

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО ПО РЫБОЛОВСТВУ**

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего образования  
«Калининградский государственный технический университет»

Балтийская государственная академия рыбопромыслового флота

**О.В. Астраух**

**ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ**

**Часть 3**

Лабораторный практикум  
для курсантов и студентов  
всех специальностей  
и форм обучения

Калининград  
Издательство БГАРФ  
2025

**УДК 54(07)**

**Астраух О.В. Химия элементов. Часть 3:** лабораторный практикум для курсантов и студентов всех специальностей и форм обучения / О.В.Астраух; БГАРФ ФГБОУ ВО «КГТУ». – Калининград: Издательство БГАРФ, 2025. – 122с. - Текст: непосредственный.

Пособие включает в себя теоретический материал и методические указания к лабораторным работам. В третью часть входят работы, связанные со свойствами различных химических элементов и их важнейших соединений.

К каждой работе дано теоретическое введение, контрольные вопросы и упражнения для самостоятельной работы, а также приведены ссылки на соответствующую литературу.

Составлено в соответствии с программой по дисциплине «Химия» для специальностей 26.05.06, 25.05.03, 16.03.03, 23.03.01, 23.03.03, 26.03.01, 26.05.05, 26.05.07, 20.03.01.

Предназначено для курсантов и студентов технических специальностей высших учебных заведений.

Илл. 6, табл. 1, библ. - 16 назв.

Пособие рассмотрено и одобрено кафедрой судовых энергетических установок Балтийской государственной академии рыбопромыслового флота ФГБОУ ВО «КГТУ» 21 октября 2024г., протокол № 4/1.

Рекомендовано в качестве учебно-методического пособия методической комиссией Морского института Балтийской государственной академии рыбопромыслового флота ФГБОУ ВО «КГТУ» 28 октября 2024г., протокол № 17.

**Рецензенты:**

**Мазова О.В.**, канд.хим. наук, доцент института живых систем БФУ им. И.Канта;

**Шевченко С.Н.**, канд.техн. наук, доцент кафедры судовых энергетических установок Морского института БГАРФ ФГБОУ ВО «КГТУ»

## СОДЕРЖАНИЕ

<b>ВВЕДЕНИЕ .....</b>	4
<b>ОБЩИЕ ПРАВИЛА РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ И ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ .....</b>	5
<b>Лабораторная работа №1. ЭЛЕМЕНТЫ ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЫ VII ГРУППЫ .....</b>	6
<b>Лабораторная работа №2. ЭЛЕМЕНТЫ ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЫ VI ГРУППЫ .....</b>	16
<b>Лабораторная работа №3. ЭЛЕМЕНТЫ ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЫ V ГРУППЫ .....</b>	30
<b>Лабораторная работа №4. ЭЛЕМЕНТЫ ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЫ IV ГРУППЫ .....</b>	45
<b>Лабораторная работа №5. ЭЛЕМЕНТЫ ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЫ III ГРУППЫ .....</b>	67
<b>Лабораторная работа №6. ЭЛЕМЕНТЫ ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЫ II ГРУППЫ .....</b>	81
<b>Лабораторная работа № 7. ЭЛЕМЕНТЫ ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЫ I ГРУППЫ .....</b>	94
<b>Лабораторная работа № 8. МЕТАЛЛЫ .....</b>	101
<b>СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННОЙ ЛИТЕРАТУРЫ.....</b>	120

## **ВВЕДЕНИЕ**

Успешное освоение узлов и механизмов современной техники и принципы её эксплуатации требует от студентов технических направлений обучения знания фундаментальных дисциплин – математики, физики, химии.

Основная задача изучения химии студентами, конкретно – практическая, это ознакомление со свойствами, формами и способами применения химических материалов и процессов в той области, в которой планируется деятельность будущего инженера. Сознательное изучение химии не мыслимо без понимания качественной стороны химических процессов, поэтому студенты должны владеть основными методами научного познания: наблюдение, описание эксперимента, умение обрабатывать и объяснять результаты проведенных опытов, готовность и способность применять методы научного познания при решении нетрадиционных задач.

Основными задачами, которые должен поставить преподаватель перед собой и студентами при выполнении химического практикума является:

- развить способности к самостоятельному мышлению и анализу, к самостоятельной творческой работе, развить понимание физических и химических явлений;
- развить умение и навыки применения теоретических знаний к химическому эксперименту;
- закрепить и углубить знания по изучаемой дисциплине – химии;
- развить навыки работы со справочной литературой, приобрести навыки оформления лабораторных работ.

В соответствии с требованиями Государственного стандарта, химический лабораторный практикум является обязательной частью учебных дисциплин «Общая химия» и «Химия», которые изучают студенты и курсанты общетехнических направлений и специальностей технических вузов.

Лабораторные занятия при изучении дисциплины «Химия» преследуют две основные цели:

- экспериментальное подтверждение теоретических положений и законов химии;
- приобретение навыков проведения химического эксперимента, при выполнении которого студенты осваивают технику обращения с химическими реагентами и приборами, приемы проведения химических операций, методы обработки экспериментальных данных, учатся сопоставлять и анализировать полученные результаты и делать из них выводы.

При изучении курса общей химии в техническом ВУЗе большое значение имеет приобретение навыков и умений при проведении химического эксперимента, что является одним из критериев прочного усвоения курса.

Химический эксперимент расширяет кругозор студентов, позволяет установить связь химии с другими науками, особенно с физикой и математикой, развивает умение логически мыслить, воспитывает самостоятельность.

Лабораторные работы, вошедшие в сборник «Химия элементов», могут выполняться отдельными группами студентов с учетом их направлений и специальностей.

В лабораторный практикум по каждой теме включен теоретический материал, что позволяет проводить лабораторные работы независимо от других видов занятий. Включение в описание работ теоретических введений увеличивает их обучающий потенциал и позволяет успешно выполнять лабораторную работу.

После описания каждой работы приводится перечень вопросов для подготовки к защите лабораторной работы. Эти вопросы могут быть использованы при собеседовании со студентами в целях активизации и контроля их самостоятельной работы.

Таким образом, для глубокого изучения химии как науки, основанной на эксперименте, студенты выполняют лабораторный практикум, который развивает логическое мышление, навыки научного экспериментирования и исследовательский подход к изучению предмета.

## **ОБЩИЕ ПРАВИЛА РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ И ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ**

При работе в химической лаборатории необходимо знать и строго соблюдать установленные правила по технике безопасности.

1. Рабочее место **содержать в чистоте и порядке**, не загромождать его посторонними предметами.
2. **Не допускать** попадания химических реагентов на кожу и на одежду.
3. Перед лабораторной работой **необходимо изучить** относящийся к ней теоретический материал. Начинать выполнять опыты следует только после внимательного прочтения описания хода работы и уяснив технику её выполнения.
4. В химической лаборатории **запрещается** принимать пищу, курить.
5. **Запрещается** оставлять без присмотра работающие установки, включенными электронагревательные приборы, горящие спиртовки.
6. **Запрещается** проводить незапланированные опыты без

разрешения преподавателя.

7. Не следует брать реактивы в количестве большем, чем требуется для опыта. Неизрасходованные или взятые в избытке реактивы **нельзя** возвращать обратно в склянки. Их необходимо слить в специальную склянку для слива реактивов.

8. Не уносить приборы, аппараты, реактивы общего пользования на свое рабочее место. Принять за правило: **каждый предмет или реактив возвращать на своё место немедленно после его использования.**

9. Использовать посуду, имеющую трещины или отбитые края, **нельзя**. Горячую посуду и приборы ставить только на специальные подставки, а не прямо на стол.

10. Работу с газообразными и ядовитыми веществами проводить в вытяжном шкафу. Оставлять на столе склянки с ядовитыми веществами **нельзя**. Нагревать ядовитые вещества недопустимо на плитке с открытой спиралью.

11. В лаборатории **соблюдать тишину и порядок.**

12. При работе со спиртовкой помните, что пробирку с реактивами перед нагреванием необходимо закрепить в держателе, а отверстие пробирки направлять в сторону от себя и от соседа.

13. По окончании работы **вымыть химическую посуду**, тщательно убрать рабочее место.

## **Лабораторная работа № 1.**

### **ЭЛЕМЕНТЫ ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЫ VII ГРУППЫ**

#### **Теоретическая часть**

##### **1. ВОДОРОД**

###### **Общие сведения**

Название элемента H (Hydrogenous) происходит от греческого «гидюр» — вода и «генно» — рождаю. Оно перекликается с термином "водотвор" - одним из вариантов русского названия водорода в книгах по химии начала XIX века. Впервые водород описан англичанином Кавендишем в 1766 г.

###### **Водород в природе**

Содержание водорода в земной коре составляет 1,0% (масс.) или 16% (ат.). Водород в основном находится в виде  $H_2O$ . В свободном состоянии в виде атомов и в виде молекул  $H_2$ , он содержится в ничтожном количестве в верхних слоях атмосферы. Немного водорода входит в состав вулканических и природных газов.

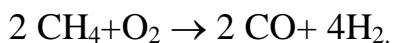
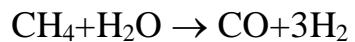
Водород - самый распространенный элемент во Вселенной, в атмосфере Солнца его содержание составляет 84%. Он входит в состав

всех живых существ. Значительное количество связанного водорода содержит нефть и природный газ.

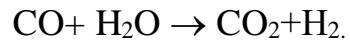
### Получение

В промышленности водород получают, главным образом, из природного метана.

При нагревании (обычно в присутствии катализатора) смеси природного газа, воздуха и водяного пара происходит реакции:



Указанные процессы называют пароводяной и кислородной конверсией метана. Далее катализитически окисляют оксид углерода водяным паром



Катализатором служит оксид железа  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  с активирующими добавками ( $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{K}_2\text{O}$  и др.). Диоксид углерода удаляют промывкой газовой смеси водой под давлением и окончательно поглощением растворами щелочей.

В лаборатории водород поставляют с производства в стальных баллонах. Небольшие количества водорода получают в аппарате Киппа действием  $\text{HCl}$  или  $\text{H}_2\text{SO}_4$  на  $\text{Zn}$ . Цинк обычно содержит примеси  $\text{Fe}$ ,  $\text{Sb}$  и др., поэтому выходящий из аппарата водород немного загрязнен  $\text{AsH}_3$  и другими газами. Очень чистый водород можно получить в лаборатории электролизом раствора  $\text{KOH}$ .

### Свойства

Основная особенность водорода заключается в том, что в отличие от других элементов его валентный электрон непосредственно находится в сфере действия атомного ядра. В соответствии с электронной конфигурацией:  $1s^1$  для водорода возможны степени окисления  $-1$ ,  $0$ ,  $+1$ , т.е. он может вести себя аналогично и элементам подгруппы IА и элементам подгруппы VIIА.

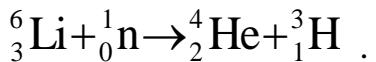
Водород - бесцветный газ, без вкуса и запаха, Тпл.  $-259^\circ\text{C}$ , Ткип.  $-253^\circ\text{C}$ . Мало растворим в воде (0,02 об.ч.  $\text{H}_2$  на 1 об.ч.  $\text{H}_2\text{O}$  при  $0^\circ\text{C}$ ). Плотность твердого водорода равна 0,08 г/см, это самое легкое твердое вещество. Смесь водорода с кислородом (гремучий газ) весьма опасна, при поджигании она взрывается с большой силой.

Молекулы  $\text{H}_2$  - наиболее легкие и при одной и той же температуре их средняя скорость движения выше, чем молекул других газов. Поэтому

водород является наименее вязким, но и более теплопроводным и легко диффундирующем газом. Характерной особенностью водорода является его способность растворяться в металлах, особенно в Pd, Ni, Pt. Наибольшая растворимость наблюдается в палладии: 850 объемов водорода на 1 объем палладия. В результате образуются твердые растворы с металлической проводимостью, содержащие H<sup>+</sup>.

Для водорода известны три изотопа <sup>1</sup>H, <sup>2</sup>H, <sup>3</sup>H, <sup>1</sup>H, - протий H; <sup>2</sup>H - дейтерий D и <sup>3</sup>H тритий T. Первые два изотопа встречаются в природе, третий получен искусственно. Обычно различия в химических свойствах изотопов ничтожно малы, но так как отношение масс у изотопов водорода больше, чем у изотопов других элементов, изотопы водорода химически заметно отличаются. Содержание дейтерия в природном водороде составляет 0,02%. Впервые он был получен в значительных количествах в виде тяжелой воды D<sub>2</sub>O путем электролиза природной воды.

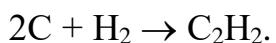
Тритий синтезируют, действуя на литий нейтронами, получаемыми в атомном реакторе



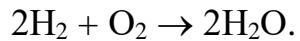
Тритий радиоактивен, подвергается β - распаду, период полураспада 12,5 лет.

Водород может выступать в зависимости от обстоятельств в роли как восстановителя, так и окислителя.

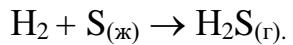
Водород может восстанавливать неметаллы IУ-УП групп, образуя с ними бинарные соединения. Например, при возникновении электрического дугового разряда между угольными электродами в атмосфере водорода последний соединяется с углеродом, образуя главным образом ацетилен



Водород соединяется с кислородом, образуя воду



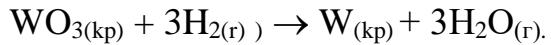
Водород реагирует также с кипящей серой, образуя сероводород



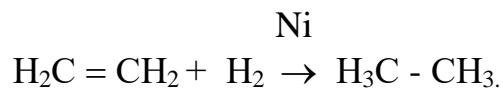
При высоких температурах водород восстанавливает оксиды многих металлов до свободных металлов, например:



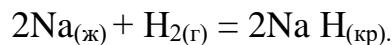
Реакция такого типа используется для получения вольфрама и молибдена из их оксидов



В присутствии катализатора, например, тонкоизмельченного никеля или платины, при температуре порядка 150°C водород восстанавливает двойные и тройные связи – C = C – и – C ≡ C – - в органических соединениях, например:



При температуре до 700°C водород непосредственно соединяется со щелочными металлами и такими элементами П группы, как кальций, стронций и барий, образуя с ними ионные гидриды. Например, водород реагирует с расплавленным натрием при температурах выше 300°C, образуя гидрид натрия:



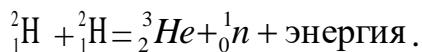
### Применение

Водород в больших количествах применяется в химической промышленности (синтез аммиака, метанола и других веществ), в пищевой промышленности (производство маргарина), в металлургии для получения железа прямым восстановлением железной руды.

Водород обладает наибольшей теплотворной способностью из всех известных топлив. Жидкий водород используется в ракетной технике. Атомный водород применяют при обработке тугоплавких металлов, в атомноводородных горелках. Гидрид лития используют как компонент ракетного топлива и в органических синтезах.

Жидким водородом наполняют пузырьковые камеры, регистрирующие элементарные частицы и их превращения. Для работы этих устройств требуется в год десятки тонн жидкого H<sub>2</sub>.

Дейтерий широко применяют в научных исследованиях. В дейтериево-тритиевой смеси проводят управляемую термоядерную реакцию:



Использование водорода имеет большие перспективы. Водород

может служить универсальным источником энергии, получаемой как при непосредственном его сжигании, так и в топливных элементах.

Подсчитано, что энергетические затраты на перекачивание водорода по трубопроводам меньше, чем потери энергии в линиях электропередач. При сгорании водорода образуется только вода и атмосфера остается чистой. Водород с успехом может быть использован как топливо для автотранспорта и авиации.

Водород считается одним из перспективных источников энергии в будущем.

## 2. ГАЛОГЕНЫ

### Общие сведения

Галогены — элементы VII группы главной подгруппы периодической таблицы. К галогенам относятся фтор F, хлор Cl, бром Br, иод I и астат At.

«Галогены» в переводе с греческого означает «рождающие соли», что указывает на их способность реагировать с металлами с образованием солей.

На внешнем энергетическом уровне атомов галогенов содержится семь электронов, конфигурация внешнего энергетического уровня  $ns^2np^5$ . Галогены обладают значительным средством к электрону — их атомы легко присоединяют электрон, образуя однозарядные отрицательные ионы, обладающие электронной структурой соответствующего благородного газа -  $ns^2np^6$ . Склонность к присоединению электронов характеризует галогены как типичные неметаллы. Аналогичное строение наружного электронного слоя обуславливает большое сходство галогенов друг с другом, проявляющееся как в их химических свойствах, так и в типах и свойствах образуемых ими соединений.

### Галогены в природе

Вследствие высокой химической активности галогены встречаются в природе только в связанном состоянии, преимущественно в виде солей, например:

$\text{CaF}_2$  — плавиковый шпат;  
 $\text{Na}_3\text{AlF}_6$  — криолит;  
 $\text{NaCl}$  — поваренная соль (каменная соль);  
 $\text{KCl}$  — сильвин;  
 $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  — карналлит.

В морской воде содержатся хлорид натрия, бромид калия, соединения иода накапливаются в морских водорослях, из золы которых получают иод.

Астат не имеет стабильных изотопов и в природе почти не встречается, его получают искусственно с помощью ядерных реакций. Свойства астата изучены плохо.

### Получение

В природных соединениях галогены содержатся в основном в виде отрицательно заряженных ионов. Поэтому почти все способы получения свободных галогенов основаны на окислении их ионов при помощи окислителей или под действием электрического тока.

Фтор может быть выделен из соединений только путем электролиза расплава состава  $KF + 2HF$ .

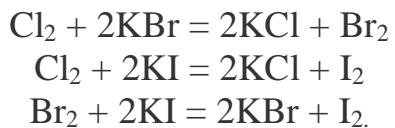
Хлор получают в промышленности путем электролиза водных растворов хлоридов натрия или калия. В лабораторных условиях хлор можно получить действием окислителя на соляную кислоту:



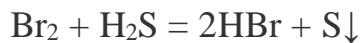
Бром и иод могут быть получены аналогично хлору окисление  $HBr$  и  $HI$  различными окислителями. В промышленности их обычно получают из бромидов или иодидов, действуя на их растворы хлором.

### Свойства

Окислительная способность галогенов уменьшается от фтора к иоду. Ослабление окислительной активности галогенов от фтора к иоду проявляется в том, что хлор вытесняет бром и иод из бромидов и иодидов, а бром — только иод из иодидов:



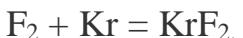
Бром способен вытеснять серу из сероводорода и сульфидов:



Хлор как более сильный по сравнению с бромом окислитель не вытесняет серу из сероводорода, а окисляет его до серной кислоты:

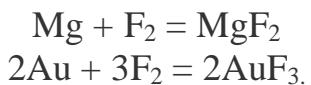


Наибольшей химической активностью обладает фтор: он способен окислить даже воду, кварцевый песок, поваренную соль. Многие реакции с участием фтора протекают со взрывом и сопровождаются образованием пламени. Фтор реагирует даже с инертными газами, например:

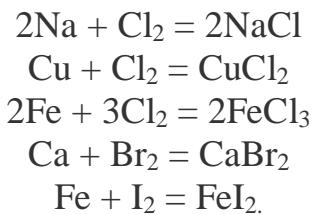


### *Взаимодействие с металлами*

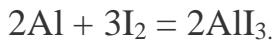
Галогены взаимодействуют практически со всеми простыми веществами, наиболее энергично протекает реакция с металлами. Фтор при нагревании реагирует со всеми металлами, включая золото и платину, при обычных условиях взаимодействует со щелочными и щёлочноземельными металлами, свинцом и железом:



Хлор, бром и иод при обычных условиях реагируют с щелочными и щёлочноземельными металлами, а при нагревании – с медью, железом и оловом. При этом железо окисляется под действием фтора, хлора и брома до степени окисления +3, а под действием иода до +2:

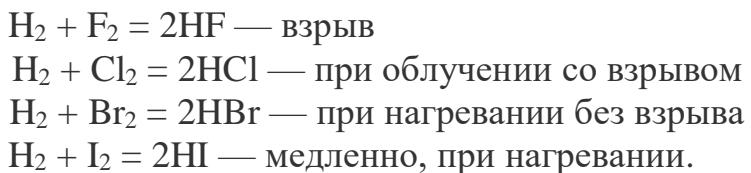


Реакция иода с алюминием начинается после добавления к реакционной смеси воды в качестве катализатора и протекает с выделением большого количества теплоты:

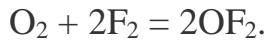


### *Взаимодействие с неметаллами*

При обычных условиях фтор реагирует с водородом в темноте со взрывом, взаимодействие с хлором протекает на свету, бром и иод реагируют только при нагревании, причём реакция с иодом обратима:

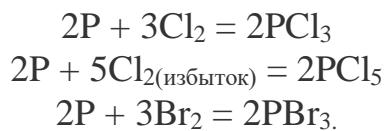


Фтор — единственный из всех галогенов, который взаимодействует с кислородом:

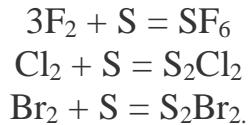


Остальные галогены с кислородом непосредственно не взаимодействуют.

Хлор и бром менее активны, чем фтор, но реагируют со многими неметаллами, кроме углерода, азота и кислорода. В атмосфере хлора и в жидким броме самопроизвольно загорается белый фосфор:

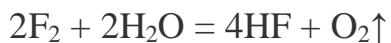


Фтор, хлор и иод взаимодействуют с серой с образованием галогенидов серы:

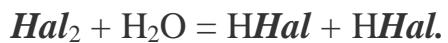


### *Взаимодействие с водой*

Фтор бурно реагирует с водой, вытесняя из неё кислород:



Остальные галогены довольно плохо растворяются в воде и диспропорционируют в ней с образованием двух кислот — галогеноводородной и кислородсодержащей:



### **Применение**

Галогены, особенно хлор, широко применяются в химической промышленности.

Фтор используют для получения некоторых ценных фторопроизводных углеводородов, таких как тефлон.

Хлор служит для приготовления различных неорганических и органических соединений. Его применяют в производстве соляной кислоты, хлорной извести, гипохлоритов и хлоратов. Большое количество хлора используется для отбелки тканей и целлюлозы. Хлор применяют для

стерилизации питьевой воды и обеззараживания сточных вод. Его применяют для получения хлорсодержащих органических растворителей – дихлорэтана, четыреххлористого углерода.

Бром и иод применяются в медицине и входят в состав ряда фармацевтических препаратов.

## Экспериментальная часть

**Цель работы:** Ознакомление с получением водорода и со свойствами галогенов и их соединений.

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

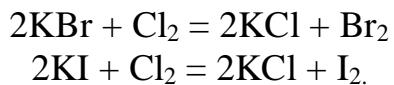
В пробирку, закрывающуюся пробкой с газоотводной трубкой, положить несколько кусочков цинка и налить на 1/3 пробирки 20%-ный раствор серной кислоты. Наблюдать выделение газа.

Проверить чистоту выделяющегося водорода, для чего наполнить пробирку водородом, держа ее дном кверху. Поднести пробирку к пламени спиртовки. Если в пробирке чистый водород, он загорается спокойно и горит голубоватым пламенем.

Написать уравнения реакций получения водорода и его горения. Составить схемы окислительно-восстановительных процессов.

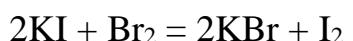
### Опыт № 2. Сравнительная характеристика окислительных свойств галогенов

Налейте в пробирку №1 на 1/3 раствора бромида калия, а в пробирку №2 столько же раствора иодида калия. Добавьте в каждую из пробирок по 1-2 мл бензола и несколько капель хлорной воды:



Энергично встряхните полученную смесь и дайте ей отстояться. Выделившийся в результате реакции бром и йод извлекаются из раствора бензолом и придают ему характерную окраску. В пробирке №1 бензольное кольцо окрасится в буро-желтый цвет, а в пробирке №2 – в красно-фиолетовый.

В пробирку №3 налейте немного раствора иодида калия, прибавьте 1-2 мл бензола и несколько капель бромной воды:



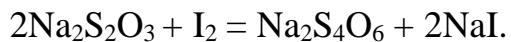
После встряхивания смеси бензольное кольцо окрашивается от выделившегося иода в красно-фиолетовый цвет.

Опыт показал, что хлор окисляет ионы брома и иода, а бром – лишь ионы иода. Таким образом, более активный галоген вытесняет из раствора менее активный. Выделившийся галоген концентрируется в бензольном кольце, т.к. он лучше растворяется в бензоле, чем в воде. Чем тоньше слой бензольного кольца, тем окраска его ярче.

### **Опыт № 3. Окисление тиосульфат-иона иодом**

Нанесите на кусок белой ткани пятно от иодной настойки. Промойте ткань проточной водой. Пятно не смывается. Поместите ткань в раствор тиосульфата натрия  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . Очень скоро пятно исчезнет.

Обесцвечивание пятна от иода является следствием окислительно-восстановительного процесса:



При этом иод окисляет тиосульфат натрия  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  в тетратионат натрия  $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$ , восстанавливаясь при этом до бесцветных иодид-ионов.

### **Опыт № 4. Взаимодействие иодида калия с нитратом свинца**

В пробирку налейте 2 мл раствора нитрата свинца  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  и осторожно по каплям прибавьте раствор иодида калия  $\text{KI}$ . Тотчас выпадет красивый осадок золотистого цвета.

Напишите уравнение реакции взаимодействия иодида калия с нитратом свинца. Укажите тип реакции.

### **Опыт № 5. Взаимодействие бромида калия с нитратом серебра**

Налейте в пробирку 2-3 мл раствора нитрата серебра  $\text{AgNO}_3$  и по каплям добавляйте к нему раствор бромида калия  $\text{KBr}$ . В результате выпадет бледно-желтый осадок бромида серебра  $\text{AgBr}$ , который плохо растворим в аммиаке  $\text{NH}_4\text{OH}$  и практически нерастворим в карбонате аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ .

Напишите уравнение реакции взаимодействия нитрата серебра с бромидом калия. Укажите тип данной реакции.

Бромид серебра легко разлагается при действии на него цинковой

пыли в присутствии 2Н раствора серной кислоты. Напишите уравнение реакции взаимодействия бромида серебра с цинком. Укажите тип реакции.

**Опыт № 6.**  
**Взаимодействие фторида натрия с хлоридом бария**

К 3 мл раствора хлорида бария  $\text{BaCl}_2$  прибавить по каплям раствор фторида натрия  $\text{NaF}$ . В результате реакции образуется объемистый белый осадок фторида бария, растворимый в избытке минеральных кислот и в солях аммония.

Напишите уравнения соответствующих реакций и укажите их тип.

**Опыт № 7.**  
**Взаимодействие фторида натрия с хлоридом кальция**

К 3 мл раствора хлорида кальция  $\text{CaCl}_2$  прибавить по каплям раствор фторида натрия  $\text{NaF}$ . В результате реакции образуется белый осадок фторида кальция, малорастворимый в растворах минеральных кислот, и нерастворимый в уксусной кислоте.

Напишите уравнения соответствующих реакций и укажите их тип.

**Вопросы и задания для подготовки к защите лабораторной работы**

1. Сколько молекул и атомов содержится в 5,6 л водорода при н.у.?
2. Сколько граммов цинка надо взять, чтобы при взаимодействии с серной кислотой получить 5,6 л водорода при н.у.?
3. Объяснить закономерность в изменении окислительных свойств галогенов на основании строения электронных оболочек их атомов.
4. Какие из реакций возможны:

- а)  $\text{KI} + \text{Br}_2 \rightarrow$
- б)  $\text{KIO}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow$
- в)  $\text{KClO}_3 + \text{Br}_2 \rightarrow$
- г)  $\text{KCl} + \text{I}_2 \rightarrow$
- д)  $\text{KBr} + \text{Cl}_2 \rightarrow$

Написать возможные реакции и расставить в них коэффициенты.

**Лабораторная работа № 2.**  
**ЭЛЕМЕНТЫ ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЫ VI ГРУППЫ**

**Теоретическая часть**

## 1.КИСЛОРОД

### Общие сведения

Название "Oxygenium" происходит от греческого "оксис" – кислый, "гennaо" - рождаю, что соответствует термину "кислотвор" - одному из названий кислорода в русской химической литературе XIX века. Кислород был известен еще в УШ веке. Впервые он был получен примерно в одно и то же время (в начале семидесятых годов ХУШ столетия шведом К.В.Шееле, французом А.Лавуазье и англичанином Д.Пристли). Это самый распространенный элемент, его содержание в земной коре равно 47%. Природными соединениями, в состав которых входит кислород, являются вода, кварц, силикаты и алюмосиликаты. В свободном стоянии кислород находится в воздухе - 20,99%. Кроме кислорода в верхних слоях атмосферы содержится озон  $O_3$ , максимальная концентрация его приходится на высоту  $\approx 25$  км. Этот озоновый слой образовался из  $O_2$  под действием ультрафиолетового излучения Солнца. Толщина его небольшая, если бы озон находился при атмосферном давлении, то толщина его слоя составила бы  $\approx 3$  мм. Озоновый слой имеет очень важное экологическое значение, он задерживает жесткое солнечное излучение, длительное воздействие которого смертельно для всех организмов.

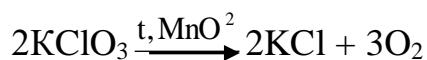
### Получение

В промышленности кислород получают, в основном, из жидкого воздуха. Этот способ основан на различиях в температурах кипения  $N_2$  (-196°) и  $O^2$  (-183°). Для производства жидкого кислорода используют турбодетандер П.Л. Капицы - машины, которая работает при сравнительно небольших давлениях и отличается высоким К. П. Д.

