

Федеральное агентство по образованию  
Федеральное государственное образовательное учреждение  
высшего профессионального образования  
Новгородский государственный университет им. Ярослава Мудрого

---

Факультет естественных наук и природных ресурсов  
Кафедра химии и экологии

## **АЗОТ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ**

**Методическое руководство к лабораторным работам:  
«Азот, аммиак, соли аммония» «Кислородные соединения азота»**

Великий Новгород  
2006

**Методическое руководство к лабораторным работам:  
«Азот, аммиак, соли аммония» «Кислородные соединения азота»**

**Составители: к.х.н., проф. В.Ф. Литвинов;  
к.х.н., доцент В.П. Кузьмичева.**

**Великий Новгород, 2006 г., 24 с.**

## **Правила работы и техника безопасности при выполнении лабораторной работы**

Приступая к выполнению лабораторной работы, следует настроить себя на аккуратную и внимательную работу, так как придется оперировать малыми количествами веществ и пользоваться хрупкими приборами.

Основным местом, на котором проводят лабораторную работу, является рабочий стол. На рабочем столе всегда должно быть чисто. Нельзя загромождать стол ненужными предметами.

Следует работать без излишней торопливости, стараться не проливать и не просыпать реактивы. Если всё же это случилось, нельзя ссыпать загрязненный реактив обратно в склянку с чистым реактивом, а следует собрать его и передать лаборанту. Стол, или запачканный предмет следует немедленно вымыть и вытереть. Если во время работы будет пролита кислота или щелочь в значительном количестве, нужно сообщить о случившемся лаборанту. Вытирать кислоту и щелочь следует быстро, но осторожно, чтобы не прожечь одежду и не повредить руки. Особенно осторожно следует обращаться с концентрированными щелочами и кислотами. Попавшую на тело концентрированную кислоту или щелочь нужно быстро смыть струёй воды и затем обратиться к лаборанту за помощью.

**При всех несчастных случаях необходимо немедленно обращаться к лаборанту или преподавателю.**

Горячие и особенно раскаленные предметы нельзя ставить непосредственно на стол или воспламеняющиеся предметы. Нельзя раскаленные или сильно нагретые стеклянные и фарфоровые предметы ставить на холодные подставки, так как стекло и фарфор не выдерживают резкого перепада температур и могут лопнуть. Горячий предмет можно ставить только на асбестовый картон или подставку.

Следует бережно обращаться с приборами и реактивами. После проведения опытов с концентрированными кислотами ( $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) остаток нельзя выливать в раковину. Их нужно сливать в специально отведенные широкогорлые склянки.

В лаборатории следует соблюдать правила безопасной работы, перечисленные на специальном стенде по технике безопасности, имеющемся в лаборатории. Кроме того, при получении оксидов азота ( $\text{NO}$ ,  $\text{NO}_2$ ) опыты следует проводить только под тягой. Выполняя опыты, нужно пользоваться растворами указанной концентрации и соблюдать указанную дозировку.

Нельзя брать реактивы и капельные пипетки из чужих реактивных штативов. Если в штативе отсутствуют какие-либо реактивы или лабораторные принадлежности, следует обратиться к лаборанту.

Склянки с реактивами общего пользования должны находиться на строго определенном месте; их нельзя переносить на рабочие столы.

**Воспрещается** бросать в раковины водопроводных кранов бумагу, битое стекло и др.

После окончания работы нужно вымыть все пробирки и отдельные детали приборов, проверить в порядке ли штатив с реактивами, убрать рабочее место, сдать его лаборанту или преподавателю.

### **Требования к записям наблюдений и оформлению отчетов**

Выполнение лабораторных работ должно сопровождаться записью в отдельной тетради. Все записи должны производиться без черновиков. Не допускаются записи на отдельных листках. Произведенные во время работы записи следует показать преподавателю и подписать их у него.

Отчет должен содержать следующие сведения: 1) дата выполнения работы; 2) название работы; 3) номер и название опыта; 4) рисунок или схему прибора, если работа выполнялась на приборе; 5) краткое описание работы, содержащее условия проведения опыта, качественные признаки реакций (изменение цвета раствора, выпадение осадка или его растворение, цвет осадка, выделение газа, его цвет и запах, нагревание или охлаждение системы и т.д.); 6) уравнения всех протекающих реакций; 7) запись количественных результатов наблюдений желательного выполнять в форме таблицы; 8) расчеты; 9) выводы.

Отчёт должен быть оформлен аккуратно и представлен для проверки в срок, указанный преподавателем.

## Введение

В периодической системе Д.И.Менделеева азот находится в V группе второго периода, порядковый номер 7, атомная масса 14.008. Электронная формула атома азота в невозбужденном состоянии имеет вид:  $1S^2 2S^2 2p^3$

В таблице 1 приведены примеры различных степеней окисления атомов азота.

Таблица 1

Степени окисления азота в различных соединениях

Соединения азота	$NH_3$	$N_2H_4$	$NH_2OH$	$N_2$	$N_2O$	$NO$	$N_2O_3$	$NO_2$	$N_2O_5$
Степень окисления	-3	-2	-1	0	+1	+2	+3	+4	+5

$NH_3$  – аммиак;  $N_2H_4$  – гидразин;  $NH_2OH$  – гидроксилламин;  $N_2O$  – оксид азота (I);  $NO$  – оксид азота (II);  $N_2O_3$  – оксид азота (III);  $NO_2$  – оксид азота (IV);  $N_2O_5$  – оксид азота (V).

Ниже приводится описание свойств азота, его соединений и ряда лабораторных работ, подтверждающих их свойства.

### Лабораторная работа № 1

## АЗОТ, АММИАК И СОЛИ АММОНИЯ

### Азот $N_2$

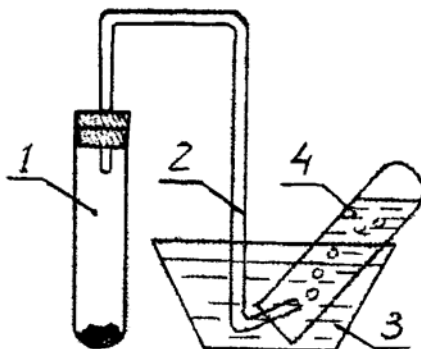
Атом азота содержит неподеленную электронную пару  $2s^2$  и три одиночных электрона:  $p_x$ ,  $p_y$ ,  $p_z$ . При образовании молекулы  $N_2$  электронные облака  $p$  – электронов перекрываются, образуя тройную связь (одну  $\sigma$  – и две  $\pi$  – связи), обладающую большой прочностью. Энергия связи составляет 945 кДж/моль.

