

КИСЛОРОД



Лихолетова Дарья, 10 “З”, 2013

◎ План

● Кислород

- Характеристики кислорода
- Аллотропные модификации и изотопы кислорода
- Получение кислорода
- Химические свойства кислорода
- Качественная реакция и цвета пламени нек. Элементов

● Пероксидные соединения

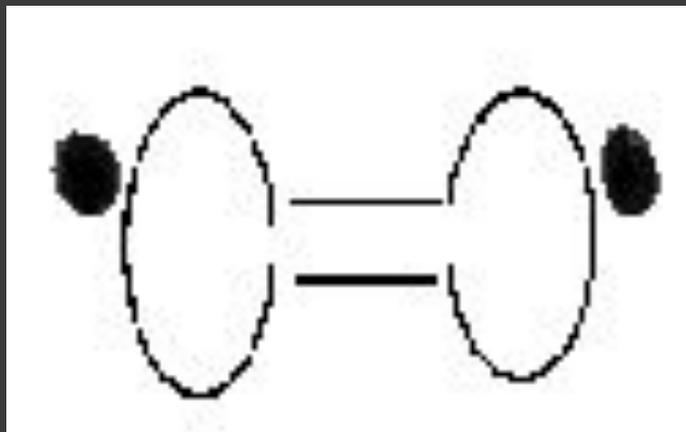
- Пероксид водорода
 - Характеристика
 - Химические свойства

● Озон

- Получение озона
- Химические свойства озона
- Качественные реакции озона

Кислород

- Кислород O_2 – газ без цвета, запаха и вкуса при нормальных условиях. Плохо растворим в воде. Жидкий кислород **имеет светло-голубой цвет**, он притягивается магнитом, так как его молекулы парамагнитны, имеют два неспаренных электрона.



- Кислород в своих соединениях проявляет, как правило, валентность равную двум. Но в принципе, он может быть и четырех валентен, так как на внешнем слое кислород имеет **2 неспаренных электрона** и **2 неподеленные электронные пары**.
- Кислород тяжелее воздуха, и в 100 объемах воды растворяется около 3х объемов кислорода.
- Поскольку атом кислорода имеет маленький размер, то максимальная валентность кислорода равна **трем**, так как вокруг него может разместиться только три атома водорода.
- Кислород во всех своих соединениях проявляет степень окисления -2, кроме соединений с Фтором (+2) и пероксидных соединений (-1)
- Сильный окислитель! Как правило, реакция окисления протекает с выделением тепла и ускоряется при повышении температуры

Аллотропные модификации

- ⊙ В природе кислород существует в виде трех изотопов ^{16}O , ^{17}O , ^{18}O и в виде двух аллотропных модификаций кислорода O_2 и озона O_3 .
- ⊙ В воздухе кислорода в свободном состоянии содержится около 21% (об.) или 23,2%(мас.). В земной коре на долю кислорода приходится около 47% массы земной коры.

Получение кислорода

- ⊙ В лаборатории кислород получают разложением соединений, богатых кислородом:



- ⊙ Или реакцией пероксида натрия и углекислого газа



- ⊙ Возможен электролиз кислородсодержащих кислот и щелочей с инертным анодом.

- ⊙ Возможно получение кислорода с помощью озона.



- ◎ В промышленности кислород получают **разделением** жидкого воздуха в ректификационных колоннах

$t_{\text{кип.}} (\text{N}_2) = -195,5 \text{ C}; t_{\text{кип.}} (\text{O}_2) = -189 \text{ C}.$

Химические свойства

- Кислород реагирует непосредственно (при нормальных условиях, при нагревании и/или в присутствии катализаторов) **со всеми простыми веществами, кроме Au и инертных газов (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn)**; реакции с галогенами происходят под воздействием **электрического разряда или ультрафиолета**. Во всех двухэлементных соединениях кислорода с другими элементами кислород играет роль окислителя, кроме соединений со фтором.

