

КИСЛОРОД

И

СЕРА

# Положение в периодической системе

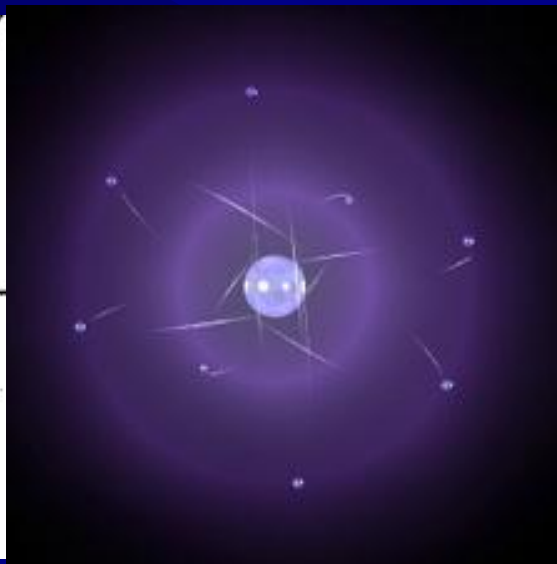
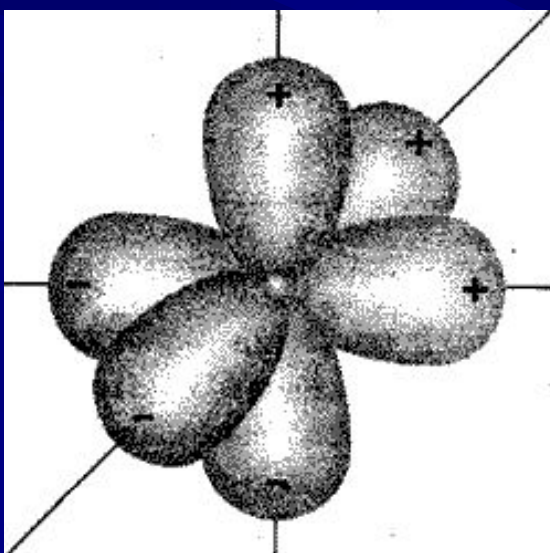
КИСЛОРОД и СЕРА

элементы VIA группы периодической системы

Элементы этой группы имеют общее название - ХАЛЬКОГЕНЫ, что означает «рождающие руды»

# Строение атома КИСЛОРОДА

Электронные конфигурации атома:



Степени окисления  
КИСЛОРОДА:  
-2, 0, +2

Валентность  
кислорода  
равна двум (может быть 3 и 4 с  
учётом донорно-акцепторных  
связей)

# Аллотропия КИСЛОРОДА

Два аллотропных  
видоизменения химического  
элемента кислорода:

кислород  $O_2$

озон  $O_3$

# Физические свойства аллотропных модификаций КИСЛОРОДА

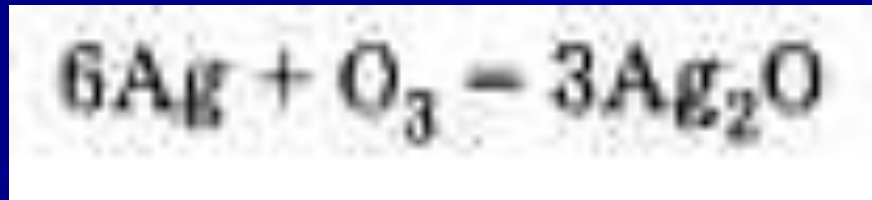
Вещ-во	Агрегатное состояние при н. у.	Цвет	запах	$t^{\circ}$ плавления $^{\circ}\text{C}$	$t^{\circ}$ кипения $^{\circ}\text{C}$
Кислород $\text{O}_2$	Газ	Бесцветный, в жидком состоянии - голубой	Без Запаха	-218,2	-182,8
Озон $\text{O}_3$	Газ	Синий	Характерный резкий, но приятный запах	-251	-112

## Озон химически активнее кислорода:

Активность озона объясняется тем, что при его разложении образуется молекула кислорода и атомарный кислород, который активно реагирует с другими веществами.

