

КИСЛОРОД

И

СЕРА

Положение в периодической системе

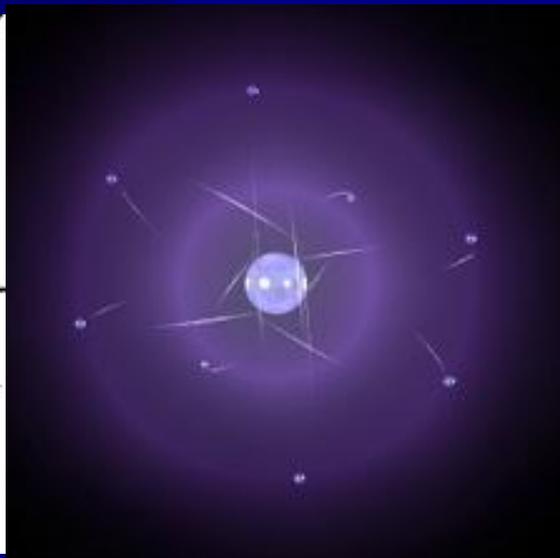
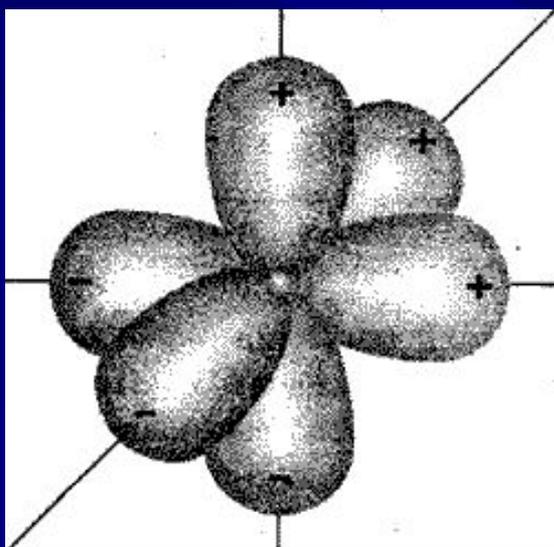
КИСЛОРОД и СЕРА

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

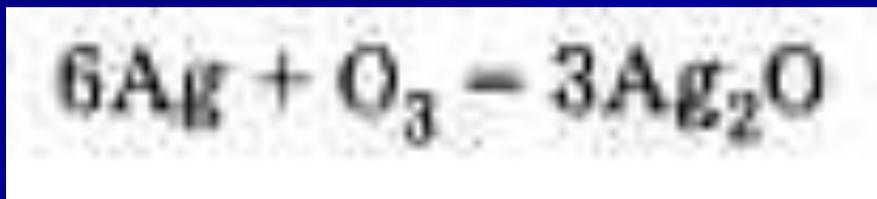
Вещ-во	Агрегатное состояние при н. у.	Цвет	запах	t° плавления $^{\circ}\text{C}$	t° кипения $^{\circ}\text{C}$
Кислород O_2	Газ	Бесцветный, в жидком состоянии - голубой	Без Запаха	-218,2	-182,8
Озон O_3	Газ	Синий	Характерный резкий, но приятный запах	-251	-112

Озон химически активнее кислорода:

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

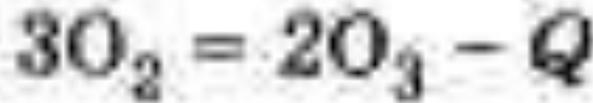


Например, озон легко реагирует с серебром, тогда как кислород не соединяется с ним даже при нагревании:



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 (O₂) в лаборатории получают разложением перманганата калия KMnO₄ (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)



