) В сухую пробирку внесите немного нитрата натрия или калия и закрепите ее в вертикальном положении на металлическом штативе. Нагрейте пробирку до прекращения выделения газа. Какой это газ? Докажите образование нитрита при термическом разложении нитрата. Для этого растворите в нескольких каплях воды содержимое пробирки, добавьте 2–3 капли раствора серной кислоты (2 моль/л) и 3 капли раствора перманганата калия (0,5 моль/л). Что наблюдается? Напишите уравнения реакций.

б) Внесите в сухую пробирку несколько кристаллов нитрата свинца (II) и закрепите ее в вертикальном положении на металлическом штативе. Сильно нагрейте пробирку и проследите за происходящими изменениями. Напишите уравнения реакций.

### **Опыт № 7. Свойства солей ортофосфорной кислоты.**

а) **Гидролиз солей ортофосфорной кислоты.** Изучите действие растворов фосфата, гидрофосфата и дигидрофосфата натрия на универсальную индикаторную бумагу. Отметьте значения pH в этих растворах и объясните наблюдаемое уравнениями соответствующих реакций.

б) **Взаимодействие солей ортофосфорной кислоты с нитратом серебра.** В три пробирки внесите по 3–5 капель растворов (0,5 моль/л): в первую – фосфата натрия; во вторую – гидрофосфата натрия и в третью – дигидрофосфата натрия. В каждую пробирку добавьте по капле раствора нитрата серебра (0,1 моль/л). Отметьте окраску полученных осадков и напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

**в) Кальциевые соли фосфорной кислоты.** Внесите в три пробирки по 1–2 мл раствора хлорида кальция (0,5 моль/л). В первую пробирку добавьте растворы аммиака и гидрофосфата натрия, во вторую – только раствор гидрофосфата и в третью – раствор дигидрофосфата натрия. Что наблюдается? Напишите уравнения реакций и объясните как влияет среда раствора на ход реакции. Изучите растворимость полученных осадков в уксусной и соляной кислотах.

**г) Термическое разложение солей ортофосфорной кислоты.** В маленькие фарфоровые тигли внесите отдельно немного гидрофосфата и дигидрофосфата натрия и нагрейте эти соли до окончания реакции. После охлаждения добавьте в тигли немного дистиллированной воды и перемешайте стеклянной палочкой до растворения осадков. Содержимое тиглей перенесите отдельно в две пробирки и добавьте по 1–2 капли раствора нитрата серебра (0,1 моль/л). Отметьте окраску образованных осадков (смотри опыт 7б). О чем это говорит? Напишите уравнения реакций, если при разложении гидрофосфата образуется пиррофосфат (дифосфат), а при разложении дигидрофосфата образуется метафосфат натрия.

### Контрольные вопросы

1. Общая характеристика элементов VA группы.
2. Азот, общая характеристика. Соединения азота в отрицательной степени окисления. Нитриды, их КО характеристика.
3. Аммиак, КО и ОВ характеристика. Реакции замещения. Амиды. Аммиакаты. Соли аммония, их термическое разложение.
4. Гидразин и гидроксилламин, КО и ОВ характеристика. Азотисто-водородная кислота. Азиды.
5. Соединения азота в положительной степени окисления. Оксиды азота. Их КО и ОВ характеристика.
6. Азотистая кислота и ее соли, КО и ОВ свойства.
7. Азотная кислота и ее соли, КО и ОВ характеристика. Термическое разложение нитратов.

8. Фосфор, общая характеристика. Фосфиды. Фосфин. Сравнение с аналогичными соединениями азота.

9. Соединения фосфора с галогенами. Их устойчивость и гидролиз.

10. Кислородные соединения фосфора. Оксид фосфора (III). Фосфорная кислота, строение молекулы, КО и ОВ свойства, диспропорционирование при нагревании.

11. Оксид фосфора (V). Ортофосфорная, метафосфорная и пиррофосфорная кислоты. Метафосфаты и полифосфаты.

12. Биологическая роль азота и фосфора. Применение в медицине и фармации аммиака, оксида азота (I), нитратов натрия и калия.

### **Вопросы для самоконтроля и упражнения**

1. Какие степени окисления характерны для элементов VA группы? Объясните на основании строения их атомов.

2. Как меняется термическая устойчивость и восстановительные свойства водородных соединений элементов VA группы?

3. Какие типы реакций характерны для аммиака? Подтвердите примерами.

4. Какие свойства проявляет гидразин и гидроксилламин в обменных и ОВ реакциях? Приведите примеры.

5. Какие степени окисления проявляют атомы азота в азотистоводородной кислоте?

6. Какие свойства проявляет азотистоводородная кислота в обменных и ОВ реакциях? Приведите примеры.

7. Какие свойства проявляют азотистая кислота и ее соли в ОВ процессах? Приведите примеры реакций.

8. Напишите уравнения реакций взаимодействия концентрированной и разбавленной азотной кислоты с цинком.

9. Напишите уравнения реакций термического разложения следующих соединений:  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ;  $\text{NH}_4\text{NO}_2$ ;  $\text{KNO}_3$ ;  $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ ;  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ;  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ .

10. Напишите уравнения реакций взаимодействия фосфора с концентрированной азотной кислотой, с раствором гидроксида натрия.

11. Как получают фосфор из фосфатов? Напишите уравнение реакции.

12. Почему из всех гидридов элементов Va группы только аммиак можно получить прямым синтезом из элементов?

13. Почему при добавлении малых количеств кислоты или основания к раствору, содержащему аммиак и соль аммония, значение pH практически не меняется?

14. Можно ли использовать для высушивания газообразного аммиака серную кислоту, безводный хлорид кальция, фосфорный ангидрид?

15. Какие из нижепредставленных соединений являются аммиакатами:  $Mg_3N_2$ ;  $NaNH_2$ ;  $NH_4Cl$ ;  $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ ;  $CaCl_2 \cdot 6NH_3$ ?

16. Как разделить смесь, содержащую  $NaCl$  и  $NH_4Cl$ ?

17. Какой из разбавленных растворов с одинаковой молярной концентрацией имеет наименьшее значение pH:  $NH_2OH$ ;  $NH_3$ ;  $N_2H_4$ ?

18. Которая из реакций:  $4NH_{3(g)} + 3O_{2(g)} = 2N_{2(g)} + 6H_2O_{(g)}$  или  $4NH_{3(g)} + 5O_{2(g)} = 4NO_{(g)} + 6H_2O_{(g)}$  является наиболее выгодной?

$$\Delta G_f^0(NH_3) = -16,64 \text{ кДж/моль}; \Delta G_f^0(NO) = 124,22 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G_f^0(H_2O) = -228,44 \text{ кДж/моль}.$$

19. Напишите уравнения реакций диспропорционирования фосфористой и гипофосфористой кислот.

20. Какова основность фосфористой и гипофосфористой кислот?

21. Предложите два способа получения азота из гидразина. Напишите уравнения реакций.

22. Что получится при пропускании тока  $NO_2$  через раствор гидроксида натрия? Напишите уравнение реакции.

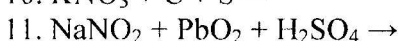
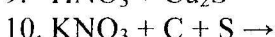
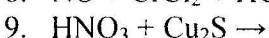
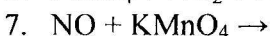
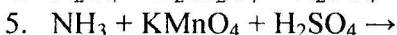
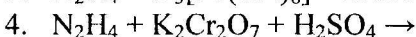
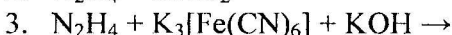
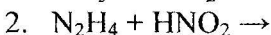
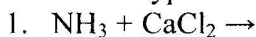
23. Какое применение находит в медицине “веселящий газ”?



24. Напишите структурные формулы триметилфосфат- $P_3O_9^{3-}$  и триполифосфат- $P_3O_{10}^{5-}$  ионов.

25. Напишите формулу тетраметафосфорной кислоты.

26. Закончите уравнения реакций:



## Лабораторная работа № 12

### Элементы подгруппы мышьяка. Сурьма. Висмут

#### Оборудование и реактивы:

Штатив с пробирками. Спиртовка. Цинк металлический. Скальпель. Висмутат натрия (или калия). Растворы: соляной, серной и азотной кислот (2 моль/л и конц.); гидроксида натрия (2 моль/л и конц.); хлорида сурьмы (III) (0,5 моль/л); карбоната натрия (0,5 моль/л); нитрата серебра (0,1 моль/л); перманганата калия (0,5 моль/л); дихромата калия (0,5 моль/л); нитрата висмута (III) (0,5 моль/л); йодида калия (0,5 моль/л); хлорида марганца (II); хлорной воды; бромной воды.

## Сурьма и ее соединения

### Опыт № 1. Получение сурьмы и ее взаимодействие с $\text{HNO}_3$ .

В пробирку внесите немного раствора хлорида сурьмы (III) (0,5 моль/л), подкисленного соляной кислотой, после чего добавьте гранулу цинка. Через некоторое время заметьте образование черного налета металлической сурьмы на поверхности цинка.

При помощи скальпеля соберите налет сурьмы с поверхности цинка, внесите его в пробирку и добавьте несколько капель концентрированной азотной кислоты. Что наблюдается? Что образуется? Полученную суспензию поделите на две равные части в две пробирки. В первую пробирку добавьте концентрированную соляную кислоту, а во вторую – раствор гидроксида натрия. Сделайте вывод о кислотном-основном характере исследуемого соединения. Напишите уравнения всех проведенных реакций.

### Опыт № 2. Получение оксида сурьмы (III).

Внесите в пробирку 2–3 мл раствора хлорида сурьмы (III) и добавьте раствор карбоната натрия до тех пор, пока среда станет слабоосновной. Что наблюдается? Нагрейте смесь до прекращения выделения  $\text{CO}_2$ . Полученную суспензию поделите на две равные части в две пробирки. В одну из них добавьте соляную кислоту, а в другую – раствор гидроксида натрия. Напишите уравнения реакций. К какому классу оксидов относится оксид сурьмы (III)?

### Опыт № 3. Получение и свойства гидроксида сурьмы (III).

Налейте в пробирку 1–2 мл раствора хлорида сурьмы (III) и добавьте по каплям раствор гидроксида натрия (2 моль/л) до образования осадка гидроксида сурьмы (III). Полученный осадок поделите на две равные части и изучите его отношение к кислотам и основаниям. Напишите уравнения реакций. На раствор

с антимонитом натрия воздействуйте раствором нитрата серебра (0,1 моль/л). Напишите уравнение происходящей реакции. Какими свойствами обладает сурьма (III) в этой реакции?

#### **Опыт № 4. Свойства солей сурьмы (III).**

**а) Гидролиз растворов сурьмы (III).** В пробирку с 3–5 каплями раствора хлорида сурьмы (III) добавьте по каплям дистиллированную воду до образования осадка. Воздействуйте на полученный осадок концентрированной соляной кислотой. Что наблюдается? Напишите уравнения реакций.

**б) Восстановительные свойства солей сурьмы (III).** В раствор хлорида сурьмы (III), подкисленным соляной кислотой, добавьте несколько капель раствора перманганата калия (0,5 моль/л). Что происходит? Повторите опыт, заменив раствор перманганата раствором дихромата калия (0,5 моль/л). Напишите уравнения реакций.