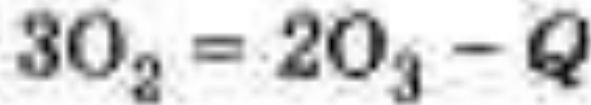


Например, озон легко реагирует с серебром, тогда как кислород не соединяется с ним даже при нагревании:



Но в то же время и озон и кислород реагируют с активными металлами.

## Получение озона



Реакция идет с поглощением энергии при прохождении электрического разряда через кислород, например во время грозы, при сверкании молнии. Обратная реакция происходит при обычных условиях, так как озон — неустойчивое вещество. В природе озон разрушается под действием газов, выбрасываемых в атмосферу, например фреонов, в процессе техногенной деятельности человека.

Результатом является образование так называемых озоновых дыр, т. е. разрывов в тончайшем слое, состоящем из молекул озона.

# Получение кислорода

Кислород (O<sub>2</sub>) в лаборатории получают разложением перманганата калия KMnO<sub>4</sub> (марганцовки).





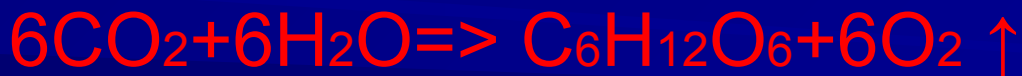
В лаборатории кислород можно так же получать разложением других солей при нагревании



В промышленности кислород получают из жидкого воздуха (при охлаждении до  $t^\circ -283\text{C}^\circ$ ) или в результате электролиза воды



В природе кислород образуется в процессе фотосинтеза



# Химические свойства КИСЛОРОДА

Кислород непосредственно реагирует со всеми простыми веществами, кроме золота, платины и галогенов.

В кислороде могут гореть даже те вещества, которые не горят на воздухе.

$3\text{Fe} + 2\text{O}_2 = \text{Fe}_3\text{O}_4$   
(железная окалина)