1. С неметаллами (сгорание на воздухе)

По теории горения, разработанной А. Н. Бахом и К. О. Энглером, окисление происходит в две стадии с образованием промежуточного пероксидного соединения. Это промежуточное соединение можно выделить, например, при охлаждении пламени горящего водорода льдом, наряду с водой, образуется перекись водорода:

- $H_2 + O_2 = H_2O_2$
- $S + O_2 = SO_2$ (t = 250 C) не высший оксид!
- $4P + 10 O_2 = 2 P_2O_5$ (t = 60 C) или $4P + 10 O_2 = 2 P_2O_3$
- $C_{(графит)} + O_2 = CO_2$ (t = 750 C) или $2C + O_2 = 2CO$ (в зависимости от избытка/недостатка кислорода)
- $N_2 + O_2 = 2NO - Q$ (t = 1200C или Электрический разряд)
- $4Fe + 3O_2 + 2nH_2O = 2Fe_2O_3 \cdot nH_2O$ (ржавчина – гидрат оксида железа III)
- $3Fe + 2O_2 = Fe_3O_4$ или $4Fe + 3O_2 = 2Fe_2O_3$ (при высоких температурах)

2. Наиболее активные металлы (металлы главной подгруппы 1-й группы) реагируют более энергично (часто без нагревания) и образуют более насыщенные кислородом соединения – пероксиды и надпероксиды:

- $4Li + O_2 = 2Li_2O$ (оксид) кислород -2
- $2Na + O_2 = Na_2O_2$ (пероксид) кислород -1
- **Калий K, рубидий Rb и цезий Cs** реагируют с кислородом с образованием надпероксидов:
- $K + O_2 = KO_2$ (супероксид или надпероксид) кислород - 0.5

3. С Амфотерными Металлами образует ОКСИДЫ.



Смесь кислорода (или даже воздуха) с водородом называют гремучим газом. Гремучий газ взрывается от малейшей искры. При этом происходит образование воды.



○ Фториды кислорода

❖ Дифторид кислорода, OF_2 степень окисления кислорода +2, получают пропусканием фтора через раствор щелочи:

❖ $2\text{F}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow 2\text{NaF} + \text{H}_2\text{O} + \text{OF}_2 \uparrow$
Монофторид кислорода (Диоксидифторид), O_2F_2 , нестабилен, степень окисления кислорода +1. Получают из смеси фтора с кислородом в тлеющем разряде при температуре -196°C :

* $\text{F}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2\text{F}_2$
Пропуская тлеющий разряд через смесь фтора с кислородом при определённых давлении и температуре, получают смеси высших фторидов кислорода O_3F_2 , O_4F_2 , O_5F_2 и O_6F_2 .

Взаимодействие со СЛОЖНЫМИ ВЕЩЕСТВАМИ

Кислород окисляет многие сложные вещества. При этом окисление происходит, как правило, до тех же продуктов, которые образуются при окислении простых веществ соответствующих элементов:



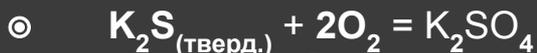
Азотсодержащие вещества обычно сгорают с образованием молекулярного азота:



Однако с помощью катализаторов это можно изменить:



С кислородом реагируют только соли, способные быть восстановителями, окисляясь обычно до солей соответствующих кислородных кислот или оксидов металлов и оксидов неметаллов. Соли аммиака и гидразина окисляются до воды, азота и кислотного оксида.



С кислородом реагируют кислоты, которые можно восстановить.



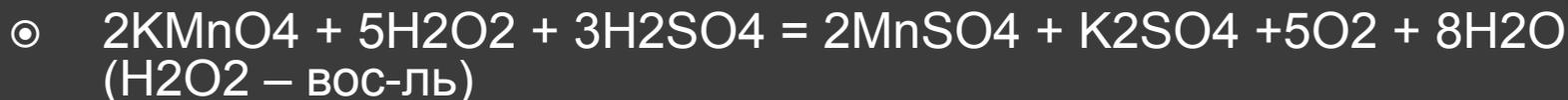
Качественная реакция на кислород O_2 . Яркое загорание тлеющей лучинки в атмосфере кислорода.