### **Висмут и его соединения**

#### **Опыт № 1. Получение висмута из его соединений.**

В пробирку налейте 2–3 мл раствора нитрата висмута (III) и внесите гранулу цинка. Что наблюдается? Фильтруйте полученный в результате реакции висмут, промойте его дистиллированной водой и изучите действие разбавленных и концентрированных растворов соляной, серной и азотной кислот на этот металл. Напишите уравнения реакций.

#### **Опыт № 2. Получение и свойства гидроксида висмута (III).**

Внесите в пробирку немного раствора нитрата висмута (III) и добавьте разбавленный раствор гидроксида натрия до образования осадка. Поделите полученную суспензию на две равные части в две пробирки и добавьте в одну из них соляную или азотную кислоту, а в другую – раствор гидроксида натрия. Сделайте соответствующий вывод и напишите уравнения реакций.

### **Опыт № 3. Свойства солей висмута (III).**

**а) Гидролиз солей висмута (III).** В пробирку налейте немного раствора нитрата висмута (III) и разбавьте его дистиллированной водой. Что наблюдается? Что необходимо сделать для того, чтобы раствор снова стал прозрачным? Напишите уравнения реакций гидролиза, если в начале образуется основная соль, содержащая две гидроксильные группы, которая, являясь неустойчивой, теряет молекулу воды, превращаясь в оксонитрат.

**б) Действие йодидов на соли висмута (III).** Внесите в пробирку 5–6 капель раствора нитрата висмута (III) и добавьте по каплям раствор йодида калия. Вначале образуется черный осадок, который исчезает при действии избытка йодида. При разбавлении раствора дистиллированной водой снова появляется черный или оранжевый осадок, который после нагревания становится только оранжевым. Как объяснить наблюдаемые явления? Напишите уравнения реакций.

### **Опыт № 4. Соли висмута (V).**

**а) Получение солей висмута (V).** Вначале получите гидроксид висмута (III) (смотрите опыт 2), после чего подействуйте на него при слабом нагревании хлорной или бромной водой и добавьте немного раствора гидроксида натрия. Все растворы должны быть свежеприготовленными. Напишите уравнение реакции.

**б) Окислительные свойства соединений висмута (V).** В пробирку внесите 2–3 капли раствора хлорида марганца (II), 1–2 мл концентрированной азотной кислоты, после чего добавьте немного порошка висмутата калия (или натрия). Что наблюдается? Напишите уравнение реакции.

## Контрольные вопросы

1. Общая характеристика подгруппы мышьяка.
2. Водородные соединения As, Sb и Bi. Реакция Марша. Определение мышьяка методом Марша.
3. Взаимодействие As, Sb и Bi с кислотами.
4. Соединения As, Sb и Bi с галогенами. Их соединения с основными галогенидами.
5. Оксиды и гидроксиды As, Sb и Bi. Их КО и ОВ характеристика. Мышьяковистая и мышьяковая кислоты. Их соли.
6. Сурьмяная и гексагидросурьмяная кислоты. Антимониты и антимонаты. Висмутаты.
7. Окислительные свойства в ряду  $As^{5+} - Sb^{5+} - Bi^{5+}$ . Примеры химических реакций.

## Вопросы для самоконтроля и упражнения

1. Какие степени окисления проявляют в своих соединениях мышьяк, сурьма и висмут?
2. Как изменяются окислительно-восстановительные свойства в рядах  $As^{3+} - Sb^{3+} - Bi^{3+}$  и  $As^{5+} - Sb^{5+} - Bi^{5+}$ ?
3. Как можно получить висмут из сульфида висмута (III)? Напишите уравнения реакций.
4. Чем отличаются мышьяк, сурьма и висмут от настоящих металлов?
5. Из сульфида мышьяка (III) получите мышьяк.
6. Получите стибин из антимонида магния.
7. Какие реакции используются при обнаружении соединений мышьяка по методу Марша?
8. В чем заключается сущность реакции Гутцайта?
9. Что получится при взаимодействии As, Sb и Bi с концентрированной серной кислотой? Напишите уравнения реакций.
10. Напишите уравнения реакций взаимодействия As и Sb с концентрированной азотной кислотой и Bi с разбавленной азотной кислотой.

11. Как изменяется кислотно-основной характер в ряду  $\text{As}\Gamma_{\text{ал}3} - \text{Sb}\Gamma_{\text{ал}3} - \text{Bi}\Gamma_{\text{ал}3}$ ?

12. Как изменяются окислительные свойства в ряду  $\text{AsF}_5 - \text{SbF}_5 - \text{BiF}_5$ ?

13. Какие вещества образуют с основаниями оксиды мышьяка (III) и сурьмы (III)? Напишите уравнения реакций.

14. Как изменяются кислотно-основные свойства в ряду  $\text{As}(\text{OH})_3 - \text{Sb}(\text{OH})_3 - \text{Bi}(\text{OH})_3$ ?

15. Как получают арсениты из оксида мышьяка (III)? Напишите уравнение реакции.

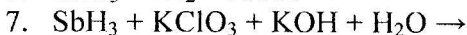
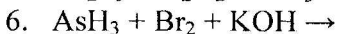
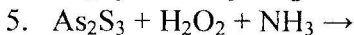
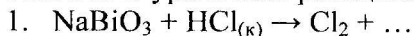
16. Какое вещество,  $\text{K}_3\text{AsO}_3$  или  $\text{BiCl}_3$ , является более слабым восстановителем? Ответ подтвердите соответствующими уравнениями реакций.

17. Получите гексагидроксоантимонат натрия из оксида сурьмы (V).

18. Напишите уравнение реакции между сульфидом мышьяка (V) и концентрированной азотной кислотой.

19. Что получится при взаимодействии сульфидов мышьяка (III) и (V) с сульфидом аммония? Напишите уравнения реакций.

20. Закончите уравнения реакций:



## Лабораторная работа № 13

### Элементы VI а группы. Сера

#### Оборудование и реактивы:

Штатив с пробирками. Металлический штатив. Пробка с газоотводной трубкой. Универсальная индикаторная бумага.

Фильтровальная бумага. Сера. Уголь. Сульфит натрия. Медь. Цинк. Сульфат меди. Сульфат железа (II). Сульфат натрия. Тиосульфат натрия. Растворы: соляной, серной и азотной кислот (2 моль/л и конц.); гидроксида натрия (2 моль/л и конц.); хлорида бария (0,5 моль/л); хлорида кадмия (0,5 моль/л); хлорида цинка (0,5 моль/л); хлорида меди (0,5 моль/л); сульфида натрия (0,5 моль/л); метилоранжа; хлорной воды; бромной воды; йодной воды; перманганата калия (0,5 моль/л); дихромата калия (0,5 моль/л); нитрата свинца(II) (0,5 моль/л); тиосульфата натрия (0,5 моль/л).

### **Опыт № 1. Свойства серы.**

**а) Взаимодействие серы с концентрированной азотной кислотой.** В пробирку внесите кусочек серы, добавьте 1–2 мл концентрированного раствора азотной кислоты и прокипятите до частичного растворения серы. Какой газ выделяется? Докажите наличие в растворе  $\text{SO}_4^{2-}$ -иона. Напишите уравнение реакции.

**б) Взаимодействие серы с основаниями.** Внесите в пробирку немного порошкообразной серы, добавьте 1–2 мл концентрированного раствора гидроксида натрия и нагрейте смесь до кипения. Докажите наличие в растворе сульфид-ионов. Напишите уравнение реакции диспропорционирования серы в щелочном растворе.

### **Опыт № 2. Получение сероводорода (под тягой).**

К 2–3 каплям раствора сульфида натрия добавьте 3–4 капли раствора соляной кислоты. Выделившийся газ можно идентифицировать по запаху или по почернению фильтровальной бумаги, смоченной раствором соли свинца (II). Напишите уравнения реакций.

### **Опыт № 3. Получение и свойства малорастворимых сульфидов.**

В четыре пробирки внесите отдельно по 4–5 капель растворов хлоридов бария, кадмия, цинка и меди (0,5 моль/л). В каждую из пробирок добавьте по 2–3 капли раствора сульфида натрия (0,5 моль/л). Во всех ли пробирках выпадает осадок? Отметьте цвет осадков. Проверьте растворимость осадков в 2 моль/л и концентрированном растворах соляной кислоты. Напишите уравнения всех реакций.

### **Опыт № 4. Получение и свойства оксида серы (IV).**

**а) Получение оксида серы (IV).** В пробирку внесите немного сульфита натрия, добавьте 0,5–1 мл раствора концентрированной серной кислоты, закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой и пропустите выделившийся газ в пробирку с водой. Добавьте к полученному раствору каплю раствора метилоранжа. Как изменяется цвет раствора? Напишите уравнения реакций.

**б) Свойства оксида серы (IV).** Налейте в четыре пробирки отдельно по 1–2 мл хлорной воды, бромной воды, раствора перманганата калия и подкисленного раствора дихромата калия. Пропустите ток оксида серы (IV) через эти растворы (получение  $\text{SO}_2$  смотрите опыт 4а). Что наблюдается? Напишите уравнения реакций.

### **Опыт 5. Свойства серной кислоты.**

**а) Окисление неметаллов серной кислотой.** В две пробирки налейте по 1–2 мл концентрированной серной кислоты. В одну из них внесите кусочек серы, а в другую – кусочек угля. Осторожно нагрейте пробирки под тягой. Какие газы выделяются? Напишите уравнения реакций.

**б) Взаимодействие концентрированной серной кислоты с медью.** Внесите в пробирку медную проволоку и добавьте 1–2 концентрированной серной кислоты. Пробирку слабо наг-



рейте, после чего осторожно понюхайте выделившийся газ. После охлаждения пробирки налейте ее содержимое в другую пробирку, наполненную наполовину водой. Какова окраска полученного раствора? Напишите уравнение реакции.

**в) Взаимодействие концентрированной серной кислоты с цинком.** Воздействуйте концентрированной серной кислотой на цинк и осторожно нагрейте пробирку. Наблюдайте вначале выделение газа, которого как и в предыдущем опыте, можно идентифицировать по запаху. Продолжая нагревание, заметьте помутнение раствора и, наконец, выделение газа, который можно идентифицировать фильтровальной бумагой, смоченной раствором нитрата свинца (II). Какой газ идентифицируется таким образом? Напишите уравнения трех реакций взаимодействия цинка с концентрированной серной кислотой.

#### **Опыт № 6. Термическая устойчивость сульфатов.**

Внесите в сухую пробирку немного сульфата меди и закрепите на металлическом штативе, наклонив ее немного отверстием вниз. Нагрейте пробирку и наблюдайте вначале выделение кристаллизационной воды, а затем – разложение соли. Поднесите к отверстию пробирки универсальную индикаторную бумагу и отметьте ее окраску. Напишите уравнения реакций.

Повторите опыт, заменив сульфат меди на  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ , а затем на  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ . Как ведут себя при нагревании эти сульфаты? Напишите уравнения реакций.

#### **Опыт № 7. Получение и разложение тиосерной кислоты.**

Растворите в пробирке несколько кристаллов тиосульфата натрия и воздействуйте на полученный раствор разбавленным раствором соляной кислоты. Какой газ выделяется из раствора и что представляет собой появившийся через некоторое время осадок? Напишите уравнение реакции.

## **Опыт № 8. Восстановительные свойства тиосульфата натрия.**

**а) Окисление тиосульфата натрия хлором.** В пробирку внесите 5–6 капель раствора тиосульфата натрия и добавьте по каплям хлорную воду до появления осадка свободной серы. Что происходит при добавлении избытка хлорной воды? Напишите уравнения реакций окисления тиосульфата натрия при недостатке и при избытке хлора.