Азот – бесцветный газ, без запаха и вкуса, немного легче воздуха, очень мало растворим в воде. Свободный азот химически весьма инертен. Повышение температуры увеличивает его активность. При нагревании азот соединяется с некоторыми металлами, а при высокой температуре и в присутствии катализаторов – также с водородом и кислородом.

## Опыт 1. Получение азота при восстановлении нитрата калия железом.

**Выполнение работы.** Насыпать в сухую пробирку I 1/8 её объема порошкообразного железа и два – три микрошпателя нитрата калия. Смесь перемешать стеклянной палочкой. Пробирку 1 укрепить в штативе и закрыть пробкой с газоотводной трубкой 2.

Вторую пробирку 4 наполнить водой, закрыть отверстие пальцем и, перевернув вверх дном, поместить в кристаллизатор 3 с водой. Открывая под водой пробирку, следить за тем, чтобы вода из неё не выливалась, и в неё не проник воздух (см. рис. 1)



- 1 - пробирка с реагентами; 2 – газоотводная трубка;  
3 – кристаллизатор; 4 – пробирка для сбора газа.

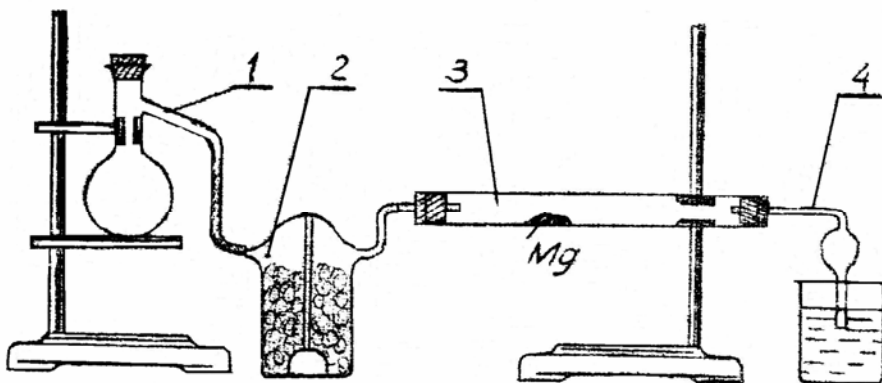
Рисунок 1 – Прибор для получения газа и собирания его под водой

Смесь в пробирке слегка нагреть. Когда начнется выделение газа, газоотводную трубку подвести под пробирку, заполненную водой. Наполнив пробирку 4 газом, удалить газоотводную трубку из воды и прекратить нагревание. Закрыв под водой пробирку 4 пальцем, вынуть её из кристаллизатора и перевернуть отверстие вверх. В пробирку внести тонкую горящую лучинку. Отметить наблюдаемое явление.

**Запись данных опыта.** Описать наблюдаемое. Составить схему перехода электронов, написать уравнение реакции, учитывая, что продуктами реакции являются:  $K_2O$ ;  $N_2$ ;  $Fe_2O_3$ . Указать окислитель и восстановитель.

## Опыт 2. Получение азота и нитрида магния (выполняется всей подгруппой).

Выполнение работы. Приготовить прибор в соответствии с рис. 2



- 1 – колба Вюрца;                    2 – склянка Тищенко с  $\text{CaCl}_2$ ;  
3 – трубка для сжигания; 4 – газоотводное устройство.

Рисунок 2 – Прибор для получения азота и нитрида магния

На тонкий листочек асбеста насыпать 0,5-1 г порошка  $\text{Mg}$ , внести его вместе с асбестом в трубку для сжигания 3 и протолкнуть проволокой на середину трубки. Закрывать трубку пробкой со вставленным в неё газоотводным устройством 4, конец которого опустить в стакан с водой.

В колбу Вюрца 1 налить 10 мл насыщенного раствора нитрита натрия  $\text{NaNO}_2$  и 15 мл насыщенного раствора хлорида аммония и плотно закрыть пробкой.

Осторожно подогреть колбу. Как только начнется реакция, нагревание прекратить. Следить по выделению пузырьков за равномерным выделением азота. Если реакция будет идти очень бурно, то колбу охладить с помощью влажной тряпки; если реакция, наоборот, будет идти очень медленно, колбу слегка подогреть.

После вытеснения воздуха из прибора сначала осторожно, а затем сильно нагреть порошок магния в токе азота. Минут через пять прекратить нагревание и дать трубке остыть. Извлечь продукт реакции, поместить его в фарфоровую чашку и добавить 3-5 капель воды. Какой газ выделяется? Испытать его запах.

**Запись данных опыта.** Описать наблюдаемые явления. Написать уравнения реакций, имеющих место при проведении эксперимента.

### Опыт 3. Получение азота при разложении нитрита аммония.

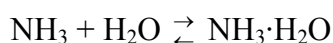
**Выполнение работы.** В пробирку налить 3-5 капель насыщенных растворов хлорида аммония  $\text{NH}_4\text{Cl}$  и нитрита калия  $\text{KNO}_2$ . Подготовить прибор для получения газа и собирания его под водой в соответствии с рис. 1. Подогреть пробирку с реагентами (в случае бурной реакции нагревание прекратить) и собрать газ аналогично опыту 1. Внести в пробирку с собранным газом горящую лучинку. Отметить наблюдаемые явления.

**Запись данных опыта.** Написать уравнение реакции хлорида аммония с нитритом калия в две стадии, учитывая, что получающийся в результате реакции нитрит аммония – непрочное соединение и разлагается на азот и воду. Разобрать последнюю реакцию как окислительно-восстановительный процесс. Указать окислитель и восстановитель.

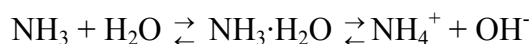
### Аммиак $\text{NH}_3$

Аммиак – бесцветный газ с характерным резким запахом, в 1.7 раза легче воздуха. Для химической характеристики аммиака основное значение имеют реакции трёх типов: присоединения, замещения водорода и окисления.