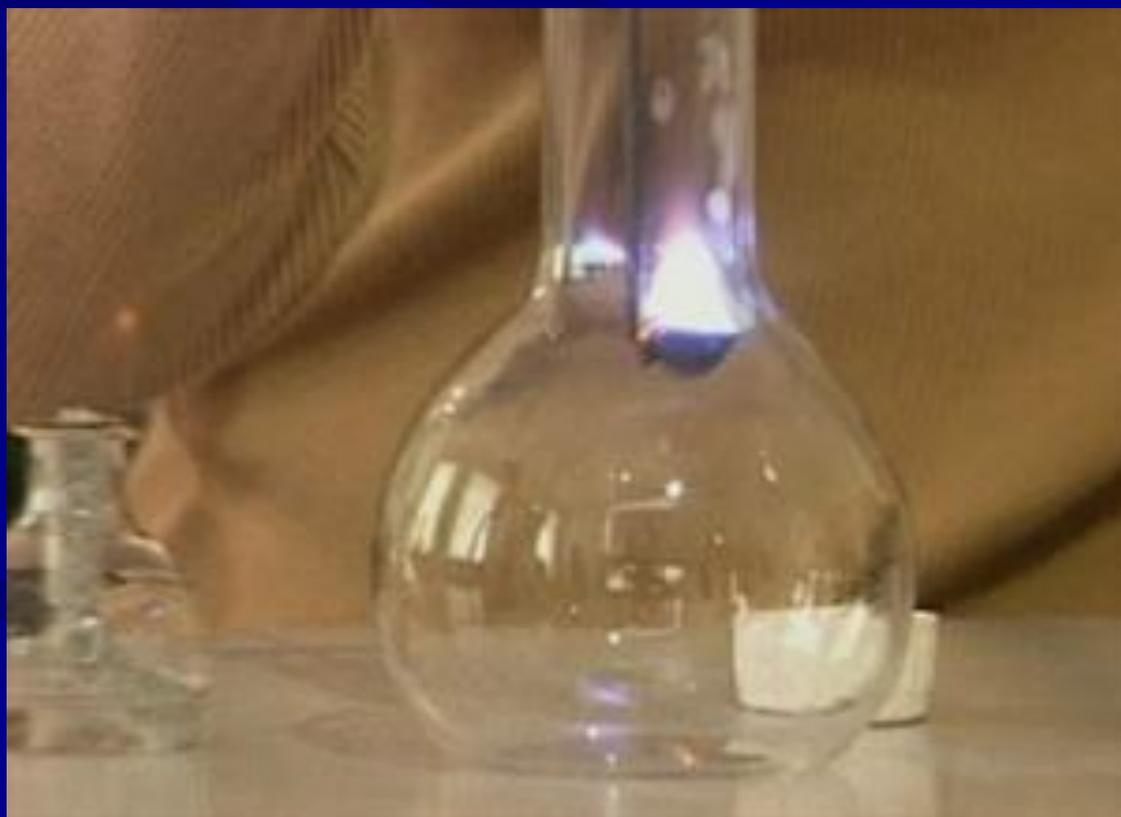
Взаимодействие с активными металлами

Горение магния



Взаимодействие с другими неметаллами

