Министерство образования и науки РФ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение

высшего профессионального образования

«Новгородский государственный университет

имени Ярослава Мудрого»

Институт сельского хозяйства и природных ресурсов

Кафедра фундаментальной и прикладной химии

**КИСЛОРОД**

***Методические указания к лабораторной работе***

Великий Новгород

2013

Кислород. Методические указания к лабораторной работе / Составители: В.П. Кузьмичёва, В.А. Исаков – НовГУ, Великий Новгород, 2013 г. – 12 с.

Методические указания предназначены для изучения дисциплины «Неорганическая химия»

**СОДЕРЖАНИЕ**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| ВВЕДЕНИЕ | | 4 |
| 1 | ЦЕЛЬ РАБОТЫ | 4 |
| 2 | ОСНОВНЫЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ПОЛОЖЕНИЯ | 4 |
|  | 2.1 Простые вещества | 4 |
|  | 2.2 Соединения кислорода (-II) | 5 |
|  | 2.3 Соединения кислорода (-I) | 6 |
|  | 2.4 Соединения кислорода (IV) | 7 |
| 3 | ТРЕБОВАНИЯ ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ | 8 |
| 4 | ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ | 8 |
|  | 4.1 Получение кислорода | 8 |
|  | 4.2 Свойства кислорода | 8 |
|  | 4.3 Получение озона и его свойства  4.4 Пероксид водорода | 9  10 |
| 5 | ТРЕБОВАНИЯ К ОФОРМЛЕНИЮ И СОДЕРЖАНИЮ ОТЧЕТА | 11 |
| 6 | ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ | 11 |
| ЛИТЕРАТУРА | | 12 |

**ВВЕДЕНИЕ**

Кислород – самый распространенный элемент земной коры, на его долю приходится чуть меньше половины (49%) от ее общей массы. Кислород входит в состав воды, кремнезема, силикатов и алюмосиликатов, известняков, мраморов, базальтов, бокситов, гематита и многих других минералов и горных пород, слагающих верхнюю оболочку Земли. В форме простого вещества кислород составляет 21 об. % земной атмосферы. Он необходим для жизни, поскольку участвует в процессе дыхания живых организмов.

**1 ЦЕЛЬ РАБОТЫ**

Ознакомиться с химическими свойствами простых веществ и соединений кислорода.

**2 ОСНОВНЫЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ПОЛОЖЕНИЯ**

**2.1 Простые вещества**

Кислород образует два простых вещества: молекулярный кислород О2 и озон О3. Наиболее устойчива двухатомная молекула О2.

Обычный кислород представляет собой бесцветный газ, кон­денсирующийся при охлаждении в голубую жидкость. Молекулы кислорода неполярны, имеют два неспаренных электрона на разрыхляющих молекулярных орбиталях. Поэтому О2 является довольно сильным парамагнетиком — жидкий кислород притягивается магнитом. Другим следствием наличия неспаренных электронов является сравнительно высокая реакционная способность.

Растворимость в воде кислорода, как и других веществ с неполярными молекулами, незначительна. При комнатной температуре она составляет примерно 30 мл в 1 л воды.

Кислород по значению относительной электроотрицательности уступает только фтору и поэтому является сильным окислителем. Восстановительные свойства он проявляет только по отношению к фтору.

Кислород в роли окислителя образует соединения со всеми химическими элементами, кроме гелия, неона и аргона. Непосредственно реагирует со всеми простыми веществами, кроме галогенов, благородных металлов и газов, образуя оксиды. Взаимодействию может препятствовать оксидная пленка на поверхности окисляемого вещества. Скорость взаимодействия кислорода как с простыми, так и со сложными веществами зависит от природы вещества и от температуры. Приведем несколько примеров:

4Cs + О2 = 2Cs2О;

4FeSО4 + О2 + 2H2SО4 = 2Fe2(SО4)3 + 2H2О;

4P + 5О2 =2P2О5 (при нагревании);

4Fe + 2О2 = Fe3О4 (при нагревании).

Активный металл цезий самовозгорается в кислороде воздуха, вторая реакция медленно протекает в подкисленном водном растворе FeSО4 при нахождении его на воздухе. Две последние реакции соответствуют горению фосфора и железа при нагревании.