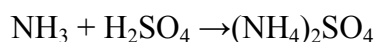
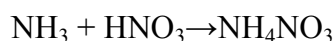
Так, при растворении аммиака в воде, часть его молекул соединяется с водой с образованием неустойчивого гидрата аммиака  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ . Поэтому реакция взаимодействия аммиака с водой является обратимой и равновесие смещено в сторону разложения  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ :



В водном растворе аммиака имеют место следующие равновесия:

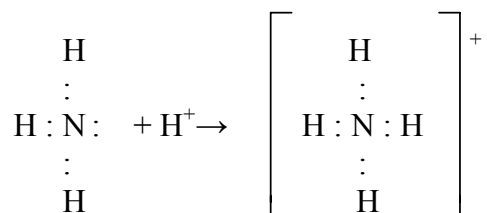


Гидрат аммиака является слабым основанием. Аммиак взаимодействует также с кислотами с образованием солей аммония, например,



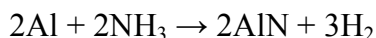
Неподеленная пара электронов азота в молекуле аммиака обуславливает её донорные свойства и склонность к образованию комплексных частиц с осуществлением при этом функции лиганда. Образование солей аммония при взаимодействии аммиака с кислотами может быть представлено следующей схемой:



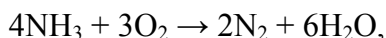


При добавлении аммиака к раствору нитрата серебра  $\text{AgNO}_3$  или малорастворимому хлориду серебра  $\text{AgCl}$  образуется комплексный ион  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ .

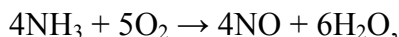
Реакции замещения водорода менее характерны для аммиака, чем реакции присоединения. Однако, при высоких температурах аммиак способен замещать атомы водорода на металл, например, при реакции:



Кроме того, аммиак вступает в реакции, связанные с повышением степени окисления азота, то есть обладает восстановительными свойствами. Например, аммиак горит в кислороде с образованием азота и воды:



а в присутствии катализаторов окисление аммиака идет до целевого продукта  $\text{NO}$ :



#### **Опыт 4 Получение аммиака. Его взаимодействие с водой и хлороводородом.**

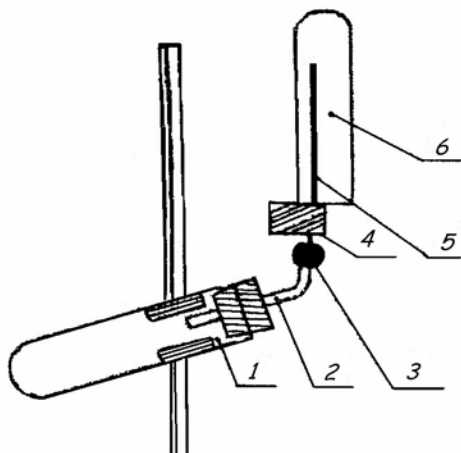
**Выполнение работы.** Поместить в фарфоровый тигель по 3-4 микрошпателя соли аммония ( $\text{NH}_4\text{Cl}$  или  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ) и гидроксида кальция  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . Стеклопалочкой тщательно перемешать смесь и небольшое её количество поместить в пробирку (около 1/3 объема). Пробирку закрыть пробкой с прямой газоотводной трубкой и, укрепив пробирку в штативе, нагреть. Над отверстием газоотводной трубки подержать смоченную водой красную лакмусовую бумажку и по её посинению убедиться в выделении аммиака.

Стеклопалочку смочить концентрированной соляной кислотой и поднести к отверстию газоотводной трубки. Что наблюдается?

**Запись данных опыта.** Описать наблюдаемые явления и объяснить их. Написать уравнения реакций: 1) получения аммиака; 2) взаимодействия аммиака с водой; 3) взаимодействия аммиака с хлороводородом.

## Опыт 5. Растворение аммиака в воде.

**Выполнение работы.** В кристаллизатор или фарфоровую чашку налить воды и добавить в неё 2-3 капли фенолфталеина. Собрать прибор в соответствии с рис. 3.



1, 6 – пробирки; 2, 5 – трубки; 3 – каучуковая трубка; 4 – пробка.

Рисунок 3 – Прибор для получения и изучения растворимости аммиака

В пробирку 1 до  $\frac{1}{2}$  её объема насыпать смеси из сульфата аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  и гидроксида кальция  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . Закрывать пробирку пробкой с газоотводной трубкой 2 и укрепить в штативе. Капилляр 5 и газоотводную трубку соединить каучуковой трубкой 3. Пробирку 6 перевернуть вверх дном и надеть её на капилляр 5 так, чтобы пробка 4 не закрывала полностью отверстия пробирки. Смесь в пробирке 1 нагревать в течение 5-6 мин. И выделяющийся газ собрать в пробирку 6. Наполнение проверить по посинению влажной красной лакмусовой бумажки, для чего поднести её к отверстию пробирки 6.

Наполнив газом пробирку, плотно закрыть её пробкой 4, после чего отсоединить капилляр 5 от газоотводной трубки, сняв каучуковую трубку. Быстро закрыть пальцем капилляр и, перевернув пробирку вверх дном, опустить конец капилляра в кристаллизатор с водой. Под водой капилляр открыть и наблюдать, как вода «фонтаном» заполняет пробирку.

**Запись данных опыта.** Описать наблюдаемые явления. Написать уравнения реакции взаимодействия аммиака с водой и диссоциации гидрата аммиака.

## **Опыт 6. Восстановительные свойства аммиака.**

### **а) Восстановление брома**

**Выполнение работы.** В пробирку внести 2-3 капли бромной воды и 1-2 капли 25% раствора аммиака. Наблюдать изменение окраски раствора.

**Запись данных опыта.** Описать наблюдаемые явления и объяснить их. Написать уравнение реакции, учитывая, что аммиак окисляется бромом до свободного азота.

### **б) Восстановление перманганата калия в слабощелочной среде.**

**Выполнение работы.** Внести в пробирку 1-2 капли раствора перманганата калия и 3-5 капель 25% раствора аммиака. Полученную смесь слегка подогреть на маленьком пламени горелки. Наблюдать изменение окраски раствора перманганата калия.

