

Кислород

(на следующий урок рефераты про биологическое значение и применение галогенов и их соединений), применение кислорода

Кислород является родоначальником главной подгруппы VI группы (VIA группы) Периодической системы Д. И. Менделеева.

Расписать строение атома

1. CO -2, -1 пероксиды в соединении OF₂ (+2);

Элементы этой подгруппы — кислород O, сера S, селен Se, теллур Te, полоний Po — имеют общее название «халькогены», что означает «рождающие руды».

- а) Красный железняк (гематит) – Fe₂O₃
- б) Бурый железняк (лимонит) - 2Fe₂O₃ · 3 H₂O
- в) Магнитный железняк (магнетит) – Fe₃O₄

и серы:

- г) Железный колчедан (пирит) – FeS₂
- д) Медный колчедан- CuFeS₃
- е) Цинковая обманка – ZnS
- ж) Свинцовый блеск - PbS

Как вы уже знаете, кислород существует в форме O₂. Это газ без цвета, запаха. В жидком состоянии имеет светло-голубую окраску, в твёрдом — синюю. В воде газообразный кислород растворим лучше, чем азот и водород.

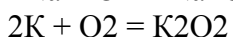
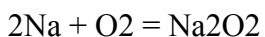
Кислород – это газ без цвета, запаха, малорастворимый в воде, чуть тяжелее воздуха. Вы хорошо знакомы и с аллотропией кислорода, вам известно такое важное простое вещество, как озон. (Сравните ещё раз свойства кислорода O₂ и озона O₃,

Кислород — самый распространённый элемент на нашей планете. Он входит в состав воды (88,9%), которая покрывает 2/3 поверхности земного шара, образуя его водную оболочку — гидросферу. Кислород — вторая по количеству и первая по значению для жизни составная часть воздушной оболочки Земли — атмосферы, где на его долю приходится 20,95% по объёму и 23,15% по массе. Кислород входит в состав многочисленных минералов твёрдой оболочки земной коры — литосферы.

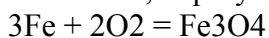
Химические свойства

Кислород взаимодействует почти со всеми простыми веществами, кроме галогенов, благородных газов, золота и платиновых металлов.

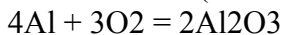
Например, энергично реагирует с металлами: щелочными, образуя оксид с литием Li₂O и другие продукты, например пероксиды M₂O₂;



с железом, образуя железную окалину Fe₃O₄;



с алюминием (запишите соответствующие уравнения реакций,



рассмотрите окислительно-восстановительные процессы).

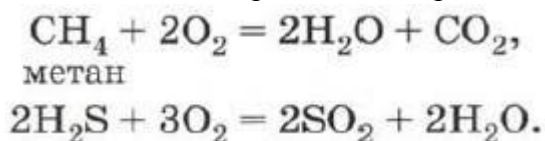
Реакции металлов и неметаллов с кислородом протекают очень часто с выделением большого количества теплоты и сопровождаются воспламенением — реакции горения. (Запишите уравнения реакций горения серы с образованием SO_2 , фосфора — с образованием P_2O_5 и угля — с образованием CO_2 .

С выделением тепла – это экзотермические реакции)

Исключение составляет взаимодействие азота с кислородом: это эндотермическая реакция, которая протекает при температуре выше 2000°C или при электрическом разряде:



Кислород энергично окисляет не только простые, но и многие сложные вещества, при этом образуются оксиды элементов, из которых они построены:



Высокая окислительная способность кислорода лежит в основе горения всех видов топлива.

Бытовой газ - Смесь углеводородов, преимущественно метана, с небольшими примесями других газов

Кислород участвует и в процессах дыхания медленного окисления различных веществ при обычной температуре. Эти процессы не менее важны, чем реакции горения. Так, медленное окисление пищи в нашем организме является источником энергии, за счёт которой живёт организм. Кислород для этой цели доставляется гемоглобином крови, который способен образовывать с ним непрочное соединение уже при комнатной температуре. Окисленный гемоглобин — оксигемоглобин — доставляет во все ткани и клетки организма кислород, который окисляет белки, жиры и углеводы (составные части пищи), образуя при этом оксид углерода (IV) (углекислый газ) и воду и освобождая энергию, необходимую для деятельности организма.