Чистый кислород получают электролизом воды. Электролитом служит  $\approx 30\%$  раствор KOH, катоды - железные, аноды - никелевые, они разделены асBESTовой диафрагмой. На электродах происходят следующие процессы:



В лаборатории кислород получают при термическом разложении ряда веществ, например:





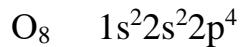
### Свойства

Кислород  $\text{O}_2$  - бесцветный газ, Тпл.  $-219^\circ\text{C}$ , Т кип.  $-163^\circ\text{C}$ . Кислород малорастворим в воде, но хорошо растворяется в расплавленном серебре. Один объем серебра при  $961^\circ\text{C}$  растворяет 22 объема кислорода. При охлаждении весь кислород выделяется. Жидкий кислород имеет голубую окраску, Ткип.  $-183^\circ\text{C}$ . Твердый кислород представляет собой синие кристаллы, плавящиеся при  $-218,7^\circ\text{C}$ .

Известны две аллотропные модификации - кислород  $\text{O}_2$  и озон  $\text{O}_3$ . Озон (от греч. "пахнуть") - синий газ, хорошо растворим в воде, в 1,5 раза тяжелее кислорода Тпл.  $-193^\circ\text{C}$ , Ткип.  $-110^\circ\text{C}$ . Получают озон при пропускании электрического разряда через кислород в озонаторах



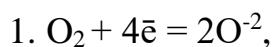
Электронная конфигурация атома кислорода в нормальном состоянии

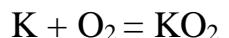
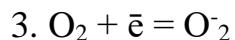
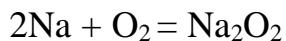
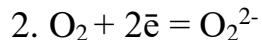
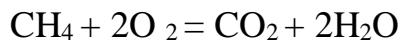
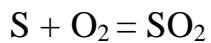


Строение внешнего электронного слоя.

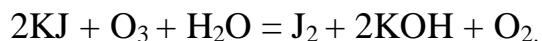
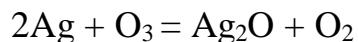
s	p		
↓	↓		

Вследствие наличия двух не спаренных р-электронов, атом кислорода может образовывать с атомами других элементов две химические связи. В большинстве соединений кислород проявляет степень окисления -2. Но существует ряд соединений, имеющих группу -0-0-, степень окисления кислорода здесь равна -1. Кислород обладает высокой химической активностью, особенно при нагревании и в присутствии катализатора. С большинством простых веществ он взаимодействует непосредственно, образуя оксиды. Лишь по отношению к фтору кислород проявляет восстановительные свойства. Молекула кислорода в окислительных процессах может реагировать по следующим схемам:





Озон сильнейший окислитель, в реакциях с его участием обычно образуется  $O_2$ , например:



### Применение

Более 60% получаемого кислорода расходуется в черной металлургии для интенсификации процессов выплавки чугуна и стали. Кислород используют для получения высоких температур, в частности, в смеси с ацетиленом, для сварки и резки металлов.

Жидкий кислород используют для изготовления взрывчатых смесей, применяют как окислитель в ракетном топливе.

Озон применяют для обеззараживания питьевой воды, стерилизации. Как окислитель, озон используется для отбеливания бумаги, соломы, масел, в реактивной технике.

### Пероксиды

Пероксидами называются кислородные соединения, содержащие ион кислорода в виде  $[O_2]^{2-}$ ,  $[O_4]^{2-}$ ,  $[O_2]^-$

### Пероксид водорода

Безводный  $H_2O_2$  - вязкая бесцветная жидкость, Тпл. -  $0,43^\circ C$ , Ткип. -  $150^\circ C$ , легко разлагается:

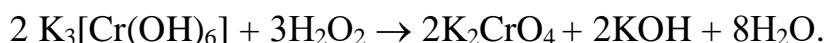


Пероксид водорода и его растворы обычно хранят в темноте и на холода. При хранении в сосудах из обыкновенного стекла пероксид водорода разлагается вследствие каталитического действия щелочей, вымываемых из стекла водой. Поэтому внутреннюю поверхность

стеклянных сосудов для хранения  $H_2O_2$  покрывают парафином или делают сосуд из парафина. Для предохранения пероксида водорода от разложения его подкисляют небольшим количеством серной кислоты или добавляют стабилизаторы (станнат натрия, фосфорная кислота и ее соли, антифебрин).

С водой пероксид водорода смешивается в любых соотношениях благодаря возникновению водородных связей. Из растворов выделяется в виде неустойчивого кристаллогидрата  $H_2O_2 \cdot 2H_2O$  (Тпл.  $-52^{\circ}C$ ). В водных растворах  $H_2O_2$  - слабая кислота,  $K = 1,4 \cdot 10^{-12}$ .

$H_2O_2$  - сильный окислитель, при его восстановлении образуется  $H_2O$  или  $OH^-$ , например:



При действии сильных окислителей  $H_2O_2$  проявляет восстановительные свойства



В этих реакциях выделяется свободный кислород, например:



### Пероксиды металлов

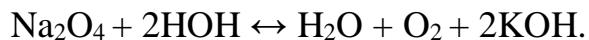
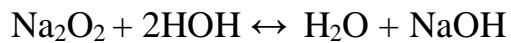
Пероксиды щелочных металлов представляют собой твердые кристаллические вещества различного цвета: пероксид лития ( $Li_2O_2$ ) белого, натрия ( $Na_2O_2$ ) - слабожелтого, калия ( $K_2O_2$ ), рубидия ( $Rb_2O_2$ ) и цезия ( $Cs_2O_2$ ) - розового цвета.

Кроме пероксидов формулы  $Me_2[O_2]$ , для калия, рубидия и цезия известны пероксиды типа  $Me_2[O_4]$ :  $K_2O_4$ ,  $Rb_2O_4$ ,  $Cs_2O_4$ .

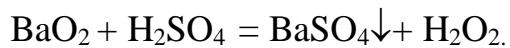
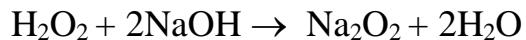
Элементы группы II A за исключением Be, образуют пероксиды  $CaO_2$ ,  $BaO_2$ .

Пероксиды термически очень устойчивы: устойчивость их повышается с увеличением заряда ядра. Однако с увеличением количества кислорода в молекуле их температура плавления и термическая устойчивость понижаются.

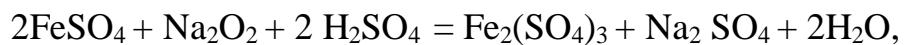
Являясь солями слабой кислоты, они при растворении в воде подвергаются гидролизу



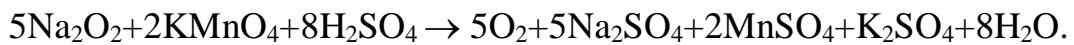
В химических реакциях пероксид-радикал может не изменяясь, переходить в другие соединения, например:



В окислительно-восстановительных реакциях пероксиды проявляют окислительные и восстановительные свойства. В реакциях с сильным восстановителем пероксиды проявляют окислительные свойства:



а сильными окислителями - восстановительные свойства



Получают пероксиды окислением растворов металлов в жидким аммиаке избытком кислорода или сжиганием металлов при температуре (300 – 400) °C.

### Применение

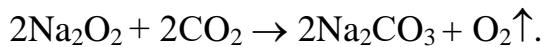
Пероксид водорода и пероксид натрия обесцвечивают многие краски, поэтому применяются для отбелки различных материалов (соломы, шерсти, шелка, слоновой кости и др.).

Концентрированные растворы пероксида водорода применяют в военной и реактивной технике как окислитель реактивных топлив.

Пероксид водорода применяется в качестве источника энергии и самостоятельно (с помощью катализаторов быстрого разложения из одного литра жидкого пероксида водорода можно получить около 5000 л нагретой до 700°C смеси кислорода с водяным паром).

3% и 30% растворы пероксида водорода используют в медицине (антисептик). 30%-ный раствор  $\text{H}_2\text{O}_2$  называют пергидролем.

Пероксид натрия применяют для изготовления противогазов, а также при подводных работах, в подводных лодках, как источник кислорода. Применение его основано на процессе взаимодействия между пероксидом натрия и диоксидом углерода:



Выдыхаемый легкими углекислый газ поглощается с одновременным выделением газообразного кислород.

## 2. СЕРА

### Общие сведения

Название серы происходит от санскритского "сира" - светло-желтый. Серу была известна со времен Древнего Египта. Алхимики считали ее символом горючести.

В природе сера встречается как в самородном состоянии, так и в виде сульфидов ( $\text{FeS}_2$  – пирит,  $\text{PbS}$  – таленит,  $\text{ZnS}$ –сфалерит,  $\text{CuFeS}_2$  – халькопирит), сульфатов ( $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  – гипс,  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  – мирабилит,  $\text{BaSO}_4$  – тяжелый шпат,  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  – горькая соль), в различных соединениях в вулканических газах и в воде некоторых минеральных источников. По содержанию в земной коре (0,05%) относится к распространенным элементам.

### Получение

В промышленности серу получают из самородной серы путем отделения ее от пустой породы, что достигается выплавлением серы с помощью горячей воды в автоклавах. Кроме того, серу получают из газов, содержащих  $\text{H}_2\text{S}$  и  $\text{SO}_2$ . Серу высокой чистоты получают перекристаллизацией из сероуглерода.

### Свойства

Сера представляет собой твердое кристаллическое вещество желтого цвета, не растворимое в воде, но хорошо растворимое в сероуглероде.

Сера существует в нескольких аллотропных модификациях. При комнатной температуре устойчива желтая ромбическая сера ( $\alpha$  - сера,  $\rho = 2,07 \text{ г}/\text{см}^3$ ). В интервале от  $95,4^\circ\text{C}$  до Тпл.  $119,3^\circ\text{C}$  устойчива моноклинная сера / $\beta$ - сера/. Она имеет более бледную окраску, чем ромбическая.

Модификации серы  $\alpha$  - и  $\beta$  состоят из молекул  $\text{S}_8$ , которые имеют циклическое "зубчатое" строение.

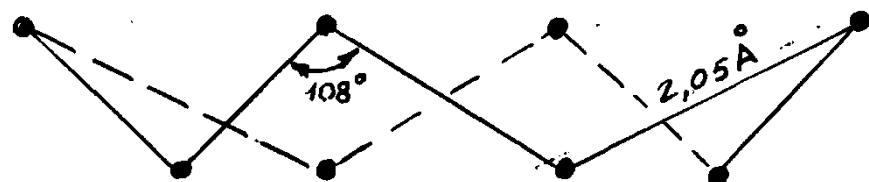


Рис.2.1. Строение молекул S<sub>8</sub>

Своебразно ведет себя сера при нагревании. При 119°C она плавится, выше 160°C - становится коричневой, и постепенно густеет, при дальнейшем повышении температуры, при 200°C она постепенно становится менее вязкой, при 400°C - совершенно подвижной и при 446°C закипает. Эти аномальные изменения обусловлены тем, что разорвавшиеся кольца S<sub>8</sub> превращаются в цепочечные структуры, смыкающиеся концевыми атомами серы, при нагревании длина цепи уменьшается.

При температуре кипения пар серы содержит: 59% (объемы) S<sub>8</sub>, 34% S<sub>6</sub>, 4% S<sub>4</sub>, 3% S<sub>2</sub>.

Пар серы при нагревании меняет свою окраску, что обусловлено постепенном смещением равновесия в газовой фазе

	446°C		650°C		900°C		1500°C	
S <sub>8</sub>	↔	S <sub>6</sub>	↔	S <sub>4</sub>	↔	S <sub>2</sub>	↔	S
оранжевая		красная		желтая				

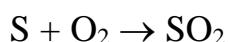
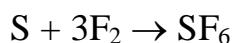
При охлаждении паров серы до весьма низких температур (t < -80°C) получается пурпурная сера.

Конфигурация внешних электронных оболочек атомов серы в основном состоянии 3s<sup>2</sup>3p<sup>4</sup>; распределение электронов по орбиталям

3s	3p			3d					
↑↓	↑↓	↑	↑	↑		↑			

За счет двух неспаренных электронов и свободных d-орбиталей степень окисления серы может быть равной от -2 до +6.

При комнатной температуре сера реагирует с фтором, при нагревании со многими простыми веществами (Cl<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>, Me)

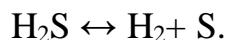


В химических реакциях сера может быть восстановителем и окислителем.

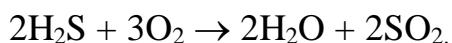
### Соединения

Сероводород  $H_2S$  – бесцветный ядовитый газ с неприятным запахом, Тпл. -  $86^{\circ}C$ , Ткип. -  $60^{\circ}C$ . Сероводород  $H_2S$  выделяется из трещин земли в виде газа или содержится в растворенном состоянии минеральных серных источниках. Кроме того, он образуется при гниении органических веществ, содержащих серу.

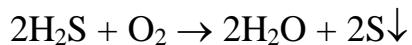
При высокой температуре сероводород термически разлагается на серу и водород



Сероводород - сильный восстановитель, на воздухе горит



В растворе медленно окисляется кислородом воздуха с выделением серы:



В растворе сероводород малорастворим (3 об.ч. на 1 об.ч.  $H_2O$  при  $20^{\circ}C$ ). Водный раствор  $H_2S$  – сероводородная кислота (слабая, двухосновная кислота  $K_1 = 0,87 \cdot 10^{-7}$ ,  $K_2 = 10^{-14}$ ).

Соли сероводородной кислоты называются сульфидами, в воде растворимы только сульфиды щелочных металлов, бария и аммония. Многие сульфиды ярко окрашены.

Для щелочных и щелочноземельных металлов известны также гидросульфиды  $M^+HS$  и  $M^{2+}(HS)_2$ .

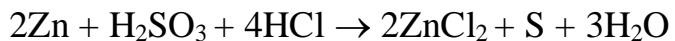
Известно несколько соединений серы с кислородом; практическое значение имеют два - диоксид  $SO_2$  и триоксид  $SO_3$ .

$SO_2$  – бесцветный газ с удушливым запахом, легко превращаемый в жидкость, Тпл. -  $75^{\circ}C$ , Ткип. -  $10^{\circ}C$ . Ядовит. Хорошо растворим в воде (36 об.ч.  $O_2$  на 1 об.ч.  $H_2O$  при  $20^{\circ}C$ ).

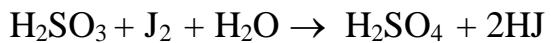
Раствор  $SO_2$  в воде называют сернистой кислотой, являясь двухосновной, она образует два ряда солей: кислые - гидросульфиты типа  $NaHSO_3$  и средние - сульфиты типа  $Na_2SO_3$ .

В окислительно-восстановительном отношении: сернистая кислота повторяет свойства оксида серы (IV). Она может играть роль

восстановителя в реакциях с сильными окислителями и действовать как окислитель в реакциях с сильными восстановителями, например:



окислитель



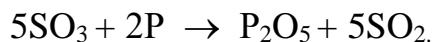
восстановитель

$\text{SO}_3$  – красивые бесцветные шелковистые кристаллы, дымящие на воздухе, с Тпл. 16,85°C и Ткип. 44,8 °C.

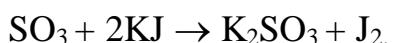
При охлаждении до 16,8°C  $\text{SO}_3$  затвердевает в прозрачную массу, напоминающую лед. С водой смешивается в различных соотношениях. Растворение  $\text{SO}_3$  в воде сопровождается выделением большого количества тепла:



В присутствии следов  $\text{H}_2\text{SO}_4$   $\text{SO}_3$  превращается в димер  $\text{S}_2\text{O}_6$ , возгоняющийся при 50°C и представляющий собой красивые шелковистые иглы.  $\text{SO}_3$  - сильный окислитель. При действии его многие вещества загораются, например, фосфор



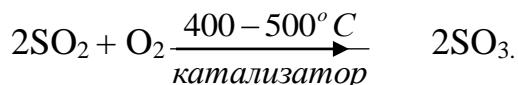
$\text{SO}_3$  окисляет большинство восстановителей



При нагревании разлагается

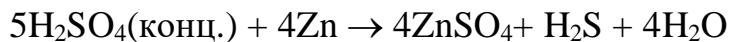
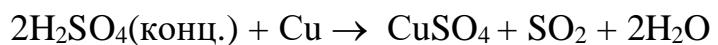


Получают оксид серы (VI) окислением диоксида серы кислородом в присутствии катализатора (Pt,  $\text{V}_2\text{O}_5$ )

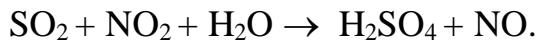
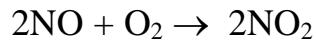


Серная кислота /тетраоксосульфат (VI) водорода/ - бесцветная маслянистая жидкость. Плотность 100% -ной  $\text{H}_2\text{SO}_4$  при 15°C -1,85, Тпл. - 10,36°C, Ткип. - 338°C. Гидратация  $\text{H}_2\text{SO}_4$  сопровождается выделением

большого количества тепла. Так как происходящее при этом разогревание смеси может сопровождаться разбрызгиванием, то при смешении серной кислоты с водой соблюдают большую осторожность, приливая серную кислоту в воду (но не наоборот) малыми порциями при тщательном помешивании смеси. Концентрированная серная кислота является сильным окислителем, продукты восстановления  $S^{+6}$  зависят от природы восстановителя и концентрации кислоты.

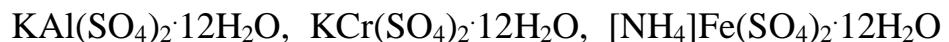


Получают концентрированную серную кислоту растворением  $SO_3$  в разбавленной  $H_2SO_4$ . Менее концентрированную кислоту (78%) получают нитрозным способом - окисление  $SO_2$  в водных растворах оксидами азота:



Соли серной кислоты (сульфаты) – бесцветные или белые, за исключением окрашенных катионов, кристаллические вещества. Сульфаты, кроме сульфатов Ca, Sr, Ba, Pb, Ag, хорошо растворимы. Растворимые сульфаты из водных растворов обычно выделяются в виде кристаллогидратов:  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ ,  $NiSO_4 \cdot 7H_2O$ ,  $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ ,  $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ .

Сульфаты магния, марганца, железа, никеля, кобальта, цинка и меди, содержащие кристаллизационную воду, называют купоросами. Двойные соли типа:



называются квасцами.

### **Применение**

$H_2SO_4$  - важнейший продукт химической промышленности. Большинство химических соединений получается при прямом или косвенном ее участии. Серная кислота используется в производстве  $HCl$ ,  $CH_3COOH$ , фосфорных удобрений, взрывчатых веществ, органических красителей, лекарственных препаратов и т.д.

Серу применяют для изготовления ядохимикатов, серной кислоты, бумаги, резины, эбонита, спичек, тканей, лекарств, косметики, взрывчатых веществ, пластмасс, в пиротехнике.

Смесь  $\text{NaSn}$  ("серная печень") используется в кожевенной промышленности, а  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ - для воронения стали,

$\text{SO}_2$  - важнейший полупродукт при производстве серной кислоты; кроме того, он используется в сельском хозяйстве (для окуривания), для отбелки шерсти, шелка, соломы, при консервировании плодов и ягод, для предохранения вина скисания для дезинфекции помещений.

Гидросульфит  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  применяют в фотографии и медицине  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  используют в медицине, стеклоделии, в кристаллографических исследованиях.

## **Экспериментальная часть**

**Цель работы:** Ознакомление со свойствами серы и её соединений.

### **Опыт № 1. Взаимодействие серы с железом**

Тщательно смешайте на стекле два микрошпателя серы, измельченной в порошок, и один микрошпатель восстановленного железа. Смесь поместите в цилиндрическую пробирку. Закрепите пробирку в штативе и нагрейте на спиртовке. Сначала прогрейте пробирку по всей длине, а затем нагревайте смесь порошков. Когда начнется реакция, уберите спиртовку и отметьте дальнейшее течение экзотермической реакции.

Напишите уравнение реакции взаимодействия серы с железом.

### **Опыт № 2. Взаимодействие серы с цинком**

Смешайте на стекле четыре микрошпателя тщательно измельченной серы с четырьмя микрошпателями порошка цинка. Насыпьте смесь кучкой на асbestosовый картон и нагрейте в одном месте с помощью длинной зажженной лучинки. Отметьте вспышку и образование сульфида цинка  $\text{ZnS}$ .

Напишите уравнение реакции взаимодействия серы с цинком.

### **Опыт № 3. Взаимодействие серы с азотной кислотой**

Небольшой кусочек серы внесите в цилиндрическую пробирку с 5-6

каплями концентрированной азотной кислоты. Пробирку закрепите в штативе и нагрейте в пламени спиртовки. Отметьте выделение газа  $\text{NO}_2$  и уменьшение кусочка серы.

После этого дайте пробирке остить и перенесите несколько капель полученного раствора в другую пробирку. Добавьте туда 3-5 капель дистиллированной воды и столько же хлорида бария. Выпавший при этом осадок является солью серной кислоты – сульфатом бария  $\text{BaSO}_4$ .

Напишите уравнение реакции взаимодействия серы с азотной кислотой. Окислителем или восстановителем является сера?

#### **Опыт № 4. Взаимодействие сульфита натрия с дихроматом калия**

Внесите в пробирку 5-6 капель раствора дихромата калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , 3-4 капли серной кислоты и несколько кристалликов сульфита натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ . Размешайте стеклянной палочкой содержимое пробирки для скорейшего растворения сульфита натрия. Отметьте переход оранжевой окраски раствора, характерной для иона  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  в зеленую окраску, характерную для иона  $\text{Cr}^{3+}$ .

Напишите уравнение реакции и составьте электронный баланс.

#### **Опыт № 5. Взаимодействие серной кислоты с солями других кислот**

В три цилиндрические пробирки поместите по несколько кристалликов хлорида натрия, нитрата натрия и ацетата натрия. Добавьте в каждую по 3-5 капель концентрированной серной кислоты. Пробирки нагрейте на водяной бане. По запаху и по цвету определите какие вещества выделяются. Как объяснить, что серная кислота вытесняет уксусную кислоту, а также соляную и азотную кислоты из их солей?

Напишите уравнения соответствующих реакций.

#### **Опыт № 6. Действие разбавленной серной кислоты на медь и железо**

В две пробирки с 2Н раствором серной кислоты (5-8 капель) поместить по одному микрошпателю стружки меди и восстановленного железа.

Во всех ли пробирках идет реакция? Напишите уравнение реакции и составьте электронный баланс. Какой ион является окислителем?

#### **Опыт № 7. Дегидратирующие свойства серной кислоты**

Опустите конец стеклянной палочки в раствор разбавленной серной кислоты и проведите ею по листу фильтровальной бумаги. Подсушите слегка бумагу над пламенем спиртовки. Почему фильтровальная бумага в местах смоченных серной кислотой покернела? Что произошло с клетчаткой имеющей общую формулу  $(C_6H_{10}O_5)_x$ ?

### **Опыт № 8. Взаимодействие серной кислоты с сахаром**

В цилиндрическую пробирку на 1/4 её объема поместите мелко истолченную сахарозу  $C_{12}H_{22}O_{11}$ , внесите две капли воды и 3-4 капли концентрированной серной кислоты. Размешайте стеклянной палочкой, чтобы масса была однородной, и пробирку закрепите в штативе.

Отметьте и объясните изменение цвета сахара и увеличение объема всей массы. Напишите уравнения реакций дегидратации сахара  $C_{12}H_{22}O_{11}$  и взаимодействия угля с серной кислотой.

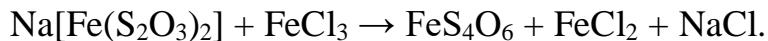
### **Опыт № 9. Взаимодействие тиосульфата натрия с хлоридом железа**

В пробирку с 5-6 каплями раствора хлорида железа (III)  $FeCl_3$  добавить столько же раствора тиосульфата натрия  $Na_2S_2O_3$ . Отметьте изменение окраски, обусловленное реакцией образования комплексного соединения  $Na[Fe(S_2O_3)_2]$ .

Пробирку поставьте в штатив и наблюдайте постепенное изменение окраски реакционной смеси вследствие восстановления железа (III) до железа (II) и окисления лиганда  $S_2O_3^{2-}$  в тетратионат-ион  $S_4O_6^{2-}$ .

Напишите уравнение реакции получения комплексного соединения  $Na[Fe(S_2O_3)_2]$ .

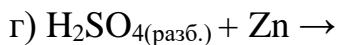
Его дальнейшее взаимодействие с избытком  $FeCl_3$  протекает по схеме:



### **Вопросы и задания для подготовки к защите лабораторной работы**

1. Указать будут ли протекать следующие реакции, и написать соответствующие уравнения:

- а)  $H_2SO_4(\text{конц.}) + S \rightarrow$
- б)  $H_2SO_4(\text{конц.}) + Ag \rightarrow$
- в)  $H_2SO_4(\text{разб.}) + Ag \rightarrow$



2. Что будет происходить в растворе сульфида натрия при добавлении:

- а) соляной кислоты;
- б) азотной кислоты?

Составьте уравнения протекающих реакций.

3. Что получится при действии концентрированной серной кислоты на:

- а) бромид натрия;
- б) углерод;
- в) серу?

Составьте уравнения реакций, протекающих при нагревании.

### Лабораторная работа № 3.

## ЭЛЕМЕНТЫ ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЫ V ГРУППЫ

### Теоретическая часть

#### 1. АЗОТ

##### Общие сведения

Название элемента происходит от греческого "азоэ" - безжизненный", а его символ N (Nitrogenous) от греч. "геннао" - рождаю» и лат. "nitro" - селитра, означающих "рождающий селитру" ("селитвор").

Природный азот состоит из двух устойчивых изотопов  $^{14}\text{N}$  (99,635%) и  $^{15}\text{N}$  (0,365%). Содержание азота в земной коре составляет 0,04%. Основная его масса сосредоточена в атмосфере: воздух содержит 78,09% (об.)  $\text{N}_2$ . Азот содержится во всех живых организмах, развитие жизни без него невозможно, поскольку белки - азотосодержащие соединения. Атомы и ионы азота обнаружены в газовых туманностях и солнечной атмосфере. На Уране и Нептуне он находится в виде аммиака.

##### Физические свойства

Азот – бесцветны газ, не имеющий вкуса и запаха, Тпл. - 210°C, Ткип. - 196°C. При 20°C в 1 л воды растворяется 15,4 мл азота. Малая растворимость азота в воде, а также его низкая температура кипения объясняются весьма слабыми межмолекулярными взаимодействиями как между молекулами азота и водорода, так и между молекулами азота.

Азот можно собирать и хранить над водой. Как ни мала его растворимость в водных растворах, однако при резком снижении давления он выделяется в виде газообразных пузырьков. Это служит причиной кессонной болезни, если водолаза резко поднять на поверхность. Для

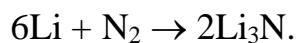
постепенного снижения давления извлечение водолазов из воды проводят по особым режимам, медленно и с остановками.

### Химические свойства

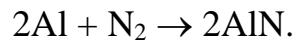
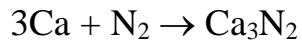
Азот ( $1s^2 2s^2 2p^3$ ) типичный неметалл, максимальная валентность азота равна пяти.

s	p
$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$

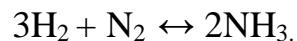
Степени окисления азота -3, -2, -1, +1, +2, +3, +4, +5. Вследствие прочности тройной связи в молекуле ( $N \equiv N$   $E_{cb} = 941$  кДж/моль) азот малоактивен. При комнатной температуре он реагирует только с литием:



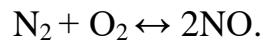
С другими металлами азот реагирует при высоких температурах, образуя нитриды



С водородом азот соединяется в присутствии катализатора при высокой температуре



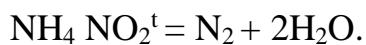
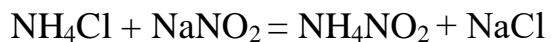
При температуре электрической дуги (3000 - 4000°C) азот соединяется с кислородом



### Получение

В промышленности азот получают ректификацией жидкого воздуха. Ткип. жидких  $O_2$  и  $N_2$  соответственно равны -183°C и -196°C. В результате ректификации получают газообразный азот, в нижней части ректификационной колонны остается жидкий кислород (содержащий ≈ 3% Ar, Ткип. которого близка к Ткип.  $O_2$ )

В лаборатории азот поставляется в стальных баллонах, небольшие количества  $N_2$  получают смешением растворов  $NH_4Cl$  и  $NaNO_2$  при нагревании:



Особо частый азот выделяется при термическом разложении азида-натрия



### Соединения

Аммиак  $NH_3$  при обычных условиях - газ с резким едким запахом и вкусом. Он значительно легче воздуха. Под обычным давлением сжижается при  $-33^{\circ}C$  и затвердевает при  $-78^{\circ}C$ .

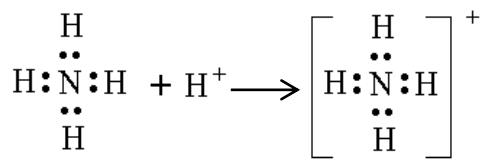
Жидкий аммиак по физическим свойствам во многом подобен воде. Молекула аммиака полярна, поэтому аммиак является хорошим растворителем для многих солей, которые в аммиаке, как и в воде, подвергаются электролитической диссоциации. В аммиаке растворяется ряд активных металлов - щелочные, щелочноземельные, алюминий, а также европий и иттербий. Разбавленные растворы металлов в  $NH_3$  окрашены в синий цвет, концентрированные растворы имеют металлический блеск и похожи по окраске на бронзу. Металлоаммиачные растворы обладают металлической электропроводностью.