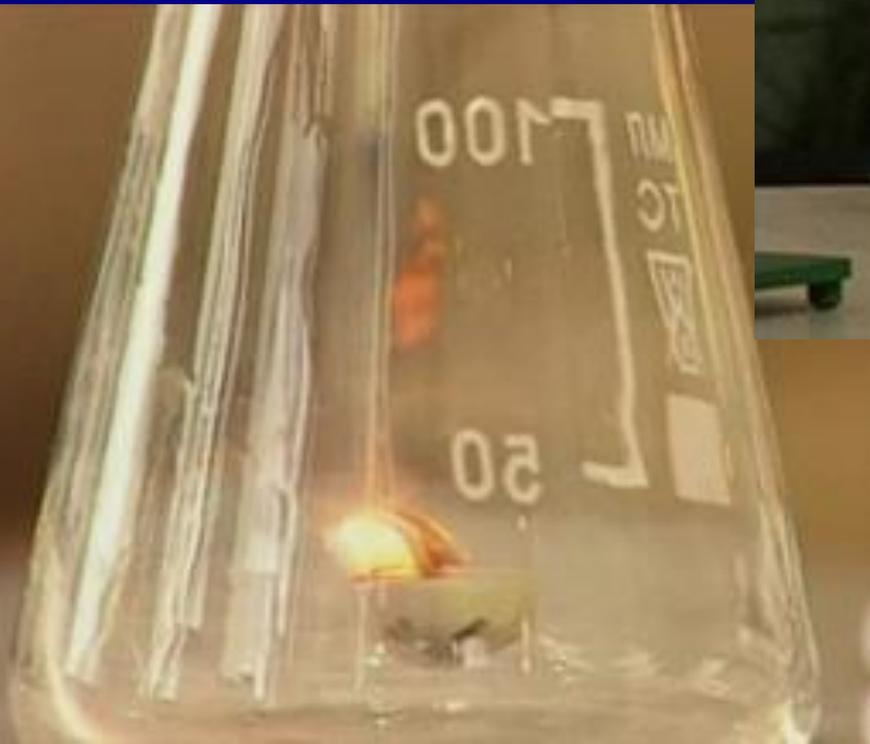
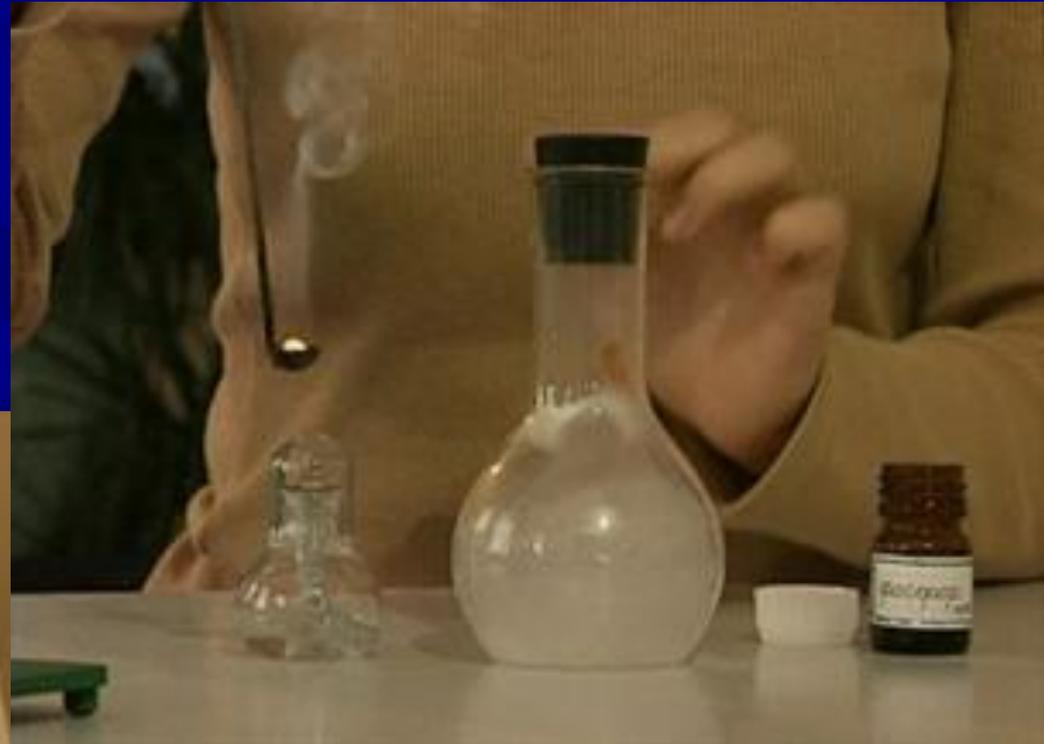
Горение серы в кислороде