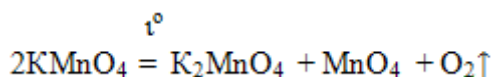
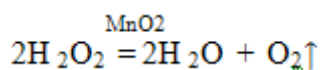
В природе кислород вырабатывают растения – фотосинтез. на свету растения выделяют гораздо больше кислорода, чем поглощают его при дыхании. Таким образом, содержание свободного кислорода Земли сохраняется благодаря жизнедеятельности зелёных растений, в промышленности кислород получают из жидкого воздуха перегонкой

Кислород в промышленности получают перегонкой жидкого воздуха.

При охлаждении и сжатии воздуха при помощи компрессора:

- первым испаряется азот, $t_{\text{кип. ж. N}_2}^\circ = -196^\circ\text{C}$
- вторым испаряется аргон $t_{\text{кип. ж. Ar}}^\circ = -186^\circ\text{C}$
- третьим испаряется кислород $t_{\text{кип. ж. O}_2}^\circ = -183^\circ\text{C}$

а в лаборатории — разложением пероксида водорода H_2O_2 в присутствии катализатора — оксида марганца (IV) MnO_2 , разложением перманганата калия



ДЗ:

Сколько литров кислорода можно получить при разложении 3 г перманганата калия KMnO_4 (марганцовки), содержащей 2,1 % примесей,

Составьте и запишите уравнения реакций взаимодействия кислорода с калием, магнием, алюминием, углеродом, фосфором и серой (IV). Расставьте коэффициенты и назовите образующиеся вещества. В двух уравнениях укажите окислитель и восстановитель, покажите переход электронов.

Перед уроком

Налейте в три пробирки растворы солей натрия или калия: в 1-ю—хлорида, во 2-ю—бромид, в 3-ю — иодида. Затем в каждую пробирку добавьте с помощью пипетки несколько капель раствора нитрата серебра. Что наблюдаете? Можно ли по цвету образовавшегося продукта реакции определить галогенид-ионы? Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

Сера

Сера была известна людям с глубокой древности. Своё название она получила от санскритского слова сира, что значит «светло-жёлтый»

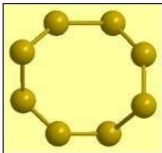
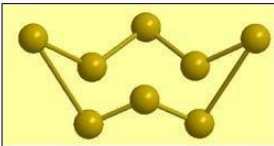
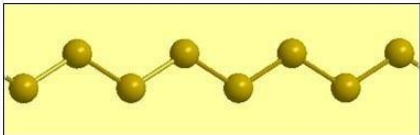
элемент главной подгруппы VI группы Периодической системы Д. И. Менделеева, содержат на внешнем энергетическом уровне шесть электронов, из которых два электрона неспаренные. Однако по сравнению с атомами кислорода атомы серы имеют больший радиус, меньшее значение электроотрицательности, поэтому проявляют более выраженные восстановительные свойства, образуя соединения со степенями окисления +2, +4, +6.

приобретает степень окисления -2.

Сера — простое вещество. Для серы, как и для кислорода, характерна аллотропия. Известно много модификаций серы с циклическим или линейным строением молекул различного состава.

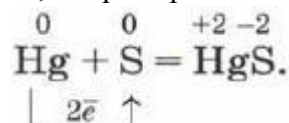
Наиболее устойчива модификация, известная под названием ромбической серы, состоящая из молекул S₈

Аллотропные модификации серы

кристаллическая		пластическая
ромбическая	моноклинная	
		
Лимонно-желтый кристаллы	Темно-желтые кристаллы	Резиноподобная масса темно-коричневого цвета
$t_{\text{плавл.}} = 112,8^{\circ}\text{C}$ плотность = 2,06 г/см ³	$t_{\text{плавления}} = 119,3^{\circ}\text{C}$ плотность = 1,957 г/см ³	Образуется при резком охлаждении расплава плотность = 2,046 г/см ³

Химические свойства

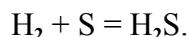
При обычных условиях сера реагирует со всеми щелочными и щёлочноземельными металлами, медью, ртутью, серебром, например:



Эта реакция лежит в основе удаления и обезвреживания разлитой ртути, например из разбитого термометра. Видимые капли ртути можно собрать на лист бумаги или на медную пластинку. Ртуть, которая попала в щели, нужно засыпать порошком серы. Такой процесс называют демеркуризацией.

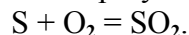
При нагревании сера реагирует и с другими металлами (Zn, Al, Fe). Только золото не взаимодействует с ней ни при каких условиях.

