

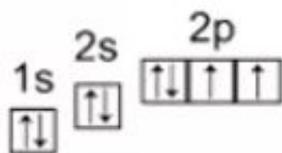
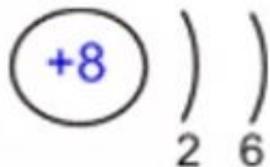
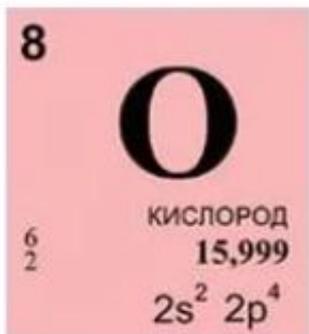
# Кислород и серы



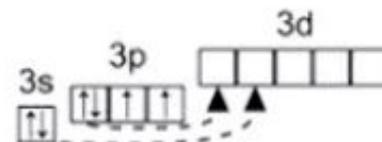
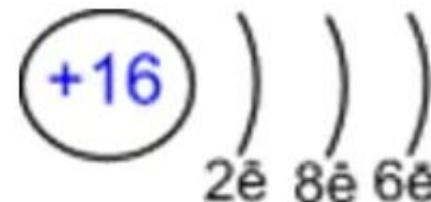
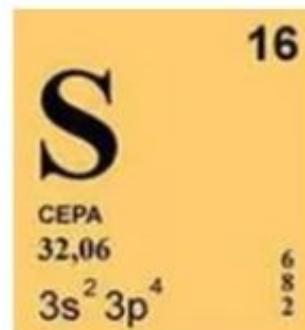
# Общая характеристика элементов VIA группы

Элемент	Атомный номер	Конфигурация внешней оболочки	Атомный радиус, нм	Температура плавления, °С	Температура кипения, °С
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,

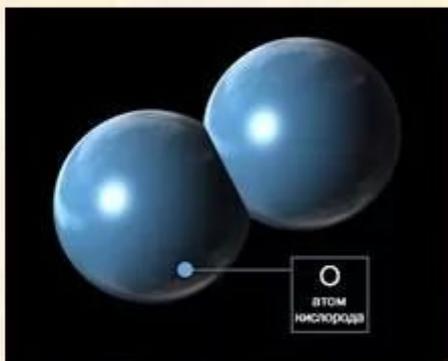


Характерные степени  
окисления: -2, +4, +6,

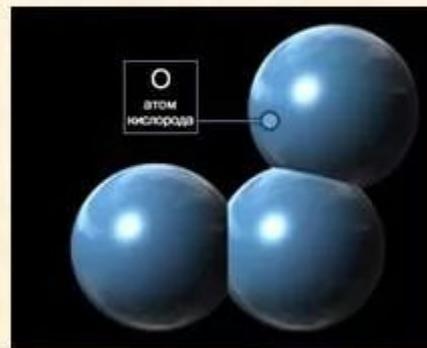
Кислород впервые получен К.В. Шееле в 1772г, а затем в 1774 Дж.Пристли из  $HgO$ .

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

# Аллотропные модификации кислорода

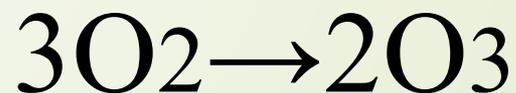


**O<sub>2</sub>- кислород**  
бесцветный газ;  
не имеет запаха;  
плохо растворим в  
воде;  
температура кипения  
-182,9 С.



**O<sub>3</sub> – озон**  
(«пахнущий»)  
газ бледно-фиолетового  
цвета;  
имеет резкий запах;  
растворяется в 10 раз  
лучше, чем кислород;  
температура кипения  
-111,9 С;  
наиболее бактерициден.