**б) Окисление тиосульфата натрия йодом.** В пробирку внесите 5–6 капель йодной воды и добавьте по каплям раствор тиосульфата натрия (0,5 моль/л) до обесцвечивания раствора. Напишите уравнение реакции.

### **Контрольные вопросы**

1. Общая характеристика элементов VIA группы.
2. Сера, характеристика и химическая активность. Соединения серы в отрицательной степени окисления. Сероводород, его КО и ОВ свойства.
3. Сульфиды металлов и неметаллов, их гидролиз. Персульфиды, их КО и ОВ характеристика.
4. Соединения серы(IV): оксид, хлористый тионил, сернистая кислота, сульфиты и гидросульфиты. Персульфиты.
5. Тиосульфаты, их восстановительные свойства. Взаимодействие с нитратом серебра.
6. Соединения серы(VI): оксид, серная кислота, ее взаимодействие с металлами и неметаллами. Соли серной кислоты, их термическое разложение.
7. Пиросерная, пероксомоносерная и пероксодисерная кислоты. Получение, КО и ОВ свойства.
8. Политионовые кислоты. Их строение и свойства.
9. Хлорангидриды серной кислоты: хлорсульфоновая кислота и хлористый сульфурил.
10. Сера и ее соединения в медицине. Тиосульфат натрия как антидот.

## Вопросы для самоконтроля и упражнения

1. Чем объясняется то, что кислород в отличие от серы в своих соединениях не может иметь валентность больше 2?
2. Приведите примеры реакций, в которых сера проявляет окислительные свойства; восстановительные свойства.
3. Напишите уравнения реакций взаимодействия серы с концентрированными серной и азотной кислотами.
4. Что получается при диспропорционировании серы в щелочных растворах? Напишите уравнение реакции.
5. Какими свойствами обладает в химических реакциях сероводород? Приведите примеры.
6. Что получится при гидролизе сульфидов кальция и алюминия? Напишите уравнения реакций.
7. Как изменяется характер химической связи в соединениях  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{CS}_2$ ?
8. Что представляют собой персульфиды? Как они получают?
9. Что представляют собой сульфаны (полисеро-водородные кислоты)?
10. Какова общая формула дихлорсульфанов? Что они собой представляют?
11. Что получается при термическом разложении сульфитов щелочных металлов? Напишите уравнение реакции.
12. Напишите уравнения реакций между  $\text{SO}_2$  и бромом, сероводородом и гидроксидом калия. Какими свойствами обладает  $\text{SO}_2$  в этих реакциях?
13. Что представляют собой пиросульфиты? Напишите структурную формулу пиросульфита натрия.
14. Каковы степени окисления атомов серы в тиосерной кислоте?
15. Что получается при гидролизе хлористого тионила? Напишите уравнение соответствующей реакции.
16. Оксид серы (VI) образует несколько модификаций. Каковы они? Покажите их строение.

17. Как ведут себя при нагревании сульфаты и гидросульфаты? Приведите примеры реакций.

18. Напишите молекулярные и структурные формулы пироксерной, пероксомоносерной и пероксодисерной кислот.

19. Что получается при термическом разложении пиросульфатов? Напишите уравнение реакции термического разложения пиросульфата натрия.

20. Какими свойствами обладают пероксомоносерная и пероксодисерная кислоты? Приведите примеры соответствующих реакций.

21. Что представляют собой полотионовые кислоты? Напишите молекулярные и структурные формулы тритионовой и пентатионовой кислот.

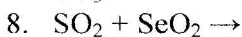
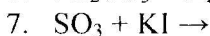
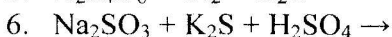
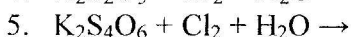
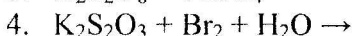
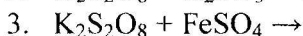
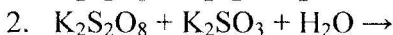
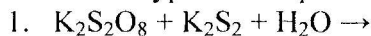
22. Что получается при гидролизе хлористого сульфурила? Напишите уравнение соответствующей реакции.

23. На чем основано применение тиосульфата натрия в качестве антидота при отравлениях цианидами?

24. Могут ли атомы кислорода иметь положительные степени окисления? Если да, приведите примеры.

25. Почему  $\text{H}_2\text{SO}_5$  является одноосновной кислотой, а  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$  – двухосновной?

26. Закончите уравнения реакций:



## Лабораторная работа № 14

### Элементы VII а группы. Хлор. Бром. Йод

#### Оборудование и реактивы:

Штатив с пробирками. Спиртовка. Кристаллизатор. Пробка с газоотводной трубкой. Металлический штатив. Вата. Стакан со льдом. Оксид марганца (IV). Перманганат калия. Дихромат калия. Бромид калия. Йодид калия. Бензол. Магний (порошкообразный). Хлорид натрия. Растворы: соляной и серной кислот (2 моль/л и концентрированные); гидроксида натрия (2 моль/л и конц.); хлорной, бромной и йодной воды; лакмуса: фенолфталеина; крахмала; бромида калия (0,5 моль/л); йодида калия (0,5 моль/л); хлорида железа (III) (0,5 моль/л); хлорида калия (0,5 моль/л); нитрата серебра (0,1 моль/л); сульфата марганца (II) (0,5 моль/л).

#### Опыт № 1. Получение галогенов (под тягой).

**а) Получение хлора.** В три пробирки внесите отдельно немного оксида марганца (IV), перманганата калия и дихромата калия. В каждую пробирку добавьте по 4–5 капель концентрированного раствора соляной кислоты. Если реакция протекает медленно, пробирку осторожно нагрейте. Отметьте окраску выделившегося хлора. Напишите уравнения реакций. Какова роль соляной кислоты в этих реакциях?

**б) Получение брома и йода.** В две пробирки внесите немного оксида марганца (IV). В одну добавьте несколько кристаллов бромида калия, в другую – столько же кристаллов йодида калия. В обе пробирки добавьте еще по 4–5 капель концентрированной серной кислоты. Если реакция протекает медленно, пробирку слегка нагрейте. Отметьте цвет выделившихся паров брома и йода. Напишите уравнения реакций. Укажите окислитель и восстановитель.

## Опыт № 2. Свойства галогенов.

**а) Растворимость йода и брома в органических растворителях.** В пробирку внесите 3–4 капли бромной воды, в другую – столько же капель йодной воды. В каждую пробирку добавьте по 3–4 капли бензола и взболтайте их содержимое. Какова окраска отстоявшихся слоев бензола над водой? Как называется данный процесс?

**б) Растворение хлора в воде.** В пробирку внесите немного перманганата калия и добавьте 4–5 капель концентрированной соляной кислоты. Пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опустите в пробирку с дистиллированной водой. Пропустите через воду выделившийся хлор в течение 1–2 минут, после чего определите среду в полученном растворе, добавив в него 1–2 капли раствора лакмуса. Напишите уравнения реакций.

**в) Взаимодействие брома и йода с магнием.** В две пробирки внесите отдельно по 2–3 капли бромной воды и йодной воды и добавьте в обе пробирки немного магниевого порошка. Наблюдайте обесцвечивание растворов. Напишите уравнения реакций, указав окислитель и восстановитель.

**г) Взаимодействие хлора с йодом.** К 2–3 каплям йодной воды добавьте 1 каплю раствора крахмала и 2–3 капли раствора хлорной воды. Что наблюдается? Напишите уравнение реакции. Какими свойствами обладают хлор и йод в этой реакции?

**д) Сравнение окислительных свойств галогенов.** В три пробирки внесите отдельно по 4–5 капель растворов: в первую – бромид калия (0,5 моль/л), во вторую и третью – йодида калия (0,5 моль/л). В каждую пробирку добавьте по 3–4 капли бензола, затем в первую и вторую – по 3–4 капли хлорной воды, а в третью – столько же капель бромной воды. Наблюдайте окрашивание слоя бензола. Напишите уравнения реакций. Как изменяются окислительные свойства галогенов в ряду  $\text{Cl}_2 - \text{Br}_2 - \text{I}_2$ ?

### **Опыт № 3. Получение и свойства хлороводорода.**

Внесите в пробирку 2–3 г хлорида натрия, смоченного 2–3 каплями воды, после чего добавьте 2–3 мл концентрированной серной кислоты. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, закрепите ее на металлическом штативе, а конец газоотводной трубки внесите в сухую пробирку таким образом, чтобы ее конец достиг почти дна пробирки. Закройте отверстие этой пробки ватой и нагрейте реакционные вещества для того, чтобы инициировать реакцию. Нагревание прекращается когда над ватой появляется белый дым. Удалите вату и газоотводную трубку и сразу закройте отверстие пробирки пробкой или большим указательным пальцем. Внесите пробирку отверстием вниз в кристаллизатор или стакан с водой и откройте ее, удалив пробку или палец. Что наблюдается? Опять закройте пробирку под водой, выньте ее и добавьте несколько капель раствора лакмуса для определения реакции среды. Напишите уравнение реакции получения хлороводорода.

### **Опыт № 4. Свойства солей галогеноводородных кислот.**

**а) Взаимодействие бромидов и йодидов калия с серной кислотой.** В одну пробирку внесите немного бромида, а в другую – йодида калия и добавьте в обе пробирки по 4–5 капель концентрированного раствора серной кислоты. Заметьте выделение вначале белого дыма, а затем окрашенных паров брома и йода. Напишите уравнения реакций, учитывая что образующиеся в первый момент бромоводород и йодоводород, окисляются затем до свободных галогенов. Серная кислота восстанавливается бромидом калия до оксида серы (IV), а йодидом калия – до сероводорода.

**б) Сравнение восстановительных свойств бромида и йодида калия.** В две пробирки внесите по 4–5 капель раствора хлорида железа (III) (0,5 моль/л) и добавьте по 3–4 капли бензола. Затем добавьте в первую пробирку 2–3 капли раствора бромида калия (0,5 моль/л), во вторую – йодида калия. Встряхните пробирки и заметьте в которой из них органический растворитель окрасился. В каком случае невозможно восстановление хлорида железа (III)? Напишите уравнение реакции.

**в) Получение галогенидов серебра.** В три пробирки внесите отдельно по 2–3 капли растворов хлорида, бромида и йодида калия (0,5 моль/л), после чего в каждую из них добавьте по 1 капле раствора нитрата серебра (0,1 моль/л). Что наблюдается? Напишите уравнения реакций. Как изменяется растворимость в ряду  $\text{AgCl} - \text{AgBr} - \text{AgI}$ ?

**Опыт № 5. Получение и свойства кислородсодержащих соединений галогенов.**

**а) Взаимодействие хлора с гидроксидом натрия.** Внесите в пробирку 3–4 мл раствора гидроксида натрия (2 моль/л) и поместите ее в стакан со льдом. Получите хлор (смотрите опыт 1а) и с помощью газоотводной трубки пропустите его через раствор гидроксида натрия в течение 1–2 минут. Напишите уравнение реакции. Полученный раствор сохраните для следующего опыта.

**б) Окислительные свойства гипохлорита натрия.** Внесите в пробирку 2–3 капли раствора сульфата марганца (II) (0,5 моль/л) и добавьте 1–2 капли раствора гипохлорита натрия, полученного в предыдущем опыте. Заметьте образование осадка. Напишите уравнение реакции.