Окислительные свойства сера проявляет и с водородом, с которым реагирует при нагревании:



Из неметаллов с серой не реагируют только азот и иод, а также благородные газы.

Сера горит синеватым пламенем, при этом образуется оксид серы (IV):



Это соединение широко известно под названием сернистый газ.

В природе:

Самородная сера	Сульфидная сера	Сульфатная сера
Ромбическая сера S_8	Сероводород H_2S	Глауберова соль $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
	Цинковая обманка ZnS	Гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
	Киноварь HgS	
	Свинцовый блеск PbS	
	Пирит, или колчедан, FeS_2	

Сера — жизненно важный химический элемент. Она входит в состав белков — одних из основных химических компонентов клеток всех живых организмов. Особенно много серы в белках волос, рогов, шерсти. Кроме этого, сера является составной частью биологически активных веществ организма: витаминов и гормонов (например, инсулина).

Сера участвует в окислительно-восстановительных процессах организма. При недостатке серы в организме наблюдается хрупкость и ломкость костей и выпадение волос.

Серой богаты бобовые растения (горох, чечевица), овсяные хлопья, яйца.

Соединения серы

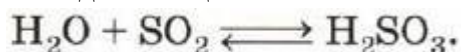
Сероводород и сульфиды.

Сероводород — ядовитый газ, даже при содержании 0.01% может накапливаться в организме. Он соединяется с железом гемоглобина крови, что может привести к обморочному состоянию и смерти от кислородного голодания.

Соли называют сульфидами. Сульфиды щелочных и щелочноземельных металлов, а также сульфид аммония хорошо растворяются в воде, сульфиды остальных металлов нерастворимы и окрашены в различные цвета

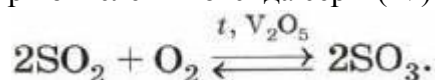
Оксид серы (IV), сернистая кислота и её соли.

бесцветный газ с характерным резким запахом. Он проявляет типичные свойства кислотных оксидов и хорошо растворяется в воде, образуя слабую сернистую кислоту. Она неустойчива и разлагается на исходные вещества:

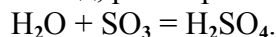


Соли сульфиты

Серная кислота и её соли. При окислении оксида серы (IV) образуется оксид серы (VI):



Оксид серы (VI) SO_3 в обычных условиях — летучая бесцветная жидкость с удушающим запахом. Этот типичный кислотный оксид, растворяясь в воде, образует серную кислоту:

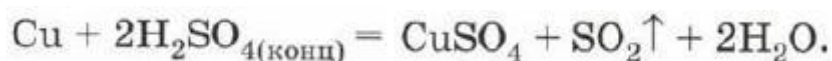


Химически чистая серная кислота — бесцветная маслянистая тяжёлая жидкость.

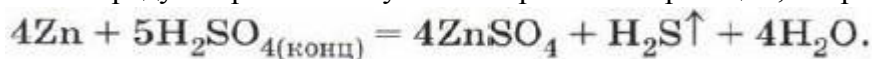
Химические свойства серной кислоты в значительной степени зависят от её концентрации.

Разбавленная серная кислота проявляет все характерные свойства кислот: взаимодействует с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода, с выделением H_2 , с оксидами металлов (основными и амфотерными), с основаниями, с амфотерными гидроксидами и солями.

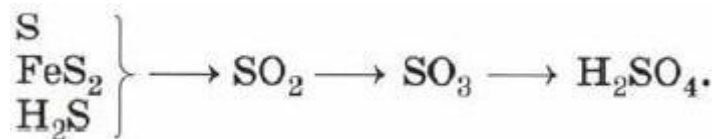
Концентрированная серная кислота по свойствам сильно отличается от разбавленной кислоты. Так, при взаимодействии $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})}$ с металлами водород не выделяется. С металлами, стоящими правее водорода в ряду напряжений (медью, ртутью и др.), реакция протекает так:



При взаимодействии с металлами, находящимися в ряду напряжений до водорода, концентрированная серная кислота восстанавливается до S, SO_2 или H_2S в зависимости от положения металла в ряду напряжений и условий протекания реакции, например:



Производство серной кислоты



1. В 400 мл воды растворили 40 г оксида серы (VI) (н. у.). Вычислите массовую долю серной кислоты в полученном растворе.