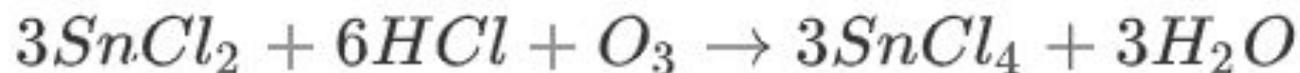
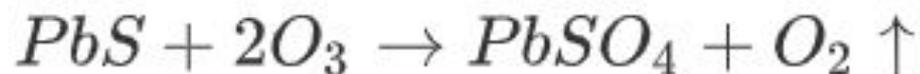
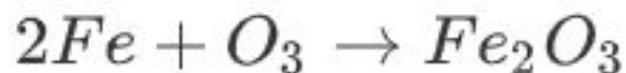
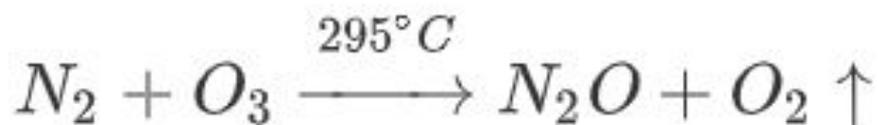
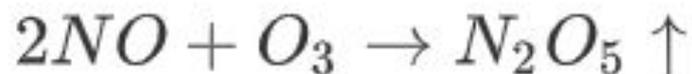
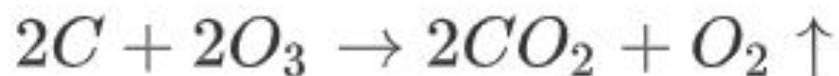
В промышленности озон получают в специальных устройствах, называемых озонаторами. Через воздух пропускают электрическую искру.



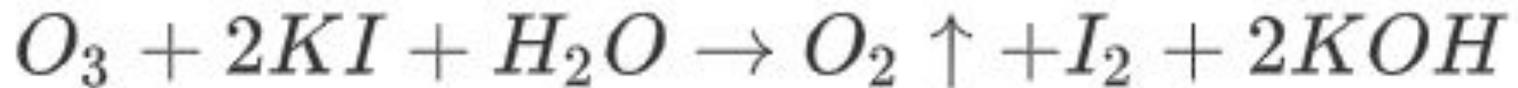
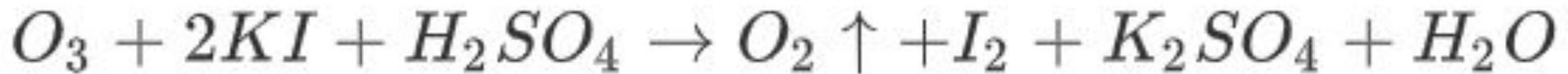
В лаборатории озон может быть получен при взаимодействии пероксида бария и охлаждённой концентрированной серной кислоты:



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



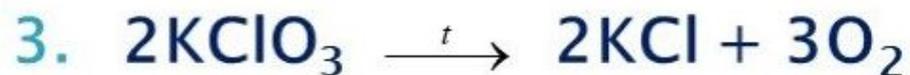
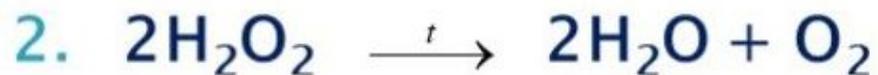
Для качественного определения озона используют одну из следующих реакций:



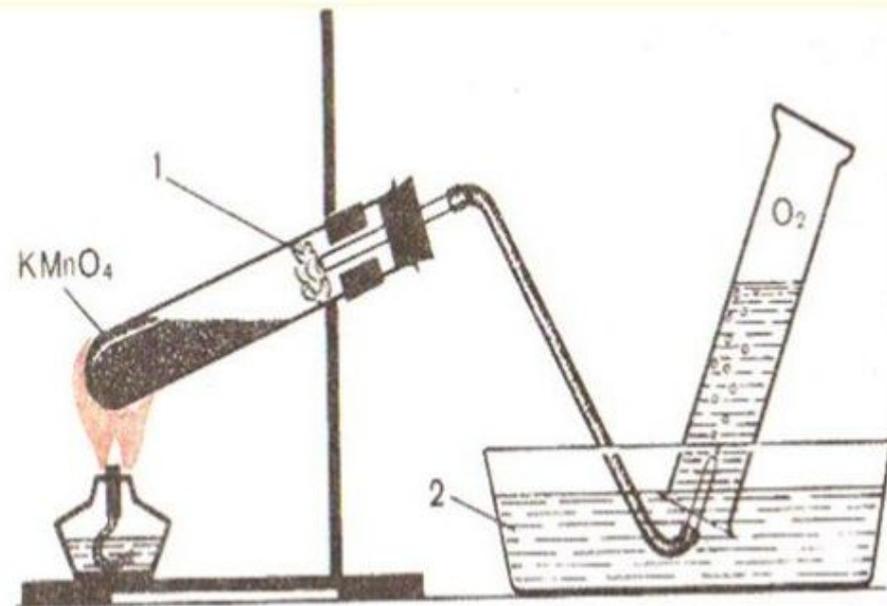
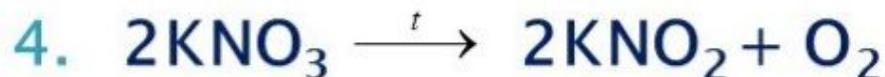
При внесении в ёмкость, содержащую озон, кусочка фильтровальной бумаги, смоченной растворами иодида калия и крахмала (иодкрахмальной бумаги), бумага **синее** за счёт образования комплекса выделяющегося иода с крахмалом.