**Запись данных опыта.** Описать наблюдаемое. Написать уравнение соответствующей реакции, считая, что аммиак окисляется до свободного азота, а марганец восстанавливается до четырехвалентного состояния.

## **Опыт 7. Получение аммиаков.**

### **а) Аммиакат меди**

**Выполнение работы.** К нескольким каплям раствора сульфата меди прибавить столько же разбавленного раствора едкого натра или калия. К полученному осадку добавьте некоторый избыток аммиака. Какое свойство проявляет аммиак по отношению к иону  $\text{Cu}^{2+}$  в описанном опыте, и чем оно обусловлено? Каким ионом обусловлен цвет полученного раствора?

**Запись данных опыта.** Описать наблюдаемые явления. Написать уравнения реакций.

### **б) Аммиакты кобальта и никеля.**

**Выполнение работы.** В две пробирки налейте по 3 капли растворов солей кобальта и никеля и по 6-8 капель раствора аммиака. Наблюдайте образование окрашенных комплексных соединений.

**Запись данных опыта.** Описать наблюдаемые явления. Написать уравнения реакций. Отметить цвета комплексных ионов.

## **Опыт 8. Смещение равновесия в водном растворе аммиака.**

**Выполнение работы.** В пробирку внесите 5-6 капель 2н раствора аммиака и добавьте несколько капель раствора сульфата алюминия (до исчезновения запаха аммиака).

**Запись данных опыта.** Написать: 1) схему равновесия, имеющего место в водном растворе аммиака; 2) молекулярное и ионное уравнение реакции между сульфатом алюминия и гидратом аммиака.

Указать, в каком направлении смещается равновесие в водном растворе аммиака при добавлении к нему избытка сульфата алюминия. Как

при этом изменяется концентрация компонентов данной равновесной системы:  $\text{OH}^-$ ,  $\text{NH}_4^+$ ? В каком направлении сместится равновесие в данной системе при добавлении соляной кислоты? При добавлении хлорида аммония?

### Соли аммония

Соли аммония хорошо растворимы в воде и характеризуются своей малой термической прочностью. Аммонийные соли уже при сравнительно небольшом нагревании претерпевают разложение, характер которого определяется природой анионов, входящих в их состав, а также устойчивостью продукта (кислоты или кислой соли), получаемого после первичного отщепления аммиака.

Если анионы не являются окислителями, например, в случае  $\text{NH}_4\text{Cl}$  и  $\text{NH}_4\text{Br}$ , или если их окислительные свойства проявляются в незначительной степени, как в случае  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ,  $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ , нагревание солей сопровождается отщеплением аммиака, которое может иногда иметь обратимый характер.

Так, при нагревании хлорида аммония происходит его термическая диссоциация:



а образующиеся продукты, покинув зону высокой температуры, вновь реагируют друг с другом.

Сульфат аммония при нагревании частично отщепляет аммиак и образует гидросульфат аммония:



Следует отметить, что, как исключение, гидросульфат аммония весьма устойчив.

Фосфат аммония  $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$  при хранении на воздухе частично теряет аммиак, переходя в гидрофосфат  $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ . Для превращения его в дигидрофосфат  $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$  уже требуется нагревание.

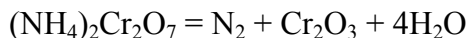
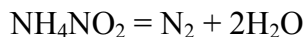
Карбонат аммония уже при комнатной температуре постепенно теряет аммиак, переходя при этом в гидрокарбонат



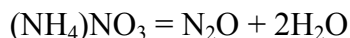
При нагревании до  $60^\circ\text{C}$  карбонат и гидрокарбонат полностью разлагаются на аммиак, воду и оксид углерода (IV).



Аммонийные соли с анионом – окислителем претерпевают при нагревании реакции внутримолекулярного окисления – восстановления, образуя в качестве продукта окисления иона  $NH_4^+$  азот или оксид азота (I). Так, нитрит и дихромат аммония образуют азот



а нитрат аммония – оксид азота (I)



### **Опыт 9. Обнаружение солей аммония в растворах.**

**Выполнение работы.** В пробирку внести 2-3 капли хлорида аммония и добавить столько же 2н раствора едкого натра или калия. Слегка нагреть пробирку и над её отверстием подержать влажную красную лакмусовую бумажку. По запаху и по изменению цвета лакмусовой бумажки убедиться в выделении аммиака.

**Запись данных опыта.** Описать наблюдаемые явления. Написать в молекулярной и ионной форме уравнения реакции. Чем можно заменить хлорид аммония в этом опыте?

### **Опыт 10. Термическое разложение солей аммония.**

#### **а) Разложение хлорида аммония**

**Выполнение работы.** В пробирку поместить несколько кристалликов хлорида аммония. Пробирку укрепить в штативе вертикально и нагревать небольшим пламенем горелки, стараясь, чтобы пламя касалось только той части пробирки, где лежит соль. Наблюдать осаждение хлорида аммония в верхней, более холодной части пробирки.

**Запись данных опыта.** Написать уравнение реакции разложения соли. Указать, каким тепловым эффектом сопровождается процесс термической диссоциации хлорида аммония?

#### **б) Разложение сульфата аммония**

**Выполнение работы.** В пробирку поместить несколько кристалликов сульфата аммония. Укрепив пробирку горизонтально в штативе, нагреть её небольшим пламенем горелки. Убедиться в выделении аммиака по запаху и по изменению окраски влажной красной лакмусовой бумажки.

**Запись данных опыта.** Написать уравнение реакции разложения сульфата аммония.

### **в) Разложение дихромата аммония**

**Выполнение работы.** В пробирку поместить 3-4 микрошпателя порошкообразного дихромата аммония. Пробирку укрепить вертикально в штативе и нагревать небольшим пламенем горелки. Как только начнется энергичное разложение дихромата аммония, горелку отставить.

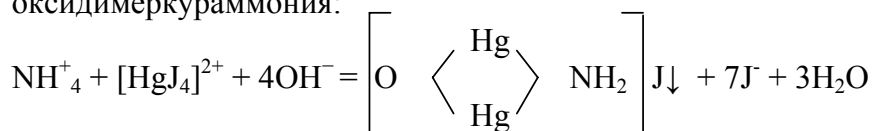
**Запись данных опыта.** Написать уравнение реакции разложения дихромата аммония. Разобрать реакцию как окислительно-восстановительный процесс. Чем объясняется различие в характере разложения аммонийных солей различных кислот?