Аммиак хорошо растворим в воде, один объем воды растворяет при  $20^{\circ}C$  около 700 объемов  $NH_3$ . В растворе имеют место равновесие

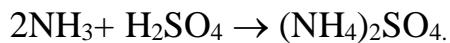
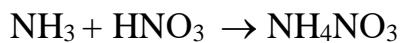
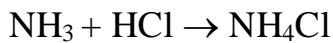


Нашатырный спирт представляет собой 10% раствор аммиака.

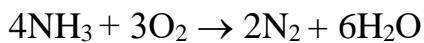
Химические свойства аммиака определяются особенностями строения молекулы  $NH_3$ . Неподеленная пара электронов у атома азота создает у молекулы способность к присоединению других ионов с образованием сложных комплексных ионов. Этим объясняется легкость присоединения иона водорода к аммиаку при взаимодействии его с водой, кислотами, галогеноводородами. При этом образуется комплексный ион  $NH_4^+$  - аммоний.



При взаимодействии с кислотами  $\text{NH}_3$  образует соли аммония, содержащие ион  $\text{NH}_4^+$

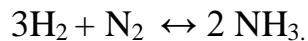


Поскольку азот в  $\text{NH}_3$  имеет низкую степень окисления -3, аммиак проявляет восстановительные свойства, окисляясь обычно до свободного азота

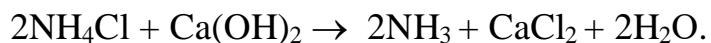
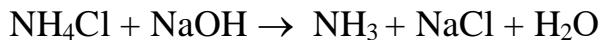


На последней реакции основано применение  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (нашатыря) для очистки от оксидов поверхности металлов при пайке.

В промышленности синтез аммиака ведут при  $P \approx 30\text{ МПа}$  и  $t \approx 450^\circ\text{C}$ . Катализатором является губчатое железо с активизирующими добавками ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{K}_2\text{O}$  и др.).



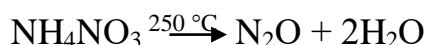
В лаборатории аммиак получают действием щелочей на аммонийные соли.



Известно шесть оксидов азота -  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_4$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ .

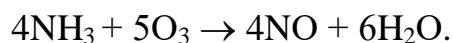
За исключением  $\text{N}_2\text{O}$ , все они чрезвычайно ядовиты. Опасность этих веществ усугубляется тем, что признаки отравления (в том числе и смертельного) появляются обычно не сразу, а спустя несколько часов (иногда и более) после вдыхания оксидов азота.

Оксид азота (I)  $\text{N}_2\text{O}$  (закись азота) получают нагреванием нитрата аммония

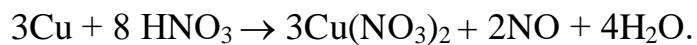


$N_2O$  – бесцветный газ со слабым приятным запахом и сладковатым вкусом, Тпл.  $-91^{\circ}C$ , Ткип.  $-89^{\circ}C$ . Вдыхание небольших количеств  $N_2O$  вызывает состояние, сходное с опьянением, отсюда его название "веселящий газ". Большие количества его вызывают наркоз:  $N_2O$  менее вреден, чем другие вещества, применяемые для общего наркоза ( $CHCl_3$ ,  $C_2H_5-O-C_2H_5$ ) часто используется для этого в медицине.

$NO$  – бесцветный газ. Тпл.  $-164^{\circ}C$ , Ткип.  $-152^{\circ}C$ . Оксид азота (II)  $NO$  (монооксид азота) получают в больших количествах в производстве  $HNO_3$  каталитическим окислением аммиака:



В лаборатории  $NO$  получают, действуя 30% кислотой  $HNO_3$  на медь



В воде  $NO$  мало растворим и с ней не реагирует, это несолеобразующий оксид.

Оксид азота (III)  $N_2O_3$  (азотистый ангидрид) образуется по реакции



$N_2O_3$  малоустойчивое соединение. При растворении, в воде образуется азотистая кислота  $HNO_2$ .

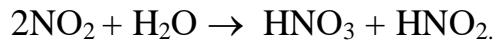
Оксид азота (IV)  $NO_2$  (диоксид азота) образуется при окислении  $NO$ . В лаборатории его получают нагреванием нитрата свинца  $Pb(NO_3)_2$



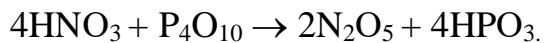
или действием серной кислоты на  $NaNO_2$  и последующим окислением кислородом, содержащегося в газовой смеси  $NO$



При повышенной температуре  $NO_2$  – один из наиболее энергичных окислителей (в нем горят S, P, C) при  $t > 500^{\circ}C$  разлагается на  $NO$  и  $O_2$ . При растворении  $NO_2$  в воде образуются две кислоты – азотная и азотистая:



Оксид азота  $N_2O_5$  (азотный ангидрид) получают дегидратацией азотной кислоты фосфорным ангидридом



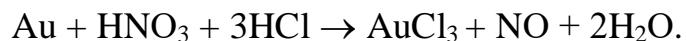
$\text{N}_2\text{O}_5$  - кристаллическое вещество, возгоняется при  $32^\circ\text{C}$ . При комнатной температуре постепенно разлагается на  $\text{NO}_2$  и  $\text{O}_2$ . При взаимодействии с водой образует азотную кислоту



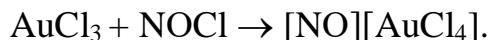
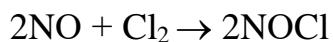
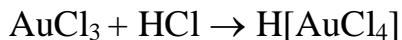
Азотная кислота  $\text{HNO}_3$  - бесцветная, дымящая на воздухе жидкость, Тпл.  $-42^\circ\text{C}$ , Ткип.  $-83^\circ\text{C}$ . Высококонцентрированная  $\text{HNO}_3$  имеет обычно бурую окраску вследствие происходящего на свету процесса разложения:



Пары азотной кислоты сильно ядовиты и подобно оксидам имеют "замедленное действие". Попадание на кожу лица  $\text{HNO}_3$  приводит к тяжелым ожогам. Смесь концентрированных кислот  $\text{HNO}_3$  и  $\text{HCl}$  (1:3) называется царской водкой, она растворяет золото и платиновые металлы ( $\text{Pt}$ ,  $\text{Os}$ ,  $\text{Ru}$ ), а также  $\text{Nb}$ ,  $\text{Ta}$ . Реакция с золотом обычно записывается так:



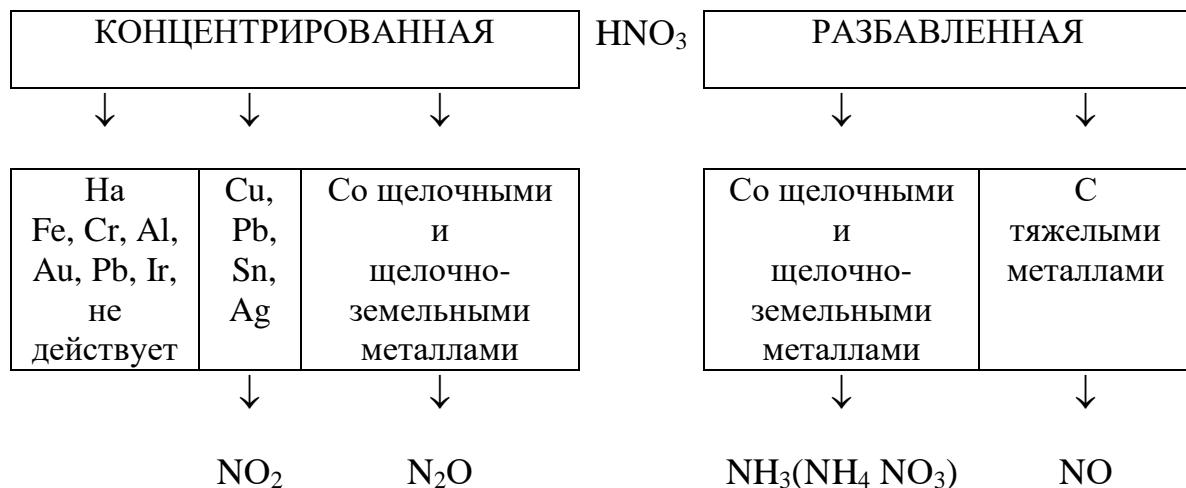
В действительности при этом протекают и такие процессы:



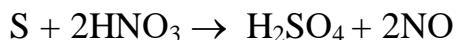
$\text{HNO}_3$  - сильная кислота, обладает сильно выраженнымми окислительными свойствами. При взаимодействии с металлами водород, как правило, не выделяется, он окисляется, образуя воду. Кислота же, в зависимости от концентрации и активности металла, может восстанавливаться до соединений:

+5		+4		+3		+2		+1		0		-3
$\text{HNO}_3$	$\rightarrow$	$\text{NO}_2$	$\rightarrow$	$\text{HNO}_2$	$\rightarrow$	$\text{NO}$	$\rightarrow$	$\text{N}_2\text{O}$	$\rightarrow$	$\text{N}_2$	$\rightarrow$	$\text{NH}_3$ $(\text{NH}_4\text{NO}_3)$

Схема взаимодействия азотной кислоты различной концентрации с металлами разной активности:



Азотная кислота реагирует со многими неметаллами, окисляя их до соответствующих кислот



Азотная кислота взаимодействует с органическими соединениями, нитрованием последних получают взрывчатые вещества, лекарства, органические красители.

### Применение

Азот - самый дешевый химически инертный газ, поэтому он широко используется для хранения и транспортировки различных веществ, применяется в металлургии и в металлообработке. Используют азот при проведении органических и неорганических синтезов, требующих отсутствия кислорода. Жидкий азот применяют для поддержания низкой температуры.

Наибольшее количество азота идет на синтез аммиака, из которого затем получают азотную кислоту и многие другие химические продукты, в частности азотные удобрения.

Большое применение имеют азотосодержащие неорганические соединения. Их используют, в частности в ракетах, как окислители. В качестве детонатора обычно применяют азид свинца Pb(N<sub>3</sub>)<sub>2</sub>.

Гидразин N<sub>2</sub>H<sub>4</sub> и его производные применяются в органическом синтезе, производстве пластмасс. Как антикоррозионный агент для удаления кислорода (вызывающего коррозию) из воды, питающей котлы электростанций, теплоцентралей и т.п., как восстановитель - "топливо" в топливных элементах (электрохимических генераторах).

Велика сфера применения азотной кислоты - для производства удобрений, пластмасс, серной кислоты, для травления металлов, в качестве окислителя в реактивной технике.

Нитраты применяют как удобрения, в производстве взрывчатых веществ и черного пороха и т.д.

## 2. ФОСФОР

### Общие сведения

Фосфор Р открыл алхимик Брандт в 1669 году. Название элемента происходит от греческого φωρ – свет и φερω – ношу (светоносец).

Содержание фосфора в земной коре составляет  $9,3 \cdot 10^{-2} \%$ , известно более 190 минералов, содержащих фосфор. Основными минералами фосфора являются фосфорит  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , апатит  $3\text{Ca}(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaX}_2$  ( $\text{X}=\text{F}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{OH}^-$ ). Фосфор входит в состав животных организмов. Гидроксидапатиты  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{OH})$  составляют минеральную часть зубов и костей, а сложные органические производные фосфора входят в состав клеток мозга и нервов. Содержание фосфора в человеческом организме составляет около 1% от его массы.

### Физические свойства

Известно 3 аллотропных форм фосфора: белый (желтый), красный и черный фосфор.

Пар белого фосфора состоит из молекул  $\text{P}_4$  (все другие формы фосфора при испарении также дают  $\text{P}_4$ ); выше  $800^\circ\text{C}$  молекулы  $\text{P}_4$  распадаются на  $\text{P}_2$ . При быстром охлаждении паров фосфора получается белый фосфор. Это белое со слабым оттенком кристаллическое вещество. Тпл.  $44^\circ\text{C}$ , Ткип.  $257^\circ\text{C}$ . Имеет своеобразный запах. Очень мягкий (мягче, чем воск). Белый фосфор окисляется и его хранят под водой и в темноте (на свету идет превращение в красный фосфор).

Белый фосфор – огнеопасное и чрезвычайно ядовитое вещество. Он легко загорается (возможно самовоспламенение).

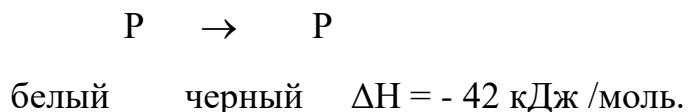
Горение сопровождается разбрзгиванием, брызги горящего фосфора вызывают исключительно тяжелые ожоги кожи.

Красный фосфор - темно-красное мелкокристаллическое малолетучее вещество. Нерастворим в органических растворителях. Это наиболее используемая форма фосфора, его получают из белого фосфора длительным ( $\approx 50$  час) нагреванием без доступа воздуха в закрытом сосуде при  $280$ - $340$   $^\circ\text{C}$ .

При нагревании до  $423^\circ\text{C}$  красный фосфор возгоняется, при охлаждении его пара образуется белый фосфор.

Красный фосфор почти не ядовит и менее огнеопасен. Температура воспламенения  $\approx 240^{\circ}\text{C}$ . Самовозгорание красного фосфора не происходит, однако его легко зажечь, и горение протекает очень бурно. С окислителями образует взрывчатые смеси.

Наиболее устойчивой формой фосфора является черный фосфор. Он образуется из белого фосфора при  $\approx 1,2 \text{ ГПа}$  и  $200^{\circ}\text{C}$



Черный фосфор получают также длительным нагреванием белого фосфора при  $400^{\circ}\text{C}$  в присутствии катализатора - мельчайших капель ртути. Черный фосфор по внешнему виду и свойствам напоминает графит, жирный на ощупь, легко разделяется на чешуйки. Полупроводник. При комнатной температуре он ни в чем не растворяется. Химически малоактивен, не ядовит, температура его воспламенения равна  $490^{\circ}\text{C}$ .

### Химические свойства

Фосфор ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ ) – по числу валентных электронов является аналогом азота  $3s^2 3p^3$ .

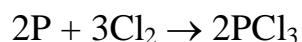
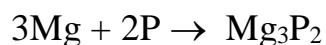
1s	3p	3d
$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	

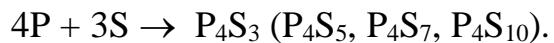
Неметаллические признаки у фосфора выражены слабее, чем у азота. Главные причины этих отличий заключаются в большем радиусе атома, большом количестве внутренних электронов (у фосфора их почти в два раза больше, чем у азота) и наличием во внешнем электронном слое атома свободных d –орбиталей.

Для фосфора характерны следующие степени окисления:

-3, +1, +3, +5.

Фосфор – более реакционноспособен. Легко реагирует с галогенами, серой, многими металлами:





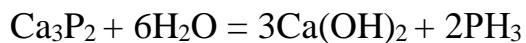
При сильном нагревании фосфор реагирует с водой



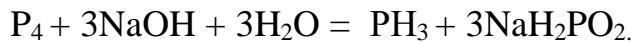
Медленное окисление белого фосфора на воздухе (но не в чистом кислороде) сопровождается свечением - хемилюминесценцией, свечение наблюдается также при окислении некоторых соединений фосфора ( $PH_3$  и др.).

### Соединения

В отличие от азота фосфор не реагирует с водородом. Фосфин  $PH_3$  получают гидролизом фосфида кальция

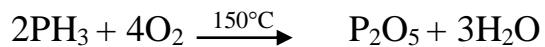


или нагреванием белого фосфора с концентрированным раствором щелочи, при этом происходит реакция диспропорционирования

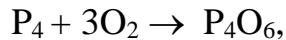


Фосфин - газ с неприятным запахом (гнилой рыбы), Тпл.  $-133^\circ C$ , Ткип.  $-88^\circ C$ . Мало растворим в воде и в отличие от  $NH_3$  не реагирует с ней. Очень ядовит.

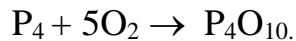
Фосфин – энергичный восстановитель. На воздухе окисляется, конечный продукт окисления - фосфорная кислота  $H_3PO_4$



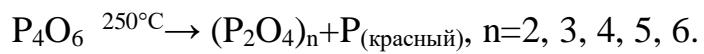
При недостатке воздуха или медленном окислении белого Фосфора получают оксид фосфора (Ш) или фосфористый ангидрид  $P_4O_6$



а при избытке воздуха или в кислороде - оксид фосфора (V), или фосфорный ангидрид  $P_4O_{10}$ :



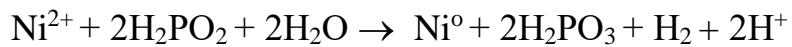
Оксид фосфора (Ш)  $P_4O_{10}$  - белое кристаллическое вещество, Тпл.  $24^\circ C$ , Ткип.  $175^\circ C$  при нагревании распадается



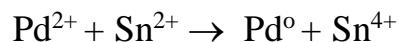
Оксид фосфора (V)  $\text{P}_4\text{O}_{10}$  – белый порошок, очень гигроскопичный превосходит по интенсивности осушающего действия все известные вещества.

Фосфорноватистая или гипофосфористая кислота  $\text{H}_3\text{PO}_2$  - бесцветное кристаллическое вещество. Тпл.  $17,4^\circ\text{C}$ , термически неустойчива, разлагается выше своей температуры плавления.

Соли фосфорноватистой кислоты - гипофосфиты - хорошо растворимы в воде. Гипофосфиты и  $\text{H}_3\text{PO}_2$  - энергичные восстановители (особенно в кислой среде). Отмечается их способность восстанавливать растворенные соли некоторых металлов (Ni, Cu и др.) до свободного металла. Сама кислота  $\text{H}_3\text{PO}_2$  при этом окисляется до фосфористой кислоты  $\text{H}_3\text{PO}_3$



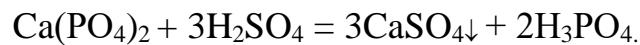
С помощью таких реакций можно получать прочные металлические покрытия. Для этого покрываемую поверхность сначала активируют, обрабатывая ее растворами  $\text{PdCl}_2$  и  $\text{SnCl}_2$ . Микроскопические частицы металлического палладия, выделившиеся в результате реакции



служат катализатором при восстановлении гипофосфитом. Металл осаждается на активированной поверхности в виде плотного блестящего слоя.

Ортофосфорная кислота ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ), ее часто называют просто фосфорной кислотой - бесцветное, кристаллическое вещество, Тпл.  $42^\circ\text{C}$ . Обычно применяют  $\approx 80\%$  раствор  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

Получают фосфорную кислоту из фосфорита



или взаимодействием с водой оксида  $\text{P}_2\text{O}_5$  получаемого сжиганием фосфора



(с водой реакция идет очень бурно, поэтому  $\text{P}_2\text{O}_5$  обрабатывают нагретым до  $200^\circ\text{C}$  концентрированным раствором  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ).

Расплавленная  $\text{H}_3\text{PO}_4$  и ее концентрированные растворы обладают большой вязкостью, что обусловлено образованием межмолекулярных водородных связей



$\text{H}_3\text{PO}_4$  - трехосновная кислота, образует одно-, двух- и трехзамещенные соли (типа  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  и  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ).

Все ортофосфаты не растворимы в воде, за исключением однозамещенных солей и солей щелочных металлов и аммония.

Известны и другие кислородсодержащие кислоты фосфора и их соли. Это фосфористая  $\text{H}_3\text{PO}_3$ , пирофосфористая  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_5$ , фосфорноватая  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6$  кислоты.

Из полифосфорных кислот чаще приходится иметь дело с дифосфорной (пирофосфорной) кислотой  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$  и полиметаfosфорными кислотами  $(\text{HPO}_3)_n$  (где  $n \geq 3$ ).

Полифосфорные кислоты легко образуют стекловидные фазы, в водном растворе постепенно присоединяют воду и превращаются в фосфорную кислоту, однако при комнатной температуре эти реакции идут очень медленно (месяцы). Обратные процессы протекают при обезвоживании  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .



### Применение

Фосфор используют в качестве раскислителя в производстве сплавов цветных металлов, в военной технике (дымообразующие и зажигательные препараты). Красный фосфор входит в состав изготовления спичек.

$\text{P}_4\text{O}_{10}$  применяют в качестве осушителя; при поглощении им влаги образуются фосфорные кислоты в последовательности:



Наибольшее количество соединений фосфора идет на производство удобрений. В качестве удобрения используют измельченный фосфорит  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , простой суперфосфат  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + \text{CaSO}_4$ , суперфосфат двойной  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ , суперфосфат обогащенный  $2\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + \text{CaSO}_4$ , преципитат  $\text{CaHPO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ , аммофосы  $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ .

Фосфаты, полифосфаты и пероксофосфаты щелочных металлов входят в состав моющих средств. Полифосфаты используют как умягчители воды: с ионами  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$  образуются хелатные комплексы и это препятствует появлению накипи. Полифосфаты являются хорошими ингибиторами коррозии металлов.

Дифосфаты входят в состав многих электролитов для получения гальванических покрытий.

Хлорид фосфора  $\text{PCl}_3$  и фосфин  $\text{PH}_3$  применяют для синтеза различных фосфорорганических соединений, которые обладают биологической активностью и поэтому используются как лекарственные препараты и как средства для борьбы с вредителями сельскохозяйственных культур.

Полимер фосфорнитридхлорида - единственный безуглеродный каучук, он отличается высокой термостойкостью (не разрушается при  $350^\circ\text{C}$ ), но легко гидролизуется.

## Экспериментальная часть

**Цель работы:** Ознакомление со свойствами азота и фосфора и их соединений

### Опыт № 1. Равновесие в водном растворе аммиака и его смещение

В водном растворе аммиака имеет место сложное равновесие:



Проследите смещение этого равновесия под влиянием изменения концентрации компонентов этой системы.

В две пробирки внесите по 3-4 капли 2Н раствора аммиака и по 10 капель дистиллированной воды. В одну пробирку добавьте 1-2 капли фенолфталеина, отметьте окраску раствора. Наличие какого иона обуславливает эту окраску? Добавьте в раствор 2-3 микрошпателя сухого хлорида аммония и размешайте раствор стеклянной палочкой. Как изменилась интенсивность окраски фенолфталеина? В каком направлении изменилось равновесие в растворе? Почему?

В другую пробирку с раствором аммиака добавьте несколько капель раствора какой-нибудь соли алюминия, до исчезновения запаха аммиака. В какую сторону сместится равновесие? Выявите причину этого смещения, для чего запишите уравнение реакции взаимодействия соли алюминия с гидроксидом аммония в молекулярном и ионном виде.

Как сместится равновесие при добавлении соляной кислоты? Почему?

## **Опыт № 2.**

### **Восстановление аммиаком иода**

Внесите в пробирку 3-4 капли иодной воды и 2-3 капли 25%-ного раствора аммиака. Наблюдайте изменение окраски иодной воды. Объясните причину этого. Напишите уравнение реакции, учитывая, что аммиак окисляется иодом до свободного азота. Составьте электронный баланс.

## **Опыт № 3.**

### **Восстановление перманганата калия аммиаком**

Внесите в пробирку 3-4 капли перманганата калия и 3-5 капель 25%-ного раствора аммиака. Смесь слегка подогрейте на малом пламени спиртовки. Что произошло с окраской раствора?

Напишите уравнение реакции, учитывая, что аммиак окисляется в основном до свободного азота, а осадок представляет собой диоксид марганца  $MnO_2$ . Составьте электронный баланс.

## **Опыт № 4.**

### **Гидролиз солей аммония**

В две пробирки с нейтральным раствором лакмуса (по 3-5 капель) внесите: в одну – микрошпатель кристаллов хлорида аммония, а в другую – сульфата аммония. Как изменился цвет растворов?

Напишите уравнения реакций гидролиза хлорида и сульфата аммония. Сильным или слабым основанием является гидроксид аммония?

## **Опыт № 5.**

### **Обнаружение иона $NH_4^+$ реагентом Несслера**

Очень чувствительной реакцией на ион  $NH_4^+$  является реагент Несслера. Он представляет собой щелочной раствор комплексного соединения ртути - тетраиодогидрагриата калия  $K_2[HgI_4]$ .

В пробирку налейте 4-5 капель реагента Несслера и одну каплю раствора соли аммония. Наблюдайте образование красно-бурого осадка.

Запишите уравнение реакции:



## **Опыт № 6.**

## **Окисление нитритом иодида калия**

Внесите в пробирку 2-4 капли иодида калия и столько же 2Н раствора серной кислоты. Добавьте 2-4 капли раствора нитрита калия. Чем вызвано сильное побурение раствора?

Напишите соответствующее уравнение реакции, учитывая, что нитрит-ион восстанавливается до оксида азота (II), а иодид-ион окисляется до свободного иода.

## **Опыт № 7. Восстановление дихромата калия**

Внесите в пробирку 2-3 капли раствора дихромата калия, подкислите его 3-4 каплями концентрированной серной кислоты и добавьте 4-6 капель раствора нитрита натрия.

Отметьте изменение окраски раствора вследствие перехода хрома (IV) в хром (III). Как изменилась степень окисления азота? Напишите соответствующее уравнение реакции. Составьте электронный баланс.

## **Опыт № 8. Обнаружение аниона $\text{NO}_2^-$**

Внесите в одну пробирку 2-4 капли раствора нитрата, а в другую – столько же нитрита натрия и прибавьте в каждую по 2-3 капли 2Н уксусной кислоты.

Наблюдайте появление бурого газа над пробиркой с раствором нитрита натрия. Напишите соответствующие уравнения реакций. Отметьте отсутствие визуальных признаков протекания реакции в пробирке с нитратом натрия.

## **Опыт № 9. Обнаружение аниона $\text{NO}_3^-$**

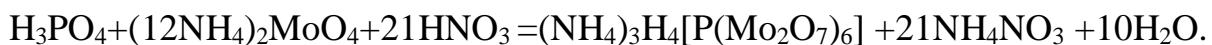
К 5-6 каплям нитрата натрия добавьте 3-4 капли щелочи, 2-3 микрошпателя цинковой пыли и подогрейте. При этом нитрат-анион восстанавливается цинком до аммиака, а цинк переходит в раствор в виде цинката калия  $\text{K}_2\text{ZnO}_2$ .

Внесите в пары нагреваемого раствора влажную красную лакмусовую бумажку и наблюдайте её посинение под влиянием выделяющегося аммиака.

## **Опыт № 10. Обнаружение аниона $\text{PO}_4^{3-}$**

К небольшому количеству раствора молибденовокислого аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$ , подкисленного азотной кислотой, прибавьте несколько капель фосфорной кислоты. Смесь нагрейте. Наблюдайте выпадение желтого кристаллического осадка – кислого фосформолибденовокислого аммония.

Запишите уравнение реакции:



### **Опыт № 11. Ортофосфаты натрия и их гидролиз**

В три пробирки внесите по 5-6 капель раствора нейтрального лакмуса. В одну пробирку добавьте несколько кристаллов фосфата натрия, в другую – столько же дигидрофосфата натрия, а третью оставьте в качестве контрольной.

Размешайте содержимое в первой и второй пробирках стеклянными палочками до полного растворения солей. Отметьте изменение окраски лакмуса в каждой из этих пробирок и сравните с контрольной.

Напишите уравнения гидролиза ортофосфата натрия и дигидрофосфата натрия по первой ступени. Накопление каких ионов вызывает изменение окраски лакмуса в растворах?

### **Опыт № 12. Получение фосфатов кальция**

В одну пробирку налейте немного раствора фосфата натрия  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ , во вторую – гидрофосфата натрия  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ , а в третью – дигидрофосфата натрия  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ . Затем в каждую из них добавьте раствор хлорида кальция.

Напишите соответствующие уравнения реакций.

### **Опыт № 13. Получение фосфатов железа и алюминия**

В две пробирки внесите по 3-4 капли растворов следующих солей: в первую – хлорида железа (III)  $\text{FeCl}_3$ , во вторую – сульфата алюминия  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ . Добавьте в каждую из пробирок по 2-3 капли ацетата натрия  $\text{CH}_3\text{COONa}$  и гидрофосфата натрия  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ .

Отметьте цвета выпавших осадков. Напишите соответствующие уравнения реакций получения ортофосфата железа  $\text{FePO}_4$  и ортофосфата алюминия  $\text{AlPO}_4$ .

## **Вопросы и задания для подготовки к защите лабораторной работы**

1. Чем объяснить химическую инертность свободного азота?
2. Какую реакцию среды будут иметь растворы следующих солей: хлорида аммония, нитрита калия и карбоната аммония?
3. Какие степени окисления может проявлять в соединениях азот, фосфор?
4. Написать формулы кислот – ортофосфорной, дифосфорной, фосфористой и фосфорноватистой.
5. Осуществить следующие превращения:  $\text{Ca}_3\text{P}_2 \rightarrow \text{PH}_3 \rightarrow \text{PH}_4\text{ClO}_4$ .

### **Лабораторная работа № 4.**

#### **ЭЛЕМЕНТЫ ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЫ IV ГРУППЫ**

##### **Теоретическая часть**

###### **1. УГЛЕРОД**

###### **Общие сведения**

В свободном состоянии в природе углерод встречается в виде графита, алмаза и карбина, а в соединениях – в виде бурого и каменного углей и нефти. В земной коре встречаются в огромных количествах соли угольной кислоты, особенно карбоната кальция. Углерод входит также в состав природных карбонатов: мрамора, известняка, мела  $\text{CaCO}_3$ , магнезита  $\text{MgCO}_3$ , доломита  $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$ . В воздухе всегда имеется диоксид углерода. Растительные и животные организмы состоят из веществ, в образовании которых главное участие принимает углерод. Таким образом, углерод – один из самых распространённых на Земле, хотя общее его содержание в земной коре составляет всего около 0,1%.