	Окраска окислительного пламени
Мышьяк	Чисто-синяя
Бор	Сине-зеленая
Барий	Желто зеленая
Кальций	От оранжевой до кирпично-красной
Медь	Зеленая (после смачивания в азотной кислоте), голубая (после смачивания в соляной кислоте)
Калий	Фиолетовая (необходимо наблюдать через кобальтовое стекло)
Литий	Карминово-красная
Молибден	Желто-зеленая
Натрий	Интенсивно-желтая
Фосфор	Густо-зеленая
Свинец	-//-
Сурьма	Светло-зеленая
Селен	Васильково - голубая
Стронций	Карминово - красная
Теллур	Сине-зеленая
Таллий	Зеленая

Пероксидные соединения

- Пероксид водорода, Химические свойства.
 1. **Чистая H_2O_2 – вязкая бесцветная жидкость.** В отличие от воды пероксид водорода непрочное соединение. Перекись водорода разлагается даже при комнатной температуре.
 2. **Катализаторами разложения могут быть Pt, Ag, MnO_2 .** В качестве ингибиторов разложения иногда добавляют ортофосфорную или мочевую кислоту (1 г на 30 л).
 3. Пероксид водорода, содержащий кислород в промежуточной степени окисления -1, может выступать в окислительно-восстановительных реакциях либо **в качестве окислителя, либо в качестве восстановителя.**

Количественно H_2O_2 определяют по объему, выделившегося кислорода или по количеству, израсходованного на окисление перманганата калия.



S-элементы активно взаимодействуют с кислородом, образуя пероксиды (кроме лития):

- ⊙ $4\text{Li} + \text{O}_2 = 2\text{Li}_2\text{O}$ (оксид)
- ⊙ $2\text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2$ (пероксид)
- ⊙ $\text{K} + \text{O}_2 = \text{KO}_2$ (надпероксид или супероксид оч. сильный ок-ль)

Все пероксиды и супероксиды взаимодействуют с влагой и углекислым газом, выделяя кислород:

- ⊙ $2\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{CO}_2 = 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2$
- ⊙ $2\text{KO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{O}_2$

Пероксиды щелочно-земельных металлов более устойчивы к действию влаги и CO_2 .

- ⊙ Пероксиды металлов способны образовывать соединения, содержащие либо кристаллизационную воду ($\text{Na}_2\text{O}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$), либо кристаллизационный пероксид водорода ($\text{Na}_2\text{O} \cdot 4\text{H}_2\text{O}_2$, $2\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}_2$).

Кристаллопероксогидраты находят применение в качестве мягких отбеливателей («Персоль»), как компоненты синтетических моющих средств, в медицине.

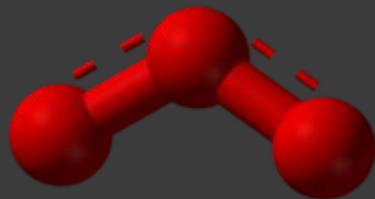
- ⊙ Получают гидролизом пероксодисерной кислоты:



- ⊙ В лабораториях H_2O_2 получают действием 20 % серной кислоты на влажный пероксид бария:



ОЗОН



- Состоящая из трёхатомных молекул O_3 аллотропная модификация кислорода. При нормальных условиях — голубой газ. При сжижении превращается в жидкость цвета индиго. В твёрдом виде представляет собой тёмно-синие, практически чёрные кристаллы.
- Молекула O_3 неустойчива и при достаточных концентрациях в воздухе при нормальных условиях самопроизвольно за несколько десятков минут^[6] превращается в O_2 с выделением тепла. Повышение температуры и понижение давления увеличивают скорость перехода в двухатомное состояние. При больших концентрациях переход может носить взрывной характер. Контакт озона даже с малыми количествами органических веществ, некоторых металлов или их окислов резко ускоряет превращение.
- В присутствии небольших количеств HNO_3 озон стабилизируется, а в герметичных сосудах из стекла, некоторых пластмасс или чистых металлов озон при низких температурах ($-78\text{ }^\circ\text{C}$) практически не разлагается.
- Озон — мощный окислитель, намного более реакционноспособный, чем двухатомный кислород. Окисляет почти все металлы (за исключением золота, платины и иридия) до их высших степеней окисления. Окисляет многие неметаллы. Продуктом реакции в основном является кислород.