Фторид кислорода (II) OF2 получают косвенным путем при быстром пропускании фтора через 2% -ный раствор щелочи:

2F2 + 2NaOH = 2NaF + OF2T + H2О.

**2.2 Соединения кислорода (-II)**

Бинарные соединения кислорода, в которых он имеет степень окисления -2, называются оксидами. В соответствии с изменением структуры электронных оболочек атома, характер химической связи и свойства оксидов в периодах и группах изменяются закономерно. Так, в ряду оксидов элементов третьего периода Na2О-MgО-Al2О3-SiО2-P2О5-SО3-Cl2О7 полярность химической связи Э-0 постоянно уменьшается. В соответствии с этим ослабевают основные и усиливаются кислотные свойства: Na2О и MgO – типичные основные оксиды, А1203 – амфотерный, а остальные – кислотные оксиды. Аналогично изменяются кислотно-основные свойства и в других периодах.

В главных подгруппах с увеличением порядкового номера элемента ионность связи Э-0 в оксидах, как правило, увеличивается. Соответственно, основные свойства оксидов усиливаются.

Различие в свойствах оксидов разного типа, напомним, проявляются при их взаимодействии с водой, при взаимодействии оксидов разного типа друг с другом, при взаимодействии с кислотами и щелочами, например:

Na2О + Н2О = 2NaOH;

Р2О5 + 3Н20 = 2Н3РО4;

3СаО + Р2О5 = Са3(РО4)2;

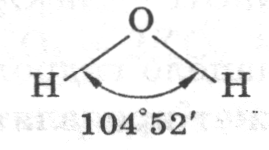
А12О3 + 6НС1 + 9Н2О = 2[А1(Н2О)6]С13;

А12О3 + 6NaOH + 3Н2О = 2Na3[Al(OH)6].

Основные, кислотные и амфотерные оксиды называют солеобразующими. Кроме них известны несолеобразующие оксиды (СО, NО и др.) и солеобразные (Pb3О4, Fe3О4 и др.).

*Наиболее распространенным на Земле и важнейшим оксидом является оксид водорода* – *вода.* Она составляет 50-99% массы любого живого существа. В организме человека содержится 70-80% воды.

Геометрическое строение молекулы Н2О приближенно соответствует тетраэдру, в центре которого находится атом кислорода, а две из четырех вершин занимают атомы водорода:



В изолированной молекуле отталкивание неподеленных электронных пар приводит к уменьшению угла Н-О-Н от идеального тетраэдрического значения 109°28' до 104°52'. В кристалле льда каждая молекула находится в окружении четырех таких же молекул, и угол становится тетраэдрическим.

Связи О-Н в молекуле Н2О полярны, и сама молекула обладает дипольным моментом.

Благодаря своей структуре, вода обладает уникальными свойствами. Она является хорошим растворителем, при этом сама участвует в гидролитических процессах (гидролиз). *Вода имеет температуру плавления и кипения выше, чем можно было бы ожидать для такого вещества.* Связано это, как известно, с образованием водородных связей.

Окисление воды протекает с заметной скоростью лишь с немногими окислителями: фтором, ионами Со3+ и некоторыми другими.

Активные металлы (щелочные и щелочноземельные, а также отдельные наиболее сильные восстановители) воду восстанавливают.

**2.3 Соединения кислорода (-I)**

Такую степень окисления кислород проявляет в пероксидных соединениях. Наиболее важным представителем этой группы соединений является пероксид водорода Н2O2.

Вследствие несимметричного распределения связей Н-О, молекула Н2O2 сильно полярна. Между молекулами возникает прочная водородная связь, приводящая к их ассоциации. Поэтому в обычных условиях Н2O2 – ассоциированная сиропообразная жидкость. При хранении разлагается:

2Н2O2 = 2Н2O + O2↑

В лаборатории используется в виде 3%-ных и 30%-ных растворов. В химических реакциях пероксид-ион O22- может, не изменяясь, переходить в другие соединения, например:

BaO2 + H2SO4 = BaSO4 + Н2О2.

Эта реакция используется для получения пероксида водорода. С водой Н2O2 смешивается в любых соотношениях. В водных растворах пероксид водорода – очень слабая двухосновная кислота (Кдисс = 1,5·10-12):

Н2О2 + 2NaOH = Na2О2 + 2Н2О

Ее соли практически нацело гидролизуются.