Таблица 4.1

###### **Некоторые свойства углерода и кремния**

	Углерод	Кремний
Строение внешнего электронного слоя атома	$2^2 2p^2$	$3^2 3p^2$
Температура плавления, °C	3750	1420
Температура кипения, °C	...	3300
Плотность, г/см <sup>3</sup>	алмаз 3,52 графит 2,26	2,33

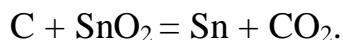
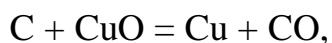
Аллотропные модификации углерода – графит, алмаз и карбин. Все они имеют резко отличающиеся друг от друга физические свойства, что объясняется строением их кристаллических решёток.

Самой распространённой формой является графит. Он представляет собой серо-чёрное вещество с плотностью 2,22 г/см<sup>3</sup>.

Графит обладает высокой электрической проводимостью, он состоит из углеродных слоёв, атомы углерода в кристаллах находятся в состоянии sp<sup>2</sup> – гибридизации, весьма непрочно связанных друг с другом, поэтому графит достаточно мягок и легко измельчается, порошок графита называется сажей.

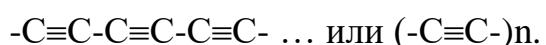
Алмаз, в отличие от графита, драгоценный камень с плотностью 3,52 г/см<sup>3</sup>, имеет наибольшую твёрдость среди всех природных веществ. В чистом состоянии – бесцветные прозрачные кристаллы, по электрическим свойствам – диэлектрик. Атомы углерода в кристаллах алмаза находятся в состоянии sp<sup>3</sup> – гибридизации. Они связаны прочными ковалентными неполярными связями. Это обуславливает исключительную твёрдость алмаза. Поэтому его широко применяют для резки стекла, бурения горных пород и шлифования особо твёрдых материалов. Образцы алмаза в чистом виде сильно преломляют свет (светятся). Поэтому из алмазов делают украшения (бриллианты).

Графит не реагирует с водой, кислотами – неокислителями и щёлочами. Он становится активным при повышенных температурах, проявляя свойства восстановителя:



Применяется он для производства грифелей карандашей, а также электродов (в промышленном электролизе). В смеси с техническими маслами используется в качестве смазочного материала. Так как он тугоплавок и хорошо переносит резкую смену температур, из смеси графита и глины, изготавливают плавильные тигли для металлургии.

Карбин – мелко кристаллический порошок чёрного цвета. Впервые синтезирован в 60-х годах нашими химиками, позднее был найден в природе. Кристаллы карбина состоят из линейных цепочек углеродных атомов, соединённых чередующимися одинарными и тройными связями:



По твёрдости карбин превосходит графит, но значительно уступает алмазу. Обладает полупроводниковыми свойствами. При нагревании до  $2800^{\circ}\text{C}$  без доступа воздуха превращается в графит.

Природный углерод как элемент состоит из двух изотопов:  $^{12}_{\text{C}}$ (98,892%) и  $^{13}_{\text{C}}$ (1,108%). Кроме того, в атмосфере обнаружены незначительные примеси радиоактивного изотопа  $^{14}_{\text{C}}$ , который получают искусственным путём и широко применяют в научных исследованиях.

## Уголь

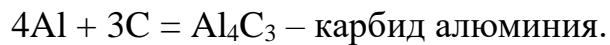
При термическом разложении углеродистых соединений получается уголь – это тонко измельчённый графит. Наиболее важными сортами угля является кокс, древесный уголь и сажа. Сильные восстановительные свойства углерода (в виде кокса, получаемого из каменного угля) используются в промышленности при переработке минералов и руд. Уголь обладает большой адсорбционной способностью. Адсорбией называется свойство угля и других твёрдых или жидких веществ удерживать на своей поверхности пары, газы и растворённые вещества.

Вещества, на поверхности которых происходит адсорбция, называются адсорбентами. Адсорбируемые вещества называют адсорбатами. Если, например, раствор чернил взболтать с мелко растёртым углём, а затем смесь профильтровать, то в фильтре будет бесцветная жидкость – вода. В этом случае вся растворённая краска адсорбируется углём. Уголь – адсорбент, краска – адсорбат.

Адсорбционная способность угля обуславливается его пористостью. Чем больше пор, тем больше поверхность угля и тем больше адсорбционная способность. Для усиления адсорбции уголь подвергают специальной обработке – нагревают в струе водяного пара, чтобы освободить его поры от загрязняющих веществ. Очищенный таким образом уголь называется активным. Активный уголь применяют для очистки сахарно сиропа от примесей, придающих ему жёлтый цвет. В медицине таблетки из активного угля («карболен») используются для удаления из организма вредных веществ. Активный уголь применяют в противогазах, для поглощения отравляющих веществ. Фильтрующий противогаз, созданный Н.Д. Зелинским, использовался в мировой войне 1914 -1918 гг.

## Химические свойства

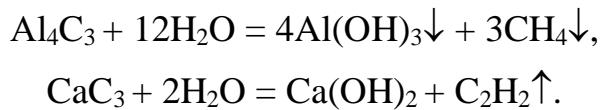
При обычной температуре уголь инертен. Химическая активность его проявляется при высоких температурах. В качестве окислителя уголь реагирует с некоторыми металлами и неметаллами. Соединения углерода с металлами называются карбидами. Различают солеобразные ( $\text{CaC}_2$ ,  $\text{Al}_4\text{C}_3$ ), ковалентные (карборунд  $\text{SiC}$ ) и металlopодобные (имеющие нестехиометрический состав, например, цементит  $\text{Fe}_3\text{C}$ ).



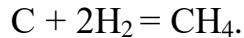
Большое практическое значение имеет карбид кальция, который получается нагреванием извести  $\text{CaO}$  и кокса в электропечах:



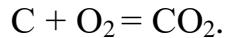
Солеобразные карбиды полностью гидролизуются в воде с образованием соответствующих углеводородов:



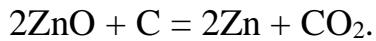
В присутствии никелевого катализатора и при нагревании уголь реагирует с водородом с образованием метана – основной составной части горючих природных газов:



Однако, для угля более характерны реакции, в которых он проявляет восстановительные свойства. Это наблюдается при полном сгорании углерода:



Уголь восстанавливает медь, железо, цинк, свинец и другие металлы из их оксидов. Это широко используется в металлургии при получении этих металлов, например:

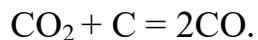


Важное химическое свойство углерода – способность его атомов образовывать прочные связи между собой – углеродные цепи.

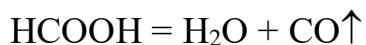
### Оксиды углерода

С кислородом углерод образует два оксида –monoоксид  $\text{CO}$  и диоксид  $\text{CO}_2$ . Оба оксида широко используются в химической промышленности.

Оксид углерода ( $\text{II}$ )  $\text{CO}$  образуется в процессе сгорания угля при недостатке кислорода. В промышленности его получают пропусканием углекислого газа над раскаленным углём при высокой температуре:



В лабораторных условиях оксид углерода (II) получают действием концентрированной серной кислоты на муравьиную кислоту при нагревании (серная кислота отнимает воду):

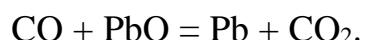
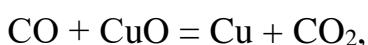


Оксид углерода (II) CO – бесцветный газ без запаха, чрезвычайно ядовит, по плотности ( $\rho=1,25$  г/л при н.у.) немного легче воздуха, очень мало растворим в воде. Молекула CO имеет строение: :C:::O: или :C≡O:

Можно считать, что третья связь образована по донорно-акцепторному принципу (кислород – донор электронной пары, углерод – акцептор). Тройная связь CO очень прочная ( $E_{\text{CB}}=1076$  кДж/моль,  $l_{\text{CB}}=113\text{nm}$ ), что обуславливает химическую пассивность CO в обычных условиях.

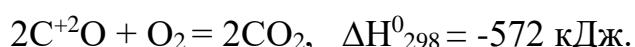
Допустимое содержание CO в производственных помещениях составляет 0,03 мг в 1 л воздуха. По тому же механизму, что и кислород, CO присоединяется к атому железа в гемоглобине крови, причём он связывается сильнее и тем самым блокирует перенос кислорода в организме, вызывая сильное отравление и остановку дыхания (отсюда тривиальное название CO – угарный газ). В количествах, опасных для жизни, он содержится в выхлопных газах автомобилей. Поэтому гаражи должны хорошо проветриваться, особенно при пуске двигателей.

При высоких температурах оксид углерода (II) – сильный восстановитель. Он восстанавливает многие металлы из оксидов, например:



Это свойство оксида углерода (II) используется при выплавке металлов из руд.

Горит оксид углерода (II) на воздухе синем пламенем с выделением большого количества воды:

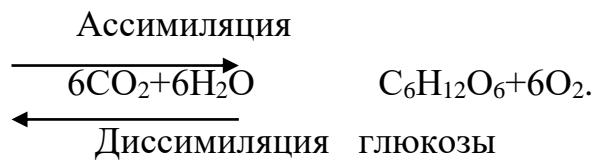


Поэтому он вместе с другими газами входит в состав некоторых видов газообразного топлива – генераторного и водяного газов.

Оксид углерода (IV) CO<sub>2</sub> (тривиальное название – углекислый газ) образуется в природе при горении и гниении органических веществ.

Содержится в воздухе (объёмная доля 0,03%), а также во многих минеральных источниках (нарзан, боржоми и др.).

Диоксид углерода ассимилируется зелеными растениями при фотосинтезе (с помощью содержащегося в растениях хлорофилла под воздействием солнечных лучей). При этом в растениях образуются органические вещества (глюкоза и др.), а кислород выделяется в атмосферу. Глюкоза в организмах животных и растений диссимилируется, т.е. окисляется под воздействием кислорода в присутствии ферментов, и, тем самым, замыкается цикл развития живого организма:



Известно, что зелёные листья площадью 1 м<sup>2</sup> в течение 1 часа на солнечном свету производят 1 г глюкозы. Люди выдыхают воздушную смесь 4% CO<sub>2</sub>. Атмосфера Венеры на 95% состоит из CO<sub>2</sub>.

В лабораторных условиях CO<sub>2</sub> получается действием соляной кислоты на мрамор, например:



а в промышленности – при обжоге известняка:



Оксид углерода (IV) – бесцветный газ; в 1,5 раза тяжелее воздуха (плотность CO<sub>2</sub> ρ=1,98 г/л при н.у.), поэтому его можно «переливать» из сосуда в сосуд CO<sub>2</sub> – негорючий газ, достаточно хорошо растворяется в воде. При давлении 50 атм. (5МПа) диоксид углерода сжижается; при вытекании жидкого CO<sub>2</sub> из сосуда происходит мгновенное испарение части CO<sub>2</sub>, а оставшаяся жидкость замерзает (образуется твёрдый CO<sub>2</sub> – «сухой лёд»).

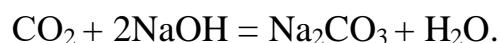
Молекула CO<sub>2</sub> имеет линейное строение (sp – гибридизация орбиталей атома C<sup>IV</sup>) её электронная формула: :O::C::O: или :O=C=O:

Двойная связь C=O достаточно прочная (E<sub>CB</sub>=800 кДж/моль, l<sub>CB</sub>=117 нм), этим объясняется химическая пассивность диоксида углерода при обычных условиях (часто CO<sub>2</sub> используют как инертную атмосферу для проведения химических реакций).

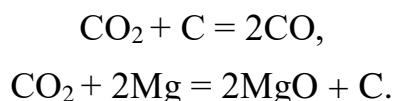
Оксид углерода (IV) проявляет свойства кислотного оксида: взаимодействует с водой и растворами щелочей. При комнатной температуре в 1 объёме воды растворяется примерно 1 объём CO<sub>2</sub>. При этом образуется вначале моногидрат CO<sub>2</sub> · H<sub>2</sub>O, который медленно (и лишь на 0,4%) изомеризуется в угольную кислоту H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>:



При взаимодействии с растворами щелочей образуются соли:



CO<sub>2</sub> при высоких температурах проявляет свойства окислителя: взаимодействует с углём и активными металлами, например:

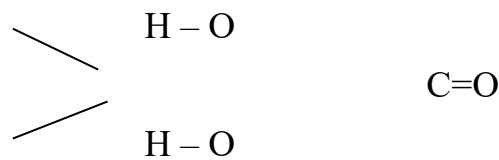


Подожжённая лента магния горит в атмосфере углекислого газа.

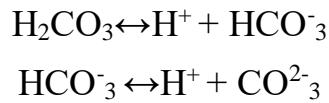
Оксид углерода (IV) применяется при производстве соды, сахара, для газирования воды и напитков, в жидком виде – в огнетушителях. Сухой лёд используется для хранения скоропортящихся продуктов.

### **Угольная кислота и её соли**

Угольная кислота H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> может существовать только в водном растворе. При нагревании она разлагается на оксид углерода (IV) и воду. В молекуле угольной кислоты атомы водорода связаны с атомами кислорода:



Угольная кислота очень слабая (вторая стадия диссоциации практически не протекает):



и при пропускании диоксида углерода через раствор, например, хлорида кальция, осадок карбоната  $\text{CaCO}_3$  не образуется.

Угольная кислота как двухосновная образует средние (карбонаты) и кислые (гидрокарбонаты) соли, например,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  – карбонат натрия и  $\text{NaHCO}_3$  – гидрокарбонат натрия. Они легко разлагаются сильными кислотами:



Соли угольной кислоты проявляют общие свойства солей. Карбонаты и гидрокарбонаты щелочных металлов и аммония хорошо растворимы в воде.

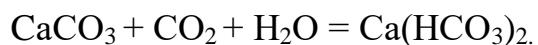
Хотя угольная кислота неустойчива, её соли – соединения устойчивы. Они могут быть получены при взаимодействии кислоты со щёлочью. Вследствие гидролиза растворы карбонатов щелочных металлов и аммония имеют щелочную реакцию:



Карбонаты других металлов нерастворимы в воде и термически не устойчивы:



Гидрокарбонаты, напротив, растворимы. Гидрокарбонаты образуются из карбонатов, оксида углерода (IV) и воды:

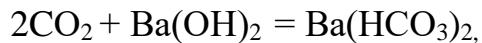
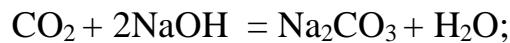


При кипячении растворов гидрокарбонатов они превращаются в карбонаты:



Для получения карбонатов щелочных и щелочноземельных металлов пропускают  $\text{CO}_2$  через раствор соответствующего гидроксида:





как правило, наибольшее практическое значение имеют следующие соли угольной кислоты:

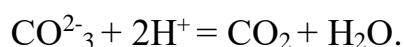
- карбонат натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (техническое название – сода, углекислая сода) – порошок белого цвета, хорошо растворимый в воде. Из водного раствора кристаллизуется в виде кристаллогидратов  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , а также  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ . Эти кристаллогидраты называются кристаллической содой. При прокаливании образуется безводная, или кальцинированная сода  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (кальцинация – это прокаливание). Из кальцинированной соды получают кристаллическую и питьевую соду. Сода применяется в производстве стекла, мыла, бумаги, в домашнем обиходе в качестве моющего средства и т.д.;
- гидрокарбонаты натрия  $\text{NaHCO}_3$  (техническое название – питьевая или двууглекислая сода) – это белый порошок, мало растворимый в воде. При нагревании до 100 °C разлагается:



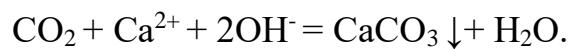
Питьевая сода применяется в медицине (внутрь при изжоге), в домашнем обиходе, для производства искусственных минеральных вод и снаряжения огнетушителей, в кондитерском деле и хлебопечении;

- карбонат калия  $\text{K}_2\text{CO}_3$  (поташ) – порошок белого цвета, хорошо растворимый в воде. Содержится в золе растений. Применяется в производстве жидкого металла, тугоплавкого оптического стекла, пигментов;
- карбонат кальция  $\text{CaCO}_3$  встречается в природе в виде мрамора, мела и известняка, применяемые в строительстве. Из известняка получают известь и оксид углерода (IV).

Качественная реакция на карбонат – ион. Качественной реакцией на карбонат – ион  $\text{CO}_3^{2-}$  является действие разбавленных минеральных кислот – соляной и серной. При этом выделяются пузырьки оксида углерода (IV), при пропускании которых через раствор гидроксида кальция (известковую воду) раствор мутнеет, так как в результате образуется  $\text{CaCO}_3$ :



Затем:



При избытке  $\text{CO}_2$  помутнение исчезает:



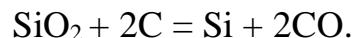
## 2. КРЕМНИЙ

### Общие свойства

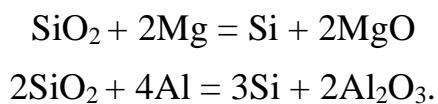
Кремний – второй по распространённости элемент в земной коре (25,8 масс.%). Находится в различных горных породах в форме  $\text{SiO}_2$  и многочисленных силикатов (граниты, гнейсы, базальты, песчаники, песок и др.). Кристаллический  $\text{SiO}_2$  находится в природе в виде минерала кварца (горный хрусталь) и его окрашенных разновидностей (дымчатый и розовый кварц, фиолетовый аметист и др.), а также в виде содержащих воду минералов – опал, халцедон (агат, яшма) и кремень (с примесью оксидов железа). Соединения кремния содержатся в организмах растений и животных.

### Получение

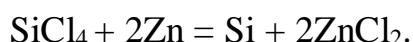
В промышленности кремний получают восстановлением  $\text{SiO}_2$  коксом в электрических печах:



В лаборатории в качестве восстановителей используют магний или алюминий:



Чистый кремний получают восстановлением тетрахлорида кремния парами цинка:



Кремний используют в качестве полупроводника. Из него изготавливают так называемые солнечные батареи, превращающие

световую энергию в электрическую (питание радиоустановок космических кораблей). Кремний используют в металлургии для получения кремнистых солей, обладающих высокой жаростойкостью и кислотоупорностью.

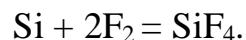
### Свойства

Кремний – тугоплавкое вещество, темно-серого цвета, с металлическим блеском. Чистый кремний плохо проводит электрический ток, так как между атомами кремния существуют ковалентные связи. Структура кремния аналогична структуре алмаза. В его кристалле каждый атом окружён тетраэдрически четырьмя другими и связан с ними связью, которая значительно слабее, чем между атомами углерода в алмазе. В кристалле кремния даже при обычных условиях часть ковалентных связей разрушается. Именно поэтому в нём имеются свободные электроны, которые и обуславливают небольшую электрическую проводимость. При нагревании и освещении увеличивается число разрушаемых связей, следовательно, увеличивается число свободных электронов и возрастает электрическая проводимость.

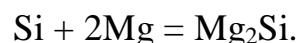
Кремний очень хрупок, его плотность  $2,33 \text{ г}/\text{см}^3$ . Он состоит из трёх стабильных изотопов:  $^{28}_{14}\text{Si}$  (92,27%),  $^{29}_{14}\text{Si}$  (4,68%) и  $^{30}_{14}\text{Si}$  (3,05%).

По химическим свойствам кремний является неметаллом, хотя может проявлять отдельные свойства металлов.

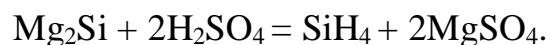
1. Взаимодействие с неметаллами. Кремний достаточно инертен. При обычных условиях он реагирует лишь с фтором:



2. Взаимодействие с металлами. При нагревании с металлами кремний образует силициды, например, силицид магния:



3. Некоторые силициды разлагаются кислотами, при этом выделяется газ силан  $\text{SiH}_4$  и образуется соль металла:

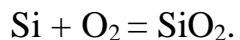


4. Взаимодействие со щелочами и кислотами. Кремний растворяется в концентрированных растворах щелочей с образованием солей кремниевой кислоты и водорода:



Кислоты, кроме HF и смеси азотной с фтороводородной кислотой, на кремний не действуют.

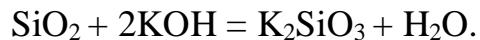
5. Окисление. Кремний может гореть в кислороде, образуя оксид кремния (IV) или кремнезем  $\text{SiO}_2$ :



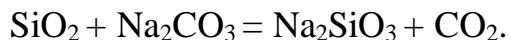
### Соединения

Оксид кремния (IV) – бесцветное кристаллическое вещество. Он не растворяется в воде и не реагирует с ней.

$\text{SiO}_2$  – кислотный оксид. Это инертное в химическом отношении вещество. Оксид кремния (IV) реагирует только при сплавлении или кипячении с концентрированными растворами:



$\text{SiO}_2$  может быть сплавлен с основными оксидами и карбонатами (например с содой):

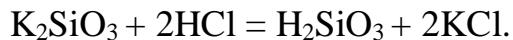


Кремний в виде кварцевого песка используют в производстве обычного и кварцевого стекла, цемента, керамики, фарфора и других материалов. Из некоторых разновидностей кремнезема (яшма, агата, опала) изготавливают ювелирные изделия.

Кремниевая кислота  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  относится к слабым двухосновным кислотам (слабее угольной кислоты). В воде мало растворима, диссоциирует в незначительной степени:



Кремниевая кислота не может быть получена по реакции оксида с водой. Ее получают действием кислот на растворы калиевой или натриевой соли кремниевой кислоты:



$\text{H}_2\text{SiO}_3$  – простейшая из разнообразных поликремниевых кислот, состав которых обычно выражают формулой  $x\text{SiO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$ . Как правило, кремниевая кислота представляет собой смесь различных поликремниевых кислот.

При высыхании кремниевых кислот образуется силикагель – высокопористое вещество, являющееся эффективным адсорбентом. Его используют как поглотитель газов и паров воды, для очистки воды, растворов, масел от различных примесей.

Силикаты – соли кремниевой кислоты, например,  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  – силикат натрия,  $\text{CaSiO}_3$  – силикат кальция. Существуют силикаты более сложного состава, например,  $\text{Ca}_3\text{Si}_2\text{O}_7$  – пироксид кальция,  $\text{Ca}_2\text{SiO}_4$  – ортосиликат кальция. Состав таких силикатов можно выразить общей формулой  $x\text{MO} \cdot y\text{SiO}_2$ , где МО – формула оксида металла М. Эти силикаты являются солями поликремниевых кислот. К природным силикатам относятся: асбест, тальк.

Силикат натрия  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  (точнее  $x\text{Na}_2\text{O} \cdot y\text{SiO}_2$ ) – хорошо растворимое в воде соединение. Его называют также растворимым стеклом. В промышленности его получают, сплавляя кварцевый песок с содой. Силикат натрия используют в производстве стекла. Его водный раствор, содержащий различные добавки (жидкое стекло), применяют для приготовления огнеупорных цементных растворов и бетонов, в производстве тепло- и звукоизоляторов, бумаги, картона, мыла, моющих средств, силикатных красок и клеев.

Силикат натрия  $\text{K}_2\text{SiO}_3$  (точнее,  $x\text{K}_2\text{O} \cdot y\text{SiO}_2$ ) похож по свойствам на силикат натрия. Он применяется в производстве стекла и керамики.

Силикат кальция  $\text{CaSiO}_3$  (точнее  $x\text{CaO} \cdot y\text{SiO}_2$ ) находит применение в производстве огнеупорных материалов, керамики, фарфора.

Наиболее распространённые силикаты сложного состава, содержащие алюминий и алюмосиликаты. В основном это природные минералы: полевой шпат калиевый  $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$  и натриевый  $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ , каолин  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , слюда  $\text{K}_2\text{O} \cdot 3\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , нефелин  $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$ . Алюмосиликаты используются в производстве важных силикатных материалов – стекла, керамики, цемента, а также в качестве адсорбентов (цеолиты).

### 3. ОЛОВО

#### Общие свойства

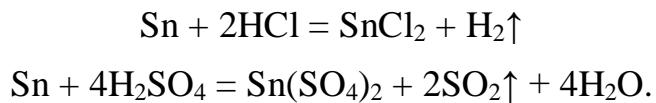
Олово не принадлежит к числу широко распространенных металлов. Содержание его в земной коре составляет 0,04%. Оно обычно встречается в виде кислородного соединения  $\text{SnO}_2$  – «оловянного камня», из которого и получается посредством восстановления углем.

Олово – серебристо-белый, пластичный металл плотностью 7,3 г/см<sup>3</sup>, с температурой плавления 232°C и хорошо выраженным кристаллическим строением.

#### Свойства

В обычных условиях олово устойчиво на воздухе, не окисляется, не взаимодействует с водой, но при нагревании выше 232°C постепенно превращается в диоксид олова  $\text{SnO}_2$ .

В разбавленных кислотах олово растворяется медленно, но в концентрированных соляной и серной быстро, при этом образуется хлорид олова (II) или сульфат олова (IV):



Разбавленная азотная кислота окисляет олово до нитрата:



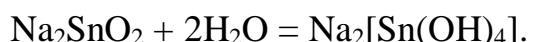
А концентрированная – до  $\beta$ -оловянной кислоты:



Олово растворяется в концентрированных щелочах с образованием станнитов – солей оловянной кислоты  $\text{H}_2\text{SnO}_2$ :



Но в водных растворах станниты гидратируются и дают гидроксостанниты:



Металлическое олово идет на изготовление белой жести, сплавов – бронзы, баббита, типографского сплава. Оловянную фольгу называют станиолью. Сплавы олова со свинцом – припой – широко применяются для пайки. В качестве легирующего компонента олово входит в некоторые сплавы меди.

#### 4. СВИНЕЦ

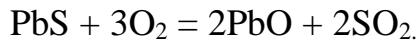
#### Общие свойства

Содержание свинца в литосфере составляет около 0,0016%. Наиболее важная руда, из которой добывается свинец, - Свинцовый блеск PbS.

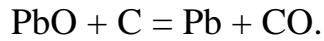
Свинец – мягкий, синевато-серый металл плотностью 11,3 г/см<sup>3</sup> с температурой плавления 327°C. На воздухе он покрывается защитной пленкой оксида свинца (II), но водой постепенно разрушается с образованием гидроксида:



Первая металлургическая операция при получении свинца – это обжиг, в ходе которого сульфид свинца превращается в оксид:

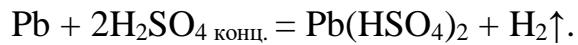


Получающийся оксид свинца (II) подвергают плавке в смеси с коксом, и получают черный свинец, который подвергается последующей очистке.



### Свойства

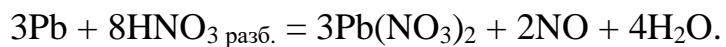
Свинец в разбавленных серной и соляной кислотах не растворяется, т.к. покрывается пленками малорастворимых сульфата и хлорида свинца. Но в концентрированной серной кислоте при нагревании он растворяется легко с образованием гидросульфата свинца:



С концентрированной соляной кислотой при комнатной температуре свинец образует растворимый продукт H<sub>2</sub>[PbCl<sub>4</sub>]:



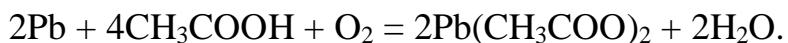
Свинец хорошо растворяется в разбавленной азотной кислоте:



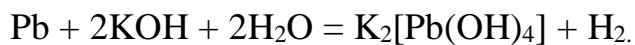
Концентрированная азотная кислота слабо взаимодействует с металлическим свинцом:



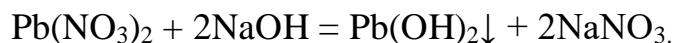
Под действием разбавленной уксусной кислоты в присутствии кислорода металлический свинец образует при нагревании соль двухвалентного свинца:



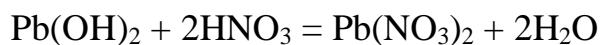
Нагретые концентрированные растворы щелочей растворяют металлический свинец, образуя гидроксоплюмбаты:



Амфотерный гидроксид свинца  $\text{Pb}(\text{OH})_2$  осаждают, действуя щелочью на соли свинца (II):



Полученный белый студенистый осадок растворяется в кислотах, а также в избытке щелочей:



Из свинца, как кислотоупорного материала, изготавливают аппаратуру в химической промышленности, он хорошо экранирует  $\gamma$ -лучи и служит в технике для защиты от радиоактивного излучения. Свинец расходуется также на получение типографских сплавов, баббитов, мягких припоев, аккумуляторных пластин.

## Экспериментальная часть

**Цель работы:** Ознакомление со свойствами элементов IV A- группы и их соединений.

### Опыт № 1.

#### Восстановление углем оксида меди (II)

На часовом стекле или на листе фильтровальной бумаги смешать примерно равные массы оксида меди (II) и порошка угля. Приготовленную смесь высыпать в сухую пробирку, которую укрепить горизонтально в штативе. Смесь нагревать в течение 10 минут.

После охлаждения пробирки содержимое её высыпать на лист белой бумаги, отметить цвет образовавшегося вещества. Наблюдать образование красного налета на стенках пробирки.

Написать уравнение реакции и объяснить наблюдаемые явления.