### **Опыт 11. Удаление солей аммония из смеси солей.**

**Выполнение работы.** Смешайте растворы солей  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{KCl}$ , взяв каждого по 10 капель. Определите наличие иона аммония  $\text{NH}_4^+$  в соответствии с опытом 9. После этого удалите аммонийную соль.

Для этого 10 капель раствора солей налить в тигель под тягой, поставить тигель на асбестовую сетку и раствор выпарить досуха. Остаток в тигле прокалить сначала слабо, а затем сильнее, до полного прекращения выделения белого дыма.

Когда выделение белого дыма прекратится, охладить тигель, сухой остаток растворить в 6 каплях воды и испытать полноту удаления соли аммония с помощью реактива Несслера (смесь  $\text{K}_2[\text{HgJ}_4]$  с  $\text{KOH}$ ). В присутствии  $\text{NH}_4^+$  образуется красно-бурый осадок иодида оксидимеркураммония:



**Запись данных опыта.** Описать наблюдаемые явления. Написать уравнение реакции, протекающей при нагревании и выпаривании солей.

### **Контрольные вопросы**

1. Чем объясняется небольшая химическая активность азота в свободном состоянии?
2. Написать уравнения реакций взаимодействия азота: 1) с водородом; 2) с кислородом; Указать, окислителем или восстановителем является азот в этих реакциях.
3. Действием каких веществ на: 1) азот; 2) соль аммония; 3) азотную кислоту; 4) нитрид алюминия – можно получить аммиак? Написать соответствующие уравнения реакции.
4. Написать уравнение реакции взаимодействия аммиака с сероводородом. К какому классу химических соединений относится полученное вещество?
5. Составить уравнение реакции взаимодействия аммиака с хлором.

6. Действием какого реактива можно отличить сульфат аммония от сульфата калия в растворе? Написать соответствующее уравнение реакции.
7. Написать уравнения реакций термической и электролитической диссоциации гидроксида аммония и карбоната аммония.
8. Написать уравнение реакции окисления аммиака кислородом без катализатора.
9. Написать уравнения реакций термической диссоциации хлорида аммония, сульфата аммония, дихромата аммония.

## Лабораторная работа № 2

### КИСЛОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ АЗОТА

#### Оксиды азота.

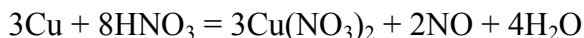
Важнейшие оксиды азота представлены в табл. 1. Оксид азота (V) представляет собой твёрдое вещество, остальные оксиды при обычных условиях газообразны. Наибольшее практическое значение из них имеют оксид азота (II) и оксид азота (IV). Все оксиды азота ядовиты, за исключением оксида азота (I).

#### Оксид азота (II)

Оксид азота (II) NO – бесцветный газ, мало растворимый в воде и химически с ней не взаимодействующий. Он легко соединяется с кислородом, образуя оксид азота (IV):



Оксид азота (II) получают в лаборатории при действии разбавленной азотной кислоты ( $\rho = 1,2 \text{ г/см}^3$ ,  $\omega=33\%$ ) на медь. Уравнение реакции имеет вид:



Молекула NO обладает нечётным числом внешних электронов, следовательно, у неё есть один избыточный электрон. Ненасыщенный характер молекулы NO проявляется в её способности к комплексообразованию с ионами некоторых металлов. Так, при пропускании NO в раствор FeSO<sub>4</sub> последний окрашивается в бурый цвет вследствие образования соединения состава [Fe(NO)]SO<sub>4</sub>. При нагревании это непрочное соединение разлагается.

## Опыт 1. Получение и свойства оксида азота (II)

**Выполнение работы.** В кристаллизатор или фарфоровую чашку налить воды. Пробирку наполнить водой, закрыть отверстие пальцем и, перевернув вверх дном, поместить в кристаллизатор. Открывая под водой пробирку, следить, чтобы вода из неё не вылилась и в неё не проник воздух.

В пробирку с газоотводной трубкой поместить 2-3 маленьких кусочка медной стружки и 2-4 капли азотной кислоты удельного веса  $1,2\text{г/см}^3$ , затем слегка подогреть. Газоотводную трубку подвести под пробирку с водой, заполнив её газом приблизительно на  $\frac{3}{4}$  её объема, а другую часть газа пропустить в пробирку с 5-6 каплями раствора сульфата железа (II).

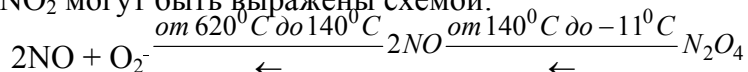
Пробирку, заполненную NO, закрыть пальцем и, вынув из воды, перевернуть дном вниз. Открыв на 1-2 секунды отверстие пробирки, наблюдать побурение бесцветного газа (пробирку держать на белом фоне).

**Запись данных опыта.** Как изменится окраска FeSO<sub>4</sub> при поглощении NO? Обратит внимание на изменение окраски при нагревании. Написать уравнение реакции образования и разложения комплексного соединения.

Написать уравнения реакций получения NO и его взаимодействия с кислородом воздуха.

## Оксид азота (IV)

Оксид азота (IV) – бурый газ, легко сгущающийся в жидкость, кипящую при  $-21^{\circ}\text{C}$ . При охлаждении до  $-11^{\circ}\text{C}$  жидкость эта застывает в бесцветную кристаллическую массу. При температуре ниже  $140^{\circ}\text{C}$  начинается процесс димеризации NO<sub>2</sub>. В целом равновесия диссоциации к димеризации NO<sub>2</sub> могут быть выражены схемой:

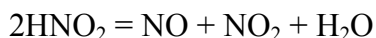


При работе с оксидом азота (IV) необходимо соблюдать осторожность. Пары его удушливы, вызывают кашель и при длительном вдыхании могут привести к воспалению легких.