Пероксид водорода может проявлять свойства как окислителя, так и восстановителя, так как содержит кислород в промежуточной степени окисления. В реакциях с восстановителями Н2О2 является окислителем, например:

MnSО4 + Н2О2 + 2КОН = МnО2 + K2SО4 + 2Н2О

PbS + 4Н2О2 = PbSО4 + 4Н2О

В присутствии сильных окислителей Н2О2 проявляет восстановительные свойства, например:

2КМnО4 + 5Н2О2 + 3H2SО4 = 2MnSО4 + 5О2 + K2SО4 + 8Н2О

**2.4 Соединения кислорода (IV)**

В качестве производного, в котором кислород проявляет эту степень окисления, обычно рассматривают аллотропную модификацию кислорода – озон О3. Чтобы было яснее, формулу озона можно записать так: ОО2 (О = О = О).

Молекула озона имеет угловое строение. Угол между связями равен 116°. При обычных условиях это газ синего цвета с резким запахом. Озон – весьма непрочное соединение:

2О3 = 3О2.

В промышленности озон получают действием тихого электрического разряда на кислород. В естественных условиях озон образуется из атмосферного кислорода при грозовых разрядах, а на высоте 15-30 км – под действием ультрафиолетового излучения Солнца по реакции:

3О2 = 2О3

Устойчивый слой озона находится на высоте 22 км. Он защищает Землю от губительного для жизни ультрафиолетового излучения и поглощает инфракрасное излучение Земли, препятствует ее охлаждению.

Озон – один из наиболее сильных окислителей, которые могут применяться в водных растворах. Он способен при обычных условиях окислять многие малоактивные вещества, например:

8Ag + 2О3 = 4Ag2О + О2.

Скорость реакции с участием озона намного выше, чем с кислородом. Как и любой сильный окислитель, озон очень ядовит.

При действии озона на щелочные металлы образуются озониды – неустойчивые соединения, которые разлагаются на надпероксиды и кислород:

2КО3 = 2КО2 + О2.

**3 ТРЕБОВАНИЯ ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ**

Следует аккуратно работать с реактивами: внимательно читать этикетки, держать склянки с растворами закрытыми, не путать пробки, не выливать обратно в склянки неиспользованные растворы реактивов. Строго соблюдать рекомендации по проведению опытов.

Опыты с концентрированными растворами кислот и щелочей проводить только в вытяжном шкафу. Остатки кислот и щелочей сливать в специальную емкость.

При нагревании растворов в пробирке пользоваться держателем и всегда держать пробирку так, чтобы её отверстие было направлено в сторону от работающего и его соседей по рабочему столу.

**4 ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ**

**4.1 Получение кислорода**

**Разложение перманганата калия.** Поместите в пробирку несколько кристалликов перманганата калия, пробирку закрепите наклонно в штативе и нагрейте пламенем горелки. Внесите в пробирку тлеющую лучинку. Что происходит? Какие продукты могут образоваться в результате разложения перманганата калия? Напишите уравнения реакций.

**Разложение пероксида водорода.** В пробирку налейте 3-5 мл 3%-ного пероксида водорода. На кончике шпателя внесите немного порошка оксида марганца (IV). Тлеющей лучинкой проверьте, какой газ выделяется. Напишите уравнение реакции. Какую роль играет оксид марганца (IV)?

В каких условиях может быть получен кислород из пероксида бария и бертолетовой соли? Напишите уравнения реакций.

**4.2 Свойства кислорода**

Заполните кислородом три склянки методом вытеснения воды (рис. 1). Для этого вначале наполните склянку 3 водой до краев и закройте ее стеклянной пластинкой 4, затем переверните и погрузите в кристаллизатор 2 с водой. Далее, опустите газоотводную трубку 1 от газометра (баллона, кислородной подушки) в воду и отрегулируйте ток кислорода, чтобы можно было легко считать пузырьки газа. Заполните склянку кислородом, закройте ее под водой стеклянной пластинкой и выньте из воды.

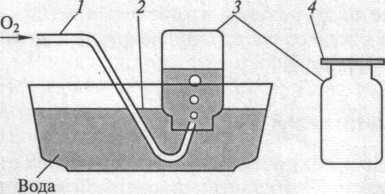


Рис. 1. Заполнение склянок кислородом:

1 - газоотводная трубка; 2 - кристаллизатор с водой; 3 - склянка; 4 - стеклянная пластинка.