### **Опыт № 2.**

#### **Адсорбция красящих веществ из раствора**

В колбе или стакане слегка окрасить воду фуксином или метиловым фиолетовым и разлить её на две части. Одну оставить для сравнения, а в другую внести мелкоизмельченный древесный уголь и сильно встряхивать в течение 2-3 минут.

Дать раствору отстояться, а затем его отфильтровать. Сравнить с контрольным раствором и отметить изменение концентрации красителя.

### **Опыт № 3.**

#### **Получение и свойства солей угольной кислоты**

##### **a) Свойства карбонатов щелочноземельных металлов.**

Взять три пробирки. В первую внести 4-5 капель раствора соли хлорида кальция  $\text{CaCl}_2$ , во вторую – хлорида бария  $\text{BaCl}_2$ , а в третью – хлорида стронция  $\text{SrCl}_2$ . В каждую пробирку добавить такой же объем раствора карбоната натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

Наблюдайте выпадение осадков соответствующих карбонатов.

Добавить в пробирки с осадками раствор уксусной кислоты  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . Что наблюдается? Написать уравнения реакций.

##### **b) Гидролиз карбоната железа (III) и карбоната алюминия.**

В одну пробирку налить 3-4 капли раствора соли железа (III), в другую – такой же объем раствора соли алюминия. В обе пробирки добавить по 3-5 капель раствора карбоната натрия.

Происходит взаимное усиление гидролиза солей, в результате чего в осадок выпадают гидроксиды металлов и выделяется газ  $\text{CO}_2$ . Отметить цвет осадков.

Составить уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

### **Опыт № 4.**

#### **Получение гидрогеля и гидрозоля кремниевой кислоты**

В две пробирки внести по 4-5 капель насыщенного раствора силиката натрия  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ . В первую пробирку добавить примерно такой же объем разбавленной соляной кислоты и перемешать раствор стеклянной палочкой. Что наблюдается? Написать уравнение реакции и объяснить результат опыта.

Во вторую пробирку с силикатом натрия внести в два раза больший объем концентрированной соляной кислоты. Выпадает ли осадок гидрогеля  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ? Полученный гидрозоль кремниевой кислоты нагреть до кипения. Что наблюдается?

### **Опыт № 5.**

#### **Гидролиз солей кремниевой кислоты**

а) В пробирку внести 3-5 капель раствора силиката натрия и одну каплю раствора фенолфталеина. Что наблюдается? Написать уравнение гидролиза силиката натрия в ионной и молекулярной формах.

б) В пробирку с 3-5 каплями раствора силиката натрия добавить такой же объем раствора хлорида аммония  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . Указать какое вещество выпадает в осадок. Написать уравнение гидролиза силиката аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{SiO}_3$  в ионной и молекулярной формах. Объяснить, почему гидролиз силиката аммония протекает до конца.

### **Опыт № 6.**

#### **Нерастворимые соли кремниевой кислоты**

Налить в четыре пробирки по 5-6 капель раствора силиката натрия и добавить в них такой же объем растворов солей: кальция, железа (II), кобальта, никеля. Наблюдать происходящие явления. Написать уравнения реакций образования нерастворимых силикатов в молекулярной и ионной формах.

### **Опыт № 7.**

#### **Восстановление олова из раствора его солей**

В пробирку внести 10-12 капель раствора соли олова (II) и опустить небольшой кусочек цинка. Что наблюдается? Написать уравнение реакции. Восстановителем или окислителем является ион олова в этой реакции?

### **Опыт № 8.**

#### **Взаимодействие олова с кислотами**

В разбавленных кислотах олово растворяется медленно, но при увеличении концентрации соляной кислоты скорость реакции возрастает. При окислении олова ионами водорода  $H^+$  образуются ионы  $Sn^{2+}$ , а в концентрированной серной кислоте - образуются ионы  $Sn^{4+}$  и выделяется газ  $SO_2$ . В разбавленной азотной кислоте образуются ионы  $Sn^{2+}$  и выделяется газ  $NO$ , а в концентрированной азотной кислоте – образуется  $H_2SnO_3$  ( $\beta$ -форма оловянной кислоты) и выделяется газ  $NO_2$ .

Чтобы испытать действие на олово разбавленных и концентрированных растворов кислот: соляной, серной, азотной, необходимо взять шесть пробирок и поместить в каждую по небольшому кусочку олова.

В первую пробирку внести 6-8 капель разбавленной соляной кислоты и нагреть. Отметить, что скорость растворения олова в этой кислоте даже при нагревании очень мала. Какой газ выделяется?

Во вторую пробирку внести столько же концентрированной соляной кислоты и подогреть. Что наблюдается? Отметить влияние концентрации соляной кислоты на скорость реакции растворения олова. Написать уравнения реакций.

В третью пробирку внести 6-8 капель разбавленного раствора серной кислоты. Написать уравнение реакции.

В четвертую пробирку внести 6-8 капель концентрированной серной кислоты. Осторожно нагреть. Написать уравнение реакции. Одинаковые ли продукты образуются в этих пробирках?

В пятую пробирку внести 6-8 капель разбавленного раствора азотной кислоты. Отметить наблюдаемые явления и составить уравнение реакции.

В шестую пробирку внести 6-8 капель концентрированного раствора азотной кислоты. Пробирку нагреть. Обратить внимание на цвет выделяющегося газа и образовавшегося осадка. Составить уравнение реакции. Сделать вывод об отношении олова к кислотам.

## Опыт № 9.

### Взаимодействие олова со щелочью

На кусочек олова в пробирке подействовать концентрированным раствором щелочи при нагревании. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

## Опыт № 10.

### Получение гидроксида олова (II) и исследование его свойств

В две пробирки внести по 2-3 капли раствора соли олова (II). И по каплям добавлять в обе пробирки раствор щелочи. Что наблюдается?

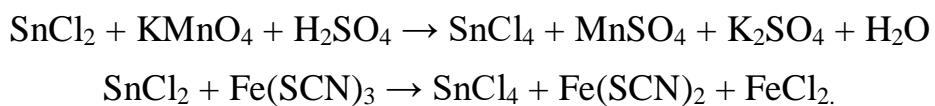
К полученному гидроксиду олова (II)  $\text{Sn}(\text{OH})_2$  добавить в первую пробирку соляной кислоты, а во вторую – избыток раствора щелочи. Записать наблюдения. На какие свойства гидроксида они указывают? Составить соответствующие уравнения реакций.

### Опыт № 11.

#### Восстановительные свойства солей олова (II)

Взять две пробирки, в первую пробирку внести 3-4 капли подкисленного раствора перманганата калия; во вторую пробирку – внести 5-6 капель раствора соли железа (III), содержащего 1-2 капли роданида калия  $\text{KSCN}$ . Добавить в каждую пробирку по нескольку капель раствора соли олова (II) до изменения первоначальной окраски растворов.

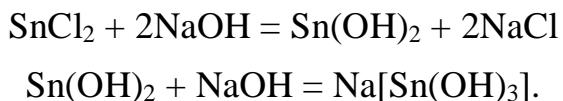
Записать наблюдения. Расставить коэффициенты в уравнении реакций, указать, какое вещество является окислителем, какое – восстановителем.



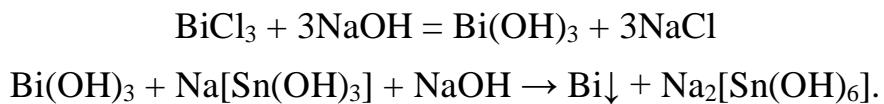
### Опыт № 12.

#### Восстановительные свойства солей олова (II) в щелочной среде

В пробирку налить 1 мл раствора хлорида олова (II) и порциями добавить раствор гидроксида натрия. Сначала наблюдается выпадение осадка гидроксида олова (II), а затем его растворение в избытке щелочи с образованием гидроксокомплекса - тригидроксостанната(II) натрия:



К полученному раствору, не прекращая перемешивания, добавить небольшими порциями раствор хлорида висмута (III). Выпадает белый осадок гидроксида висмута (III), который вскоре чернеет из-за восстановления висмута:



Таким образом, производные олова (II) в щелочной среде являются сильными восстановителями.

Записать наблюдения. Расставить коэффициенты в уравнении реакций, указать, какое вещество является окислителем, какое – восстановителем.

**Примечание.** К исходным растворам хлорида олова (II) и хлорида висмута (III) добавляют соляную кислоту, чтобы предотвратить гидролиз, приводящий к выпадению осадков основных солей.

### Опыт № 13.

#### Отношение свинца к кислотам

В шесть пробирок поместить по маленькому кусочку свинца и подействовать на него в отдельности разбавленными и концентрированными растворами соляной, серной и азотной кислот при комнатной температуре и при нагревании.

Составить уравнения соответствующих реакций. Сделать вывод об отношении свинца к кислотам, зная, что, в разбавленных растворах соляной и серной кислоты свинец покрывается слоем нерастворимых солей  $PbCl_2$  и  $PbSO_4$ . В концентрированных растворах этих кислот получаются растворимые продукты  $H_2[PbCl_4]$  и  $Pb(HSO_4)_2$ . В азотной кислоте образуется  $Pb(NO_3)_2$  и выделяются газы:  $NO$  – из разбавленной и  $NO_2$  – из концентрированной кислоты.

### Опыт № 14.

#### Получение и свойства гидроксида свинца (II)

В две пробирки внести по 2-3 капли раствора соли свинца (II) и по каплям добавлять в каждую раствор щелочи до выпадения осадка.

К полученному осадку добавить в первую пробирку раствор азотной кислоты, во вторую – избыток раствора щелочи. Что происходит с осадком в обеих пробирках? Какие свойства гидроксида свинца (II) подтверждаются наблюдениями? Написать уравнения соответствующих реакций.

### Опыт № 15.

#### Малорастворимые соли свинца (II)

В шесть пробирок внести по 2-4 капли раствора соли свинца (II) и добавить в первую 2-3 капли раствора, содержащего анионы сероводородной кислоты  $S^{2-}$ , во вторую – соляной кислоты  $Cl^-$ , в третью – серной кислоты  $SO_4^{2-}$ , в четвертую – хромовой кислоты  $CrO_4^-$ , в пятую – угольной кислоты  $CO_3^{2-}$ , в шестую – иодоводородной кислоты  $I^-$ .

Отметить цвет образовавшихся осадков. Составить уравнения реакций получения малорастворимых солей свинца (II).

В пробирки добавить по несколько капель воды и нагреть их. В каких пробирках происходит растворение осадков? Охладить пробирки под струей воды. Что наблюдается?

### **Опыт № 16.**

#### **Качественное определение ионов свинца (II)**

Для качественного определения ионов свинца служат реакции образования малорастворимых соединений свинца.

К нескольким каплям раствора соли свинца прилить столько же раствора тиосульфата натрия  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . Сначала выпадает белый осадок тиосульфата свинца  $\text{PbS}_2\text{O}_3$ , который растворяется в избытке тиосульфата натрия с образование комплексного иона  $[\text{Pb}(\text{S}_2\text{O}_3)_3]^{4-}$ .

При нагревании подкисленного тиосульфатного комплекса последний разлагается, выделяя черный осадок  $\text{PbS}$ . Написать уравнения соответствующих реакций.

### **Опыт № 17.**

#### **Получение иодида свинца (II)**

В пробирку налить раствор нитрата свинца (II) и прилить к нему раствор иодида калия до образования ярко-желтого осадка иодида свинца (II).

Растворимость иодида свинца (II) очень сильно зависит от температуры (0,076% при 25°C и 0,3% при 80°C), поэтому при нагревании и последующем охлаждении осадок может быть перекристаллизован. Для этого стакан с суспензией иодида свинца (II) нагревают до полного растворения осадка, а затем полученный раствор быстро охлаждают. Выпадают блестящие золотистые кристаллы иодида свинца (II).

#### **Вопросы и задания для подготовки к защите лабораторной работы**

1. Напишите электронные формулы элементов C, Si, Sn, Pb. На каких подуровнях находятся валентные электроны?
2. Напишите формулы возможных гидроксидов для элементов C, Si, Sn, Pb. Укажите характер гидроксидов каждого элемента: кислотный, основной, амфотерный.
3. Приведите примеры соединений, в которых углерод проявляет степень окисления -4, +4.
4. Каков характер среды при гидролизе карбоната натрия?

5. В чем можно растворить диоксид кремния? Напишите соответствующее уравнение реакции.

6. Какой газ выделяется в результате реакции взаимодействия разбавленной серной кислоты с оловом? Напишите уравнение реакции.

7. Напишите уравнения реакций взаимодействия олова с концентрированным и разбавленным растворами азотной кислоты.

8. Напишите уравнения реакций взаимодействия свинца с концентрированным и разбавленным растворами серной кислоты.

9. В каких кислотах происходит пассивация свинца?

## Лабораторная работа № 5.

### ЭЛЕМЕНТЫ ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЫ III ГРУППЫ

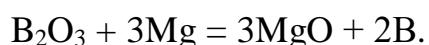
#### Теоретическая часть

##### 1. БОР

###### Распространенность в природе и получение

Массовая доля бора в земной коре составляет 0,0003%. Температура плавления кристаллического бора 2075°C, а плотность 2,34 г/см<sup>3</sup>.

В природе бор встречается в виде соединений; наиболее важными являются бура  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  и борная кислота  $\text{H}_3\text{BO}_3$  (последняя — в воде горячих источников). В свободном состоянии бор получают в несколько стадий: сначала борную кислоту нагреванием переводят в полутораокись бора  $\text{B}_2\text{O}_3$ , из которой затем восстанавливают бор магнием или натрием



В результате получается аморфный бор. Для очистки от магния, оксида магния и других примесей полученную смесь обрабатывают азотной и плавиковой кислотами.

Для получения чистого кристаллического бора лучше всего исходить из галидов бора, термически разлагая их (при 1300°C) на вольфрамовой или tantalовой проволоке, или используя в качестве восстановителя водород. Бор можно получить также электролизом расплавленных боратов.

###### Свойства

При обычных условиях бор химически инертен, причем аморфный бор более активен, чем кристаллический. При высоких температурах бор вступает в реакцию с многими неметаллами — кислородом, хлором,

бромом, серой, азотом. При сплавлении бора с некоторыми металлами образуются бориды, например,  $Mg_3B_2$  — борид магния.

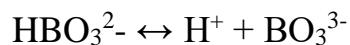
Известно большое число боридов металлов с разнообразными, очень ценными свойствами. Например, при диффузионном поверхностном борировании образуются бориды, которые резко повышают твердость, износостойчивость и коррозионную стойкость различных изделий из стали и других сплавов. На воздухе бор сгорает красноватым пламенем только при  $700^{\circ}C$  с образованием полутораокиси бора  $B_2O_3$ . В технике  $B_2O_3$  получают прокаливанием борной кислоты



Полутораокись бора — бесцветная хрупкая стекловидная масса; она плавится при температуре около  $300^{\circ}C$ , переходя в вязкую жидкость. Добавка  $B_2O_3$  к стеклу увеличивает его прочность; изменяя содержание  $B_2O_3$ , можно получить стекло с различным коэффициентом расширения.

При растворении в воде  $B_2O_3$  образует борную кислоту.  $H_3BO_3$ -белое кристаллическое вещество, водный раствор ее обладает слабыми кислотными свойствами. При нагревании борная кислота теряет воду, переходя сначала в борную метакислоту  $HBO_2$ , затем в тетраборную  $H_2B_4O_7$  и, наконец, в  $B_2O_3$ .

Применяется борная кислота как антисептическое средство при изготовлении консервов, а также при дублении кож и для приготовления красок и эмалей.  $H_3BO_3$  находит также применение в тех случаях, когда надо поддерживать pH раствора в определенных пределах, например, при никелировании деталей. Это основано на ступенчатой диссоциации слабой трехосновной борной кислоты



При введении в раствор ионов водорода происходит уменьшение степени диссоциации  $H_3BO_3$  с сохранением прежнего значения pH. При уменьшении ионов водорода в растворе концентрация ионов водорода восстанавливается за счет дополнительной диссоциации новых молекул  $H_3BO_3$ . Подобные растворы называются буферными.

Натриевая соль тетраборной кислоты  $Na_3B_4O_7 \cdot 10H_2O$  носит название буры. В воде бура гидролизуется, поэтому ее раствор имеет щелочную реакцию; сильными кислотами она разлагается:

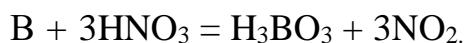


Бура взаимодействует с оксидами многих металлов, вследствие чего она находит применение при пайке и сварке металлов



Бура широко применяется для приготовления эмалей, глазурей, в производстве оптических и цветных стекол. Большое количество буры используется в легкой и пищевой промышленности в качестве дезинфицирующего и консервирующего средства.

С водой бор не взаимодействует, концентрированные серная и азотная кислоты окисляют его в борную кислоту

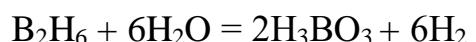


Бор растворяется и в концентрированных щелочах с выделением водорода



В большинстве соединений бор находится в трехвалентном состоянии, образуя ковалентные полярные связи. Бор склонен к комплексообразованию, проявляя в этом случае свою максимальную валентность, равную четырем.

В соединениях бора с водородом (боранах) бор также четырехвалентен. Бораны можно получить, например, действием соляной кислоты на бориды. В результате реакции получается смесь различных боранов, причем  $\text{B}_2\text{H}_6$  — газообразный,  $\text{B}_4\text{H}_{10}$ ,  $\text{B}_5\text{H}_9$ ,  $\text{B}_5\text{H}_{11}$ ,  $\text{B}_6\text{H}_{10}$  — жидкое, а  $\text{B}_{10}\text{H}_{14}$  — твердый. Эти вещества бесцветны, имеют неприятный запах, очень ядовиты. Водой бороводороды разлагаются



Бораны легко окисляются на воздухе и при нагревании до  $100^\circ\text{C}$  самовоспламеняются. Горение бороводородов сопровождается выделением большого количества энергии (например, 2025 кДж/моль для  $\text{B}_2\text{H}_6$ ), что позволяет использовать их в качестве ракетного топлива.

При  $900^\circ\text{C}$  бор вступает в реакцию с азотом, образуя нитрид  $\text{BN}$  (боразон). Нитрид бора может быть получен также нагреванием  $\text{B}$  или  $\text{B}_2\text{O}_3$  с аммиаком. Нитрид бора — белый кристаллический порошок с т. пл.  $3000^\circ\text{C}$ ; он трудно растворим в воде, химически устойчив, не разлагается кислотами и растворами щелочей. Некоторые модификации нитрида бора по твердости близки к алмазу. Они служат хорошим электрическим

изолятором при высокой температуре. Бор и его соединения, особенно изотоп  $^{10}\text{B}$ , обладают способностью сильно поглощать нейтроны, поэтому в ядерной технике бор, карбиды бора или сплавы бора применяются для приготовления регулирующих стержней атомных реакторов и счетчиков для регистрации нейтронов. По этой же причине бор является чрезвычайно вредной примесью к ядерному топливу.

Бор и его соединения используются также в качестве материалов, защищающих от нейтронного излучения.

## 2.АЛЮМИНИЙ

### Распространенность в природе

Алюминий является самым распространенным металлом на Земле: его массовая доля в земной коре составляет 8,8 %.

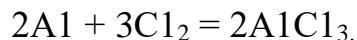
Основная масса природного алюминия входит в состав алюмосиликатов — веществ, главными компонентами которых являются оксиды кремния и алюминия. Алюмосиликаты входят в состав многих горных пород и глин. Другими важными минералами алюминия являются боксит  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ , криолит— $\text{Na}_3\text{AlF}_6$ , корунд  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

### Свойства

Алюминий представляет собой серебристо-белый металл, который кристаллизуется в кубической гранецентрированной решетке. Это легкоплавкий (температура плавления 660°C) и легкий (плотность 2,7 г/см<sup>3</sup>) металл. Он обладает высокой пластичностью, хорошей электро- и теплопроводностью.

Алюминий — химически активный металл. Однако его активность в обычных условиях несколько снижается из-за наличия тонкой пленки оксида, которая всегда образуется на поверхности металла при контакте его с воздухом.

1.Взаимодействие с неметаллами. При обычных условиях алюминий реагирует с хлором и бромом, например:



При нагревании алюминий взаимодействует со многими неметаллами:



2. Взаимодействие с водой. Из-за защитной оксидной пленки на поверхности алюминий устойчив в воде. Однако, при удалении этой пленки происходит энергичное взаимодействие:

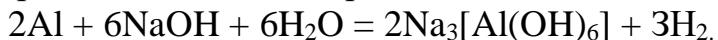


3. Взаимодействие с кислотами. Алюминий взаимодействует с хлороводородной и разбавленной серной кислотами:



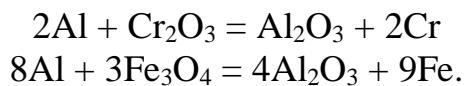
Азотная и концентрированная серная кислоты пассивируют алюминий: при действии этих кислот увеличивается толщина защитной пленки на металле, и он не растворяется.

4. Взаимодействие со щелочами. Алюминий взаимодействует с растворами щелочей с выделением водорода и образованием комплексной соли, например гексагидроксоалюмината натрия:



Реакция со щелочами протекает благодаря легкости растворения в них оксидной пленки.

5. Восстановление оксидов металлов. Алюминий является хорошим восстановителем многих оксидов металлов, например:



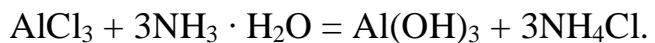
Эти реакции начинаются при высокой температуре и протекают с выделением большого количества теплоты, (температура может достигать 2500—3000°C). Метод восстановления оксидов металлов алюминием получил название алюминотермии (или алюмотермии). Он является разновидностью металлотермии. Алюмотермический метод был предложен русским химиком Н. Н. Бекетовым в середине XIX в.

### **Оксид и гидроксид алюминия**

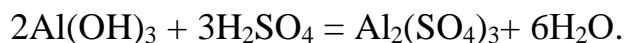
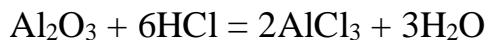
Оксид алюминия, или глинозем,  $\text{Al}_2\text{O}_3$  представляет собой белый порошок. Существуют модификации этого оксида в виде бесцветных кристаллов. Оксид алюминия можно получить, сжигая металл или прокаливая гидроксид алюминия:



Оксид алюминия практически не растворяется в воде. Соответствующий этому оксиду гидроксид алюминия  $\text{Al}(\text{OH})_3$  получают косвенным путем — действием гидроксида аммония или растворов щелочей, взятых в недостатке, на растворы солей алюминия:



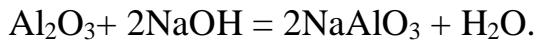
Оксид и гидроксид алюминия являются амфотерными соединениями, т. е. проявляют как основные, так и кислотные свойства. Основные свойства этих соединений проявляются в реакциях с кислотами:



Кислотные свойства оксид и гидроксид алюминия проявляют в реакциях со щелочами в растворах:

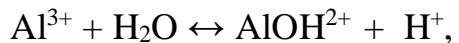


или при сплавлении оксида со щелочью:



### **Соли алюминия**

Алюминий образует соли со всеми неорганическими кислотами. Алюминиевые соли сильных кислот, такие, как  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ , в водных растворах гидролизуются в значительной степени:



поэтому растворы солей алюминия и сильных кислот имеют кислую реакцию. Соли алюминия и слабых кислот, например, сульфид  $\text{Al}_3\text{S}_3$ , карбонат  $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ , гидролизуются в еще большей степени, иногда гидролиз является необратимым, например:



Алюминий образует двойные соли, например,  $\text{KAl}(\text{SO}_4) \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  — алюмокалиевые квасцы.

### **Производство алюминия**

Алюминий получают электролитическим методом. Он не может быть выделен из водных растворов солей, так как является очень активным металлом  $E^0(Al^{3+}/Al) = -1,66$  В. Поэтому основным промышленным методом получения металлического алюминия является электролиз расплава, содержащего оксид алюминия  $Al_2O_3$  и криолит  $Na_3[AlF_6]$ . Криолит служит в качестве растворителя: в его расплаве растворяется оксид алюминия. Процесс получения алюминия протекает при температуре около  $950^\circ C$ .

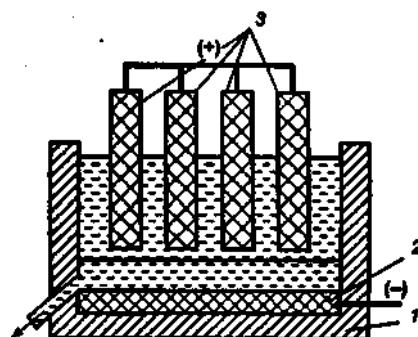


Рис. 5.1. Схема электролизера для получения алюминия:

1 — корпус электролитической ванны; 2 - графитовый катод; 3 - графитовые аноды

На рисунке 5.1 изображена принципиальная схема электролизера, используемого для получения металла. Он представляет собой стальную ванну, выложенную изнутри оgneупорным кирпичом и графитовыми блоками. Блок графита, находящийся на дне печи, служит катодом. Над ним в процессе электролиза собирается жидкий алюминий и периодически отводится из ванны. Анодами служат электроды также из графита, которые сгорают по мере протекания электролиза. Поэтому они постепенно опускаются вниз.

В печь вводят криолит, расплавляют, затем растворяют оксид алюминия. Сырье должно быть хорошо обезвожено, так как при наличии воды криолит может полностью гидролизоваться:

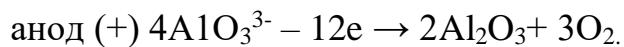
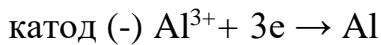


и в результате электролиза на катоде вместо алюминия будет выделяться водород.

В расплавленном криолите оксид алюминия диссоциирует на ионы:



Условия электролиза подбираются такими, чтобы на катоде разряжались только катионы  $\text{Al}^{3+}$ . При этом на аноде будут окисляться ионы  $\text{AlO}_3^{3-}$ . Уравнения электродных процессов:



Образующийся кислород сжигает графитовые аноды:



Получаемый технический алюминий подвергают очистке.

Важнейшим методом очистки алюминия является электроррафинирование — электролиз расплавов солей с растворимым анодом. Схема установки для электролитической очистки алюминия показана на рисунке 5.2. Анод находится на дне электролизера. Он состоит из графитового блока и неочищенного алюминия, сплавленного с медью. Алюминий, который подвергают очистке, специально сплавляют с медью, чтобы он был тяжелее электролита и располагался на дне ванны. Электролитом служит смесь расплавленных солей ( $\text{AlF}_3$ ,  $\text{NaF}$ ,  $\text{BaCl}_2$ ). Плотность этой смеси меньше, чем у сплава меди с алюминием, но больше, чем у чистого алюминия, поэтому электролит располагается над слоем технического алюминия. Над электролитом находится графитовый катод. Чистый алюминий выделяется в жидком виде на графитовом катоде и остается вверху электролизера, так как имеет наименьшую плотность из всех жидких компонентов, находящихся в электролизере.

Условия электролиза таковы, что на аноде растворяется, а на катоде образуется только алюминий. Примеси других металлов, которые имеют более положительный электродный потенциал, (железа, меди, титана), не растворяются и не выделяются на катоде. Схема электролиза:



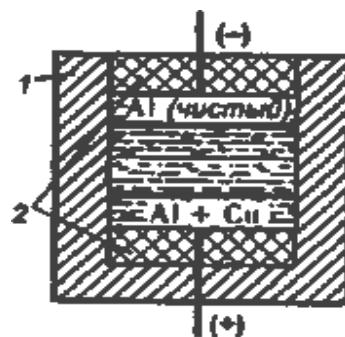


Рис. 5.2. Схема электролизера для рафинирования алюминия:

1 — корпус электролитической ванны; 2 — графитовые блоки

Методом электроррафинирования может быть получен алюминий с массовой долей примесей меньше 0,1%.

### Применение

Металлический алюминий широко используется в промышленности, по объему производства среди металлов он занимает второе место после железа. Основная масса алюминия идет на изготовление алюминиевых сплавов. Ниже рассмотрены важнейшие из них.

Дуралюмин (дюралюминий, дюраль) - сплав алюминия, содержащий медь (массовая доля 1,4—13%) и небольшие количества магния, марганца и других компонентов. Дуралюмины — легкие прочные и коррозионностойкие сплавы. Используются как конструкционный материал в авиа- и машиностроении.

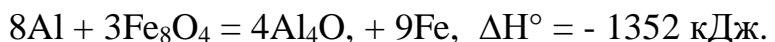
Магналии - сплав алюминия с магнием (5—13%). Используется в авиа- и машиностроении, в строительстве. Магналии стоек к коррозии в морской воде, поэтому его применяют в судостроении.

Силумин — сплав алюминия, содержащий кремний. Силумин хорошо подвергается литью, из него можно изготавливать тонкостенные и сложные по форме изделия. Этот сплав используется в автомобиле-, авиа- и машиностроении, производстве точных приборов.

Металлический алюминий широко используется в металлургии. При выплавке стали алюминий добавляют в качестве раскислителя для удаления из нее избыточного кислорода. Алюминий применяют для алюмотермического получения многих металлов (кальция, лития, бария, марганца, хрома).

Смесь порошков алюминия и оксида железа ( $Fe_2O_3$  или  $Fe_3O_4$ ), имеющая название термит, используется для сварки стальных изделий

(трубопроводов, рельсов). При горении термитной смеси протекает реакция с большим выделением теплоты:



За счет выделяющейся теплоты температура может достигать 3500°C.