При растворении NO<sub>2</sub> в воде происходит его диспропорционирование:



При нагревании водного раствора NO<sub>2</sub> непрочная азотистая кислота HNO<sub>2</sub> полностью разлагается по уравнению:





Оксид азота (IV) – сильный окислитель: уголь и сера энергично сгорают в нем, а оксид серы (IV) превращается в оксид серы (VI).

## **Опыт 2. Получение и свойства оксида азота (IV)**

**Выполнение работы.** (Выполнять под тягой). В пробирку с газоотводной трубкой поместите 2-3 кусочка медной стружки и 8-10 капель концентрированной азотной кислоты плотностью 1,4 г/см<sup>3</sup> – пропустите выделившийся газ в пробирку, наполненную до половины холодной водой.

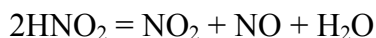
К 1/3 полученного раствора прилейте 1-2 капли раствора лакмуса. Что наблюдается?

Оставшуюся часть раствора оксида азота (IV) прокипятите. Убедитесь с помощью синей лакмусовой бумажки в том, что кислотные свойства раствора после кипячения исчезли.

**Запись данных опыта.** Описать наблюдаемые явления. Написать уравнения реакций: получения NO<sub>2</sub>, взаимодействия его с водой, разложения азотистой кислоты при кипячении её раствора.

## **Азотистая кислота, нитриты и их свойства**

Азотистая кислота – слабая кислота. Известна только в разбавленных водных растворах. В свободном состоянии неустойчива и легко разлагается:



Непрочностью азотистой кислоты объясняется разложение нитритов при действии на них сильных кислот, усиливающееся при нагревании:



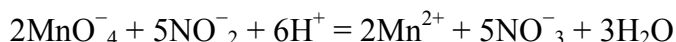
Выделение NO и NO<sub>2</sub> идет через промежуточное образование оксида азота (III), крайне непрочного соединения, представляющего собой при низких температурах сине-голубую жидкость.

Вследствие непрочности азотистой кислоты и её ангидрида нитриты разлагаются и при действии уксусной кислоты.

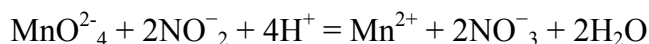
Нитраты в кислой среде при действии анионов – окислителей, таких как ClO<sub>3</sub><sup>-</sup>, MnO<sub>4</sub><sup>-</sup>, Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup> и некоторых других, окисляются по схеме



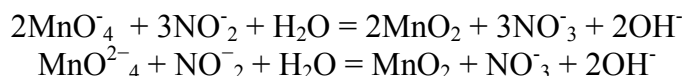
Перманганат – ион и манганат – ион окисляют нитрит – ион в кислой среде по уравнениям:



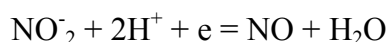
и



Эти же ионы способны окислить нитрит – ион и в нейтральной среде по схемам



При действии восстановителей, таких как  $\text{J}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ , нитриты в кислой среде проявляют окислительную функцию, восстанавливаясь при этом в  $\text{NO}$ :



### **Опыт 3. Взаимодействие нитрита калия с серной кислотой**

**Выполнение работы.** Внести в пробирку 3-4 капли насыщенного раствора нитрита калия и добавить каплю 75% раствора серной кислоты. Отметить появление в растворе голубой окраски оксида азота (III). Объяснить образование над раствором бурого газа.

**Запись данных опыта.** Написать уравнения реакций: 1) взаимодействия нитрита калия с серной кислотой; 2) разложения получившейся азотистой кислоты; 3) распада азотистого ангидрида.

### **Опыт 4. Взаимодействие нитрита калия с иодидом калия.**

**Выполнение работы.** В пробирку внести по 2-3 капли растворов иодида калия и 2н серной кислоты. Добавить 2-3 капли раствора нитрита калия. Отметить изменение окраски раствора и указать причину.

**Запись данных опыта.** Написать соответствующее уравнение реакции, учитывая, что получается оксид азота (II). Какие свойства проявляет при этом нитрит калия (окислительные или восстановительные)?

### **Опыт 5. Взаимодействие нитрита калия с перманганатом.**

**Выполнение работы.** В пробирку внести 2-3 капли разбавленного раствора перманганата калия, добавить 1-2 капли 2н раствора серной кислоты и 2-3 капли 2н раствора нитрита калия. Отметить изменение окраски раствора и указать причину этого изменения. В какое соединение при этом переходит нитрит калия?

**Запись данных опыта.** Написать уравнение реакции, учитывая, что марганец (VII) переходит в двухвалентное состояние. Окислителем или восстановителем является нитрит калия в этой реакции?

## Опыт 6. Взаимодействие нитрита калия с дихроматом калия.

**Выполнение работы.** Внести в пробирку 1-2 капли раствора дихромата калия и 2-4 капли концентрированной серной кислоты (уд. вес 1,84 г/см<sup>3</sup>). В подкисленный раствор добавить 4-6 капель нитрита калия. Отметить изменение окраски раствора.

**Запись данных опыта.** Указать, окислительные или восстановительные свойства проявляет в данном случае нитрит калия. Написать соответствующее уравнение реакции, учитывая, что хром (VI) переходит в трехвалентное состояние. Почему соли азотистой кислоты могут проявлять и окислительные и восстановительные свойства?

### Азотная кислота, нитриты и их свойства

Азотная кислота – бесцветная жидкость, уд. веса 1,53 г/см<sup>3</sup>, кипящая при 86<sup>0</sup>С, а при -41<sup>0</sup>С застывающая в прозрачную кристаллическую массу.

HNO<sub>3</sub> принадлежит к числу наиболее сильных кислот. Смешивается с водой во всех отношениях. Характерной особенностью азотной кислоты является её неустойчивость. На свету и при нагревании разлагается по схеме



Чем выше температура и чем концентрированнее кислота, тем быстрее идёт её разложение.

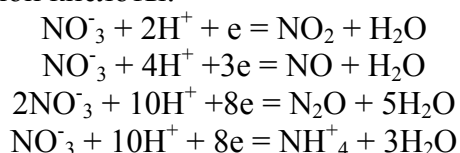
В концентрированном состоянии азотная кислота обладает сильными окислительными свойствами и при работе с ней следует соблюдать крайнюю осторожность.