# Взаимодействие с активными металлами

## металлами

Горение магния



# Взаимодействие с другими неметаллами

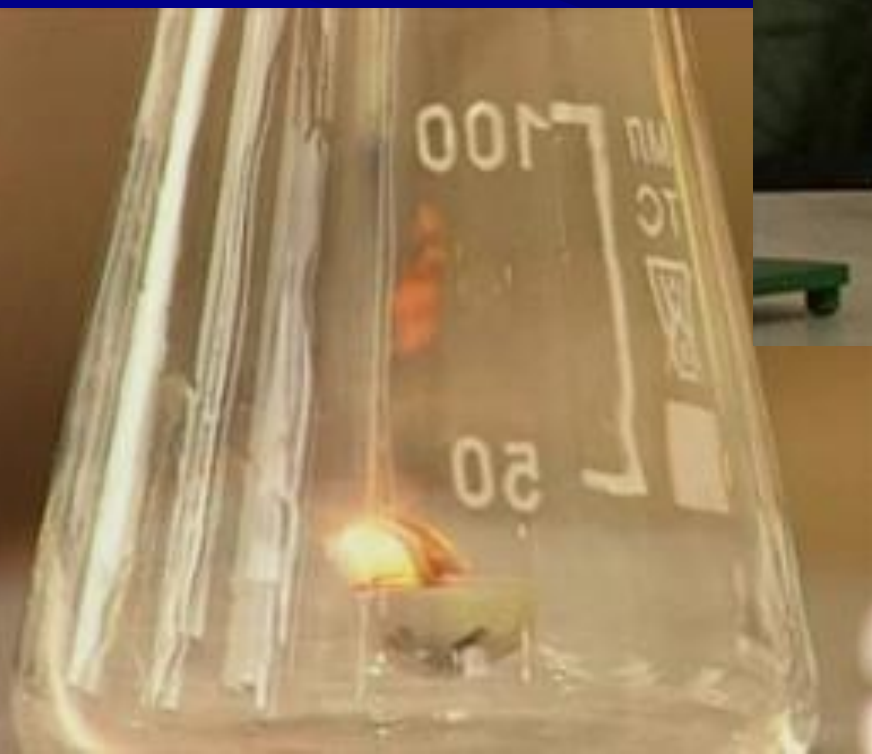
Горение серы в кислороде



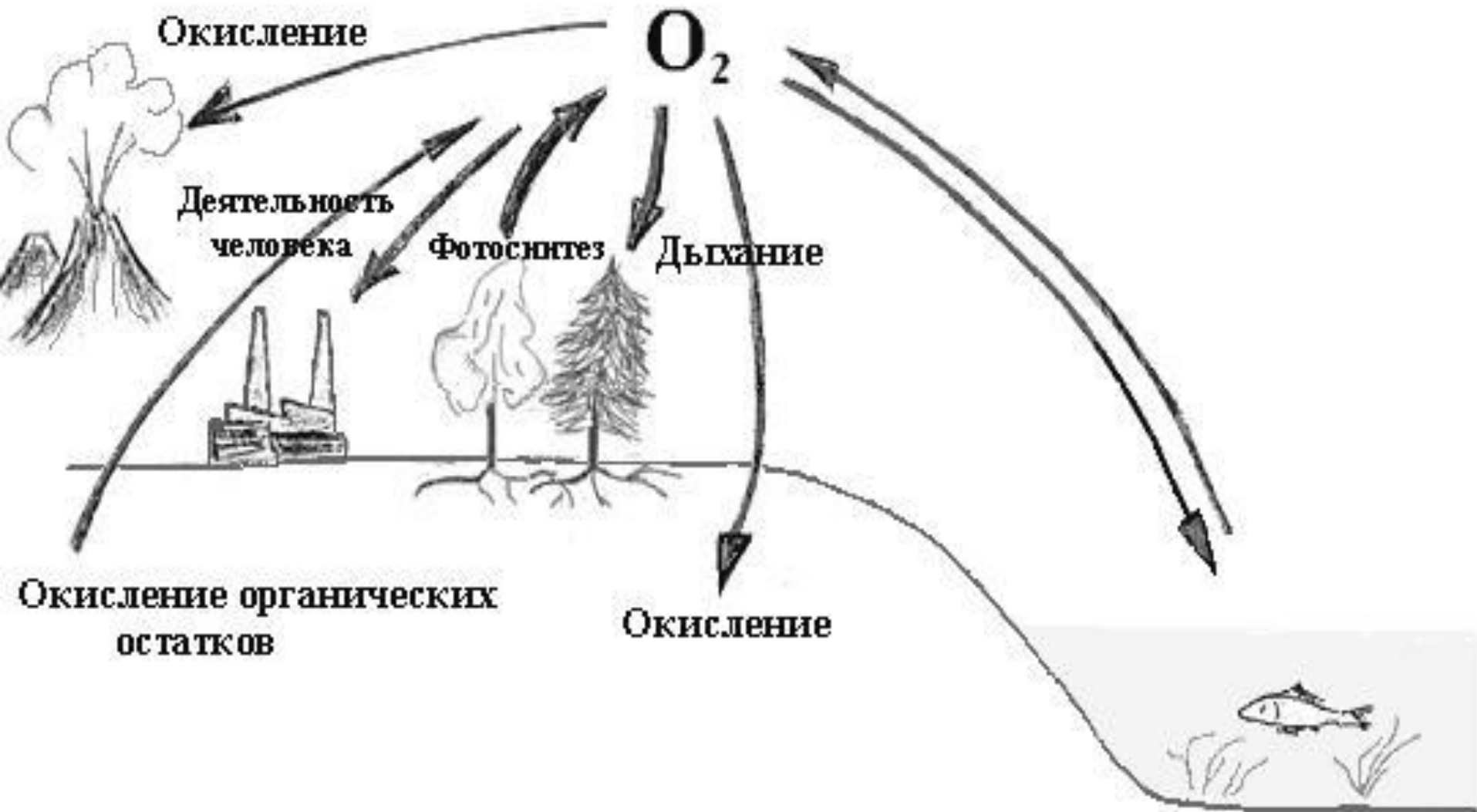
# Горение фосфора в кислороде



# Горение углерода в кислороде



# Круговорот КИСЛОРОДА



# Применение КИСЛОРОДА

- В химической промышленности
- В производстве взрывчатых смесей
- При сварке и резке металлов
- В космической технике (ракетное топливо)
- В металлургической промышленности
- В дыхательных смесях
- В медицине

# Строение атома СЕРЫ

Размещение электронов по уровням и подуровням



Размещение электронов по орбиталям (последний слой)