# Получение кислорода

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



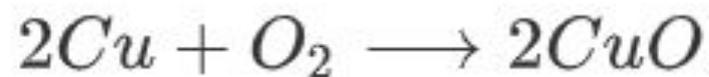
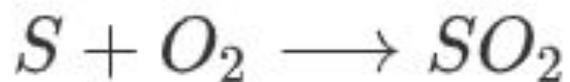
бертолетова  
соль



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:



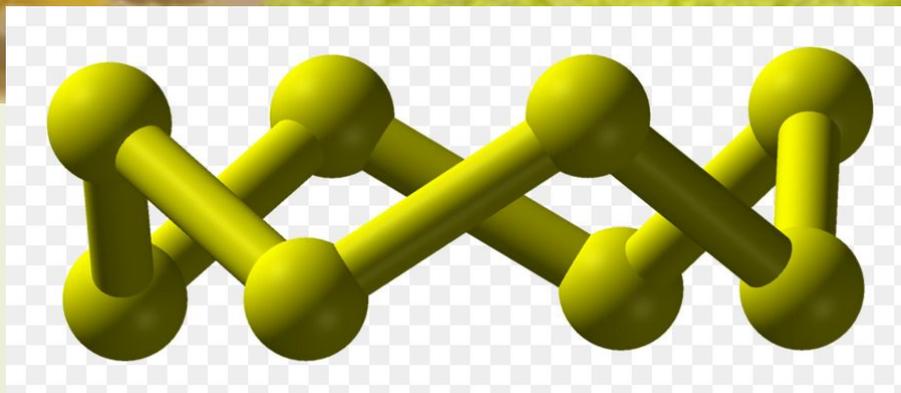
Остальные металлы и неметаллы реагируют с кислородом при нагревании с образованием соответствующих оксидов, например:



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.

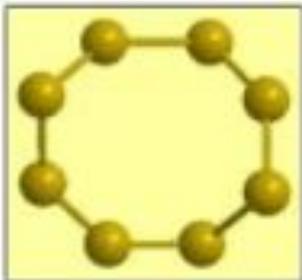
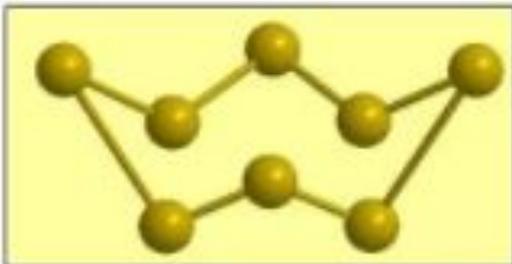
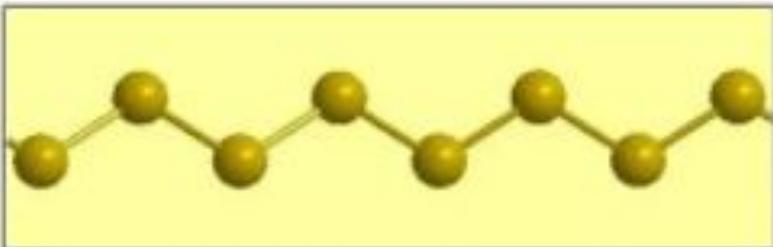