Проделайте следующие опыты.

*Опыт 1.*

Положите в ложечку для сжигания кусочек серы величиной с горошину, подожгите ее в пламени газовой горелки (в вытяжном игкафу!). Обратите внимание на цвет и размер пламени горящей серы. Внесите горящую серу в банку с кислородом. Как изменяется горение серы?

*Опыт 2.*

Положите в ложечку для сжигания небольшой кусочек древесного угля, накалите его в пламени газовой горелки и внесите в банку с кислородом. Как изменяется интенсивность горения угля в кислороде?

*Опыт 3.*

Сверните спиралью отрезок тонкой стальной проволоки. Наколите на про­волоку маленький кусочек корковой пробки. Подожгите пробку и быстро вне­сите в банку с кислородом. Что происходит?

Напишите уравнения реакций. И ответьте на вопросы:

1. Какие примеси может содержать собранный кислород? Как от них избавиться? Под каким давлением находится кислород в газометре?
2. Какой вывод о свойствах кислорода можно сделать на основании проведенных опытов? Как влияет на интенсивность горения веществ замена воздуха кислородом? Чем это объясняется? Почему у кислорода низкие температуры плавления и кипения? Какое строение имеет молекула озона?

**4.3 Получение озона и его свойства**

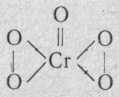
В одну пробирку насыпьте немного порошка ВаО2, в другую налейте 2 мл концентрированной H2SО4. Охладите обе пробирки, опустив их в сосуд с холодной водой (или лучше охладительной смесью из снега и поваренной соли). Влейте H2SО4 в пробирку с ВаО2 и мешайте стеклянной палочкой, одновременно охлаждая пробирку.

Образующийся озон может быть обнаружен по запаху *(нюхать осторожно!)* и по посинению фильтровальной бумаги, смоченной раствором KI и раствором крахмала. Напишите уравнение реакции О3 с KI в нейтральной среде. Объясните изменение окраски иодкрахмальной бумаги.

**4.4 Пероксид водорода**

*Опыт 1. Обнаружение пероксида водорода.*

а)Налейте в пробирку на 1/3 воды, добавьте 2-3 капли раствора К2Сr2О7 столько же капель разбавленного раствора H2SO4. Прилейте 0,5 мл диэтилового эфира и немного 3%-ного раствора Н2О2. Смешайте жидкости, встряхивая пробирку. В результате этой обменной реакции получается непрочный пероксид хрома СrO5. Структурная формула:



Наблюдайте окрашивание эфирного слоя пероксидом хрома. Обратите внимание также на окраску нижнего водного слоя. Она принадлежит образовавшемуся сульфату хрома (III). Напишите уравнение реакции восстановления К2СrO7 пероксидом водорода в кислой среде.

б) Налейте в пробирку 1 мл 3%-ного раствора Н2О2, добавьте 1-2 капли раствора KI и несколько капель разбавленной H2SО4. Добавьте к смеси 1-2 мл раствора крахмала. Наблюдайте изменение окраски. Напишите уравнение реакции.

*Опыт 2. Получение пероксида водорода.*

а) Влейте в пробирку около 5 мл дистиллированной воды и добавьте при помощи стеклянной палочки 34 крупинки Na2О2. Охладите пробирку водой под краном и прибавляйте по каплям разбавленную H2SО4 до слабокислой реакции (проба индикаторной бумагой). Разделите раствор на две порции.

Докажите наличие Н2О2 в первой порции действием раствора К**2**Сr**2**0**7** в присутствии эфира, во второй – действием раствора KI в присутствии раствора крахмала. Напишите уравнение реакции образования Н2О2.

б) Возьмите около 1 г порошкообразного пероксида бария и добавьте небольшими порциями при помешивании стеклянной палочкой в хорошо охлажденную льдом пробирку 5 мл разбавленной H2SО4. Мутную от осадка BaSО4 жидкость отфильтруйте. Докажите присутствие Н2О2 в фильтрате.

Напишите уравнение реакции образования Н2О2.

Какую роль выполняет H2SО4 в реакциях получения Н2О2?

*Опыт 3. Каталитическое разложение пероксида водорода.*

Налейте в пробирку 1-2 мл 3%-ного раствора Н2О2 насыпьте немного порошка МnO2. Выделяющийся газ испытайте тлеющей лучинкой.

