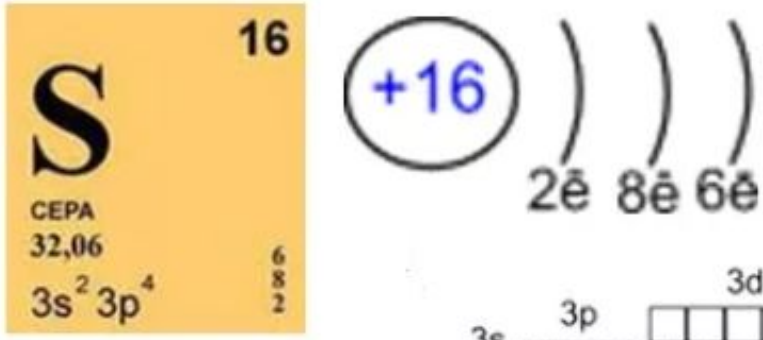
Кислород и сера

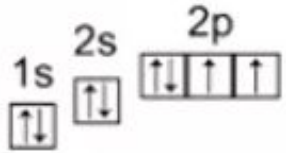
Общая характеристика элементов VIA группы

Элемент	Атомный номер	Конфигурация внешней оболочки	Атомный радиус, нм	Температура плавления, °C	Температура кипения, °C
Кислород	8	$2s^2 2p^4$	0,074	– 219	– 183
Сера	16	$3s^2 3p^4$	0,104	119	445
Селен	34	$3d^{10} 4s^2 4p^4$	0,117	217	685
Теллур	52	$4d^{10} 5s^2 5p^4$	0,137	450	1390
Полоний	84	$4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^4$	0,152	—	—

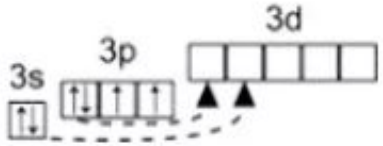
Строение атома кислорода и серы



Характерная степень окисления: -2,



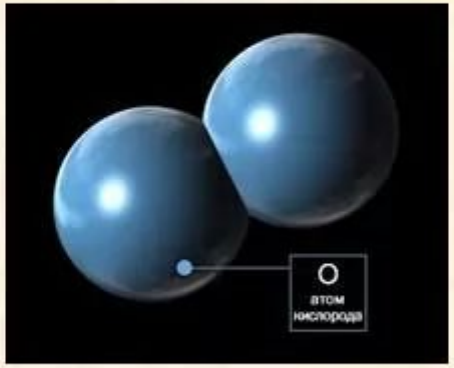
Характерные степени окисления: -2, +4, +6,



Кислород впервые получен К.В. Шееле в 1772г, а затем в 1774 Дж.Пристли из HgO.

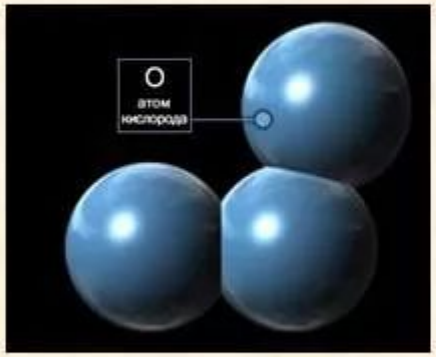
Точное время открытия серы не установлено, но этот элемент использовался до нашей эры.

Аллотропные модификации кислорода



O_2- кислород

бесцветный газ;
не имеет запаха;
плохо растворим в воде;
температура кипения -182,9 С.



O_3 – озон
(«пахнущий»)

газ бледно-фиолетового цвета;
имеет резкий запах;
растворяется в 10 раз лучше, чем кислород;
температура кипения -111,9 С;
наиболее бактерициден.

В промышленности озон получают в специальных устройствах, называемых озонаторами. Через воздух пропускают электрическую искру.

$$3O_2 \rightarrow 2O_3$$

В лаборатории озон может быть получен при взаимодействии пероксида бария и охлаждённой концентрированной серной кислоты:

$$3H_2SO_4 + 3BaO_2 \rightarrow 3BaSO_4 \downarrow + O_3 \uparrow + 3H_2O$$

Озон - очень сильный окислитель, гораздо более сильный, чем кислород. Он окисляет почти все металлы (кроме Au, Pt) до высших степеней окисления.