Получение Озона

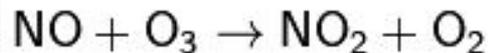
- ⊙ В промышленности его получают из воздуха или кислорода в озонаторах действием электрического разряда. Сжижается O_3 легче, чем O_2 , и потому их несложно разделить.
- ⊙ В лаборатории озон можно получить взаимодействием охлажденной концентрированной серной кислоты с пероксидом бария:



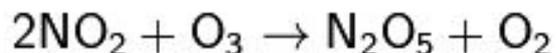
Химические свойства Озона

⊙ Взаимодействие с оксидами.

❖ Озон повышает степень окисления оксидов:



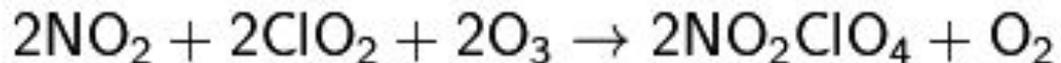
❖ Диоксид азота может быть окислен до азотного ангидрида:



❖ С помощью озона можно получить Серную кислоту из диоксида серы:



❖ Твёрдый нитрилперхлорат может быть получен реакцией газообразных NO_2 , ClO_2 и O_3 :



❖ Озон может образовывать озониды, содержащие анион O_3^- . Эти соединения взрывоопасны и могут храниться только при низких температурах. KO_3 , RbO_3 , и CsO_3 могут быть получены из соответствующих супероксидов:

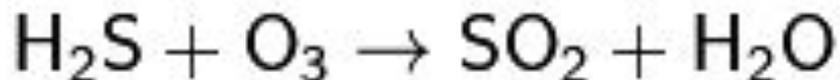


⊙ Взаимодействие с солями и кислотами

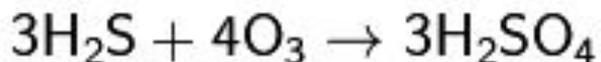
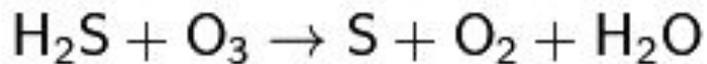
❖ Озон реагирует с сульфидами с образованием сульфатов:



❖ В газовой фазе озон взаимодействует с сероводородом с образованием двуокиси серы:



❖ В водном растворе проходят две конкурирующие реакции с сероводородом, одна с образованием элементарной серы, другая с образованием серной кислоты



❖ Обработкой озоном раствора иода в холодной безводной хлорной кислоте может быть получен перхлорат иода(III):



- Малоактивные металлы легко окисляются озоном:



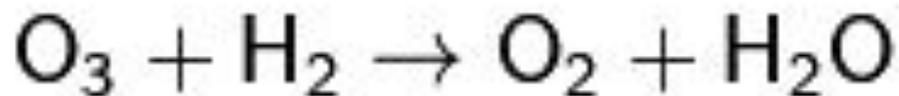
- Очень активные металлы отдают молекуле озона электрон без разрушения молекулы, превращая ее в озонид-ион:



- Озон не реагирует с аммониевыми солями, но реагирует с аммиаком с образованием нитрата аммония:

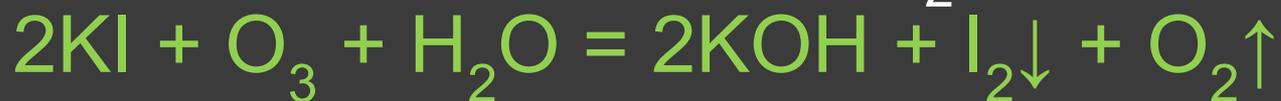


- Озон реагирует с водородом с образованием воды и кислорода:



◎ **Качественная реакция на озон O_3 .**

- ❖ Взаимодействие озона с раствором иодидов с выпадением кристаллического иода I_2 в осадок:



В отличие от озона кислород в данную реакцию не вступает.