Степень окисления

Валентность

+2, -2

II

+4

IV

+6

VI

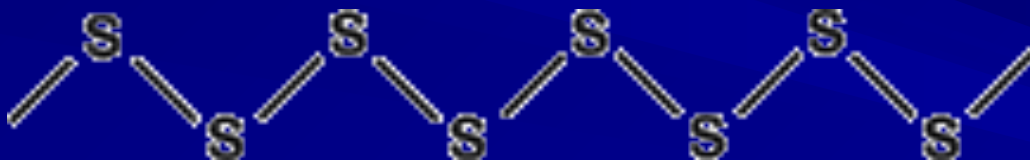


# Аллотропия СЕРЫ

- 1) ромбическая ( $\alpha$  - сера) -  $S_8$   
 $t^{\circ}\text{пл.} = 113^{\circ}\text{C}$ ;  $\rho = 2,07 \text{ г/см}^3$   
Наиболее устойчивая модификация.



- 2) моноклинная ( $\beta$  - сера) - темно-желтые иглы  
 $t^{\circ}\text{пл.} = 119^{\circ}\text{C}$ ;  $\rho = 1,96 \text{ г/см}^3$   
Устойчивая при температуре более  $96^{\circ}\text{C}$ ; при обычных условиях превращается в ромбическую.



- 3) пластическая - коричневая резиноподобная (аморфная) масса  
Неустойчива, при затвердевании превращается в ромбическую.

# Получение СЕРЫ

1. Промышленный метод - выплавление из руды с помощью водяного пара.
2. Неполное окисление сероводорода (при недостатке кислорода).



3. Реакция Вакенродера



# Химические свойства СЕРЫ

Окислительные свойства серы  
( $S^0 + 2e^- \Rightarrow S^{-2}$ )

1) Сера реагирует со щелочными металлами без нагревания:



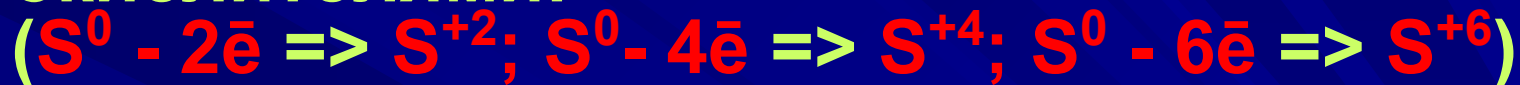
с остальными металлами (кроме Au, Pt) - при повышенной  $t^\circ$ :



2) С некоторыми неметаллами сера образует бинарные соединения:



**Восстановительные свойства сера проявляет в реакциях с сильными окислителями:**



**3) с кислородом:**



**4) с галогенами (кроме йода):**



**5) с кислотами - окислителями:**



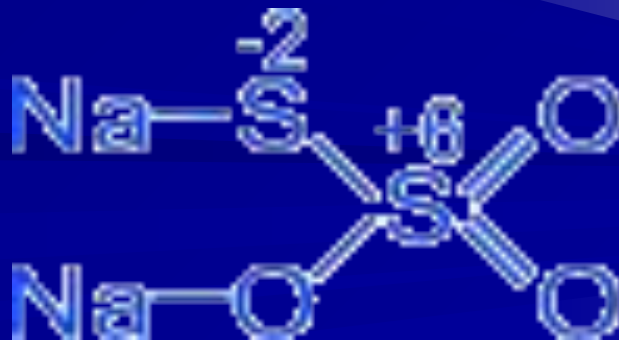
# Реакции диспропорционирования (сера выступает как окислитель и восстановитель)



7) сера растворяется в  
концентрированном растворе сульфита  
натрия:



тиосульфат натрия



# Круговорот СЕРЫ

3.