Выступая в качестве окислителя HNO<sub>3</sub> может восстанавливаться до различных продуктов:



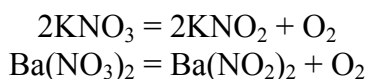
Какое из этих веществ образуется, то есть насколько глубоко восстанавливается азотная кислота в том или ином случае, зависит от концентрации кислоты. Чем выше концентрация HNO<sub>3</sub>, тем менее глубоко она восстанавливается. При реакциях с концентрированной кислотой чаще всего выделяется NO<sub>2</sub>. При взаимодействии разбавленной азотной кислоты с малоактивными металлами, например, с медью, выделяется – NO. В случае более активных металлов – железа, цинка, - образуется N<sub>2</sub>O. Сильно разбавленная азотная кислота взаимодействует с активными металлами – цинком, магнием, алюминием – с образованием иона аммония, дающего с кислотой нитрат аммония. Обычно одновременно образуются несколько продуктов.

Для иллюстрации приведены схемы нескольких реакций восстановления азотной кислоты:

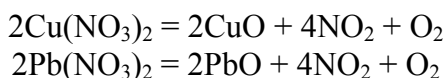


Следует отметить, что при действии разбавленной азотной кислоты на металлы водород, как правило, не выделяется.

Большинство солей азотной кислоты представляет собой хорошо растворимые в воде соли. При нагревании в сухом виде они разлагаются, характер продуктов разложения зависит от природы металла, образующего нитрат. Так, нитраты щелочных и щелочноземельных металлов (Ca, Sr, Ba) образуют более устойчивые нитриты и кислород:

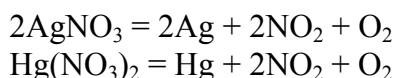


Нитриты металлов в ряду напряжений от Mg до Cu мало устойчивы, поэтому при нагревании они разлагаются с образованием более устойчивых оксидов.



Оксиды ещё менее активных металлов (HgO, Ag<sub>2</sub>O) легко разлагаются при нагревании на металлы и кислород.

Нагревание нитратов этих металлов идет по уравнениям:



### **Опыт 7. Действие азотной кислоты на медь.**

**Выполнение работы.** Внесите в пробирку 3-4 капли концентрированной азотной кислоты (уд. вес 1,4 г/см<sup>3</sup>) и маленький кусочек медной стружки. В другую пробирку внесите 2 капли 2н раствора азотной кислоты и столько же воды. Полученный 1н раствор размешать стеклянной палочкой, после чего внести в него кусочек медной стружки. Пробирку с разбавленной азотной кислотой слегка подогреть. Обе пробирки держать на фоне белого листа бумаги. Отметить различие в протекании реакций в обоих случаях.

**Запись данных опыта.** Какой газ выделяется в первой пробирке, какой – во второй? Написать уравнения соответствующих реакций. Чем объяснить легкое пожелтение выделяющегося газа во второй пробирке в начале реакции?

### **Опыт 8. Действие азотной кислоты на цинк.**

**Выполнение работы.** Внесите в пробирку немного концентрированной азотной кислоты и кусочек цинка. В другую пробирку прилейте немного разбавленной кислоты и внесите кусочек цинка. Если выделяется газ, то добавьте воды. Пробирку оставьте стоять на 8-10 минут.

**Запись данных опыта.** Какой газ выделяется в первой пробирке? Написать уравнение реакции. Доказать, что одним из продуктов реакции во второй пробирке является соль аммония. Написать уравнения реакций.

### **Опыт 9. Разложение нитрата калия.**

**Выполнение работы.** В пробирку поместить несколько кристалликов нитрата калия. Пробирку укрепить вертикально в штативе и нагреть до расплавления соли и начала выделения пузырьков газа. Внести в пробирку тлеющую лучинку. Какой газ выделяется? Продолжить нагревание до прекращения выделения газа. Доказать образование нитрита калия при разложении нитрата. Для этого по охлаждению пробирки внести в неё 4-6 капель воды и, помешивая стеклянной палочкой растворить твердый осадок. По 2-3 капли полученного раствора внести в две пробирки, в одной из которых содержится 3-4 капли раствора иодида калия, подкисленного двумя каплями 2н серной кислоты, а в другую 3-4 капли также подкисленного раствора перманганата калия. Отметить, как изменилась окраска растворов в первом и во втором случае. Указать причину этого.

**Запись данных опыта.** Описать наблюдаемые явления и объяснить их. Написать уравнения проведенных реакций.

### **Опыт 10. Разложение нитрата свинца.**

**Выполнение работы.** В пробирку поместить 1-2 микрошпателя сухой соли нитрата свинца. Пробирку укрепить в штативе горизонтально и осторожно нагреть. Какой газ выделяется? Внести тлеющую лучинку в отверстие пробирки. Что наблюдается?

**Запись данных опыта.** Сделать вывод о составе газообразных продуктов разложения нитрата свинца. Какое вещество осталось в пробирке? Указать его цвет и написать его формулу. Написать уравнение реакции разложения нитрата свинца. Указать окислитель и восстановитель.

### **Опыт 11. Разложение нитрата серебра.**

**Выполнение работы.** (Выполняется группой). В пробирку поместить несколько кристалликов нитрата серебра. Пробирку укрепить горизонтально в штативе. Нагреть соль до разложения. Отметить окраску выделяющихся газообразных продуктов и исследовать их тлеющей лучинкой. Что наблюдается?

**Запись данных опыта.** Какие газы выделяются при разложении нитрата серебра? Написать уравнение реакции, учитывая, что кроме газообразных продуктов получается кристаллическое серебро.

### **Опыт 12. Горение угля и серы в расплавленной селитре.**

**Выполнение работы.** В пробирку поместить около 1/8 её объёма нитрата калия. Пробирку вертикально укрепить в штативе. Нагреть соль до расплавления и бросить в расплав маленький кусочек угля. Пробирку продолжать нагревать. Как только уголь загорится, бросить в пробирку маленький кусочек серы.

**Запись данных опыта.** Описать наблюдаемые явления. Объяснить причину энергичного сгорания угля и серы. Написать уравнения реакции горения угля и серы в расплавленной селитре.