$$2C + 2O_3 \rightarrow 2CO_2 + O_2 \uparrow$$

$$2NO + O_3 \rightarrow N_2O_5 \uparrow$$

$$N_2 + O_3 \xrightarrow{295^\circ C} N_2O + O_2 \uparrow$$

$$2NH_3 + 4O_3 \rightarrow NH_4NO_3 + 4O_2 \uparrow + H_2O$$

$$2Fe + O_3 \rightarrow Fe_2O_3$$

$$PbS + 2O_3 \rightarrow PbSO_4 + O_2 \uparrow$$

$$3SnCl_2 + 6HCl + O_3 \rightarrow 3SnCl_4 + 3H_2O$$

Для качественного определения озона используют одну из следующих реакций:

$$O_3 + 2KI + H_2SO_4 \rightarrow O_2 \uparrow + I_2 + K_2SO_4 + H_2O$$

$$O_3 + 2KI + H_2O \rightarrow O_2 \uparrow + I_2 + 2KOH$$

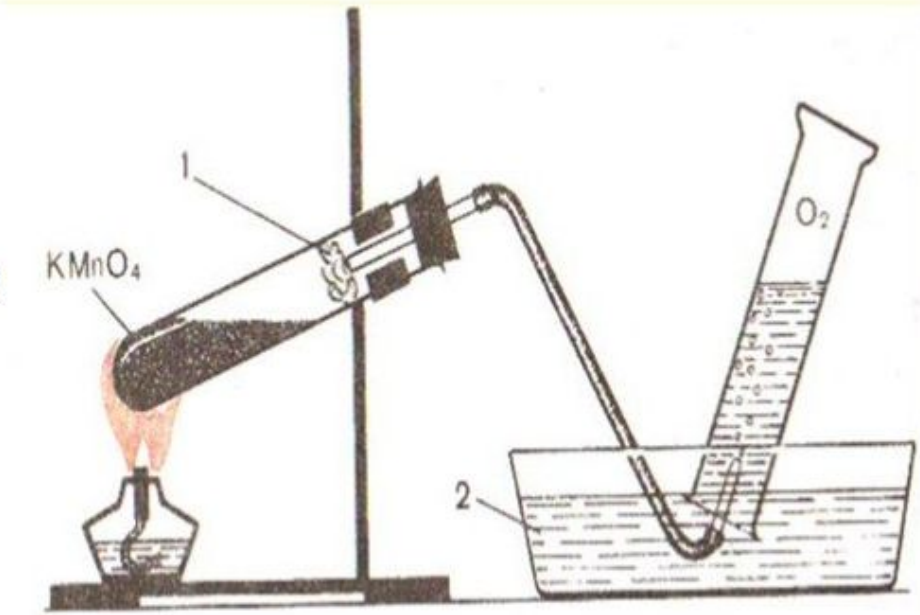
При внесении в ёмкость, содержащую озон, кусочка фильтровальной бумаги, смоченной растворами иодида калия и крахмала (иодкрахмальной бумаги), бумага **синеет** за счёт образования комплекса выделяющегося иода с крахмалом.

Получение кислорода

1) В промышленности – из жидкого воздуха.
2) В лаборатории:

1. $2KMnO_4 \xrightarrow{t} K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2$
2. $2H_2O_2 \xrightarrow{t} 2H_2O + O_2$
3. $2KClO_3 \xrightarrow{t} 2KCl + 3O_2$

   бертолетова соль
4. $2KNO_3 \xrightarrow{t} 2KNO_2 + O_2$



Молекулярный кислород реагирует практически со всеми простыми веществами, кроме благородных газов и является сильным окислителем. Однако при комнатных условиях активно реагируют с кислородом только щелочные (Li, Na, K) и щелочно-земельные (Ca, Sr, Ba) металлы с образованием пероксидов:

$$2Na + O_2 \longrightarrow Na2O2$$

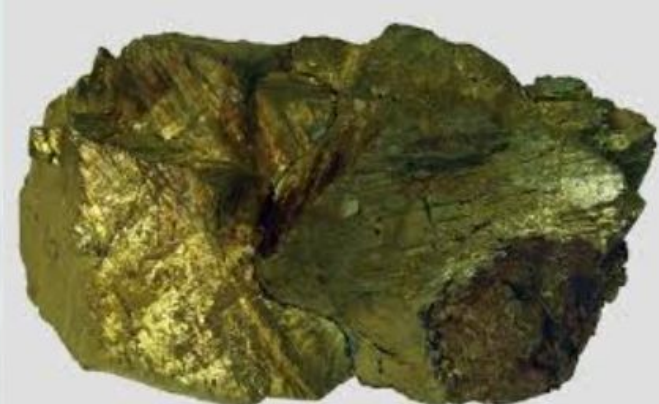
$$Ba + O_2 \longrightarrow BaO_2$$

Остальные металлы и неметаллы реагируют с кислородом при нагревании с образованием соответствующих оксидов, например:

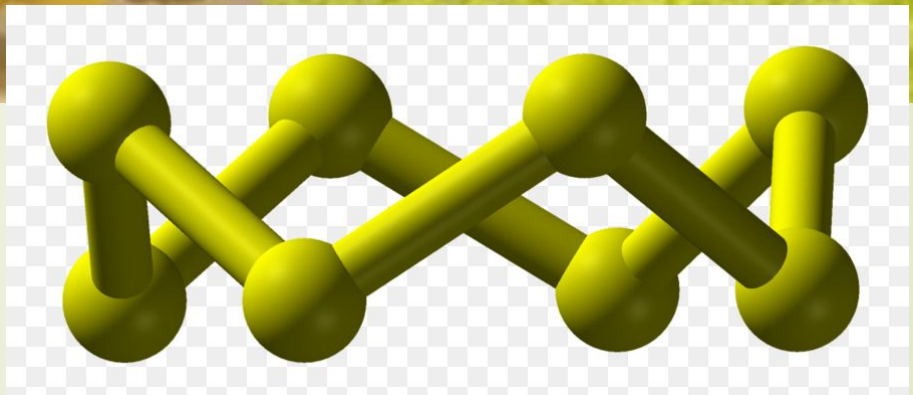
$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$

$$2Cu + O_2 \longrightarrow 2CuO$$

Именно благодаря способности кислорода вступать в реакции окисления, большинство металлов встречается в природе в виде оксидов (руды).



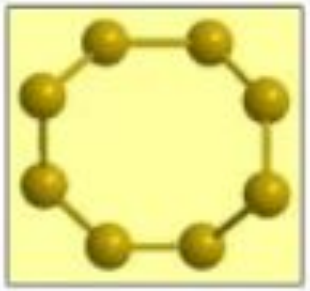
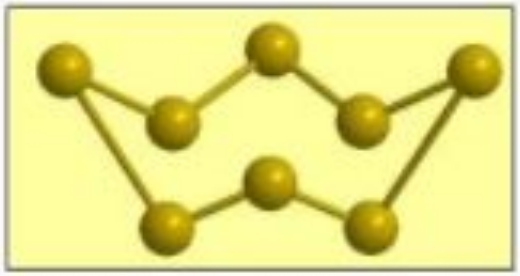
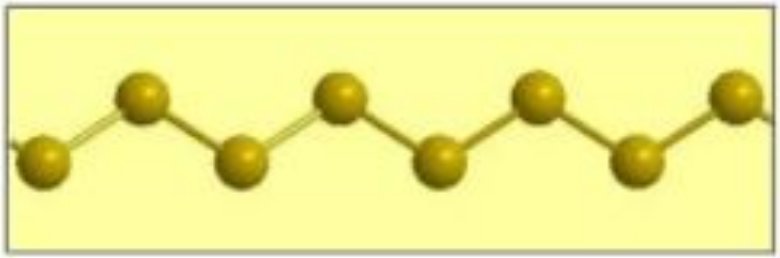
Сера представляет собой желтые хрупкие кристаллы. Сера тяжелее воды, не растворима в ней, не смачивается водой. В твердом виде сера состоит из молекул S_8, по форме напоминающих корону.



Видеоопыт - https://www.youtube.com/watch?v=uHesh-QUuiw

При нагревании сера плавится, превращаясь в подвижную светло-желтую жидкость, подобно твердой сере, состоящую также из молекул S_8. При дальнейшем нагревании жидкость темнеет, становясь буро-красной, загустевает, а затем снова приобретает подвижность.

Аллотропные модификации серы

кристаллическая		пластическая
ромбическая	моноклинная	
		
Лимонно-желтый кристаллы	Темно-желтые кристаллы	Резиноподобная масса темно-коричневого цвета
$t_{плавлен.}$=112,8^{0}C плотность = 2,06 г/см^3	$t_{плавления}$ =119,3^{0}C плотность = 1,957 г/см^3	Образуется при резком охлаждении расплава плотность = 2,046 г/см^3

Получение серы:

1) самородная сера
2) сульфиды (PbS - свинцовый блеск, ZnS - цинковая обманка, CuS - медный блеск)
3) сульфаты (K_2SO_4, $MgSO_4$)
в организмах растений и животных

$$2\,H_2S + O_2 = 2\,S + 2H_2O$$

$$SO_2 + C = S + CO_2$$

$$SO_2 + 2\,CO = S + 2\,CO_2$$

Химические свойства серы:

При комнатной температуре сера малоактивна. При нагревании она вступает в реакцию с кислородом, хлором:

$$S + O_2 = SO_2,$$

$$S + Cl_2 = SCl_2.$$

Если пропустить через расплавленную серу водород, образуется сероводород H_2S – газ с характерным запахом тухлых яиц:

$$S + H_2 = H_2S.$$

При повышенной температуре с серой реагируют также многие металлы. Продуктами реакции являются сульфиды

$$2Al + 3S = Al_2S_3$$

$$Fe + S = FeS$$

В сравнительно мягких условиях сера реагирует с концентрированными кислотами-окислителями (H_2SO_4, HNO_3)

$$S + 6HNO_3(к) = H_2SO_4 + 6NO_2 + 2H_2O$$

$$S + 2H_2SO_4(к) = 3SO_2 + 2H_2O$$

При нагревании сера растворяется в щелочах, при этом происходит реакция диспропорционирования:

$$3S + 6NaOH = Na_2SO_3 + 2Na_2S + 3H_2O$$

Сера способна растворяться в концентрированном водном растворе сульфита натрия с образование **тиосульфата**:

$$S + Na_2SO_3 = Na_2S_2O_3$$