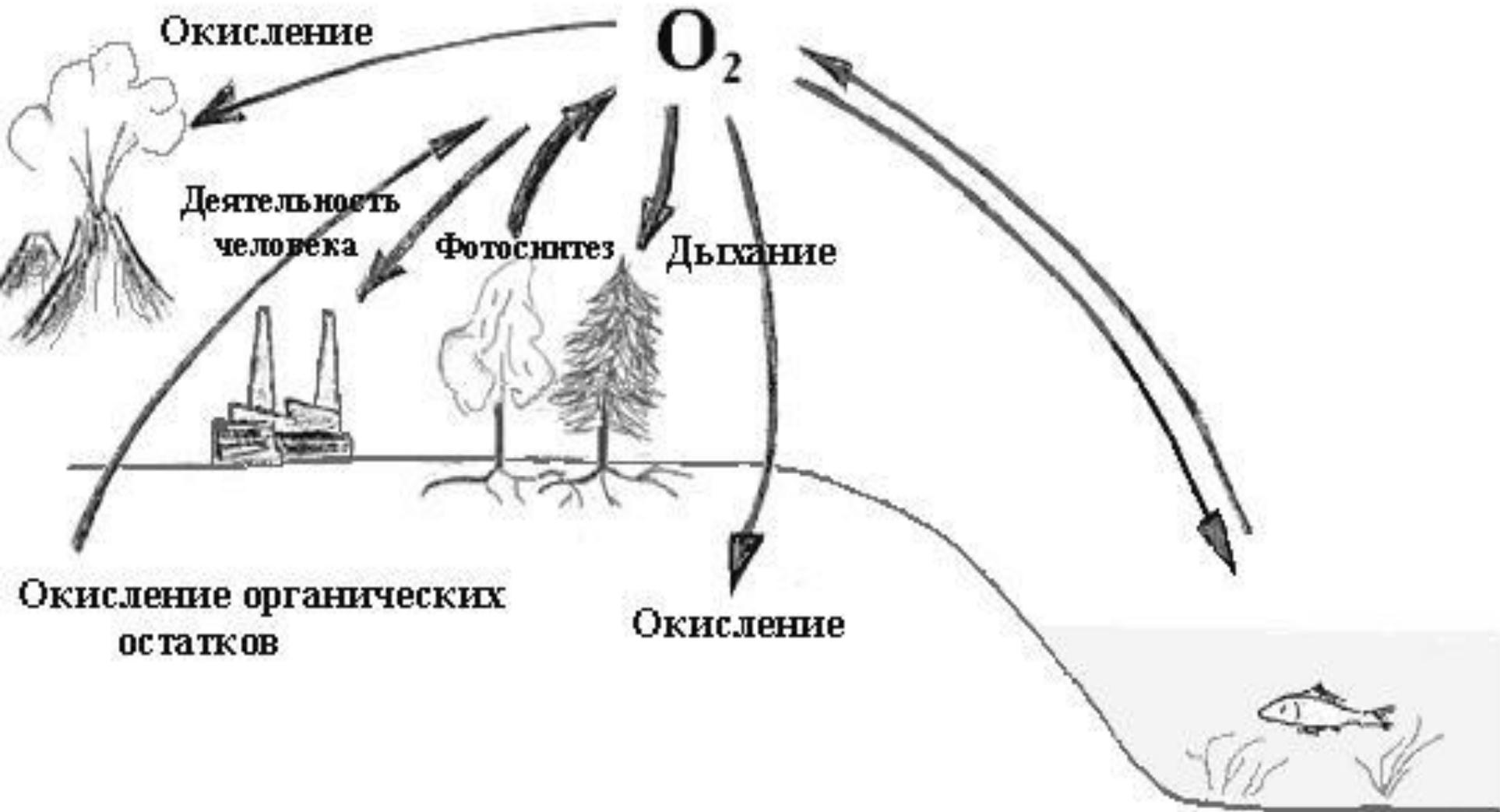
Горение фосфора в кислороде



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



2) моноклинная (β - сера) - темно-желтые иглы
 $t^{\circ}\text{пл.} = 119^{\circ}\text{C}$; $\rho = 1,96 \text{ г/см}^3$
Устойчивая при температуре более 96°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° :