Алюминий — пластичный металл, поэтому из него изготавливают тонкую фольгу, используемую в производстве радиотехнических изделий (конденсаторов) и для упаковки товаров. Из алюминия делают провода, краски «под серебро», а из алюминиевых сплавов производят многие предметы быта.

Оксид алюминия  $\text{Al}_2\text{O}_3$  применяют для получения алюминия, как огнеупорный материал, в производстве керамики. Кристаллический  $\text{Al}_2\text{O}_3$  — корунд служит абразивным материалом. Некоторые природные разновидности корунда (рубин, сапфир) являются драгоценными камнями, используются в ювелирном деле.

Алюмокалиевые квасцы  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  и алюмоаммонийные квасцы  $(\text{NH}_4)\text{Al}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  используют для дубления кожи, в качестве проправы при крашении ткани, в производстве бумаги, в медицине и фотографии.

Криолит  $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$  применяют для получения алюминия и при изготовлении керамики и эмалей.

### **Экспериментальная часть**

**Цель работы:** Ознакомление со свойствами бора и алюминия и их соединений.

#### **Опыт № 1.**

#### **Получение и изучение кислотных свойств ортоборной кислоты**

В пробирку налить насыщенный раствор буры, нагреть и осторожно влить концентрированный раствор серной кислоты. Охладить пробирку под краном, отметить цвет образовавшихся кристаллов ортоборной кислоты.

Из пробирки слить в раковину большую часть раствора. К оставшимся на дне кристаллам  $\text{H}_3\text{BO}_3$  добавить дистиллированную воду. Испытать растворимость ортоборной кислоты при комнатной температуре и при нагревании.

Составить уравнение реакции и отметить изменение окраски индикаторов. Написать ступенчатую диссоциацию ортоборной кислоты.

### **Опыт № 2. Взаимодействие тетрабората натрия с солями**

В две пробирки внести по 5 капель тетрабората натрия  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ . В одну пробирку добавить 3 капли раствора соли бария, а в другую – 3 капли раствора соли серебра.

Составить уравнения реакций, учитывая, что образуются метабораты бария и серебра:  $\text{Ba}(\text{BO}_2)_2$  и  $\text{AgBO}_2$ .

### **Опыт № 3. Взаимодействие алюминия с кислотами**

В три пробирки положите по кусочку металлического алюминия и добавьте по 5 капель кислот: в первую – 2Н раствора  $\text{HCl}$ , во вторую – 2Н раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , в третью – концентрированной  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

Сравните активность взаимодействия алюминия с соляной и серной кислотами при комнатной температуре. Подогрейте пробирки. Какой газ выделяется в пробирках с разбавленными растворами кислот при комнатной температуре и при нагревании?

По запаху установите выделение оксида серы (IV)  $\text{SO}_2$  при взаимодействии алюминия с концентрированной серной кислотой при нагревании.

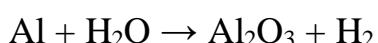
Напишите уравнения соответствующих реакций.

### **Опыт № 4. Взаимодействие алюминия со щелочами**

Маленький кусочек алюминия поместите в пробирку и добавьте к нему 5-10 капель 2Н раствора щелочи. Легко ли алюминий растворяется в щелочи? Обратите внимание на механизм растворения.

В воде при обычной температуре металлический алюминий практически не растворяется, т.к. от действия воды его поверхность быстро пассивируется, покрываясь прочной оксидной пленкой  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . В щелочи эта пленка легко растворяется с образованием алюмината  $\text{NaAlO}_2$ .

Реакция протекает по схеме:



Напишите суммарное уравнение реакции и расставьте коэффициенты.

### **Опыт № 5.**

#### **Естественная защита алюминия от коррозии и разрушение защитной пленки**

Маленький кусочек алюминия зачистите наждачной бумагой, промойте дистиллированной водой и высушите фильтровальной бумагой. В пробирку налейте около половины её объема дистиллированной воды и опустите в неё приготовленную пластинку. Выделяется ли водород? Осторожно, чтобы не раздавить пробирку, потрите поверхность пластиинки стеклянной палочкой. Выделяется ли газ? Почему не наблюдается заметной коррозии алюминия?

Вылете воду из пробирки и выньте из неё алюминий. Вытрите его досуха и положите на бумагу. Смочите поверхность алюминия одной каплей раствора соли ртути  $Hg_2(NO_3)_2$ . Через 2-3 минуты удалите раствор соли ртути фильтровальной бумагой с снова опустите алюминий в пробирку с дистиллированной водой. Что наблюдается? Потрите поверхность алюминия стеклянной палочкой. Наблюдайте энергичную реакцию алюминия с водой и выделение водорода.

Проявление активности алюминия в данном случае объясняется тем, что при его взаимодействии с солью ртути алюминий восстанавливает ртуть и образует с ней амальгаму на поверхности металла. Это нарушает плотную структуру защитной пленки и дает возможность алюминию проявить свою химическую активность.

Напишите уравнения реакций взаимодействия алюминия с нитратом ртути и с водой. Укажите окислитель и восстановитель в этих реакциях.

### **Опыт № 6.**

#### **Активирующее действие хлорид-иона на разрушение защитной пленки**

Хлорид-ион  $Cl^-$  сильно активизирует процесс коррозии. В его присутствии разрушение защитной пленки окиси алюминия усиливается, и коррозия протекает более энергично.

В две пробирки положите по кусочку алюминия и добавьте в одну из них 5-10 капель раствора сульфата меди, а в другую – столько же раствора хлорида меди. Отметьте различный результат в обоих случаях: в первой пробирке алюминий остается почти без изменения, во второй – он быстро покрывается налетом меди.

Напишите уравнение реакции взаимодействия алюминия с хлоридом меди. Укажите окислитель и восстановитель в этой реакции.

## **Опыт № 7.** **Получение гидроксида алюминия и исследование его свойств**

В две пробирки поместите по 4-6 капель раствора соли алюминия и осторожно добавьте по 1-3 капли 2Н раствора едкого натра до образования осадка гидроксида алюминия.

К полученному осадку прибавьте: в одну пробирку – 3-5 капель 2Н раствора соляной кислоты, в другую – такое же количество 2Н раствора едкого натра. Что наблюдается в обоих случаях? Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения реакций получения гидроксида алюминия и его взаимодействия с кислотой и со щелочью.

## **Опыт № 8.** **Взаимодействие солей алюминия с нитратом кобальта**

Твердые соединения алюминия после обработки их очень разбавленным раствором нитрата кобальта и прокаливания окрашиваются в синий цвет вследствие образования алюмината кобальта, называемого «тенаровой синью»:



Для выполнения реакции немного сухой соли алюминия помещают в фарфоровый тигель, смачивают 1-2 каплями раствора нитрата кобальта и прокаливают в пламени горелки.

Записать наблюдения. Расставить коэффициенты в уравнении реакции, указать, какое вещество является окислителем, какое – восстановителем.

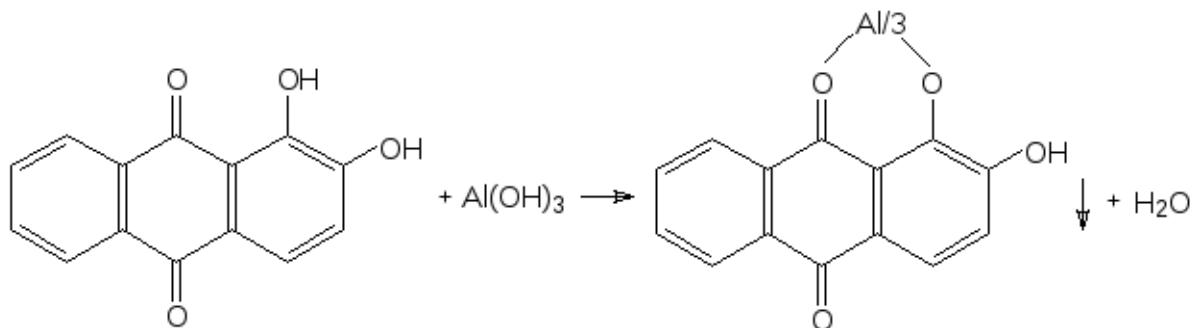
## **Опыт № 9.** **Качественная реакция на ион $\text{Al}^{3+}$**

Ализарин дает с гидроокисью алюминия малорастворимое соединение ярко-красного цвета, называемое «алюминиевым лаком».

В пробирку поместить 3-4 капли раствора соли алюминия, добавить несколько капель уксусной кислоты и ализарина. Подогрейте раствор в пробирке. Что наблюдается

Этот опыт можно провести и следующим образом. На кусочек фильтровальной бумаги помещают 1 каплю анализируемого раствора (соли  $\text{Al}^{3+}$ ). Затем несколько раз касаются пятна капилляром с раствором  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ , который переводит мешающие ионы в осадок. К центру пятна прикасаются капилляром с водой, перемещающей ионы  $\text{Al}^{3+}$  на периферию. После этого, бумажку некоторое время держат над склянкой с

концентрированным раствором аммиака. Затем по периферии пятна проводят капилляром с раствором ализарина и снова обрабатывают бумажку парами аммиака. Пятно осторожно подсушивают над плиткой. В присутствии  $\text{Al}^{3+}$  появляется красно-розовая окраска «алюминиевого лака».



### **Вопросы и задания для подготовки к защите лабораторной работы**

- Чему равна валентность бора и алюминия в нормальном состоянии, в возбужденном состоянии. Составьте электронный паспорт атомов этих элементов.
- Какие свойства проявляет гидратная форма оксида бора и оксида алюминия?
- В каких реакциях выделяется водород?
  - $\text{Al} + \text{NaOH} \rightarrow$
  - $\text{Al} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
  - $\text{Al} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) \rightarrow$
  - $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) \rightarrow$
- Какие превращения можно осуществить, используя гидроксид натрия  $\text{NaOH}$ ?
  - оксид алюминия  $\rightarrow$  метаалюминит натрия;
  - алюминий  $\rightarrow$  гидроксид алюминия;
  - алюминий  $\rightarrow$  нитрат алюминия;
  - алюминий  $\rightarrow$  водород.
- Какое вещество выпадает в осадок в реакциях:
  - сульфид алюминия + вода  $\rightarrow$
  - карбонат алюминия + вода  $\rightarrow$
- Какие продукты образуются при гидролизе тетрабората натрия и сульфата алюминия. Написать уравнения соответствующих реакций гидролиза по I ступени.

### **Лабораторная работа № 6**

# ЭЛЕМЕНТЫ ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЫ II ГРУППЫ

## Теоретическая часть

### 1. БЕРИЛЛИЙ. МАГНИЙ

#### Распространенность в природе

Массовые доли бериллия и магния в земной коре составляют:  $6 \cdot 10^{-4}\%$  (Be) и 2,10% (Mg).

В свободном состоянии эти металлы в природе не встречаются.

К числу наиболее распространенных элементов относится магний. Магний входит в состав минералов магнезита  $MgCO_3$ , доломита  $MgCO_3 \cdot CaCO_3$ , карналлита  $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$ . Соединения магния в больших количествах содержатся в морской воде.

Бериллий встречается в природе в составе минерала — берилла  $3BeO \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$ , окрашенные разновидности которого — изумруды и аквамарины относятся к драгоценным камням.

#### Свойства

Бериллий, магний — металлы серебристо-белого цвета. Это легкие металлы. Их плотности: 1,85 и 1,74 г/см<sup>3</sup> соответственно.

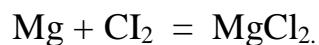
Бериллий и магний — химически активные металлы. Они являются сильными восстановителями. Несколько менее активен бериллий, что обусловлено образованием на поверхности этого металла защитной оксидной пленки.

#### Взаимодействие с простыми веществами

Бериллий и магний легко взаимодействуют с кислородом и серой, образуя оксиды и сульфиды, например:



Бериллий и магний реагируют с кислородом и серой при нагревании. Все металлы легко реагируют с галогенами, например:

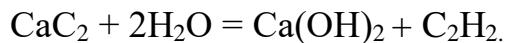


При нагревании бериллий и магний реагируют с водородом, азотом, углеродом, кремнием и другими неметаллами, например:



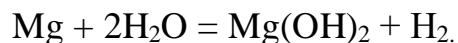
Карбид кальция — бесцветное кристаллическое вещество. Технический карбид, содержащий различные примеси, может иметь цвет серый, коричневый и даже черный.

Карбид кальция разлагается водой с образованием газа ацетилена  $C_2H_2$  — важного продукта химической промышленности:

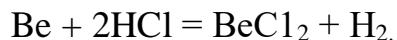


Расплавленные металлы могут соединяться с другими металлами, образуя интерметаллические соединения.

Взаимодействие с водой. Бериллий не взаимодействует с водой, так как реакции препятствует защитная пленка оксида на поверхности металла. Магний реагирует с водой только при нагревании:



Взаимодействие с кислотами. Бериллий и магний взаимодействуют с хлороводородной и разбавленной серной кислотами с выделением водорода:



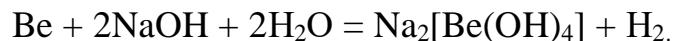
Разбавленную азотную кислоту металлы восстанавливают главным образом до аммиака или нитрата аммония (реакция с бериллием без нагревания идет медленно), например:



В концентрированных азотной и серной кислотах (без нагревания) бериллий пассивируется. Основными продуктами восстановления концентрированных кислот являются  $H_2S$  (для  $H_2SO_4$ ) и  $N_2O$  (для  $HNO_3$ ).

### **Взаимодействие со щелочами**

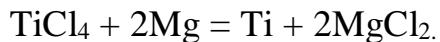
Бериллий взаимодействует с водными растворами щелочей с образованием комплексной соли и выделением водорода:



Магний со щелочами не реагирует.

### **Взаимодействие с оксидами и солями металлов**

Магний может восстанавливать многие металлы из их оксидов и солей, например:



Такие реакции используются в металлургии для получения металлов.

### **Оксиды и гидроксиды**

Бериллий образует оксид  $\text{BeO}$  и гидроксид  $\text{Be}(\text{OH})_2$ , которые проявляют амфотерные свойства. Их амфотерный характер проявляется в реакциях с кислотами и щелочами, например:



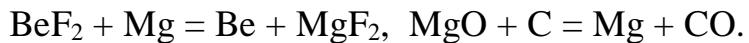
Оксид и гидроксид магния  $\text{MgO}$  и  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  проявляют основные свойства.

### **Особенности солей бериллия, магния и щелочноземельных металлов**

Соли бериллия ядовиты. Пары их растворов вызывают раздражение дыхательных путей и легких, при попадании солей бериллия на кожу возникают воспаления.

### **Производство и применение**

Бериллий и магний получают электролизом расплавов их хлоридов или термическим восстановлением их соединений:



Бериллий и магний нашли широкое применение в промышленности. Они входят в состав многих сплавов, которые отличаются легкостью, повышенными механическими свойствами и коррозионной стойкостью. Бериллиевые бронзы — сплавы меди с бериллием (0,5 - 2% Be) — используются для производства пружин, безыскрового инструмента для работы во взрывоопасных условиях. Сплавы магния с алюминием, цинком, марганцем широко применяются в авиа- и автомобилестроении.

Магний служит восстановителем при получении других металлов в металлургических процессах. Магнийтермией получают титан, бериллий, цирконий.

## **2. КАЛЬЦИЙ. СТРОНЦИЙ. БАРИЙ**

### **Распространенность в природе**

Массовые доли щелочноземельных металлов в земной коре составляют: 3,60% (Ca), 0,04% (Sr), 0,05% (Ba),  $1 \cdot 10^{-10}\%$  (Ra). В свободном состоянии эти металлы в природе не встречаются.

К числу наиболее распространенных элементов относятся кальций. Основными кальцийсодержащими минералами являются кальцит  $\text{CaCO}_3$

(его разновидности — известняк, мел, мрамор), ангидрит  $\text{CaSO}_4$ , гипс  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , флюорит  $\text{CaF}_2$  и фторапатит  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$ .

Стронций и барий образуют сульфатные  $\text{BaSO}_4$  и  $\text{SrSO}_4$  и карбонатные  $\text{BaCO}_3$  и  $\text{SrCO}_3$  природные минералы. Радий встречается в радиоактивных природных веществах.

### Свойства

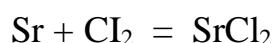
Кальций, барий и радий — металлы серебристо-белого цвета. Стронций имеет золотистый цвет. Эти металлы легкие, особенно низкую плотность имеет кальций:  $1,54\text{г}/\text{см}^3$ .

Радий является радиоактивным химическим элементом.

1. Взаимодействие с простыми веществами. Щелочноземельные металлы легко взаимодействуют с кислородом и серой, образуя оксиды и сульфиды, например:



Все металлы этой подгруппы легко реагируют с галогенами, например:



При нагревании щелочноземельные металлы реагируют с водородом, азотом, углеродом, кремнием и другими неметаллами, например:



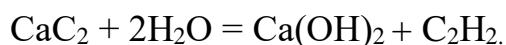
гидрид кальция

нитрид кальция

карбид кальция

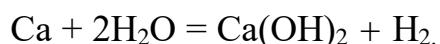
Карбид кальция — бесцветное кристаллическое вещество. Технический карбид, содержащий различные примеси, может иметь цвет серый, коричневый и даже черный.

Карбид кальция разлагается водой с образованием газа ацетилена  $\text{C}_2\text{H}_2$  — важного продукта химической промышленности:

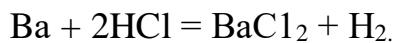


Расплавленные металлы могут соединяться с другими металлами, образуя интерметаллические соединения, например,  $\text{CaSn}_3$ ,  $\text{Ca}_2\text{Sn}$ .

2. Взаимодействие с водой. Щелочноземельные металлы активно взаимодействуют с водой при обычных условиях, например:



3. Взаимодействие с кислотами. Щелочноземельные металлы взаимодействуют с хлороводородной и разбавленной серной кислотами с выделением водорода:



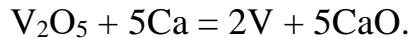
Разбавленную азотную кислоту металлы восстанавливают главным образом до аммиака или нитрата аммония, например:



В концентрированных азотной и серной кислотах (без нагревания) металлы реагируют с этими кислотами. Основными продуктами восстановления концентрированных кислот являются  $\text{H}_2\text{S}$  (для  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) и  $\text{N}_2\text{O}$  (для  $\text{HNO}_3$ ).

4. Взаимодействие со щелочами. Щелочноземельные металлы со щелочами не реагируют.

Взаимодействие с оксидами и солями металлов. Щелочноземельные металлы могут восстанавливать многие металлы из их оксидов и солей, например:



Такие реакции используются в металлургии для получения металлов.

### **Оксиды и гидроксиды**

Оксиды и гидроксиды щелочноземельных металлов  $\text{CaO}$  и  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{SrO}$  и  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ,  $\text{BaO}$  и  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{RaO}$  и  $\text{Ra}(\text{OH})_2$  проявляют основные свойства. Гидроксиды щелочноземельных металлов растворимы в воде, т. е. являются щелочами.

### **Особенности солей щелочноземельных металлов**

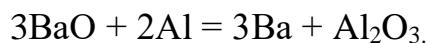
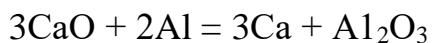
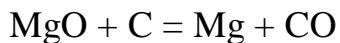
Соли щелочноземельных металлов, внесенные в пламя горелки, дают характерное окрашивание пламени: кальций — кирпично-красное, стронций — карминно-красное, барий — желтовато-зеленое. На этом свойстве солей основано качественное определение этих элементов.

Соли бария ядовиты. Соли стронция также вредны для организма человека: стронций накапливается в организме, замещая кальций, что приводит к увеличению хрупкости костей.

Соли кальция играют важную роль в жизнедеятельности животных организмов, в том числе человека. Многие из них, например, хлорид кальция  $\text{CaCl}_2$ , используются в медицине.

### Производство и применение

Щелочноземельные металлы получают электролизом расплавов их хлоридов или термическим восстановлением их соединений:



Радий получают в виде сплава с ртутью (амальгама радия) электролизом водного раствора  $\text{RaCl}_2$  с ртутным катодом.

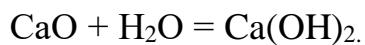
Щелочноземельные металлы нашли широкое применение в промышленности. Они входят в состав многих сплавов, которые отличаются легкостью, повышенными механическими свойствами и коррозионной стойкостью. Радий используется для получения сплава с бериллием, который служит источником нейтронов в ядерных реакторах.

Кальций служат восстановителями при получении других металлов в металлургических процессах. Кальцийтермией получают уран, торий, цирконий, редкоземельные металлы.

Широкое применение в народном хозяйстве имеют оксид кальция  $\text{CaO}$  (техническое название — негашеная известь) и гидроксид кальция  $\text{Ca(OH)}_2$  (гашеная известь). Негашеную известь получают, прокаливая известняк:

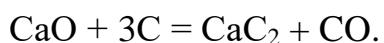


Негашеную известь «гасят», добавляя к ней воду:



Гашеная и негашеная известь используется в строительстве для приготовления вяжущих материалов, для получения бетонов и штукатурных смесей. Раствор гашеной извести в воде называется известковой водой.

Из других соединений кальция широкое применение находит карбид  $\text{CaC}_2$ . Технология его получения основана на реакции негашеной извести (оксида кальция) с углем:



Реакция протекает с поглощением большого количества теплоты. Ее проводят в электрических печах при температуре свыше 1900°C (электротермическое производство).

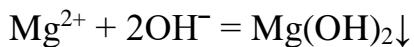
Карбид кальция используют как источник получения ацетилена, в качестве восстановителя и исходного продукта для синтеза многих химических соединений.

## Экспериментальная часть

**Цель работы:** Ознакомление со свойствами элементов IIА группы и их соединений.

### Опыт № 1. Получение гидроксида магния и его растворение

Едкие щелочи образуют с ионами магния  $Mg^{2+}$  белый аморфный осадок  $Mg(OH)_2$ , который растворим в кислотах и в солях аммония.



В три пробирки с раствором соли магния прибавьте по каплям раствор щелочи до образования осадка.

В первую пробирку прибавьте по каплям концентрированный раствор щелочи, во вторую – концентрированный раствор соляной кислоты, а в третью – насыщенный раствор хлорида аммония  $NH_4Cl$ .

В каких пробирках наблюдается растворение осадка? О каких свойствах это свидетельствует? Напишите уравнения соответствующих реакций.

### Опыт № 2. Взаимодействие солей магния с гидрофосфатом натрия

Гидрофосфат натрия  $Na_2HPO_4$  образует с солями магния в присутствии гидроксида аммония  $NH_4OH$  и хлорида аммония  $NH_4Cl$  белый кристаллический осадок двойной соли ортофосфата магния-аммония  $Mg NH_4PO_4$ :



В пробирку с двумя каплями раствора соли магния внесите по каплям раствор амиака до выпадения осадка гидроксида магния. Осадок растворите, добавляя раствор хлорида аммония. В полученный раствор введите по каплям раствор гидрофосфата натрия  $Na_2HPO_4$  до получения

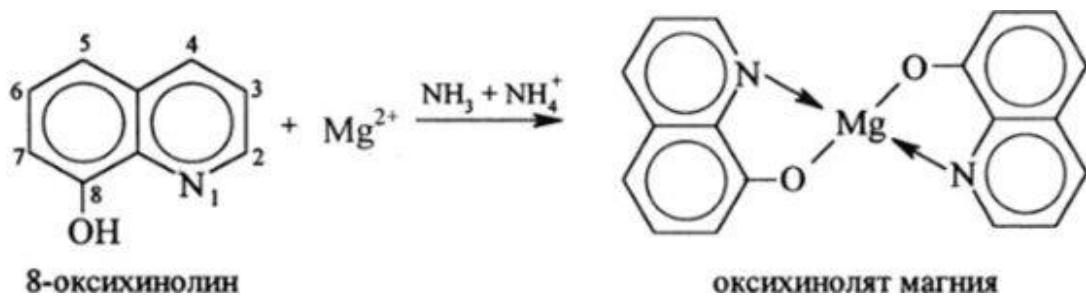
осадка. Отметьте цвет и кристаллическую структуру выпавшего в осадок ортофосфата магния-аммония  $Mg(NH_4)_2PO_4$ . С какой целью вводится в реакцию хлорид аммония?

Осадок разделите на три части и поместите в пробирки. В первую – прибавить по каплям концентрированный раствор щелочи, во вторую – концентрированную солянную кислоту, в третью – раствор уксусной кислоты  $CH_3COOH$ . В каких пробирках наблюдалось растворение осадка? О каких свойствах это свидетельствует?

Напишите молекулярные и ионные уравнения соответствующих реакций.

### Опыт № 3. Взаимодействие солей магния с оксихинолином

Оксихинолин  $C_9H_6ON$  образует с аммиачными растворами солей магния зеленовато-желтый кристаллический осадок оксихинолята магния  $Mg(C_9H_6ON)_2$ , представляющий собой малорастворимое внутrikомплексное соединение.



Для выполнения реакции к капле раствора соли магния прибавляют по капле растворов гидроксида аммония  $NH_4OH$  и хлорида аммония  $NH_4Cl$  и действуют каплей 5%-ного спиртового или аммиачного раствора оксихинолина. Реакцию следует выполнять при нагревании во избежание выпадения в осадок самого оксихиналина, что часто имеет место при добавлении спиртового раствора оксихинолина к водному раствору соли магния.

### Опыт № 4. Качественная реакция на ион магния

Обнаружение иона  $Mg^{2+}$  микрокристаллоскопическим путем проводят, пользуясь реакцией образования  $Mg(NH_4)_2PO_4$ , которая была рассмотрена выше.

На рисунке 6.1а изображены кристаллы этой соли, получающиеся при медленной кристаллизации из разбавленных растворов. При быстрой кристаллизации из более концентрированных растворов или из растворов, содержащих большое количество солей аммония, они выделяются в виде звездочек или дендритов (древовидных образований) (рис. 6.1б).

На предметное стекло капнуть 1-2 капли раствора соли магния. Добавить 1 каплю раствора соляной кислоты и 2 капли раствора гидрофосфата натрия. После этого добавлять по каплям раствор аммиака до образования характерного кристаллического осадка  $MgNH_4PO_4 \cdot 6H_2O$ . При этом, если осадок выпадает не сразу, следует потереть стеклянной палочкой о стекло. Рассмотреть под микроскопом полученные кристаллы и зарисовать их. Написать уравнение соответствующей реакции.

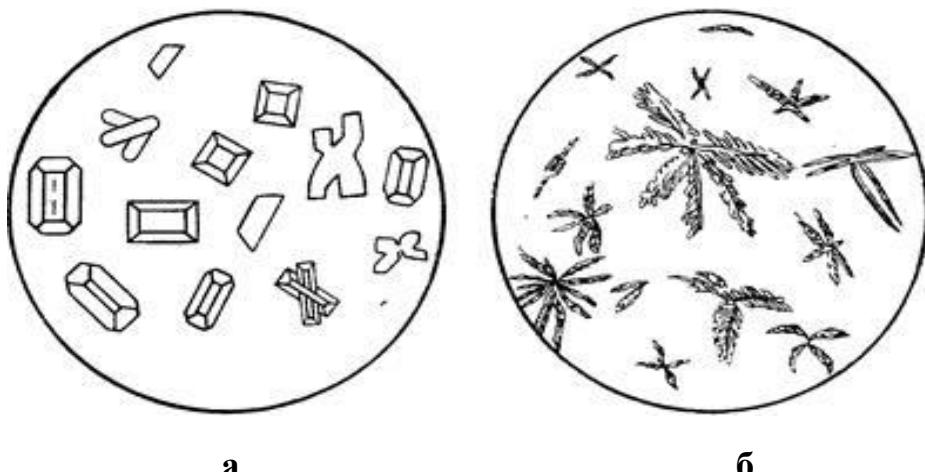


Рис.6.1. Кристаллы  $Mg NH_4PO_4 \cdot 6 H_2O$ , образующиеся:  
а) при медленной кристаллизации; б) при быстрой кристаллизации

### Опыт № 5. Капельная реакция на ионы магния

Капельная реакция на ионы  $Mg^{2+}$  основана на том, что гидроокись магния, частично растворяясь в воде, создает среду  $pH=10$ , при которой фенолфталеин имеет ярко-малиновую окраску.

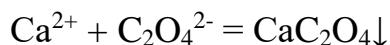
Для выполнения реакции на полоску фенолфталеиновой бумаги наносят каплю исследуемого раствора и каплю 2Н раствора аммиака. Бумага окрашивается в малиновый цвет, что зависит как от присутствия избытка  $NH_4OH$ , так и от образования гидроокиси магния  $Mg(OH)_2$ .

Далее, держа бумагу над пламенем, осторожно высушивают её. При этом аммиак и вода улетучиваются, и малиновая окраска исчезает. Если теперь обработать бумагу каплей воды, то в присутствии ионов  $Mg^{2+}$  она снова приобретет окраску вследствие частичного растворения  $Mg(OH)_2$ . В отсутствие ионов  $Mg^{2+}$  бумага останется бесцветной.

Записать реакцию в молекулярном и ионном виде.

**Опыт № 6.  
Взаимодействие солей кальция с оксалатом аммония**

В пробирку налить 5-6 капель раствора сульфата кальция и прибавить 1-2 капли раствора оксалата аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ . Что наблюдается?



Проверить осадок на растворимость в минеральных кислотах и в уксусной кислоте. Для этого разделить осадок на две пробирки и добавить в первую – раствор соляной кислоты, а во вторую – уксусной кислоты. Что наблюдается?