Видеоопыт - <https://www.youtube.com/watch?v=uHesh-QUuiw>



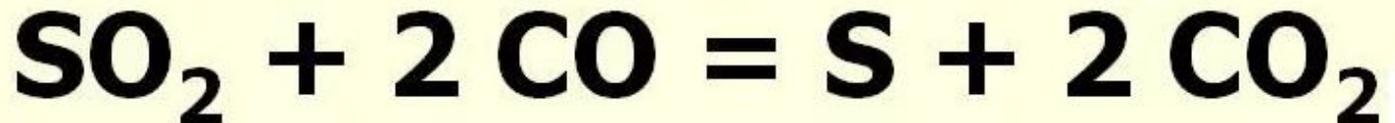
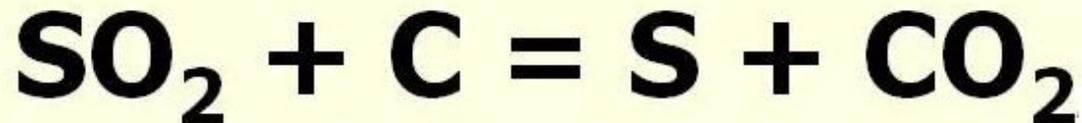
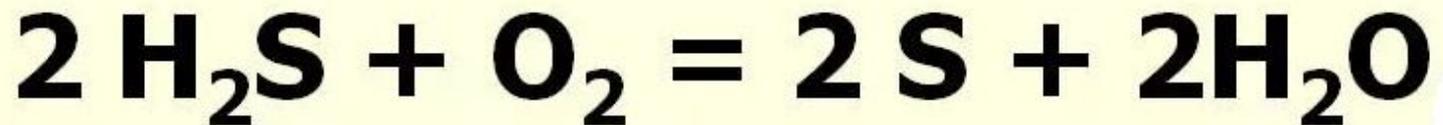
При нагревании сера плавится, превращаясь в подвижную светло-желтую жидкость, подобно твердой сере, состоящую также из молекул  $S_8$ . При дальнейшем нагревании жидкость темнеет, становясь буро-красной, загустевает, а затем снова приобретает подвижность.

# Аллотропные модификации серы

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

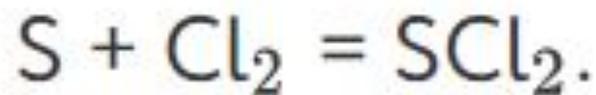
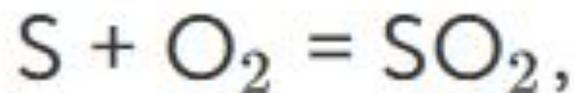
## Получение серы:

- 1) самородная сера
- 2) сульфиды (PbS - свинцовый блеск, ZnS - цинковая обманка, CuS - медный блеск)
- 3) сульфаты (K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, MgSO<sub>4</sub>)  
в организмах растений и животных

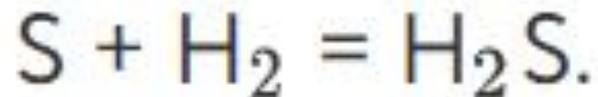


# Химические свойства серы:

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

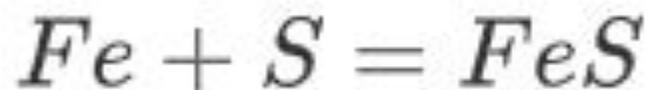
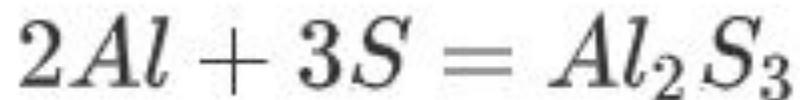


Если пропустить через расплавленную серу водород, образуется сероводород  $H_2S$  – газ с характерным запахом тухлых яиц:

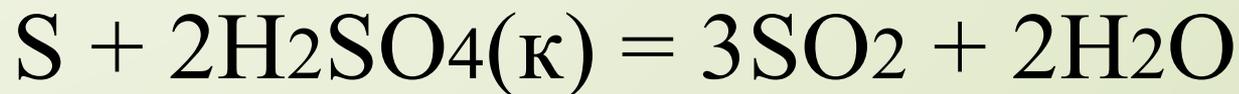




При повышенной температуре с серой реагируют также многие металлы. Продуктами реакции являются сульфиды



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



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



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