**в) Взаимодействие брома с гидроксидом натрия.** В пробирку с 2–3 каплями бромной воды добавьте 1–2 капли раствора гидроксида натрия (2 моль/л). Наблюдайте обесцвечивание раствора. Добавьте к полученному раствору 1–2 капли раствора серной кислоты (2 моль/л) и наблюдайте появление окраски характерной для брома. Напишите уравнения реакций.

### **Контрольные вопросы**

1. Общая характеристика элементов VIIA группы.
2. Соединения галогенов с водородом, их КО и ОВ свойства. Ионные и ковалентные галогениды. Полигалогениды.



3. Взаимодействие галогенов с водой и основаниями. Межгалогенные соединения.

4. Кислородсодержащие соединения галогенов. Оксиды хлора, их КО и ОВ свойства.

5. Кислородсодержащие кислоты хлора, их соли, КО и ОВ свойства.

6. Кислородсодержащие кислоты йода. Гипойодиты, йодиты и йодаты. Их ОВ свойства.

7. Биологическая роль галогенов. Бактерицидное действие хлора и йода. Применение бромидов и йодидов в медицине.

### **Вопросы для самоконтроля и упражнения**

1. Какие степени окисления характерны для галогенов? Почему фтор не проявляет положительных степеней окисления?

2. Какими свойствами обладают галогены в ОВ реакциях? Как они изменяются от фтора к йоду?

3. Как получают галогены в свободном состоянии? Приведите примеры реакций.

4. Как изменяется сила кислот в ряду  $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$ ?

5. Как изменяется термическая устойчивость и восстановительные свойства в ряду  $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$ ?

6. Как объяснить тот факт, что для атомов хлора, брома и йода наиболее характерными являются нечетные степени окисления?

7. Какие химические реакции могут протекать при пропускании тока фтора через раствор бромида натрия?

8. Что получится при взаимодействии кристаллических  $\text{NaF}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{NaBr}$  и  $\text{NaI}$  с концентрированной серной кислотой? Напишите уравнения реакций.

9. Почему склонность к образованию водородных связей в ряду  $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$  резко падает?

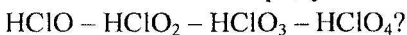
10. В каких из хлоридов элементов второго периода,  $\text{LiCl}$ ,  $\text{BeCl}_2$ ,  $\text{BCl}_3$ ,  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{NCl}_3$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{ClF}$ , связь наименее полярна?

11. Будут ли подвергаться гидролизу в водных растворах соли  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{NaBr}$ ,  $\text{AlF}_3$ ,  $\text{ZnI}_2$ ?

12. Можно ли в кислой среде окислить дихроматом калия хлорид, бромид и йодид калия?

13. Как взаимодействуют с водой и основаниями оксиды  $\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{ClO}_2$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ,  $\text{I}_2\text{O}_5$ ? Напишите уравнения реакций.

14. Сравните устойчивость, химическую активность, кислотные и окислительные свойства в ряду кислот:



15. Сравните кислотные и окислительные свойства в ряду кислот  $\text{HClO} - \text{HBrO} - \text{HIO}$ .

16. Сравните устойчивость солей в ряду  $\text{KClO}_3 - \text{KBrO}_3 - \text{KIO}_3$ .

17. Как можно получить йодную кислоту? Назовите минимум три метода и напишите уравнения реакций.

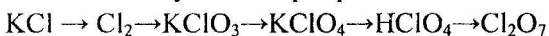
18. Гипойодиты легко диспропорционируют на холоду. Напишите уравнение реакции.

19. Какая реакция лежит в основе применения хлорной извести в качестве дезинфектанта?

20. При пропускании хлора через раствор йодида калия, раствор вначале окрашивается, а затем обесцвечивается. Что происходит при этом? Напишите уравнения реакций.

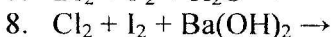
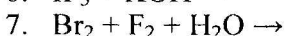
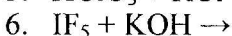
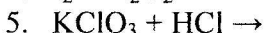
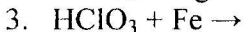
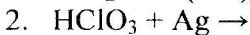
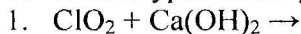
21. Действием каких галогенов можно вытеснить бром из раствора бромида калия; из раствора бромата калия?

22. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно реализовать следующие превращения:



23. Почему растворимость йода в водном растворе йодида калия больше чем в воде?

24. Закончите уравнения реакций:



25. Хлорид натрия массой 5,85 г взаимодействовал с концентрированной серной кислотой. Выделившийся газ пропустили через раствор нитрата серебра объемом 200 мл ( $\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$ ) с массовой долей  $\text{AgNO}_3$  равной 10%. Определите массу образующегося осадка и массу нитрата серебра, оставшегося в растворе.

Ответ: 14,15 г; 5 г.

26. При действии нитрата серебра массой 2,66 г на смесь  $\text{NaCl}$  и  $\text{KCl}$  образовался осадок массой 5,74 г. Определите массовые доли  $\text{NaCl}$  и  $\text{KCl}$  в смеси.

### **Список вопросов к итоговому занятию № 2 по теме: «р-Элементы и их соединения».**

1. Общая характеристика р-элементов.
2. Элементы III а группы. Общая характеристика.
3. Бор, его химическая активность. Соединения бора с металлами (бориды) и галогенами, водородом (бораны).
4. Оксид бора (III) и борная кислота. Бораты. Эфиры борной кислоты.
5. Метаборная кислота. Метабораты. Глицероборная кислота.
6. Биологическая роль бора. Антисептические свойства борной кислоты и ее солей.
7. Алюминий. Химическая активность. Амфотерные свойства оксида и гидроксида алюминия.
8. Галогениды алюминия, их кислотные свойства и гидролиз.
9. Комплексные соединения алюминия. Гидрид алюминия. Гидридоалюминаты, их разложение при действии воды.
10. Элементы IV а группы. Общая характеристика.
11. Углерод, его аллотропные видоизменения и типы гибридизации атома. Химическая активность углерода. Его соединения с металлами. Галогениды, их гидролиз.
12. Оксид углерода (II), его КО и ОВ свойства. Токсичность оксида углерода (II). Оксид углерода (II) в качестве лиганда.

13. Оксид углерода (IV), равновесия в его водных растворах. Угольная кислота. Карбонаты и гидрокарбонаты, их гидролиз и термическое разложение.

14. Цианистоводородная кислота. Цианиды, их гидролиз. Цианаты, тиоцианаты и тиокарбонаты. Тиоугольная и тиоциановая кислоты.

15. Кремний. Общая характеристика. Его соединения с металлами (силициды). Соединения с водородом (силаны), их окисление и гидролиз. Восстановительные свойства силана.

16. Соединения кремния с галогенами, их гидролиз. Гексафторокремниевая кислота. Гексафторосиликаты.

17. Кислородные соединения кремния. Оксид кремния (IV). Метакремниевая кислота. Силикаты, их гидролиз. Ортокремниевая кислота. Поликремниевые кислоты: димета- и диортокремниевая.

18. Биологическая роль углерода и кремния.

19. Элементы группы германия. Общая характеристика. Взаимодействие с кислотами и основаниями.

20. Гидриды элементов группы германия, их устойчивость. Соединения с галогенами типа  $\text{ЭГал}_2$  и  $\text{ЭГал}_4$ . Восстанавливающие свойства хлорида олова (II), его гидролиз. Комплексные соединения дифторида и дихлорида олова. Гексахлоролованная кислота.

21. Оксиды и гидроксиды элементов группы германия, их кислотно-основные свойства. Германиты и германаты, станиты и станаты, плюмбиты и плюмбаты.

22. Антисептические свойства препаратов свинца. Их применение в медицине.

23. Элементы VA группы. Общая характеристика.

24. Азот. Общая характеристика. Его соединения с отрицательной степенью окисления. Нитриды, кислотнo-основная характеристика.

25. Аммиак, КО и ОВ характеристика. Реакции замещения. Амиды. Аммиакаты. Соли аммония, их термическое разложение.

26. Гидразин и гидроксилламин, КО и ОВ характеристика. Азотистоводородная кислота. Азиды.

27. Соединения азота в его положительной степени окисления. Оксиды, КО и ОВ характеристика. Азотистая и азотная кислоты. Нитриты и нитраты, КО и ОВ характеристика.

28. Фосфор, общая характеристика. Фосфиды. Фосфин. Их сравнение с аналогичными соединениями азота.

29. Соединения фосфора с галогенами, их устойчивость и гидролиз.

30. Кислородные соединения фосфора. Оксид фосфора (III). Фосфористая кислота, строение молекулы. Ее окислительно-восстановительные свойства и диспропорционирование при нагревании.

31. Гипофосфористая кислота, строение молекулы, ОВ свойства и диспропорционирование при нагревании.

32. Оксид фосфора (V). Ортофосфорная, метафосфорная и пирофосфорная кислоты. Метафосфаты и полифосфаты.

33. Элементы подгруппы мышьяка. Общая характеристика. Соединения с водородом. Реакция Марша. Определение мышьяка по методу Марша.

34. Взаимодействие мышьяка, сурьмы и висмута с кислотами.

35. Соединения As, Sb, Bi с галогенами. Их комплексы с основными галогенидами.

36. Оксиды и гидроксиды As, Sb и Bi. Их КО и ОВ характеристика. Мышьяковистая и мышьяковая кислоты. Их соли.

37. Сурьямая и гексагидросурьямая кислоты. Антимониты и антимонаты. Висмутаты. Неустойчивость соединений Bi(V).

38. Окислительные свойства в ряду  $As^{+5}-Sb^{+5}-Bi^{+5}$ . Примеры реакций.

39. Применение в медицине и фармации аммиака, оксида азота(I), нитритов натрия и калия, оксидов и солей мышьяка, сурьмы, висмута.

40. Элементы VI а группы. Общая характеристика.

41. Сера. Характеристика и химическая активность. Соединения серы в ее отрицательной степени окисления. Сероводород, его КО и ОВ свойства.
42. Сульфиды металлов и неметаллов, их гидролиз. Персульфиды, их КО и ОВ характеристика.
43. Соединения серы (IV): оксид, хлористый тионил, сернистая кислота, сульфиты и гидросульфиты. Пиросульфиты.
44. Тиосульфаты, их ОВ свойства. Взаимодействие с нитратом серебра.
45. Соединения серы (VI): оксид, серная кислота, ее взаимодействие с металлами и неметаллами. Соли серной кислоты, их термическое разложение.
46. Пиросерная, пероксомоносерная и пероксодисерная кислоты. Их получение и ОВ свойства.
47. Политионовые кислоты. Их строение и свойства.
48. Хлорангидриды серной кислоты: хлорсульфоновая кислота и хлористый сульфурил. Получение и гидролиз.
49. Сера и ее соединения в медицине. Тиосульфат натрия как противоядие.
50. Элементы VII а группы. Общая характеристика. Химическая активность галогенов.
51. Соединения галогенов с водородом, их КО и ОВ свойства. Ионные и ковалентные галогениды. Полигалогениды.
52. Взаимодействие галогенов с водой и основаниями. Межгалогенные соединения.
53. Кислородсодержащие соединения галогенов. Оксиды хлора, их КО и ОВ свойства.
54. Кислородсодержащие кислоты хлора, их соли, КО и ОВ свойства в зависимости от степени окисления хлора.
55. Хлорная известь, хлораты, броматы и йодаты. Их свойства.
56. Биологическая роль галогенов. Бактерицидное действие хлора и йода. Применение в медицине хлорной извести, хлорной воды, препаратов активного хлора, активного йода, фторидов, хлоридов, бромидов и йодидов.