сульфаты

$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  – гипс

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  – глауберова соль

# Применение СЕРЫ

- Вулканизация каучука
- Получение эбонита
- Производство спичек, пороха
- В борьбе с вредителями сельского хозяйства
- Для медицинских целей (серные мази для лечения кожных заболеваний)
- Для получения серной кислоты

**ХИМИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ**

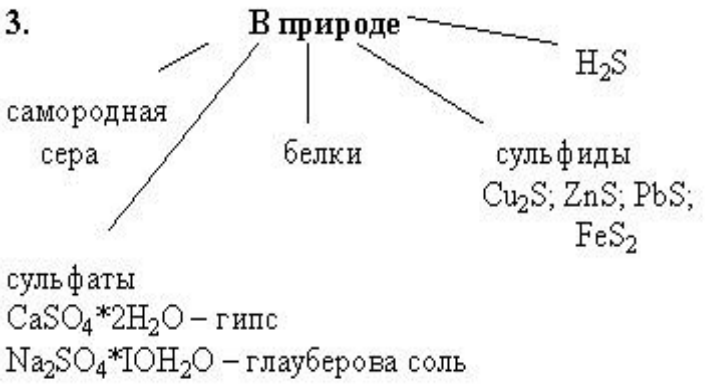
**1. Положение в ПСХЭ**

		Г VI (A)	
II	P	6	16
3	3	8	S
		2	32,064

**2. Строение атома.**

S №16 => q=+16, e=16, p+=16, n<sup>0</sup>=16  
 ...3s<sup>2</sup> 3p<sup>4</sup> 3d<sup>0</sup> => неМе

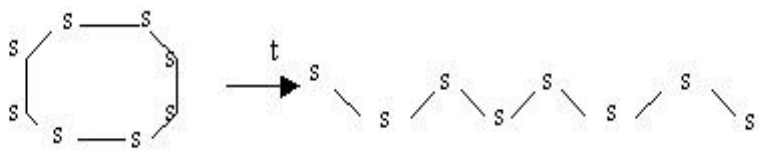
**3.**



**ПРОСТОЕ ВЕЩЕСТВО**

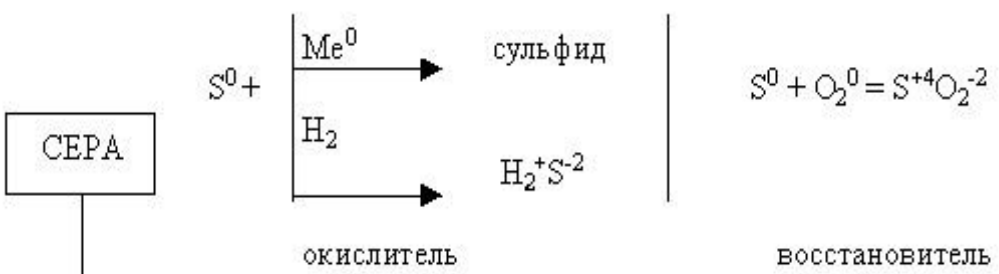
**1. Физические свойства.**

Твердое, Ц-желтый, H<sub>2</sub>O, слабо, t плав=112,8<sup>0</sup>С, t кип=444,6<sup>0</sup>С  
 Аллотропные видоизменения.



кристаллическая                      пластическая

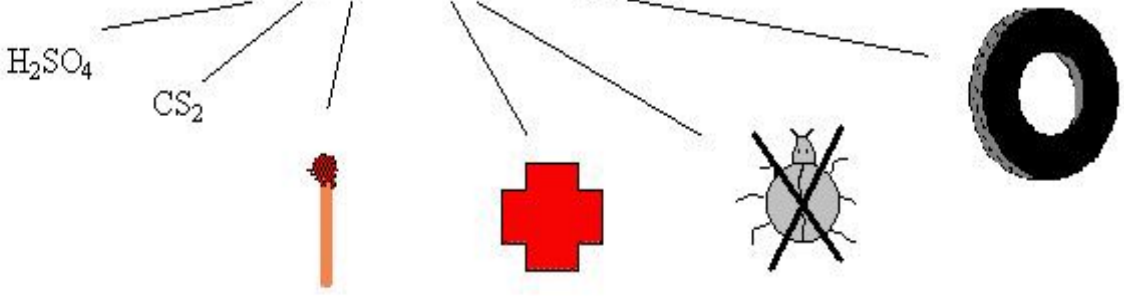
**2. Химические свойства.**



**3. Получение.**

В промышленности из самородной серы  
 песок и сера  $\xrightarrow{t}$  песок + сера  
 В лаборатории  
 $2H_2S + O_2 = 2S + 2H_2O$   
 (нед-к)

**4. Применение.**







**СПАСИБО  
ЗА  
ВНИМАНИЕ!!!**