### **Контрольные вопросы**

1. Какими реакциями можно получить оксид азота (II)? Написать соответствующие уравнения реакций.
2. Написать уравнения реакций получения оксида азота (IV) из: 1) азотной кислоты; 2) разложением соответствующей соли; 3) синтезом из газообразных веществ.
3. Какими реакциями можно перевести:  
1)  $\text{NO}_2^- \rightarrow \text{NO}_3^-$ ; 2)  $\text{NO}_2^- \rightarrow \text{NO}$ ; 3)  $\text{NO}_2 \rightarrow \text{NO}$ ; 4)  $\text{NO}_2 \rightarrow \text{NO}_3^-$ .  
Написать уравнения соответствующих реакций.
4. Написать уравнения реакций взаимодействия  $\text{NO}_2$  и  $\text{N}_2\text{O}$  с водой. Как будут протекать эти реакции в присутствии избытка кислорода?
5. В чём сходство и в чём различие азотной и азотистой кислот?
6. Как идёт реакция восстановления концентрированной и очень разбавленной азотной кислоты цинком? Написать соответствующие уравнения реакций.
7. Дайте характеристику азотной и азотистой кислот по термической устойчивости, окислительно-восстановительной способности и силе.
8. Написать уравнения следующих реакций взаимодействия: 1) концентрированной азотной кислоты с железом, оловом, серебром и йодом; 2) разбавленной азотной кислоты с цинком, медью, магнием.
9. Написать уравнения реакций разложения нитратов натрия, меди и двухвалентной ртути при нагревании.
10. Написать уравнения реакций разложения нитрита и нитрата аммония.
11. Пользуясь ионно – электронным методом, составить ионное и молекулярное уравнение реакции, протекающей по схеме:



**Перечень лабораторного оборудования и реактивов,  
необходимых для выполнения работ**

**Лабораторная работа № 1**

- Опыт 1.** Прибор для соби́рания газа под водой: порокообразное железо; нитрат калия; спички; лучинка; микрошпатели; стеклянная палочка; штатив для крепления прибора.
- Опыт 2.** Прибор для получения азота и нитрида магния; листок асбеста; порошкообразный магний; проволока для проталкивания; насыщенный раствор нитрита натрия; насыщенный раствор хлорида аммония; плитка для нагревания колбы Вюрца; влажная тряпка; фарфоровая чашка.
- Опыт 3.** Прибор для получения газа и соби́рания его под водой; насыщенный раствор хлорида аммония и нитрита калия; спички; лучинка.
- Опыт 4.** Фарфоровый тигелёк, Микрошпатель, соль аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ , гидроксид кальция, стеклянная палочка, пробирка с отводной трубкой, штатив, плитка, красная лакмусовая бумажка, соляная кислота.
- Опыт 5.** Кристаллизатор или фарфоровая чашка, фенолфталеин, прибор для получения и изучения растворимости аммиака, сульфат аммония, гидроксид кальция, красная лакмусовая бумажка.
- Опыт 6.** Пробирка, бромная вода, 25% раствор аммиака, раствор перманганата калия, плитка.
- Опыт 7.** Раствор сульфата меди, раствор гидроксида калия или натрия, 25% раствор аммиака, растворы солей кобальта и никеля, пробирки.
- Опыт 8.** 2н раствор аммиака, раствор сульфата алюминия, пробирка.
- Опыт 9.** Раствор хлорида аммония. 2н раствор гидроксида калия или натрия, плитка, пробирка, красная лакмусовая бумажка.
- Опыт 10.** 3 пробирки, кристаллический хлорид аммония, штатив для закрепления пробирок, плитка, кристаллический сульфат аммония, красная лакмусовая бумажка, кристаллический дихромат аммония, микрошпатель.
- Опыт 11.** Смесь растворов солей  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{KCl}$ , 2н раствор гидроксида калия или натрия, плитка, красная лакмусовая бумажка, тигель для прокаливания, асбестовая сетка, реактив Несслера.

## Лабораторная работа № 2

- Опыт 1.** Прибор для собирания газа под водой, медная стружка, азотная кислота с уд. весом  $1,2 \text{ г/см}^3$ , плитка, раствор сульфата железа (II).
- Опыт 2.** Медная стружка, азотная кислота плотностью  $1,4 \text{ г/см}^3$ , пробирка, газоотводная трубка, раствор лакмуса, плитка, синяя лакмусовая бумажка.
- Опыт 3.** Насыщенный раствор нитрита калия, 75% раствор серной кислоты, пробирка.
- Опыт 4.** Раствор йодида калия, раствор 2н серной кислоты, раствор нитрита калия, пробирка.
- Опыт 5.** Раствор перманганата калия, 2н раствор серной кислоты, 2н раствор нитрита калия, пробирка.
- Опыт 6.** Раствор дихромата калия, 75% раствор серной кислоты, раствор нитрита калия, пробирка.
- Опыт 7.** Концентрированная азотная кислота (уд. вес  $1,4 \text{ г/см}^3$ ), медная стружка, 2н раствор азотной кислоты, стеклянная палочка, плитка, пробирка.
- Опыт 8.** Концентрированная азотная кислота (уд. вес  $1,4 \text{ г/см}^3$ ), цинк, разбавленная азотная кислота, пробирка.
- Опыт 9.** Кристаллический нитрит калия, штатив для укрепления пробирок, плитка, спички, лучинка, стеклянная палочка, раствор йодида калия, 2н серная кислота, раствор перманганата калия, пробирка.
- Опыт 10.** Кристаллический нитрат свинца, Микрошпатель, штатив для закрепления пробирок, плитка, спички, лучинка, пробирка.
- Опыт 11.** Кристаллический нитрат серебра, штатив для закрепления пробирок, плитка, спички, лучинка, пробирка.
- Опыт 12.** Кристаллический нитрат калия, штатив для крепления пробирок, плитка, уголь, сера.

## Литература

- 1 Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М.: Высшая школа, 1998, 639 с.
- 2 Хаускрофт К., Констебл Э. Современный курс общей химии. В 2-х т. - М.: Мир, 2002. т 1 - 540 с, т 2 – 528 с.
- 3 Шрайвер Д., Эткинс П. Неорганическая химия. В 2-х т.- М: Мир, 2004. – т 1 – 679 с, т 2 – 486 с.
- 4 Воробьева и др. Практикум по неорганической химии. Учебное пособие – М.: изд-во Московского университета, 1984. – 288 с.