Написать молекулярные и ионные уравнения соответствующих реакций.

**Опыт № 7.  
Микрокристаллоскопическое определение ионов  $\text{Ca}^{2+}$**

Реакция основана на образовании катионами кальция с сульфат-ионами кристаллов гипса  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  игольчатой формы.



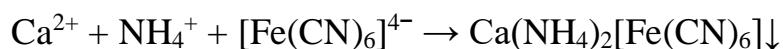
На предметное стекло помещают каплю раствора соли кальция и действуют каплей 2Н раствора серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и слегка упаривают до появления каемки по краям капли. Наблюдаем под микроскопом образовавшиеся крупные кристаллы гипса  $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$  игольчатой формы, изображенные на рисунке 6.2.



Рис. 6.2. Кристаллы гипса  $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$

**Опыт № 8.**  
**Взаимодействие солей кальция с гексацианоферратом (II) калия**

К 1-2 каплям раствора соли кальция прибавляют по капле растворов гидроксида аммония  $\text{NH}_4\text{OH}$  и хлорида аммония  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , нагревают и осаждают примерно равным объемом насыщенного раствора  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Выпадает белый кристаллический осадок  $\text{Ca}(\text{NH}_4)_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ , нерастворимый в уксусной кислоте. Реакцию ведут при  $\text{pH}=9$ , в присутствии аммонийной буферной смеси.



Записать реакцию в молекулярном виде, расставить коэффициенты.

**Опыт № 9.**  
**Взаимодействие солей бария с дихроматом калия**

В пробирку налить 3 мл раствора хлорида бария  $\text{BaCl}_2$  и прибавить 1-2 капли дихромата калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ . Что наблюдается?

Дихромат калия образует с ионами бария  $\text{Ba}^{2+}$  осадок  $\text{BaCrO}_4$ , а не  $\text{BaCr}_2\text{O}_7$ , как можно было бы ожидать. В растворе  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  кроме ионов  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  имеется небольшое количество ионов  $\text{CrO}_4^{2-}$ , образующихся в результате взаимодействия дихромат-ионов с водой:



Концентрация  $\text{CrO}_4^{2-}$  достаточна для того, чтобы выпал осадок  $\text{BaCrO}_4$ , а не  $\text{BaCr}_2\text{O}_7$ . Это связано с произведением растворимости.



Осадок разделить на три части и поместить в пробирки. В первую прибавлять по каплям концентрированный раствор щелочи, во вторую – концентрированную соляную кислоту, а в третью – раствор уксусной кислоты. В каких пробирках наблюдалось растворение осадка? О каких свойствах это свидетельствует?

Написать молекулярные и ионные уравнения соответствующих реакций.

### **Опыт № 10. Взаимодействие солей стронция с кислотами**

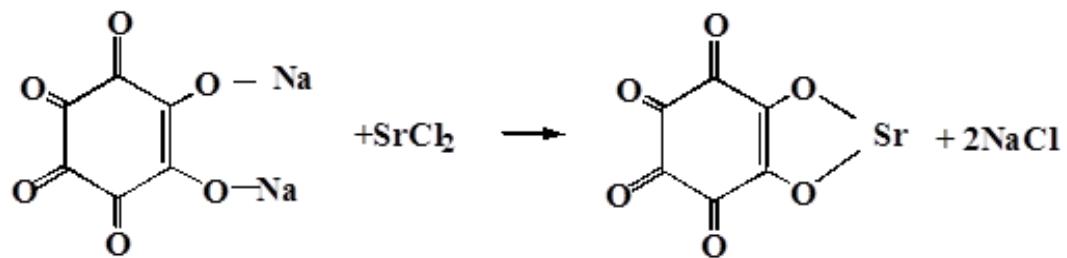
В пробирку налить 2 мл раствора нитрата стронция  $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ , а затем по каплям прибавить 2Н раствор серной кислоты. Что наблюдается?

Осадок разделить на две части и поместить в пробирки. В первую прибавлять по каплям концентрированный раствор щелочи, а во вторую – концентрированную соляную кислоту. В каких пробирках наблюдалось растворение осадка?

Написать молекулярные и ионные уравнения соответствующих реакций.

### **Опыт № 11. Капельная реакция на ионы стронция с родизонатом натрия**

На фильтровальную бумагу помещают каплю нейтрального раствора соли стронция и действуют каплей водного раствора родизоната натрия  $\text{Na}_2\text{C}_6\text{O}_6$ . При этом на бумаге появляется красно-буровое пятно осадка родизоната стронция  $\text{SrC}_6\text{O}_6$ . При смачивании пятна каплей разбавленной соляной кислоты осадок растворяется и пятно исчезает.



**Опыт № 12.**  
**Микрокристаллоскопическое определение ионов  $\text{Sr}^{2+}$**

Каплю раствора хлорида стронция досуха выпаривают на предметном стекле. Сухой остаток растворяют в капле 2%-ного раствора нитрата меди  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  и снова выпаривают досуха. После охлаждения прибавляют 2 капли 0,05Н раствора уксусной кислоты  $\text{CH}_3\text{COOH}$  и в полученный прозрачный раствор вносят кристаллик  $\text{KNO}_2$ , спустя несколько минут, по краям образуются мелкие сине-зеленые кубики тройного нитрита  $\text{K}_2\text{SrCu}(\text{NO}_2)_6$  (рисунок 6.3).

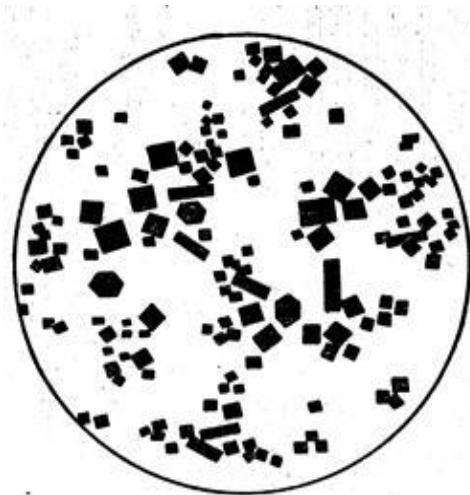


Рис. 6.3. Кристаллы тройного нитрита  $\text{K}_2\text{SrCu}(\text{NO}_2)_6$

**Опыт № 13.**  
**Окрашивание пламени солями щелочноземельных металлов**

Стальную проволоку, тщательно защищенную и прокаленную, погрузить в насыщенный раствор хлорида кальция, а затем поместить в пламя спиртовки. Отметить цвет пламени. Повторить опыт с растворами солей стронция и бария. Описать наблюдаемые явления.

## **Вопросы и задания для подготовки к защите лабораторной работы**

1. Что общее имеют в строении внешних электронных оболочек атомы металлов IIА-группы?
2. Написать уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:
  - а)  $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca(HCO}_2)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO}$ ;
  - б)  $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2$ ;
  - в)  $\text{Mg} \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg(OH)}_2 \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{MgSO}_4$ ;
  - г)  $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{MgCO}_3 \rightarrow \text{MgO}$ .
3. Почему при изучении свойств элементов IIА-группы выделяют бериллий, магний и остальные элементы, называемые щелочноземельными?
4. Составить схемы электролиза раствора и расплава:
  - а)  $\text{CaCl}_2$ ;
  - б)  $\text{MgCl}_2$ .

## **Лабораторная работа № 7.**

### **ЭЛЕМЕНТЫ ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЫ I ГРУППЫ**

#### **Теоретическая часть**

##### **Распространенность в природе**

Из элементов главной подгруппы I группы в природе наиболее распространены натрий и калий. Массовая доля натрия в земной коре составляет 2,64%, калия — 2,60%. Содержание в земной коре лития, рубидия и цезия значительно меньше и составляет соответственно  $6,5 \cdot 10^{-3}$ ; 0,031 и  $7 \cdot 10^{-4}$  %. Щелочные металлы в свободном состоянии в природе не встречаются. Основными природными соединениями натрия являются минералы галит, или каменная соль  $\text{NaCl}$ , и мирабилит, или глауберова соль  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ . К важнейшим минералам калия относится сильвин  $\text{KCl}$ , карналлит  $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , сильвинит  $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$ .

Франций — радиоактивный элемент. Следы этого элемента обнаружены в продуктах распада природного урана. Из-за малого времени жизни изотопов франция его трудно получать в больших количествах, поэтому свойства металлического франция и его соединений изучены еще недостаточно.

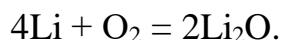
##### **Свойства**

Щелочные металлы — серебристо-белые вещества с малой плотностью. Литий — самый легкий металл, его плотность равна 0,534  $\text{г}/\text{см}^3$  ( $20^\circ\text{C}$ ). Это мягкие металлы, по мягкости  $\text{Na}$ ,  $\text{K}$ ,  $\text{Rb}$  и  $\text{Cs}$  подобны

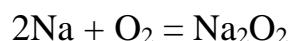
воску. Щелочные металлы легкоплавкие. Так, температура плавления цезия равна 28,5°C, наибольшая температура плавления у лития (180,5°C). Щелочные металлы обладают хорошей электрической проводимостью.

Щелочные металлы обладают высокой химической активностью, их активность увеличивается в ряду Li — Na — K — Rb — Cs — Fr. В реакциях они являются сильными восстановителями.

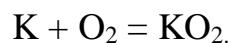
1. Взаимодействие с простыми веществами. Щелочные металлы взаимодействуют с кислородом. Все они легко окисляются кислородом воздуха, а рубидий и цезий даже самовоспламеняются. С кислородом литий образует оксид:



Основным продуктом окисления натрия является пероксид натрия

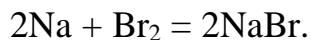


Калий, рубидий и цезий при взаимодействии с кислородом образуют главным образом надпероксиды, например, надпероксид калия:

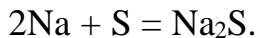


Вследствие легкости окисления на воздухе и возможности их загорания щелочные металлы хранят в запаянных стеклянных сосудах или под слоем керосина.

Щелочные металлы самовоспламеняются во фторе, хлоре, парах брома, образуя галогениды, например:

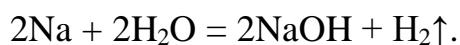


При нагревании щелочные металлы взаимодействуют со многими неметаллами (водородом, серой, селеном, теллуром, иодом, азотом, углеродом). Например, в реакциях с серой образуются сульфиды:



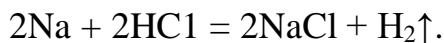
Щелочные металлы взаимодействуют также со многими металлами, образуя интерметаллические соединения, например,  $\text{Li}_2\text{Zn}_3$ ,  $\text{Na}_3\text{Sn}$ .

2. Взаимодействие с водой. Все щелочные металлы активно реагируют с водой, восстанавливая ее до водорода, например:



Активность взаимодействия металлов с водой увеличивается от лития к цезию. Так, калий при взаимодействии с водой воспламеняется, а рубидий и цезий реагируют с взрывом.

3. Взаимодействие с кислотами. Щелочные металлы взаимодействуют с хлороводородной и разбавленной серной кислотами с выделением водорода:

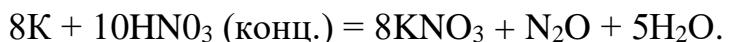


Концентрированную серную кислоту щелочные металлы восстанавливают главным образом до сероводорода:



При этом возможно параллельное протекание реакции восстановления серной кислоты до оксида серы (IV) и элементной серы.

При взаимодействии с азотной кислотой образуется ряд азотсодержащих продуктов:  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{NO}_2$ . При реакции щелочного металла с разбавленной азотной кислотой преимущественно получается аммиак или нитрат аммония, а с концентрированной кислотой — азот или оксид азота (I), например:



Однако, как правило, одновременно образуется несколько продуктов.

4. Взаимодействие с оксидами металлов и солями. Щелочные металлы вследствие высокой химической активности могут восстанавливать многие металлы из их оксидов и солей, например:



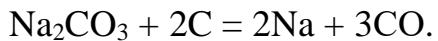
Такие реакции используются для получения некоторых металлов.

## Способы получения щелочных металлов

### Получение натрия

Металлический натрий в промышленности получают электролизом расплава хлорида с инертными (графитовыми) электродами. При электролизе образуются натрий и хлор. Иногда натрий получают электролизом расплава гидроксида натрия  $\text{NaOH}$ .

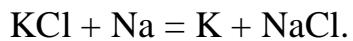
Другим способом получения натрия является восстановление соды углем при высоких температурах:



Этот способ используется реже, чем электролитический.

### **Получение калия**

Калий получают замещением его натрием из расплава хлорида калия или гидроксида калия:



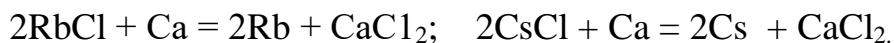
Такая реакция идет несмотря на то, что в ряду стандартных электродных потенциалов натрий расположен левее калия. Как уже отмечалось, этот ряд применим только к водным растворам при условиях, близких к стандартным.

Калий может быть получен также электролизом расплавов его соединений (KCl, KOH).

### **Получение лития, рубидия и цезия**

Металлический литий получают электролизом расплава хлорида лития или восстановлением оксида лития алюминием.

Рубидий и цезий получают, восстанавливая металлами их галогениды в вакууме:



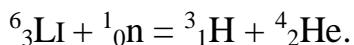
Вместо кальция можно использовать также магний.

### **Применение**

Из щелочных металлов наибольшее применение находит натрий. Основными областями его применения является производство металлов и сплавов, например, калия, циркония, tantalа, сплавов со свинцом и ртутью. Натрий используется для получения неорганических и органических соединений, например,  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{NaCN}$ ,  $\text{NaN}$ . Он служит восстановителем органических соединений, катализатором некоторых реакций, наполнителем газоразрядных натриевых ламп. Натрий в сплаве с калием является теплоносителем (переносчиком теплоты) в ядерных источниках энергии.

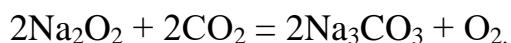
Другие щелочные металлы применяются значительно меньше. Калий, рубидий и цезий используют для создания фотоэлементов, которые преобразуют энергию света в электрическую. Калий входит в состав сплава, применяемого в качестве теплоносителя в ядерных реакторах.

Литий применяется для производства сплавов на основе меди, магния и алюминия (придает сплавам легкость), в металлургии для удаления из металлов примесей кислорода, водорода, азота, серы, с которыми литий образует соединения, переходящие в шлак. Литий используется в атомной технике для получения трития, который образуется при облучении металла нейтронами:



Литий применяют для изготовления электродов для электрохимических источников тока.

Широкое применение в народном хозяйстве находят соединения натрия и калия. Хлорид натрия используется в качестве сырья для производства таких важных химических веществ, как натрий, гидроксид натрия, хлор, хлороводородная кислота и сода. Сульфат натрия используют в производстве серной кислоты, соды и стекла. Пероксид натрия  $\text{Na}_2\text{O}_2$  используется для регенерации воздуха в замкнутых системах, например, на подводных лодках, что связано с его способностью взаимодействовать с диоксидом углерода:



Некоторые соли калия используются в сельском хозяйстве как калийные удобрения. При недостатке калия в почве замедляется рост растений, на них желтеют листья, растения легче поражаются вредителями. В качестве удобрений обычно используют хлорид, нитрат и сульфат калия. Соединения калия (в основном  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ) содержит зола, образующаяся при сгорании древесины и растений, поэтому зола также используется как удобрение.

Соединения натрия и калия используются в производстве мыла и синтетических моющих средств. Гидроксиды натрия, калия и лития входят в состав электролитов щелочных аккумуляторов. Соединения лития, рубидия и цезия служат добавками к шихте в производстве специальных стекол.

## Экспериментальная часть

**Цель работы:** Ознакомление со свойствами элементов IА группы и их соединений.

### Опыт № 1. Взаимодействие солей калия с гидротартратом натрия

Винная кислота  $\text{H}_2\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6$  и её кислая натриевая соль гидротартрат натрия  $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$  дают с растворами солей калия белый кристаллический осадок – гидротартрат калия  $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$ .

а) Винная кислота – сравнительно слабая органическая кислота. В её молекуле шесть атомов водорода, но только два из них отщепляются в виде ионов  $\text{H}^+$ , вследствие чего эта кислота является двухосновной. Она способна образовывать как средние, так и кислые соли. Средние соли калия и натрия винной кислоты (тартраты), а также кислая соль – гидротартрат натрия  $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$  – хорошо растворимы в воде, в то время как, гидротартрат калия  $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$  растворим в воде сравнительно мало.

В пробирку налить 4-5 капель раствора соли калия ( $\text{KCl}$  или  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ) и прибавить столько же капель раствора гидротартрата натрия  $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$ . Перемешать содержимое пробирки стеклянной палочкой, и если осадок сразу не выпадает, то слегка потереть ею стенки пробирки.

Написать молекулярное и ионное уравнение соответствующей реакции.

б) При анализе нередко приходится создавать нужные для течения реакции условия. Для проведения реакции взаимодействия соли калия с винной кислотой  $\text{H}_2\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6$  необходимо, чтобы среда раствора была слабокислая или нейтральная ( $\text{pH}=4-7$ ). Сильнокислые растворы удобнее всего нейтрализовать ацетатом натрия  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , который при реакции с присутствующей в растворе винной кислотой образует слабую уксусную кислоту. Если ацетат натрия ввести в раствор в некотором избытке, то получится ацетатно-буферная смесь с  $\text{pH}\approx 5$ . В такой среде осаждение гидротартрата калия  $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$  протекает достаточно полно.

В пробирку налить 4-5 капель раствора винной кислоты  $\text{H}_2\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6$ , прибавить в избытке ацетат натрия  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , а затем добавить 2-3 капли раствора соли калия ( $\text{KCl}$  или  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ). Перемешать содержимое пробирки стеклянной палочкой, и если осадок сразу не выпадает, то слегка потереть ею стенки пробирки.

Написать молекулярные и ионные уравнения соответствующих реакций.

## Опыт № 2. Изучение свойств гидротартрата калия

а) *Действие кислот и щелочей.* Осадок гидротартрата калия тщательно размешать и разделить на четыре части. В первую пробирку добавить несколько капель сильной минеральной кислоты – соляной, азотной или серной, во вторую – щелочи  $\text{NaOH}$  или  $\text{KOH}$ , а в третью – уксусной кислоты  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .

Во всех ли случаях осадок растворяется? Написать молекулярные и ионные уравнения соответствующих реакций.

б) *Влияние температуры на скорость растворения осадка.* К четвертой пробирке с оставшейся частью осадка прибавить несколько капель дистиллированной воды и, перемешивая стеклянной палочкой её содержимое, нагреть на водяной бане.

Что наблюдается? Сделать вывод о растворимости гидратата калия  $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$  с повышением температуры.

### Опыт № 3.

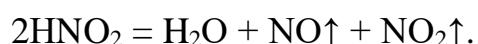
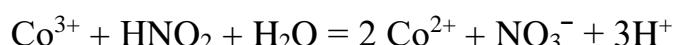
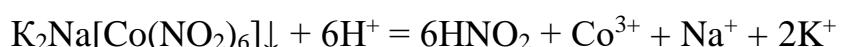
#### Взаимодействие солей калия с кобальтинитритом (III) натрия $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$

Кобальтинитрит натрия  $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$  дает с растворами солей калия желтый осадок преимущественного состава  $\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ . Реагент является комплексной солью кобальта (III), образующей при диссоциации ионы  $[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{3-}$ , которые и взаимодействуют с ионами  $\text{K}^+$ :



В пробирку налить 1 мл раствора соли калия и добавить 2-3 капли раствора кобальтинитрита натрия  $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ . Образуется хорошо различимый осадок ярко-желтого цвета.

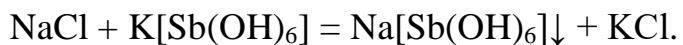
В сильных минеральных кислотах осадок растворяется с образованием очень непрочной слабой азотистой кислоты, которая легко разлагается. Одновременно кобальт (III) восстанавливается до кобальта (II):



### Опыт № 4.

#### Взаимодействие солей натрия с гексогидроксостибатом (V) калия $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$

В пробирку налить 1 мл насыщенного раствора соли натрия и прибавить равный объем раствора гексогидроксостибата (V) калия  $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ .



Для выполнения этой реакции должны выполняться следующие условия:

- достаточно большая концентрация раствора соли натрия. Из разбавленных растворов осадок выпадает медленно вследствие большой растворимости и склонности его к образованию пересыщенных растворов, либо осадок не выпадает совсем. Поэтому разбавленные растворы необходимо предварительно концентрировать выпариванием;

- нейтральная среда исследуемого раствора ( $\text{pH} \approx 7$ ). Для успешного проведения реакции кислые растворы нейтрализуют  $\text{KOH}$ , а щелочные – уксусной кислотой  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ;

- с повышением температуры возрастает растворимость  $\text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ , поэтому пробирку с раствором погружают в стакан с холодной водой.

### **Опыт № 5.**

#### **Реакция окрашивания пламени солями калия и натрия**

Стальную проволоку, тщательно защищенную и прокаленную, погрузить в насыщенный раствор соли калия, а затем поместить в пламя спиртовки. Отметить цвет пламени. Повторить опыт с растворами солей натрия и лития. Описать наблюдаемые явления.

#### **Вопросы и задания для подготовки к защите лабораторной работы**

1. Какие металлы называются щелочными и почему? Что общего в строении внешних электронных оболочек имеют атомы щелочных металлов?

2. Написать уравнения реакций гидролиза следующих солей в молекуллярной и ионной формах, указать  $\text{pH}$  среды:

- карбонат натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ;
- фосфат калия  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ;
- хлорид лития  $\text{LiCl}$ .

3. Написать уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:

- $\text{K} \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{KHCO}_3 \rightarrow \text{KNO}_3$ ;
- $\text{NaCl} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{K} \rightarrow \text{KOH}$ ;
- $\text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4$ .

### **Лабораторная работа № 8.**

#### **МЕТАЛЛЫ**

## **Теоретическая часть**

### **1. ЖЕЛЕЗО**

#### **Распространенность в природе**

Железо является одним из наиболее распространенных элементов в природе, уступая лишь кислороду, кремнию и алюминию. Его массовая доля в земной коре составляет 5,10%.

Железо входит в состав большинства горных пород. Основными железными рудами являются магнитный железняк (минерал магнетит  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ), красный железняк (минерал гематит  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ), бурый железняк (минерал гематит  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  или лимонит  $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ). Россия обладает богатыми запасами железных руд. Наиболее крупным месторождением в Европейской части России является Курская магнитная аномалия. Значительные месторождения железных руд имеются также на Урале, в Западной Сибири и других регионах нашей страны.

#### **Свойства**

Железо представляет собой серебристо-белый металл. На воздухе он подвергается коррозии, покрываясь ржавчиной. Чистое железо достаточно мягко и пластиично. Плотность составляет  $7,87 \text{ г/см}^3$ , температура плавления  $1539^\circ\text{C}$ .

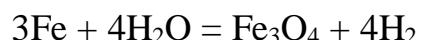
Железо при обычных условиях кристаллизуется в кубической объемно-центрированной кристаллической решетке. В интервале температур  $(910\text{--}1390)^\circ\text{C}$  железо образует кубическую гранецентрированную решетку. Такая способность вещества образовывать различные типы структуры называется полиморфизмом.

Железо является достаточно химически активным металлом.

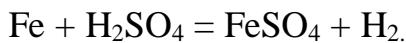
1. Взаимодействие с неметаллами. При нагревании железо реагирует со многими неметаллами (кислородом, галогенами, серой, углеродом), например:



2. Взаимодействие с водой. Железо взаимодействует с водой лишь при высоких температурах (свыше  $700^\circ\text{C}$ ):



3. Взаимодействие с кислотами. Железо растворяется в хлороводородной и разбавленной серной кислотах, образуя соли железа (II) и водород, например:



В достаточно концентрированной серной кислоте реакция протекает по уравнению:

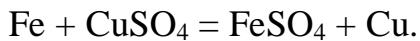


В серной кислоте очень высокой концентрации (практически безводной) железо пассивируется, что позволяет хранить и перевозить серную кислоту в железной таре. С разбавленной азотной кислотой железо взаимодействует. Продукты взаимодействия в зависимости от концентрации кислоты могут быть различными, например:

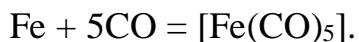


В концентрированной азотной кислоте железо пассивируется.

4. Взаимодействие с солями. Железо может вытеснять некоторые металлы (электродные потенциалы которых более положительные, чем у железа) из растворов их солей, например:



5. Взаимодействие с оксидом углерода (II). Железо, взаимодействуя с оксидом углерода (II) образует пентакарбонил железа:

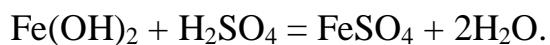


Это соединение применяют для получения чистого металла.

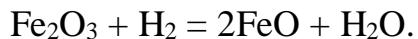
### Соединения

Железо образует следующие оксиды и гидроксиды:  $\text{FeO}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ,  $\text{Fe(OH)}_2$ ,  $\text{Fe(OH)}_3$ . Все эти вещества в воде практически не растворяются.

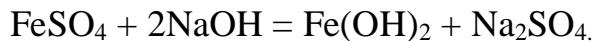
Оксид железа (II)  $\text{FeO}$  и гидроксид железа (II)  $\text{Fe(OH)}_2$ —вещества основного характера, легко взаимодействуют с кислотами:



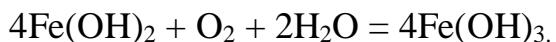
Оксид железа (II) можно получить, восстанавливая оксид железа (III) водородом:



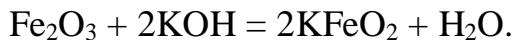
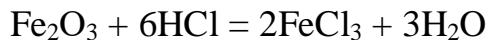
Гидроксид железа(II) образуется при действии щелочей на растворы солей железа(II):



Эта реакция должна протекать без доступа воздуха. В противном случае гидроксид железа (II) легко окисляется до гидроксида железа (III):

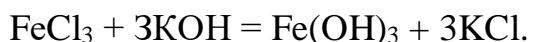


Оксид железа (III)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  и гидроксид железа (III)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  (точнее,  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ ) проявляют амфотерные свойства, они взаимодействуют с кислотами и со щелочами:



При этом гидроксид растворяется при нагревании в растворах щелочей, оксид — в расплавах твердых щелочей.

Гидроксид железа (III) можно получить, действием щелочей на соли железа (III):



При прокаливании  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  образуется оксид железа (III):



Оксид железа (II, III)  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  представляет собой продукт взаимодействия  $\text{FeO}$  и  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . Его формула может быть представлена в виде  $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$ . Этот оксид образуется при высокотемпературном взаимодействии железа с водой и кислородом. При растворении оксида  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  в кислотах получаются соли железа (II) и (III):



Железо имеет соли в двух степенях окисления: +2 и +3. Растворы солей железа (II) бесцветны, а растворы солей железа (III) имеют желтую окраску.

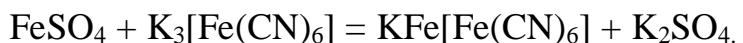
Соли железа(II) под действием окислителей проявляют восстановительные свойства. Если реакция проходит в кислой среде, то они переходят в соли железа(III), например:



Соли железа(III) - слабые окислители. Под действием восстановителей они переходят в соединения железа(II), например:

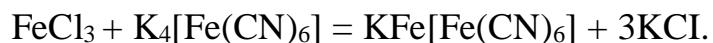


Наличие в растворе ионов железа (II) и (III) можно доказать при помощи следующих качественных реакций. Качественная реакция на ионы железа(II) основана на действии комплексного соединения  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ , которое называется красной кровянной солью. В результате реакции выпадает осадок темно-синего цвета (турнбуллева синь или берлинская лазурь):



В соединении  $\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  железо входит в двух степенях окисления: +2 и +3.

Для обнаружения ионов железа (III) применяют желтую кровянную соль  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . О присутствии соединений железа(II) судят также по образованию турнбуллевой сини:



Обнаружить ионы  $\text{Fe}^{3+}$  можно также по реакции с тиоцианатом калия  $\text{KNCS}$  или аммония  $\text{NH}_4\text{NCS}$ :



В результате реакции раствор приобретает кроваво-красную окраску.

### Применение

Железо и его соединения имеют большое значение для народного хозяйства. Сплавы железа с углеродом и другими веществами — стали являются основными конструкционными материалами.

В химической промышленности железо используют как катализатор (в синтезе аммиака, органических соединений).

Пирит  $\text{FeS}_2$  (природное соединение) используется в производстве серы и серной кислоты. Оксид железа (III)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  применяют в производстве желтых, красных и коричневых красок, керамики, эмалей, цемента, термитных смесей, магнитных материалов.

Сульфат железа(II)  $\text{FeSO}_4$  и железный купорос  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  служит в качестве электролита в гальванотехнике и как ядохимикат в сельском хозяйстве. Хлорид железа (III)  $\text{FeCl}_3$  используют как протраву при крашении тканей, для травления печатных плат.

## 2. МЕДЬ

### Распространенность в природе

Среднее содержание меди в земной коре  $4,7 \cdot 10^{-3} \%$  по массе. Подавляющая часть меди (около 80%) присутствует в земной коре в виде соединений с серой; около 15% меди находится в виде кислородсодержащих соединений (карбонатов, оксидов, силикатов), являющихся продуктами выветривания первичных сульфидных медных руд.