57. Понятие о биогенных элементах. Макро- и микробио-элементы. Гемопоэтические свойства микроэлементов. Физиологический синергизм и антагонизм.

58. Зависимость биологической активности элементов от их расположения в периодической системе. Топография элементов в человеческом организме.

59. Технический прогресс и защита окружающей среды. Связь эндемических заболеваний с особенностями геохимических реакций.

## Лабораторная работа № 15

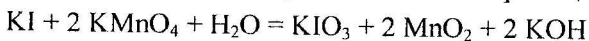
### Неорганические синтезы

#### 1. Йодат калия $KIO_3$

##### Оборудование и реактивы:

Стеклянная колба емкостью 0,5 л. Водяная баня. Вакуум-насос. Фильтровальная бумага. Этиловый спирт. Перманганат калия. Раствор уксусной кислоты. Концентрированный раствор йодида калия. Горячая вода.

В колбе объемом 0,5 л растворите 15 г  $KMnO_4$  в 375 мл горячей воды. К полученному раствору добавьте концентрированный раствор йодида калия (7,5 г  $KI$ ). Нагрейте эту смесь на водяной бане в течение 40 минут. Имеет место реакция:



Восстановите избыток перманганганата, добавляя в раствор по каплям этиловый спирт до его обесцвечивания. После фильтрования подкислите фильтрат уксусной кислотой и нагрейте его на водяной бане до образования тонкой кристаллической пленки. Осадок отфильтруйте и промойте малым количеством спирта. Кристаллы йодата калия высушивают при  $60^\circ C$ . Из оставшегося после испарения раствора можно еще выделить малую порцию кристаллов, которые являются менее чистыми. Рассчитайте выход синтеза.

## 2. Йодная кислота $\text{HIO}_3$

### Оборудование и реактивы:

Стеклянная колба емкостью 0,2–0,25 л. Газовая лампа. Водяная баня. Фильтровальная бумага. Ледяная вода. Йод. Раствор азотной кислоты (конц.). Раствор пероксида водорода с  $\omega(\text{H}_2\text{O}_2) = 10\text{--}30\%$ . Газоотводная трубка.

В круглодонную колбу с широким горлом внесите 10 г хорошо измельченного йода, 80–100 мл концентрированной азотной кислоты и 10–20 мл пероксида водорода с  $\omega(\text{H}_2\text{O}_2) = 10\text{--}30\%$ . Нагрейте смесь на пламени газовой лампы до полного растворения йода. Горячий раствор должен быть светлым или слабо желтым. Низшие оксиды азота могут восстановить йодную кислоту. Для предотвращения этого процесса, через раствор рекомендуется пропустить слабый ток воздуха или  $\text{CO}_2$ .

Раствор йодной кислоты нагрейте на водяной бане до полного испарения. Полученный осадок, содержащий  $\text{HIO}_3$  и примесь  $\text{I}_2\text{O}_5$ , растворите в минимальном количестве воды и нагрейте на водяной бане при температуре 50–60°C до появления осадка. После охлаждения осадок отфильтруйте и промойте малым количеством ледяной воды. Полученные кристаллы высушите при 30–40°C. Определите выход синтеза.

## 3. Хлорат калия $\text{KClO}_3$

### Оборудование и реактивы:

Стакан емкостью 0,15–0,2 л. Пробка с газоотводной трубкой. Фильтровальная бумага. Вакуум-насос. Термостат. Карбонат калия. Перманганат калия. Раствор соляной кислоты (конц.). Горячая вода. Лакмусовая бумага. Стеклянная воронка.

Внесите в стакан 50 г карбоната калия, растворите его в 40 мл горячей воды и при легком кипячении раствора пропустите в него газообразный хлор:





Реакция считается законченной тогда, когда в растворе отсутствуют карбонат-ионы. В этом случае раствор становится нейтральным или слабокислым (контроль с помощью лакмусовой бумаги). Если лакмусовая бумага обесцвечивается, вместо того чтобы остаться неизменной или приобрести розовую окраску, это означает, что в растворе содержится гипохлорит.

После определения кислотности добавьте к раствору горячую воду, доведя общий объем до 150 мл, после чего горячий раствор фильтруйте и оставьте его для кристаллизации. Отфильтруйте образовавшиеся кристаллы, промойте их малым количеством воды, охлажденной льдом, и высушите в термостате при температуре 60–70°C.

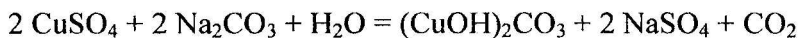
Хлорат калия представляет собой белый кристаллический порошок, устойчивый на воздухе.

#### 4. Основной карбонат меди (CuOH)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>

##### Оборудование и реактивы:

Два стакана емкостью 0,2 л. Стеклопалочка. Водяная баня. Воронка Бюхнера. Фильтровальная бумага. Горячая вода. Сульфат меди. Карбонат натрия. Раствор хлорида бария (0,5 моль/л).

В одном стакане растворите 7,5 г сульфата меди в 50 мл воды, а в другом – только  $\frac{4}{5}$  от рассчитанной массы карбоната натрия, в том же объеме воды. Раствор сульфата меди налейте в раствор карбоната натрия при постоянном перемешивании с помощью стеклянной палочки, после чего нагрейте на водяной бане до 100°C:



Полученный осадок промойте декантацией горячей водой и отфильтруйте на воронке Бюхнера. Промойте на фильтре полученное вещество горячей водой до исчезновения в фильтрате сульфат-ионов. Основной карбонат меди высушите в электрической печи и определите выход синтеза.

Синтезированное вещество представляет собой светло-зеленый порошок (малахит), который в отсутствие примеси щелочи устойчив до 150°C. При 220°C разлагается на оксид меди (II), оксид углерода (IV) и пары воды.

## 5. Железоаммониевые квасцы $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$

### Оборудование и реактивы:

Коническая колба емкостью 0,25 л. Воронка. Фильтровальная бумага. Фарфоровая чашка. Водяная баня. Воронка Бюхнера. Горячая вода. Сульфат железа(II). Серная кислота (конц.). Азотная кислота (конц.). Раствор  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  (0,5 моль/л). Сульфат аммония. Стеклопалочка.

В коническую колбу объемом 0,25 л внесите 25 г сульфата железа (II)  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  и растворите его в 50 мл горячей воды. После фильтрования раствора добавьте к нему 3 мл концентрированной серной кислоты и нагрейте до 30–35°C. Добавьте под тягой маленькими порциями еще 3–4 мл концентрированной азотной кислоты. К концу реакции раствор приобретает темно-коричневую окраску (какая реакция имеет место?). К маленькой порции раствора в отдельную пробирку добавьте несколько капель раствора  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Отсутствие синего осадка доказывает, что сульфат железа (II) полностью окислен (в противном случае добавьте еще немного азотной кислоты).

Перенесите раствор в фарфоровую чашку и нагрейте на водяной бане при температуре 80°C до сиропообразной консистенции, затем добавьте 25 мл воды и продолжайте нагревать до появления кристаллической пленки. К насыщенному раствору  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  добавьте 25 мл воды и горячий раствор, содержащий 4 г сульфата аммония в 10 мл воды, а затем – 1 каплю концентрированной серной кислоты. Смесь энергично перемешайте и оставьте для кристаллизации, охлаждая до 0°C. Полученные кристаллы отфильтруйте на воронке Бюхнера, промойте холодной водой и высушите на фильтровальной бумаге.

## 6. Хлорид аммония-магния $(\text{NH}_4)[\text{MgCl}_3]$

### Оборудование и реактивы:

Два стакана емкостью 0,15–0,2 л. Водяная баня. Стеклянная воронка. Фильтровальная бумага. Хлорид магния. Хлорид аммония. Этиловый спирт.

Приготовьте отдельно в двух стаканах насыщенные растворы хлорида магния (20,33 г  $\text{MgCl}_2$ ) и хлорида аммония (5,35 г  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ). Налейте один раствор к другому и нагрейте полученную смесь на водяной бане до появления первых кристаллов. После охлаждения отфильтруйте осадок, промойте его спиртом и высушите между двумя листочками фильтровальной бумаги.

Хлорид аммония-магния (аммониевый карналит) представляет собой бесцветный кристаллический порошок, хорошо растворимый в воде. Хранится в закрытом сосуде.

## 7. Тетраминмедь(II) сульфат $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$

### Оборудование и реактивы:

Стакан емкостью 0,1–0,15 л. Стеклянная воронка. Фильтровальная бумага. Этиловый спирт. Эфир. Сульфат меди. Концентрированный раствор аммиака.

В маленьком стакане растворите 10 г  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  в 10 мл воды и 15 мл концентрированного раствора аммиака. Полученный раствор отфильтруйте и добавьте к нему 20–30 мл этилового спирта. После охлаждения отфильтруйте полученные кристаллы, промойте их сперва малым количеством спирта, затем эфиром и высушите при температуре 50–60°C.

Полученное комплексное соединение представляет собой кристаллический порошок темно-синего цвета, хорошо растворимый в воде. При комнатной температуре устойчив, но разлагается при нагревании свыше 120°C.

## Список вопросов к экзамену по неорганической химии для студентов Фармацевтического факультета

1. s-Элементы. Общая характеристика. Водород, особенности его положения в периодической системе элементов. Его химическая активность. Изотопы водорода.
2. Вода. Ее физические и химические свойства. Аквакомплексы и кристаллогидраты.
3. Пероксид водорода. Его получение и строение молекулы. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода.
4. Элементы IA группы. Общая характеристика. Образование оксидов, гидроксидов, пероксидов, надпероксидов, озонидов. Химические свойства этих соединений.
5. Соли щелочных металлов. Поведение карбонатов и водородокарбонатов (гидрокарбонатов) при нагревании.
6. Биологическая роль щелочных металлов в минеральном балансе организмов. Применение соединений щелочных металлов в медицине.
7. Элементы IIA группы. Общая характеристика.
8. Бериллий и его соединения. Его взаимодействие с кислотами и основаниями.
9. Оксид и гидроксид бериллия. Их амфотерные свойства.
10. Взаимодействие бериллия с неметаллами. Амфотерные свойства сульфида, фторида и хлорида бериллия.
11. Токсичность соединений бериллия.
12. Магний. Его взаимодействие с неметаллами и кислотами. Оксид и гидроксид магния.
13. Биологическая роль магния и использование его соединений в медицине.
14. Щелочно-земельные металлы. Оксиды и гидроксиды. Основной характер гидроксидов, их растворимость и отношение к распаду.
15. Соли щелочно-земельных элементов. Гидролиз сульфидов. Гипс, нитраты и хлораты стронция и бария, их приме-

нение. Аммиакаты щелочно-земельных элементов, их распад при нагревании.

16. Биологическая роль кальция. Изоморфное замещение (проблема изотопа стронция-90). Соединения щелочно-земельных элементов в медицине.

17. Переходные элементы. Общая характеристика d-элементов. Их общие свойства.

18. Элементы VI В группы. Общая характеристика.

19. Хром. Его взаимодействие с неметаллами и кислотами.

20. Соединения хрома (II), их КО и ОВ свойства.

21. Соединения хрома (III), их КО и ОВ свойства. Способность к образованию комплексных соединений.

22. Оксид и гидроксид хрома (III), их амфотерные свойства. Образование мета- и ортохромитов.