Напишите уравнение реакции.

Какую роль выполняет МnO2 в этой реакции?

*Опыт 4. Окислительные свойства пероксида водорода.*

а) К 2 мл раствора Рb(NО3)2 прилейте равный объем раствора Na2S, нагрейте до кипения. Обратите внимание на цвет выпавшего осадка. Напишите уравнение реакции. Слейте раствор с осадка. Прилейте к осадку 3 мл 3%-ного раствора Н2О2 и слегка нагрейте. Как изменяется окраска осадка?

Составьте уравнение реакции. Какую роль выполняет в этой реакции Н2О2?

б) К 2 мл раствора Cr(NО3)3 добавьте раствор NaOH до растворения первоначально образовавшегося осадка. К полученному раствору добавьте раствор пероксида водорода. Наблюдайте изменение окраски раствора за счет перехода тетрагидроксохромата (III) натрия в хромат (VI).

*Опыт 5. Восстановительные свойства пероксида водорода.*

а) Налейте в пробирку 2-3 мл раствора AgNО3 и добавляйте по каплям раствор аммиака *(не брать избытка*!) до исчезновения образовавшейся мути. К полученному раствору прилейте 3%-ный раствор Н2О2 до образования осадка металлического серебра. Испытайте тлеющей лучинкой выделяющийся газ. Напишите уравнения реакций.

б) Налейте в пробирку 1 мл концентрированного раствора КМnO4, 2 мл раствора H2SO4 и 1-2 мл раствора Н2O2. Испытайте тлеющей лучинкой выделяющийся газ. Наблюдайте изменение цвета раствора. Составьте уравнение реакции. Какова роль в проведенных реакциях пероксида водорода?

**5 ТРЕБОВАНИЯ К СОДЕРЖАНИЮ И ОФОРМЛЕНИЮ ОТЧЕТА**

Отчет должен быть оформлен в соответствии с общими требованиями к текстовым документам (СТО 1.701-2010).

По каждому опыту необходимо описать наблюдаемые явления и сделать теоретическое объяснение в выводе.

Уравнения реакций должны быть составлены в молекулярном и ионном виде (коэффициенты в уравнениях ОВР расставляйте с помощью метода ионно-электронного баланса).

**6 ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ**

1. Какое количество КМnО4 надо разложить для наполнения кислородом газометра емкостью 20 л? (Расчет производить для нормальных условии.)
2. Какой объем воздуха (при н. у.), содержащего 12% O3, потребуется для окисления в кислой среде NaI, содержащегося в 280 мл его 0,1 н. раст­вора?
3. Почему пероксид водорода проявляет кислотные свойства? Напишите уравнения реакций, в которых пероксид ведет себя как кислота.
4. Приведите примеры реакций, в которых Н2O2 является восстановителем, окислителем.
5. Составьте уравнения реакций:

Cl2 + Н2О2 → О2 + …

МnО + Н2О2 → МnO2 + Н2O

1. Какой объем кислорода (при н. у.) выделится при разложении Н2О2, содержащегося в 1000 г его 4%-ного раствора?
2. Сколько 3%-ного раствора Н2О2 и кристаллического КМnO4 прореа­гировало в кислой среде, если в результате реакции выделилось 1,12 л кислорода (при н. у.)?
3. Сколько ВаO2 и сколько (по объему) СO2 (при н. у.) требуется для получения 3 кг 3%-ного раствора Н2O2?

**ЛИТЕРАТУРА**

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: Учеб.для вузов / Н. С. Ахметов. – 7-е изд.,стер. – М.: Высшая школа, 2008. – 742 с.
2. Ахметов, Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии: Учеб.пособие для студентов ун-тов,хим.-технол.и пед.вузов / Н. С. Ахметов, М. К. Азизова, Л. И. Бадыгин. – 5-е изд.,испр. – М.: Высшая школа, 2003 (2002). – 366 с.
3. Гельфман, М.И. Неорганическая химия: Учеб.для вузов / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. – 2-е изд.,стер. – СПб.: Лань, 2009. – 527 с.
4. Практикум по неорганической химии: Учебное пособие для студ. высш. уч. заведений / В.А. Алешин, К.М. Дунаев, А.И. Жиров и др; под ред. Ю.Д. Третьякова. – М.: Издательский центр «Академия», 2004. – 384 с.