2) С некоторыми неметаллами сера образует бинарные соединения:



Восстановительные свойства серы проявляет в реакциях с сильными окислителями:



3) с кислородом:



4) с галогенами (кроме йода):



5) с кислотами - окислителями:



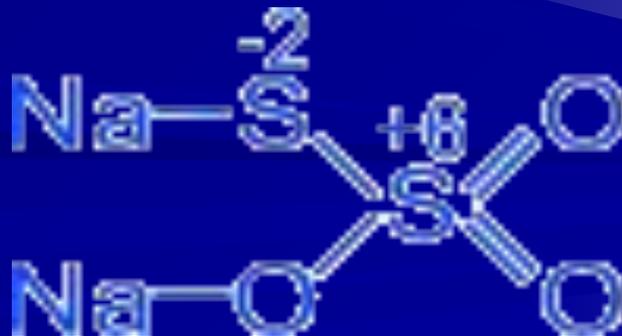
Реакции диспропорционирования (сера выступает как окислитель и восстановитель)



7) сера растворяется в
концентрированном растворе сульфита
натрия:



тиосульфат натрия



Круговорот СЕРЫ

3.



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

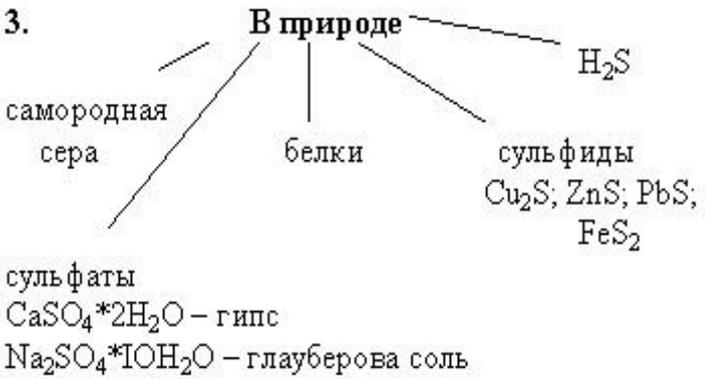
1. Положение в ПСХЭ

		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, n⁰=16
 ...3s² 3p⁴ 3d⁰ => неМе

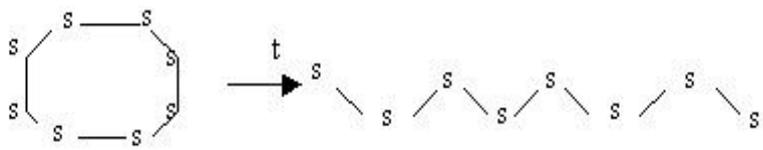
3.



ПРОСТОЕ ВЕЩЕСТВО

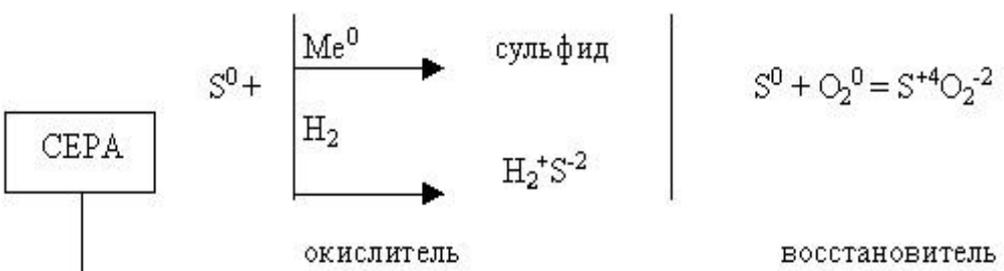
1. Физические свойства.

Твердое, Ц-желтый, H₂O, слабо, t плав=112,8⁰С, t кип=444,6⁰С
 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.





**СПАСИБО
ЗА
ВНИМАНИЕ!!!**