23. Гидролиз солей хрома (III).

24. Соединения хрома (VI), их КО и ОВ свойства. Хромовая и дихромовая кислоты. Окислительные свойства хроматов и дихроматов в зависимости от pH среды.

25. Изополикислоты хрома. Полихроматы, их получение. Пероксосоединения хрома (VI).

26. Биологическая роль хрома и молибдена.

27. Элементы VII В группы. Общая характеристика.

28. Марганец. Его химическая активность. Взаимодействие с кислотами.

29. Соединения марганца (II). Их КО и ОВ свойства, способность к образованию комплексов. Аммиакаты марганца (II), их поведение по отношению к воде.

30. Соединения марганца (IV). КО и ОВ свойства оксида марганца (IV).

31. Соединения марганца (VI). Манганаты, их получение, термическая устойчивость, диспропорционирование в растворах.

32. Соединения марганца (VII). Оксид марганца (VII). Перманганаты, их КО и ОВ свойства. Продукты восстановления перманганатов в кислой, нейтральной и щелочных средах. Распад перманганатов в растворах и при нагревании.

33. КО и ОВ свойства оксидов и гидроксидов марганца при переходе от низших степеней окисления к высшим.

34. Элементы VIII В группы. Общая характеристика.

35. Железо, его химическая активность и способность к образованию комплексов.

36. Соединения железа (II) и железа (III), КО и ОВ характеристика. Комплексы Fe (II) и Fe (III) с цианид-ионами.

37. Соединения железа (VI), их получение и окислительные свойства. Разложение в растворах.

38. Комплексные соединения железа с оксидом углерода (II).

39. Применение железа и его препаратов в медицине.

40. Кобальт и никель. Их химическая активность сравнительно активности железа. Соединения Co(II), Co(III) и Ni(II), их КО и ОВ характеристика, способность к образованию комплексов.

41. Кобальт и никель как микроэлементы. Применение их соединений в медицине.

42. Платиновые металлы. Общая характеристика. Их растворение в «царской водке». Комплексные соединения платиновых металлов на примере платины, их использование в медицине.

43. Элементы I В группы. Общая характеристика.

44. Соединения Cu(I) и Cu(II), их КО и ОВ характеристика. Способность к образованию комплексов. Комплексные соединения меди(II) с аммиаком, аминокислотами, многоатомными спиртами.

45. Биологическая роль меди.

46. Соединения серебра (I), их КО и ОВ характеристика. Образование комплексных соединений. Галогениды серебра, их растворимость в растворах аммиака и тиосульфатов. Реакция «серебряного зеркала».

47. Препараты серебра в медицине. Бактерицидные свойства ионов серебра.

48. Соединения золота (I) и золота (III), их КО и ОВ характеристика, способность к образованию комплексов. Расво-

рение золота в «царской водке» и селеновой кислоте. Амфотерность гидроксида золота (III).

49. Применение золота и его соединений в медицине.

50. Элементы II В группы. Общая характеристика.

51. Цинк и его соединения. КО и ОВ характеристика соединений цинка, амфотерность оксида и гидроксида. Комплексные соединения цинка.

52. Биологическая роль цинка. Его соединения в медицине.

53. Кадмий и его соединения сравнительно с аналогичными соединениями цинка.

54. Токсичность соединений кадмия. Роль кадмия в патогенезе гипертонической болезни.

55. Ртуть, ее химическая активность. Растворение ртути в концентрированной и разбавленной азотной кислоте.

56. Соединения Hg(I) и Hg(II), их КО и ОВ характеристика. Образование комплексных соединений.

57. Биологическая роль ртути. Применение ее соединений в медицине.

58. Общая характеристика р-элементов.

59. Элементы III а группы. Общая характеристика.

60. Бор, его химическая активность. Соединения бора с металлами (бориды) и галогенами, водородом (бораны).

61. Оксид бора (III) и борная кислота. Бораты. Эфиры борной кислоты.

62. Метаборная кислота. Метабораты. Глицероборная кислота.

63. Биологическая роль бора. Антисептические свойства борной кислоты и ее солей.

64. Алюминий. Химическая активность. Амфотерные свойства оксида и гидроксида алюминия.

65. Галогениды алюминия, их кислотные свойства и гидролиз.

66. Комплексные соединения алюминия. Гидрид алюминия. Гидридоалюминаты, их разложение при действии воды.

67. Элементы IV а группы. Общая характеристика.

68. Углерод, его аллотропные видоизменения и типы гибридации атома. Химическая активность углерода. Его соединения с металлами. Галогениды, их гидролиз.

69. Оксид углерода (II), его КО и ОВ характеристика. Токсичность оксида углерода (II). Оксид углерода (II) в качестве лиганда.

70. Оксид углерода (IV), равновесия в его водных растворах. Угольная кислота. Карбонаты и гидрокарбонаты, их гидролиз и термическое разложение.

71. Цианистоводородная кислота. Цианиды, их гидролиз. Цианаты, тиоцианаты и тиокарбонаты. Тиоугольная и тиоциановая кислоты.

72. Кремний. Общая характеристика. Его соединения с металлами (силициды). Соединения с водородом (силаны), их окисление и гидролиз. Восстановительные свойства силана.

73. Соединения кремния с галогенами, их гидролиз. Гексафторокремниевая кислота. Гексафторосиликаты.

74. Кислородные соединения кремния. Оксид кремния (IV). Метакремниевая кислота. Поликремниевые кислоты: димета- и диортокремниевая.

75. Биологическая роль углерода и кремния.

76. Элементы группы германия. Общая характеристика. Взаимодействие с кислотами и основаниями.

77. Гидриды элементов группы германия, их устойчивость. Соединения с галогенами типа ЭГал<sub>2</sub> и ЭГал<sub>4</sub>. Восстанавливающие свойства хлорида олова (II), его гидролиз. Комплексные соединения дифторида и дихлорида олова. Гидролиз тетрахлорида олова. Гексахлороловянная кислота.

78. Оксиды и гидроксиды элементов группы германия, их КО свойства. Германиты и германаты, станиты и станаты, плюмбиты и плюмбаты.

79. Антисептические свойства препаратов свинца. Их применение в медицине.

80. Элементы V а группы. Общая характеристика.



81. Азот. Общая характеристика. Его соединения с отрицательной степенью окисления. Нитриды, кислотно-основная характеристика.

82. Аммиак, КО и ОВ характеристика. Реакции замещения. Амиды. Аммиакаты. Соли аммония, их термическое разложение.

83. Гидразин и гидроксилламин, КО и ОВ характеристика. Азотистоводородная кислота. Азиды.

84. Соединения азота с его положительной степенью окисления. Оксиды, КО и ОВ характеристика. Азотистая и азотная кислоты. Нитриты и нитраты, КО и ОВ характеристика. Термическое разложение нитратов.

85. Фосфор, общая характеристика. Фосфиды. Фосфин. Их сравнение с аналогичными соединениями азота.

86. Соединения фосфора с галогенами, их устойчивость и гидролиз.

87. Кислородные соединения фосфора. Оксид фосфора (III). Фосфористая кислота, строение молекулы. Ее ОВ свойства и диспропорционирование при нагревании.

88. Гипофосфористая кислота, строение молекулы, ОВ свойства и диспропорционирование при нагревании.

89. Оксид фосфора (V). Ортофосфорная, метафосфорная и пирофосфорная кислоты. Метафосфаты и полифосфаты.

90. Элементы подгруппы мышьяка. общая характеристика. Соединения с водородом. Реакция Марша. Определение мышьяка по методу Марша.

91. Взаимодействие мышьяка, сурьмы и висмута с кислотами.

92. Соединения As, Sb, Bi с галогенами. Их комплексы с основными галогенидами.

93. Оксиды и гидроксиды As, Sb и Bi, их КО и ОВ характеристика. Мышьяковистая и мышьяковая кислоты. Их соли.

94. Сурьмяная и гексагидросурьмяная кислоты. Антимониты и антимонаты. Висмутаты. Неустойчивость соединений Bi(V).

95. Окислительные свойства в ряду  $As^{+5}-Sb^{+5}-Bi^{+5}$ . Примеры реакций.

96. Применение в медицине и фармации аммиака, оксида азота (I), нитритов натрия и калия, оксидов и солей мышьяка, сурьмы, висмута.

97. Элементы VI а группы. Общая характеристика.

98. Сера. Характеристика и химическая активность. Соединения серы с ее отрицательной степенью окисления. Сероводород, его КО и ОВ характеристика.

99. Сульфиды металлов и неметаллов, их гидролиз. Персульфиды, их КО и ОВ характеристика.

100. Соединения серы (IV): оксид, хлористый тионил, сернистая кислота, сульфиты и гидросульфиты. Пиросульфиты.

101. Тиосульфаты, их ОВ свойства. Взаимодействие с нитратом серебра.

102. Соединения серы (VI): оксид, серная кислота, ее взаимодействие с металлами и неметаллами. Соли азотной кислоты, их термическое разложение.

103. Пиросерная, пероксомоносерная и пероксодисерная кислоты. Их получение и ОВ свойства.

104. Политионовые кислоты. Их строение и свойства.

105. Хлорангидриды серной кислоты: хлорсульфоновая кислота и хлористый сульфурил. Получение и гидролиз.

106. Сера и ее соединения в медицине. Тиосульфат натрия как противоядие.

107. Элементы VII а группы. Общая характеристика. Химическая активность галогенов.

108. Соединения галогенов с водородом, их КО и ОВ свойства. Ионные и ковалентные галогениды. Полигалогениды.

109. Взаимодействие галогенов с водой и основаниями. Межгалогенные соединения.

110. Кислородсодержащие соединения галогенов. Оксиды хлора, их КО и ОВ свойства.

111. Кислородсодержащие кислоты хлора, их соли, КО и ОВ свойства в зависимости от степени окисления хлора.

112. Хлорная известь, хлораты, броматы, йодаты. Их свойства.

113. Биологическая роль галогенов. Бактерицидное действие хлора и йода. Применение в медицине хлорной извести, хлорной воды, препаратов активного хлора, активного йода, фторидов, хлоридов, бромидов и йодидов.

114. Понятие о биогенных элементах. Макро- и микробио-элементы. Гемопозитические свойства микроэлементов. Физиологический синергизм и антогонизм.

115. Зависимость биологической активности элементов от их расположения в периодической системе. Топография элементов в человеческом организме.

116. Технический прогресс и защита окружающей среды. Связь эндемических заболеваний с особенностями геохимических провинций.