Медь образует более 250 минералов, важнейшими промышленными минералами являются халькопирит (медный колчедан)  $\text{CuFeS}_2$ , ковеллин  $\text{CuS}$ , халькозин (медный блеск)  $\text{Cu}_2\text{S}$ , борнит  $\text{Cu}_5\text{FeS}_4$ , куприт  $\text{Cu}_2\text{O}$ , малахит  $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ , азурит  $\text{CuCO}_3 \cdot 2\text{Cu}(\text{OH})_2$ .

Содержание меди в морской воде  $3 \cdot 10^{-7} \%$ , в речной –  $1 \cdot 10^{-7} \%$ . Ионы меди, переносимые морскими и океаническими водами, сорбируются донными отложениями, содержание меди в которых достигает  $5,7 \cdot 10^{-3} \%$  по массе.

### Свойства

Медь – ковкий и пластичный металл розовато-красного цвета с характерным металлическим блеском.

Медь химически малоактивна. Компактный металл при температурах ниже  $185^\circ\text{C}$  с сухим воздухом и кислородом не взаимодействует. В присутствии паров воды,  $\text{CO}_2$  и  $\text{SO}_2$  на

поверхности меди образуется зеленоватый налёт (патина) основных солей – карбонатов  $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$  и сульфатов  $\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{Cu}(\text{OH})_2$ .

При нагревании меди на воздухе идёт поверхностное окисление: при температуре ниже  $375^\circ\text{C}$  образуется  $\text{CuO}$ , в интервале  $(375-1100)^\circ\text{C}$  – двухслойная окалина (в поверхностном слое находится  $\text{CuO}$ , во внутреннем –  $\text{Cu}_2\text{O}$ ).

В присутствии влаги хлор взаимодействует с медью уже при комнатной температуре, образуя дихлорид  $\text{CuCl}_2$ , хорошо растворимый в воде. Медь взаимодействует с другими галогенами (образуя галогениды  $\text{CuHal}_2$  и  $\text{CuHal}$ , где  $\text{Hal} = \text{F}, \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$ ), с серой и с селеном, горит в парах серы.

С водородом, азотом и углеродом медь не реагирует даже при высоких температурах. Растворимость водорода в твёрдой меди незначительна (0,06 мг в 100 г меди при  $400^\circ\text{C}$ ). При пропускании  $\text{NH}_3$  над раскалённой медью образуется  $\text{CuN}_3$ . При высокой температуре медь подвергается воздействию оксидов азота:  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$  (с образованием  $\text{Cu}_2\text{O}$ ) и  $\text{NO}_2$  (с образованием  $\text{CuO}$ ). Карбиды  $\text{Cu}_2\text{C}_3$  и  $\text{CuC}_2$  получают действием ацетилена на аммиачные растворы солей меди.

С большинством металлов медь образует твёрдые растворы или интерметаллиды. Медь вытесняется из солей более электроотрицательными элементами (в промышленности используют железо) и не растворяется в неокисляющих кислотах. В азотной кислоте медь растворяется, образуя  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  и оксиды азота, в горячей концентрированной  $\text{H}_2\text{SO}_4$  – с образованием  $\text{CuSO}_4$  и  $\text{SO}_2$ .

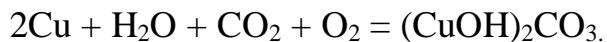
Соли  $\text{Cu(I)}$  бесцветны, практически нерастворимы в воде, легко окисляются, склонны к диспропорционированию:



Соли  $\text{Cu(II)}$  хорошо растворяются в воде, в разбавленных кислотах полностью диссоциированы. Гидратированные ионы  $\text{Cu}^{2+}$  окрашены в голубой цвет. Соли  $\text{Cu(I)}$  и  $\text{Cu(II)}$  с рядом молекул и ионов образуют многочисленные устойчивые комплексные соединения, например,  $(\text{NH}_4)[\text{CuBr}_3]$ ,  $\text{K}_3[\text{Cu}(\text{CN})_4]$ ,  $\text{K}_2[\text{CuCl}_4]$ . Путем образования комплексных соединений можно перевести в раствор многие нерастворимые соли Cu. Медь входит в состав различных медьорганических соединений.

### Соединения

Медь в сухом воздухе и при комнатной температуре не окисляется, но во влажном воздухе, в присутствии оксида углерода (IV) покрывается зеленым налетом карбоната гидроксомеди (II):

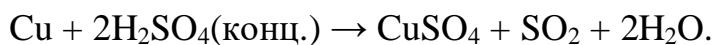


В ряду напряжений медь находится правее водорода и поэтому не может вытеснить водород из растворов минеральных кислот (разбавленной серной кислоты и др.).

Например, медь не реагирует с разбавленной серной кислотой:



При этом медь реагирует при нагревании с концентрированной серной кислотой. При нагревании реакция идет, образуются оксид серы (IV), сульфат меди (II) и вода:



Медь реагирует даже при обычных условиях с азотной кислотой.

С концентрированной азотной кислотой:

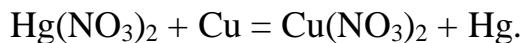


С разбавленной азотной кислотой:

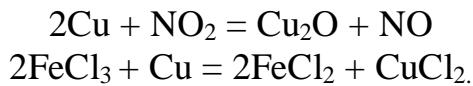


Растворы щелочей на медь практически не действуют.

Медь вытесняет металлы, стоящие правее в ряду напряжений, из растворов их солей. Например, медь реагирует с нитратом ртути (II) с образованием нитрата меди (II) и ртути:

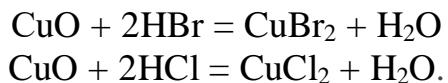


Медь окисляется оксидом азота (IV) и солями железа (III)

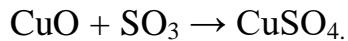


Оксид меди (II) – основный оксид (при этом у него есть слабо выраженные амфотерные свойства). При этом он является довольно сильным окислителем.

При взаимодействии оксида меди (II) с сильными и растворимыми кислотами образуются соли. Например, оксид меди (II) взаимодействует с соляной кислотой:

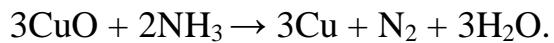


Оксид меди (II) вступает в реакцию с кислотными оксидами. Например, оксид меди (II) взаимодействует с оксидом серы (VI) с образованием сульфата меди (II):

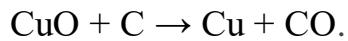


Оксид меди (II) не взаимодействует с водой.

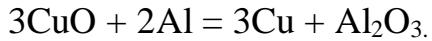
В окислительно-восстановительных реакциях соединения меди (II) проявляют окислительные свойства, например, оксид меди (II) окисляет аммиак:



Оксид меди (II) можно восстановить углеродом, водородом или угарным газом при нагревании:

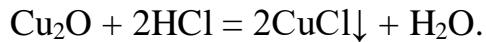


Более активные металлы вытесняют медь из оксида. Например, алюминий восстанавливает оксид меди (II):

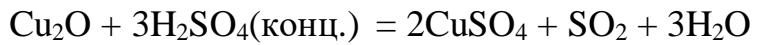


Оксид меди (I)  $\text{Cu}_2\text{O}$  – твердое кристаллическое вещество коричнево-красного цвета. Он обладает основными свойствами.

При действии на оксид меди (I) галогеноводородных кислот получают галогениды меди (I) и воду, например, соляная кислота с оксидом меди (I) образует хлорид меди (I):

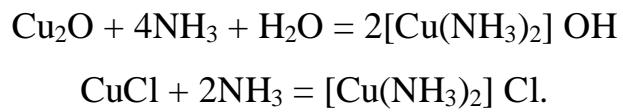


При растворении  $\text{Cu}_2\text{O}$  в концентрированной серной, азотной кислотах образуются только соли меди (II):



Устойчивыми соединениями меди (I) являются нерастворимые соединения ( $\text{CuCl}$ ,  $\text{Cu}_2\text{S}$ ) или комплексные соединения  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^+$ .

Последние получают растворением в концентрированном растворе аммиака оксида меди (I), хлорида меди (I):



### **Применение**

Использование меди в промышленности связано в первую очередь с её высокими тепло- и электропроводностью, пластичностью.

До 50 % меди применяется в электротехнике (изготовление проводов, кабелей, шин, контактов и других токопроводящих частей электрических установок). Все примеси понижают электропроводность меди, поэтому в электротехнике используют металлы, содержащий не менее 99,99 % основного компонента. Высокие теплопроводность и антикоррозионные свойства позволяют изготавливать из меди детали теплообменников, криогенных установок, вакуумных аппаратов.

Более 30 % меди применяют в виде сплавов, важнейшие из которых – бронзы, латуни, мельхиор. В виде фольги медь применяют в радиоэлектронике.

Около 10-12% меди (главным образом в виде солей) используется для приготовления красок, инсектофунгицидов, микроудобрений, катализаторов окислительных процессов, в медицине (антисептические и вяжущие средства), а также в кожевенной и меховой промышленности, в производстве искусственного шёлка. Медь и её сплавы используются для приготовления монет, украшений, утвари, кованых, литых и других художественных изделий.

## **3. ЦИНК**

### **Распространенность в природе**

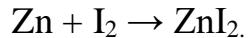
Цинк в природе как самородный металл не проявляется. Цинк добывают из полиметаллических руд, содержащих (1- 4)% Zn в виде сульфида, а также Cu, Pb, Ag, Au, Cd, Bi. Руды обогащают селективной флотацией, получая цинковые концентраты (50-60% Zn) и одновременно свинцовые, медные, а иногда также пиритные концентраты.

Наиболее распространенный минерал цинка — сфалерит, или цинковая обманка. Основной компонент минерала — сульфид цинка ZnS, а разнообразные примеси придают этому веществу всевозможные цвета. Видимо, за это минерал и называют обманкой. Цинковую обманку считают первичным минералом, из которого образовались минералы элемента № 30: смитсонит  $\text{ZnCO}_3$ , цинкит  $\text{ZnO} \cdot \text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ .

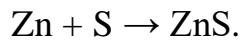
## **Свойства**

Цинк – довольно активный металл, но на воздухе он устойчив, так как покрывается тонким слоем оксида, предохраняющим его от дальнейшего окисления. При нагревании цинк реагирует со многими неметаллами.

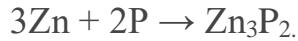
Цинк реагирует с галогенами с образованием галогенидов:



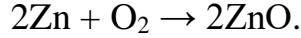
Цинк реагирует с серой с образованием сульфидов:



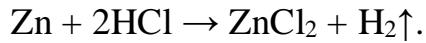
Цинк реагирует с фосфором. При этом образуется бинарное соединение — фосфид:



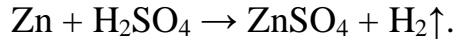
Цинк взаимодействует с кислородом с образованием оксида:



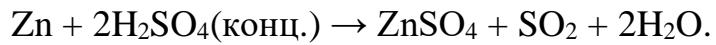
Цинк взаимодействует с минеральными кислотами (с соляной, фосфорной и разбавленной серной кислотой). При этом образуются соль и водород. Например, цинк реагирует с соляной кислотой:



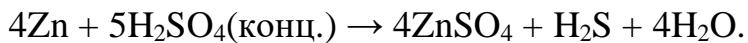
Цинк реагирует с разбавленной серной кислотой:



Цинк реагирует с концентрированной серной кислотой. В зависимости от условий возможно образование различных продуктов. При нагревании гранулированного цинка с концентрированной серной кислотой образуются оксид серы (IV), сульфат цинка и вода:



Порошковый цинк реагирует с концентрированной серной кислотой с образованием сероводорода, сульфата цинка и воды:



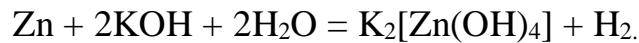
Аналогично: при нагревании гранулированного цинка с концентрированной азотной кислотой образуются оксид азота (IV), нитрат цинка и вода:



При нагревании цинка с очень разбавленной азотной кислотой образуются нитрат аммония, нитрат цинка и вода:



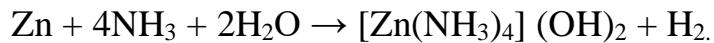
Цинк – амфотерный металл, он взаимодействует с щелочами. При взаимодействии цинка с раствором щелочи образуется тетрагидроксоцинкат и водород:



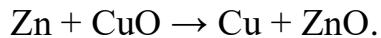
Цинк реагирует с расплавом щелочи с образованием цинката и водорода:



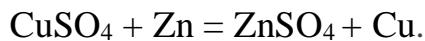
Цинк растворяется и в водном растворе аммиака:



Цинк вытесняет менее активные металлы из оксидов и солей. Например, цинк вытесняет медь из оксида меди (II):



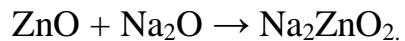
Еще пример: цинк восстанавливает медь из раствора сульфата меди (II):



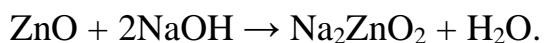
### Соединения

Оксид цинка — типичный амфотерный оксид. Взаимодействует с кислотными и основными оксидами, кислотами, щелочами.

При взаимодействии оксида цинка с основными оксидами образуются соли — цинкаты. Например, оксид цинка взаимодействует с оксидом натрия:



Оксид цинка взаимодействует с растворимыми основаниями (щелочами). При этом в расплаве образуются соли — цинкаты, а в растворе — комплексные соли. При этом оксид цинка проявляет кислотные свойства. Например, оксид цинка взаимодействует с гидроксидом натрия в расплаве с образованием цинката натрия и воды:

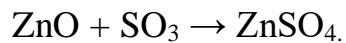


Оксид цинка растворяется в избытке раствора щелочи с образованием тетрагидроксоцинката:

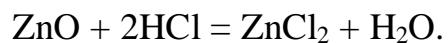


Оксид цинка не взаимодействует с водой.

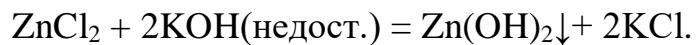
Оксид цинка взаимодействует с кислотными оксидами. При этом образуются соли цинка. В этих реакциях оксид цинка проявляет основные свойства. Например, оксид цинка взаимодействует с оксидом серы (VI) с образованием сульфата цинка:



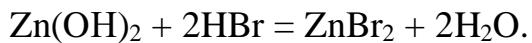
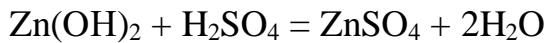
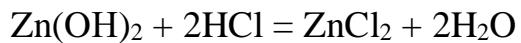
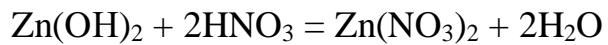
Оксид цинка взаимодействует с растворимыми кислотами с образованием солей. Например, оксид цинка реагирует с соляной кислотой:



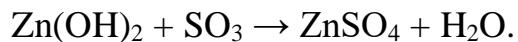
Гидроксид цинка можно получить действием недостатка щелочи на избыток соли цинка. Например, хлорид цинка реагирует с недостатком гидроксида калия с образованием гидроксида цинка и хлорида калия:



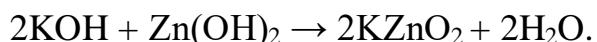
Гидроксид цинка реагирует с растворимыми кислотами. Например, гидроксид цинка взаимодействует с азотной кислотой с образованием нитрата цинка:



Гидроксид цинка взаимодействует с кислотными оксидами. Например, гидроксид цинка взаимодействует с оксидом серы (VI) с образованием сульфата цинка:



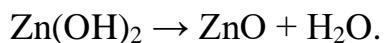
Гидроксид цинка взаимодействует с растворимыми основаниями (щелочами). При этом в расплаве образуются соли — цинкаты, а в растворе — комплексные соли. При этом гидроксид цинка проявляет кислотные свойства. Например, гидроксид цинка взаимодействует с гидроксидом калия в расплаве с образованием цинката калия и воды:



Гидроксид цинка растворяется в избытке щелочи с образованием тетрагидроксоцинката:



Гидроксид цинка разлагается при нагревании:



### Применение

Чистый металлический цинк используется для восстановления благородных металлов, добываемых подземным выщелачиванием (золото, серебро). Кроме того, цинк используется для извлечения серебра, золота и других металлов из чернового свинца в виде интерметаллидов цинка с серебром и золотом.

Применяется для защиты стали от коррозии (оцинковка поверхностей, не подверженных механическим воздействиям, или металлизация — для мостов, емкостей, металлоконструкций). Также используется в качестве материала для отрицательного электрода в химических источниках тока, то есть

в батарейках и аккумуляторах. Очень важна роль цинка в цинк-воздушных аккумуляторах, в последние годы интенсивно разрабатываются на основе системы цинк-воздух — аккумуляторы для компьютеров (ноутбуки) и в этой области достигнут значительный успех (большие, чем у литиевых батарей, ёмкость и ресурс, меньшая в 3 раза стоимость), так же эта система очень перспективна для пуска двигателей и для электромобилей.

Входит в состав многих твёрдых припоев для снижения их температуры плавления.

Цинк — важный компонент латуни. Окись цинка широко используется в медицине как антисептическое и противовоспалительное средство. Также окись цинка используется для производства краски — цинковых белил. Хлорид цинка — важный флюс для пайки металлов.

## **Экспериментальная часть**

**Цель работы:** Ознакомление со свойствами железа, меди, цинка и их соединений.

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

В четыре пробирки налейте по 5 капель различных кислот: в первую — 2Н раствор HCl, во вторую — 2Н раствор H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, в третью — концентрированную H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, в четвертую — 2Н раствор HNO<sub>3</sub>. В каждую пробирку внесите кусочек железной стружки. Пробирку с концентрированной серной кислотой нагрейте. Затем добавьте во все пробирки по капле 0,01Н раствора роданида калия KSCN, который образует с ионами железа (III) соль Fe(SCN)<sub>3</sub>, интенсивно окрашенную в красный цвет. В каких пробирках образовались ионы Fe<sup>3+</sup>?

В тех пробирках, где не наблюдалось красного окрашивания, при растворении железа образуются ионы Fe<sup>2+</sup>.

Чем объясняется, что при взаимодействии железа с серной кислотой разной концентрации образуются ионы железа различной степени окисления? Запишите уравнения реакций растворения железа в различных кислотах. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции, укажите, какое вещество является окислителем, какое — восстановителем.

### **Опыт № 2. Взаимодействие солей железа (II) с гексациано-(III)ферратом калия**

Приготовьте в пробирке раствор соли Мора (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>·FeSO<sub>4</sub>·6H<sub>2</sub>O и добавьте каплю раствора гексациано-(III)феррата калия (красной кровянной соли K<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>]).

Отметьте цвет осадка, напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде и дайте рациональное наименование полученному веществу, известному под названием «турнбулева синь».

### **Опыт № 3.**

#### **Взаимодействие солей железа (III) с гексациано-(II)ферратом калия**

Поместите в пробирку 2-3 капли хлорида железа (III) и добавьте одну каплю раствора гексациано-(II)феррата калия (желтой кровяной соли  $K_4[Fe(CN)_6]$ ).

Отметьте цвет осадка, напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде и дайте рациональное наименование полученному веществу, известному под названием «берлинская лазурь».

### **Опыт № 4.**

#### **Взаимодействие солей железа (III) с роданидом калия**

Поместите в пробирку 2-3 капли хлорида железа (III) и добавьте одну каплю 0,01Н раствора роданида калия. Отметьте цвет осадка.

Такой же опыт проделайте со свежеприготовленным раствором соли Мора и убедитесь, что интенсивное красное окрашивание характерно только для роданида железа (III). Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

### **Опыт № 5.**

#### **Восстановление перманганата калия**

Поместите в пробирку 5 капель раствора перманганата калия и 2 капли 2Н раствора серной кислоты. Внесите в раствор один микрошпатель гексагидрата сульфата аммония-железа(II) (соли Мора).

Обесцвечивание раствора происходит вследствие восстановления фиолетового иона  $MnO_4^-$  в кислой среде до практически бесцветного иона  $Mn^{2+}$ . Напишите уравнение реакции, расставьте коэффициенты, укажите, какое вещество является окислителем, какое – восстановителем.

### **Опыт № 6.**

#### **Получение меди**

a) *Восстановление оксида меди углеродом.* Возьмите по одному микрошпателю оксида меди и порошка древесного угля и тщательно перемешайте. Пересыпьте полученную смесь в пробирку, закрепите её в

лапке штатива в горизонтальном положении и нагревайте на пламени спиртовки 5-8 минут.

Наблюдайте переход черной окраски порошка CuO в красную, соответствующую металлической меди. Обратите внимание на происходящее при этом разогревание смеси до красного каления.

Напишите уравнение реакции восстановления оксида меди углем.

б) *Вытеснение меди из растворов её солей более активным металлом.* Поместите в пробирку 5-6 капель раствора сульфата меди и бросьте в нее кусочек цинка, железа или алюминия. Через несколько минут наблюдайте на кусочке металла образование красного налета. Что представляет собой этот налет?

Напишите уравнение реакции вытеснения меди из раствора её соли более активным металлом.

### **Опыт № 7. Восстановительные свойства меди**

Внесите в пробирку 5-6 капель раствора нитрата серебра и опустите в него защищенную наждачной бумагой медную проволоку. Через несколько минут наблюдайте на проволоке, погруженной в раствор, образование блестящего налета. Что представляет собой этот налет?

Напишите уравнение реакции вытеснения серебра из раствора его соли более активной медью.

### **Опыт № 8. Получение дигидроксида меди и исследование его свойств**

а) *Термическая неустойчивость дигидроксида меди.* Получите в пробирке малорастворимый дигидроксид меди взаимодействием 3-4 капель раствора сульфата меди с таким же объемом раствора щелочи. Каков цвет выпавшего осадка Cu(OH)<sub>2</sub>?

Закрепите пробирку в лапке штатива в слегка наклонном положении и осторожно нагрейте. Как изменяется цвет осадка при превращении дигидроксида в оксид меди?

Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде.

б) *Химические свойства дигидроксида меди.* Получите в двух пробирках дигидроксид меди взаимодействием 3-4 капель раствора сульфата меди с таким же объемом раствора щелочи.

В одну пробирку прибавьте дополнительно 5-6 капель 2Н раствора щелочи, а в другую – такой же объем 2Н раствора серной кислоты. В каком случае растворился осадок Cu(OH)<sub>2</sub>?

Напишите уравнения реакций. Какой вывод можно сделать на основании наблюдений о химических свойствах дигидроксида меди?

### **Опыт № 9.**

#### **Получение малорастворимой соли меди (II)**

К 2-3 каплям раствора сульфата меди прибавьте столько же капель раствора гексациано-(II)феррата калия (желтой кровяной соли  $K_4[Fe(CN)_6]$ ). Наблюдайте выпадение красно-бурового осадка гексациано-(II)феррата меди (II). Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

### **Опыт № 10.**

#### **Получение соли меди (I)**

К двум каплям раствора медного купороса добавьте столько же раствора иодида калия. Наблюдайте выпадение осадка и появление свободного иода, окрашивающего содержимое пробирки в желтый цвет.

Докажите наличие свободного иода, для чего возьмите в чистую пробирку 6-8 капель раствора крахмала, коснитесь чистой палочкой исследуемого раствора и опустите палочку в раствор крахмала. Появилось ли синее окрашивание?

Напишите уравнение реакции восстановления сульфата меди (II) иодидом калия с образованием иодида меди (I) и свободного иода. Расставьте коэффициенты, укажите, какое вещество является окислителем, какое – восстановителем.

### **Опыт № 11.**

#### **Взаимодействие цинка с кислотами и щелочами**

Поместите в пробирку 4-5 капель 2Н раствора серной кислоты, добавьте один микрошпатель цинковой пыли и подогрейте. Какой газ выделяется?

То же проделайте с концентрированной серной кислотой. Определите по запаху, какой газ выделяется.

Проверьте растворимость цинка в 2Н растворах соляной кислоты и едкой щелочи.

Напишите уравнения всех проведенных реакций.

### **Опыт № 12.**

#### **Получение гидроксида цинка и исследование его свойств**

В две пробирки налейте по 3-4 капли раствора соли цинка. В обе пробирки добавляйте по каплям 2Н раствор едкой щелочи до получения белого студенистого осадка гидроксида цинка. Проверьте, растворяется ли полученный гидроксид цинка в разбавленных растворах минеральной кислоты и в избытке щелочи.

Напишите уравнения всех проведенных реакций в молекулярном и ионном виде.

### **Опыт № 13.**

#### **Получение комплексных соединений цинка**

Поместите в пробирку 2-3 капли раствора соли цинка и добавьте такой же объем 2Н раствора гидроксида аммония. Какое вещество выпадает в осадок?

Прибавьте по каплям раствор гидроксида аммония до полного растворения осадка.

Напишите уравнение реакции для проделанного опыта, учитывая, что характерное координационное число для  $Zn^{2+}$  равно 4.

### **Опыт № 14.**

#### **Восстановительные свойства цинка**

Поместите в фарфоровый тигель два микрошпателя цинковой пыли, 4 капли раствора нитрата калия и 2-3 капли концентрированного раствора едкой щелочи. Медленно нагрейте содержимое тигля на асбестовой сетке до слабого кипения. Поднесите к тиглю влажную красную лакмусовую бумажку. Что наблюдается?

Определите по запаху, какой газ выделяется. Какая соль цинка образуется?

Обратите внимание на то, что цинк в состоянии восстанавливать азот из нитрата до амиака. Напишите уравнение реакции, расставьте коэффициенты, укажите, какое вещество является окислителем, какое – восстановителем.

### **Опыт № 15.**

#### **Определение ионов цинка с помощью дитизона**

Дитизон  $C_{13}H_{12}N_4S$ , применяемый в виде раствора в хлороформе или в четыреххлористом углероде, образует с ионами  $Zn^{2+}$  внутриструктурную соль – дитизонат цинка  $Zn(C_{13}H_{11}N_4S)_2$ , окрашенную в малиновый цвет.

На полоску фильтровальной бумаги помещают при помощи капилляра раствор соли цинка. Затем влажное пятно обводят по периферии капилляром с раствором дитизона. Появление характерного малиново-красного кольца свидетельствует о присутствии ионов  $Zn^{2+}$ .

## **Вопросы и задания для подготовки к защите лабораторной работы**

1. Напишите уравнения двух реакций, при помощи которых можно различить в растворе ионы  $\text{Fe}^{2+}$  и  $\text{Fe}^{3+}$ .
2. Как получить из металлического железа:
  - а) соль железа (II);
  - б) соль железа (III)?

Напишите уравнения реакций.
3. Что произойдет при действии на медь серной кислоты:
  - а) разбавленной;
  - б) концентрированной при кипячении?

Напишите уравнения реакций.
4. Гидроксид меди (II) растворяется в разбавленных кислотах и в растворе аммиака. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения соответствующих реакций.
5. Напишите уравнения реакций растворения цинка:
  - а) в соляной кислоте;
  - б) в концентрированной и разбавленной серной кислоте;
  - в) в концентрированной и разбавленной азотной кислоте;
  - г) в щелочи.
6. Напишите уравнения реакций и названия полученных солей, которые образуются при растворении гидроксида цинка:
  - а) в соляной кислоте;
  - б) в избытке раствора КОН.

## **СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННОЙ ЛИТЕРАТУРЫ**

1. Глинка Н.Л. Общая химия. Учебное пособие. - М.: Высш. обр., 2010. - 886 с.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. Учебное пособие для вузов. – М.: Интеграл-Пресс, 2012. – 240 с.
3. Бокштейн Б.С., Менделев М.И. Краткий курс физической химии. Учебное пособие. - М.: «ЧеРо», 1999. - 232 с.
4. Хаханина Т.И., Осипенкова Н.Г. Органическая химия. Учебное пособие. – М.: Издательство Юрайт; Высшее образование, 2010. – 396 с.
5. Рябов В.Д. Химия нефти и газа. Учебное пособие. – М.: ИД «Форум», 2009. – 336 с.
6. Фролов В.И., Курохтина Т.М. Практикум по общей и неорганической химии. Учебное пособие для вузов. – М.: Дрофа, 2002. –

304 с.

7. Павлов Н.Н. Общая и неорганическая химия. Учебное пособие для вузов. – М.: Дрофа, 2002. – 448 с.
8. Коровин Н.В. Общая химия. Общая химия. Учебное пособие для вузов. – М.: Высш. шк., 2002. – 559 с.
9. Коровин Н.В. Задачи и упражнения по общей химии. Учебное пособие для вузов. – М.: Высш. шк., 2003. – 236 с.
10. Коровин Н.В. Лабораторные работы по химии. Учебное пособие для вузов. – М.: Высш. шк., 1998. – 294 с.
11. Кузьменко Н.Е. Начала химии. Учебник для вузов. – М.: Издательство «Экзамен», 2007. – 813 с.
12. Горбунов А.И., Филиппов Г.Г., Федин В.И. Химия. Учебное пособие. – М.: Издательство МГТУ им. Н.Э. Баумана, 2007. – 688 с.
13. Гаршин А.П. Неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах, формулах, химических реакциях. - СПб.: Изд. «Лань», 2000. - 246 с.
14. Гельфман М.И., Юстратов В.П. Химия. Учебное пособие для вузов. – СПб.: Изд. «Лань», 2003. – 386 с.
15. Лидин Р.А. Общая и неорганическая химия в вопросах. Учебное пособие для вузов. – М.: Дрофа, 2004. – 304 с.
16. Князев Д.А. Неорганическая химия. Учебное пособие для вузов. – М.: Дрофа, 2005. – 384 с.

**Астраух Ольга Васильевна**

**ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ**

**Часть 3**

Лабораторный практикум  
для курсантов и студентов  
всех специальностей  
и форм обучения