## ПРИЛОЖЕНИЯ

Таблица 1

### Области перехода рН некоторых индикаторов

Индикатор	рН	Окраска	
		кислотной формы	щелочной формы
Метиловый оранжевый	3,1–4,4	розовая	оранжево-желтая
Метиловый красный	4,4–6,2	красная	желтая
Лакмус	5,0–8,0	красная	синяя
Фенолфталеин	8,2–10,0	бесцветная	красная

Таблица 2

### Произведение растворимости малорастворимых веществ

Вещество	ПР	Вещество	ПР	Вещество	ПР
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	Be(OH) <sub>2</sub>	$2,7 \cdot 10^{-10}$	Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>	$1,32 \cdot 10^{-18}$
AgBr	$4,4 \cdot 10^{-13}$	BiOCl	$7,0 \cdot 10^{-10}$	Hg <sub>2</sub> I <sub>2</sub>	$1,2 \cdot 10^{-28}$
AgI	$1,5 \cdot 10^{-16}$	Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	$1,0 \cdot 10^{-25}$	HgS	$1,6 \cdot 10^{-52}$
Ag <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$6,15 \cdot 10^{-12}$	CaSO <sub>4</sub> ·2H <sub>2</sub> O	$1,0 \cdot 10^{-5}$	Mg(OH) <sub>2</sub>	$4 \cdot 10^{-14}$
Ag <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	$1,6 \cdot 10^{-12}$	CaCO <sub>3</sub>	$5 \cdot 10^{-9}$	Mn(OH) <sub>2</sub>	$2 \cdot 10^{-13}$
Ag <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	$2 \cdot 10^{-7}$	Cd(OH) <sub>2</sub>	$6 \cdot 10^{-15}$	Ni(OH) <sub>2</sub>	$1,6 \cdot 10^{-14}$
AgCN	$7 \cdot 10^{-15}$	CdCO <sub>3</sub>	$5,2 \cdot 10^{-12}$	PbCrO <sub>4</sub>	$1,8 \cdot 10^{-14}$
AgSCN	$1,16 \cdot 10^{-12}$	Co(OH) <sub>2</sub>	$1,6 \cdot 10^{-18}$	PbCl <sub>2</sub>	$2 \cdot 10^{-5}$
Ag <sub>2</sub> S	$5,7 \cdot 10^{-51}$	CuI	$5,06 \cdot 10^{-12}$	PbI <sub>2</sub>	$8 \cdot 10^{-9}$
Ag <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	$7,7 \cdot 10^{-5}$	CuCl	$1,02 \cdot 10^{-6}$	PbSO <sub>4</sub>	$2 \cdot 10^{-8}$
Al(OH) <sub>3</sub>	$1 \cdot 10^{-32}$	Cu <sub>2</sub> S	$1,0 \cdot 10^{-48}$	SrCrO <sub>4</sub>	$3,6 \cdot 10^{-5}$
BaCO <sub>3</sub>	$5,1 \cdot 10^{-9}$	CuS	$6 \cdot 10^{-36}$	SrSO <sub>4</sub>	$3,2 \cdot 10^{-7}$
Ba <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	$6,0 \cdot 10^{-39}$	Cr(OH) <sub>3</sub>	$6,7 \cdot 10^{-31}$	Zn(OH) <sub>2</sub>	$1,3 \cdot 10^{-17}$
BaSO <sub>4</sub>	$1,1 \cdot 10^{-10}$	Fe(OH) <sub>2</sub>	$1,0 \cdot 10^{-15}$	ZnS	$1,7 \cdot 10^{-25}$
BaCrO <sub>4</sub>	$2,4 \cdot 10^{-10}$	Fe(OH) <sub>3</sub>	$3,8 \cdot 10^{-38}$		

**Константы ионизации некоторых слабых электролитов в водных растворах при 25°C**

Название	Формула	Степень ионизации	K
Азотистая кислота	$\text{HNO}_2$		$5,1 \cdot 10^{-4}$
Метаалюминиевая кислота	$\text{HAlO}_2$		$3,0 \cdot 10^{-13}$
Бромноватистая кислота	$\text{HBrO}$		$2,06 \cdot 10^{-9}$
Кремниевая (мета) кислота	$\text{H}_2\text{SiO}_3$	I II	$2,2 \cdot 10^{-10}$ (18°C) $1,6 \cdot 10^{-12}$ (18°C)
Муравьиная кислота	$\text{HCOOH}$	I	$1,77 \cdot 10^{-4}$
Мышьяковая (орто) кислота	$\text{H}_3\text{AsO}_4$	I II III	$5,98 \cdot 10^{-3}$ $1,05 \cdot 10^{-7}$ $3,89 \cdot 10^{-12}$ (18°C)
Мышьяковистая кислота	$\text{H}_3\text{AsO}_3$	I II	$6,0 \cdot 10^{-10}$ $1,7 \cdot 10^{-14}$ (16°C)
Пероксид водорода	$\text{H}_2\text{O}_2$	I	$2,63 \cdot 10^{-12}$ (30°C)
Сернистая кислота	$\text{H}_2\text{SO}_3$	II	$1,58 \cdot 10^{-2}$
Сероводородная кислота	$\text{H}_2\text{S}$	I II	$6,31 \cdot 10^{-4}$ $1,0 \cdot 10^{-7}$
Синильная кислота	$\text{HCN}$	I	$1,3 \cdot 10^{-14}$
Угольная кислота	$\text{H}_2\text{CO}_3$	II	$5,0 \cdot 10^{-10}$ $4,45 \cdot 10^{-7}$
Уксусная кислота	$\text{CH}_3\text{COOH}$	I	$4,69 \cdot 10^{-11}$
Фосфорная кислота	$\text{H}_3\text{PO}_4$	I II III	$1,75 \cdot 10^{-5}$ $7,52 \cdot 10^{-3}$ $6,31 \cdot 10^{-8}$
Хлорноватистая кислота	$\text{HClO}$		$1,26 \cdot 10^{-12}$ $5,01 \cdot 10^{-8}$
Аммиак (раствор)			$1,79 \cdot 10^{-5}$

Гидроксид железа(II)	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	II	$1,3 \cdot 10^{-4}$
Гидроксид железа(III)	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	II	$1,82 \cdot 10^{-11}$
	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	III	$1,35 \cdot 10^{-12}$
Гидроксид алюминия	$\text{Al}(\text{OH})_3$	III	$1,38 \cdot 10^{-9}$

Таблица 4

**Стандартные электродные потенциалы  $E^\circ$  некоторых окислительно-восстановительных систем по отношению к водородному электроду при  $25^\circ\text{C}$**

Элемент	Уравнение реакции	$E^\circ, \text{В}$
Азот	$\text{NO}_2^- + 6\text{H}_2\text{O} + 6e^- = \text{NH}_4\text{OH} + 7\text{OH}^-$	-0,15
	$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2e^- = \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,94
	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + e^- = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,80
	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3e^- = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96
	$\text{NO}_3^- + 7\text{H}_2\text{O} + 8e^- = \text{NH}_4\text{OH} + 9\text{OH}^-$	-0,12
Алюминий	$\text{Al}^{3+} + 3e^- = \text{Al}$	-1,66
	$\text{AlO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^- = \text{Al} + 4\text{OH}^-$	-2,35
Серебро	$\text{Ag}^+ + e^- = \text{Ag}$	+0,8
	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + e^- = \text{Ag} + 2\text{NH}_3$	+0,37
	$\text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2e^- = 2\text{Ag} + 2\text{OH}^-$	+0,344
Мышьяк	$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 3e^- = \text{HAsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,56
	$\text{AsO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{AsO}_2^- + 4\text{OH}^-$	-0,71
Золото	$\text{Au}^{3+} + 2e^- = \text{Au}^+$	+1,41
	$\text{Au}^+ + e^- = \text{Au}$	+1,68
	$[\text{Au}(\text{CN})_2]^- + e^- = \text{Au} + 2\text{CN}^-$	-0,61
Висмут	$\text{NaBiO}_3 + 4\text{H}^+ + 2e^- = \text{BiO}^+ + \text{Na}^+ + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,8
	$\text{Bi}(\text{OH})_3 + 3e^- = \text{Bi} + 3\text{OH}^-$	-0,46
Бром	$\text{Br}_2 + 2e^- = 2\text{Br}^-$	+1,09
	$\text{HBrO} + \text{H}^+ + 2e^- = \text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,34
	$2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e^- = \text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,52
Кадмий	$\text{Cd}^{2+} + 2e^- = \text{Cd}$	-0,4
	$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + 2e^- = \text{Cd} + 4\text{NH}_3$	-0,61
Углерод	$\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$	-0,12
	$2\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	-0,49

Хлор	$\text{Cl}_2 + 2e^- = 2\text{Cl}^-$	+1,36
	$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2e^- = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,50
	$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6e^- = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,45
	$\text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8e^- = \text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,38
Кобальт	$\text{Co}^{3+} + e^- = \text{Co}^{2+}$	+1,84
	$\text{Co}^{2+} + 2e^- = \text{Co}$	-0,28
	$\text{Co}(\text{OH})_3 + e^- = \text{Co}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	+0,17
	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+} + e^- = [\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	+0,10
Хром	$\text{Cr}^{3+} + e^- = \text{Cr}^{2+}$	-0,41
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e^- = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,33
	$\text{CrO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^- = \text{CrO}_2^- + 4\text{OH}^-$	-0,13
Медь	$\text{Cu}^{2+} + 2e^- = \text{Cu}$	+0,34
	$\text{Cu}^{2+} + e^- = \text{Cu}^+$	+0,15
	$\text{Cu}^{2+} + \text{Cl}^- + e^- = \text{CuCl}$	+0,54
	$\text{Cu}^{2+} + \text{Br}^- + e^- = \text{CuBr}$	+0,64
	$\text{Cu}^{2+} + \text{I}^- + e^- = \text{CuI}$	+0,86
	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + 2e^- = \text{Cu} + 4\text{NH}_3$	-0,07
Йод	$\text{I}_2 + 2e^- = 2\text{I}^-$	+0,536
	$2\text{HIO} + 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,45
	$2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e^- = \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,19
Цинк	$\text{Zn}^{2+} + 2e^- = \text{Zn}$	-0,76
	$\text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	-1,22
	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + 2e^- = \text{Zn} + 4\text{NH}_3$	-1,04
Водород	$2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2$	0,00
	$2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,83
	$\text{H}_2 + 2e^- = 2\text{H}^-$	-2,25
Железо	$\text{Fe}^{2+} + 2e^- = \text{Fe}$	-0,44
	$\text{Fe}^{3+} + e^- = \text{Fe}^{2+}$	+0,77
	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + e^- = [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	+0,36
	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + e^- = \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	-0,56
	$\text{FeO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3e^- = \text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,9
Марганец	$\text{Mn}^{2+} + 2e^- = \text{Mn}$	-1,19
	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e^- = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
	$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3e^- = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,69
	$\text{MnO}_4^- + e^- = \text{MnO}_4^{2-}$	+0,56
	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,51
	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^- = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,60

Ртуть	$2\text{Hg}^{2+} + 2e^- = \text{Hg}_2^{2+}$	+0,97
	$\text{Hg}_2^{2+} + 2e^- = \text{Hg}$	+0,85
Никель	$\text{Ni}^{2+} + 2e^- = \text{Ni}$	-0,23
	$\text{Ni}(\text{OH})_3 + e^- = \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	+0,49
Кислород	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^- = 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2\text{O}_2$	+0,68
	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e^- = 4\text{OH}^-$	+0,40
	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e^- = 2\text{H}_2\text{O}$	+1,77
	$\text{O}_3 + 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+2,07
Свинец	$\text{Pb}^{2+} + 2e^- = \text{Pb}$	-0,13
	$\text{Pb}^{4+} + 2e^- = \text{Pb}^{2+}$	+1,8
	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e^- = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,46
	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2e^- = \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,68
Олово	$\text{Sn}^{2+} + 2e^- = \text{Sn}$	-0,14
	$\text{Sn}^{4+} + 2e^- = \text{Sn}^{2+}$	+0,15
Сурьма	$\text{SbO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^- = \text{Sb} + 4\text{OH}^-$	-0,68
	$\text{Sb}_2\text{O}_5 + 6\text{H}^+ + 4e^- = 2\text{SbO}^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,58
Сера	$\text{S} + 2e^- = \text{S}^{2-}$	-0,48
	$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2\text{S}$	+0,14
	$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	+0,17
	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2e^- = 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	+0,09

Таблица 5

**Константы нестойкости некоторых комплексных ионов**

Ион	$K_{\text{нест.}}$	Ион	$K_{\text{нест.}}$	Ион	$K_{\text{нест.}}$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$9,31 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Co}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1,0 \cdot 10^{-19}$	$[\text{HgBr}_4]^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-21}$
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$8,0 \cdot 10^{-22}$	$[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1,0 \cdot 10^{-64}$	$[\text{HgI}_4]^{2-}$	$1,48 \cdot 10^{-30}$
$[\text{AgCl}_2]^-$	$1,76 \cdot 10^{-5}$	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2,14 \cdot 10^{-13}$	$[\text{Hg}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$5,9 \cdot 10^{-22}$
$[\text{AgBr}_2]^-$	$7,8 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Cu}(\text{CN})_2]^-$	$1,0 \cdot 10^{-24}$	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$1,86 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$2,5 \cdot 10^{-14}$	$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$	$5,0 \cdot 10^{-28}$	$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$7,56 \cdot 10^{-8}$	$[\text{CuCl}_4]^{2-}$	$6,3 \cdot 10^{-6}$	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$3,46 \cdot 10^{-10}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,41 \cdot 10^{-19}$	$[\text{CuI}_2]$	$1,75 \cdot 10^{-9}$	$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,3 \cdot 10^{-17}$
$[\text{CdCl}_4]^{2-}$	$9,3 \cdot 10^{-3}$	$[\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-}$	$7,6 \cdot 10^{-17}$	$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	$3,6 \cdot 10^{-16}$
$[\text{CdBr}_4]^{2-}$	$2,0 \cdot 10^{-4}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1,0 \cdot 10^{-24}$		
$[\text{CdI}_4]^{2-}$	$8,0 \cdot 10^{-7}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1,0 \cdot 10^{-31}$		
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$7,75 \cdot 10^{-6}$	$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$	$4,0 \cdot 10^{-42}$		
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$3,1 \cdot 10^{-33}$	$[\text{HgCl}_4]^{2-}$	$6,0 \cdot 10^{-17}$		



Таблица 6

## Длины и энергии связи некоторых молекул

Связь	Длина связи, нм	Энергия связи, кДж/моль	Связь	Длина связи, нм	Энергия связи, кДж/моль
H-H	0,074	434,7	HO-OH	0,148	213,2
H-NH <sub>2</sub>	0,101	426,4	C≡O	0,113	1070
H-OH	0,096	491,2	N=O	0,115	677,2
H-F	0,092	560,1	N≡N	0,109	940,5
H-SH	0,133	367,2	F-F	0,143	150,5
H-Cl	0,128	426,4	Cl-Cl	0,199	238,7
H-Br	0,141	361,6	Br-Br	0,228	190,2
H-I	0,160	295,1	I-I	0,267	148,8
O=O	0,121	493,2			

Таблица 7

## Содержание химических элементов в человеческом организме (массовые проценты)

Элемент	%	Элемент	%
O	62,43	K	0,22
C	21,15	S	0,16
H	10,0	Mg	0,04
N	3,1	Cl	$\times 10^{-2}$
Ca	1,4	Zn, Sr, Si	$\times 10^{-3}$
P	0,95	Cu, Br, I, Li, Cs, Sn, Cd	$\times 10^{-4}$
Na	0,25	Mo, Cr, B, Al, V, Nb, Ta	$\times 10^{-5}$
		Ni, Ag, Au, Hg, Pb, Ge, As, Sb, Bi	$\times 10^{-6}$

Таблица 8

## Сравнительное содержание химических элементов в организмах наземных животных (мг/100 г сухого вещества)

Элемент	мг/100 г	Элемент	мг/100 г	Элемент	мг/100 г
C	46500	F	15-50	As	$\leq 0,02$
O	18600	Br	0,6	Sn	0,015
N	10000	I	0,043	Li	$< 0,002$
H	7000	Mn	0,02	Hg	0,0046
Ca	20-2000	Co	0,03	Zr	$< 0,03$

Продолжение

Mg	100	Ni	0,08	Bi	0,0004
Na	400	Cr	0,0075	Ru	0,0002
K	740	Mo	0,02	Ir	$2 \cdot 10^{-6}$
P	1700–4400	Se	0,17	Th	0,0003–0,02
S	500	V	0,015	U	0,0013
Cl	280	B	0,05	Au	$2,3 \cdot 10^{-6}$
Si	12–600	Al	0,4–10	Sc	$6 \cdot 10^{-6}$
Fe	16	Pb	0,2	Ga	0,0006
Cu	0,24	Ba	0,075	Nb	$2 \cdot 10^{-6}$
Zn	16	Rb	1,7		
Cd	$\leq 0,05$	Cs	0,0064		
Sr	1,4	Ti	$< 0,02$		

Таблица 9

**Первые ионизационные потенциалы атомов элементов**

Атомный номер	Элемент	I, В	Атомный номер	Элемент	I, В
1	H	13,60	46	Pd	8,83
2	He	24,58	47	Ag	7,57
3	Li	5,39	48	Cd	8,99
4	Be	9,32	49	In	5,78
5	B	8,30	50	Sn	7,34
6	C	11,26	51	Sb	8,64
7	N	14,53	52	Te	9,01
8	O	13,61	53	I	10,45
9	F	17,42	54	Xe	12,13
10	Ne	21,56	55	Cs	3,89
11	Na	5,14	56	Ba	5,21
12	Mg	7,64	57	La	5,61
13	Al	5,98	58	Ce	6,54
14	Si	8,15	59	Pr	5,80
15	P	10,48	60	Nd	6,30
16	S	10,36	61	Pm	—
17	Cl	13,01	62	Sm	5,40
18	Ar	15,76	63	Eu	5,67
19	K	4,34	64	Gd	6,16

20	Ca	6,11	65	Tb	6,70
21	Sc	6,54	66	Dy	6,80
22	Ti	6,82	67	Ho	—
23	V	6,74	68	Er	—
24	Cr	6,67	69	Tu	—
25	Mn	7,43	70	Yb	6,25
26	Fe	7,87	71	Lu	6,10
27	Co	7,86	72	Hf	5,50
28	Ni	7,63	73	Ta	7,88
29	Cu	7,72	74	W	7,98
30	Zn	9,39	75	Re	7,87
31	Ga	6,00	76	Os	8,70
32	Ge	7,88	77	Ir	9,20
33	As	9,81	78	Pt	9,00
34	Se	9,75	79	Au	9,22
35	Br	11,84	80	Hg	10,73
36	Kr	14,00	81	Tl	6,11
37	Rb	4,18	82	Pb	7,41
38	Sr	5,69	83	Bi	7,29
39	Y	6,38	84	Po	8,43
40	Zr	6,84	85	At	9,20
41	Nb	6,88	86	Rn	10,75
42	Mo	7,10	87	Fr	4,00
43	Tc	7,28	88	Ra	5,28
44	Ru	7,36	89	Ac	6,90
45	Rh	7,46	90	Th	—

Таблица 10

		Значения относительных электроотрицательностей атомов элементов																				
		Li	Be	Na	Mg	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br
1,0	1,5	0,9	1,2	0,8	1,0	1,3	1,5	1,6	1,6	1,6	1,5	1,8	1,9	1,9	1,9	1,6	1,6	1,6	1,8	2,0	2,4	2,8
0,8	1,0	0,7	0,9	0,8	1,0	1,2	1,4	1,6	1,6	1,8	1,9	2,2	2,2	2,2	1,9	1,7	1,7	1,8	1,9	2,1	2,5	
0,7	0,9	0,7	1,2	0,7	0,9	1,0-1,2	1,3	1,5	1,7	1,9	2,2	2,2	2,2	2,2	2,4	1,9	1,8	1,9	1,9	2,0	2,2	
0,7	0,9	0,7	1,1	0,7	0,9	Ac																

Таблица 11

## Сродство к электрону атомов элементов

Элемент	Сродство к электрону, эВ	Элемент	Сродство к электрону, эВ
Ar	-1,0	K	0,7
B	0,3	Li	0,5
Be	-0,6	Mg	-0,4
Br	3,5	N	-0,7
C	2,1	N+3e <sup>-</sup>	-23,7
C+4e <sup>-</sup>	-30,7	Na	1,2
Cl	3,8	Ne	-0,8
F	3,6	O	2,3
H	0,7	O+2e <sup>-</sup>	-6,8
He	-0,5	P	0,9
Hg	1,5	S	1,0
I	3,2	S+2e <sup>-</sup>	-3,5
		Si	2,0

## БИБЛИОГРАФИЯ

1. *Ț. Comunov, M. Popov, I. Fusu.* Curs de chimie. Chișinău, “Lumina”, 1994.
2. *A. Gulea, I. Sandu, M. Popov.* Lucrări practice de chimie anorganică. Chișinău, “Știința”, 1994.
3. *Э.Т. Оганесян.* Неорганическая химия. Москва, “Высшая школа”, 1984.
4. *А.С. Ахметов.* Общая и неорганическая химия. Москва, “Высшая школа”, 1988.
5. *А.В. Пахомова, А.В. Морозова* и др. Под редакцией *Н.А. Остапкевича.* Практикум по неорганической химии. Москва, “Высшая школа”, 1987.
6. *В.В. Свиридов, Г.А. Попкович, Г.И. Васильева.* Задачи, вопросы и упражнения по общей и неорганической химии. Минск, “Изд. БГУ”, 1982.

## СОДЕРЖАНИЕ

Введение.....	3
Работа с химическими веществами.....	4
Меры первой помощи.....	5
s-Элементы.Биологическая роль элементов I A и II A групп.....	7
Лабораторная работа 1. Водород. Пероксид водорода....	10
Лабораторная работа 2. Щелочные металлы. Магний. Щелочно-земельные металлы.....	14
d-Элементы.Биологическая роль d-элементов.....	20
Лабораторная работа 3. Хром. Соединения хрома и их химические свойства.....	26
Лабораторная работа 4. Марганец. Химические свойства его соединений.....	31
Лабораторная работа 5. Элементы VIII B группы. Железо, кобальт и никель.....	35
Лабораторная работа 6. Элементы I B группы. Медь. Серебро. Их соединения.....	42
Лабораторная работа 7. Элементы II B группы. Цинк. Кадмий. Ртуть.....	48
Список вопросов к итоговому занятию № 1 по теме: "S- и d-элементы и их соединения".....	54
p-Элементы. Биологическая роль p-элементов.....	58
Лабораторная работа 8. Элементы III A группы. Бор. Алюминий.....	63
Лабораторная работа 9. Элементы IV A группы. Углерод. Кремний.....	68
Лабораторная работа 10. Элементы подгруппы германия. Олово. Свинец.....	72
Лабораторная работа 11. Элементы VA группы. Азот. Фосфор.....	78
Лабораторная работа 12. Элементы подгруппы мышьяка. Сурьма. Висмут.....	86
Лабораторная работа 13. Элементы VI A группы. Сера..	91

Лабораторная работа 14. Элементы VII A группы. Хлор. Бром. Йод.....	98
Список вопросов к итоговому занятию № 2 по теме: «p-Элементы и их соединения».....	104
Лабораторная работа 15. Неорганические синтезы.....	113
Список вопросов к экзамену по неорганической химии для студентов Фармацевтического факультета.....	118
Приложения.....	121
Библиография.....	131