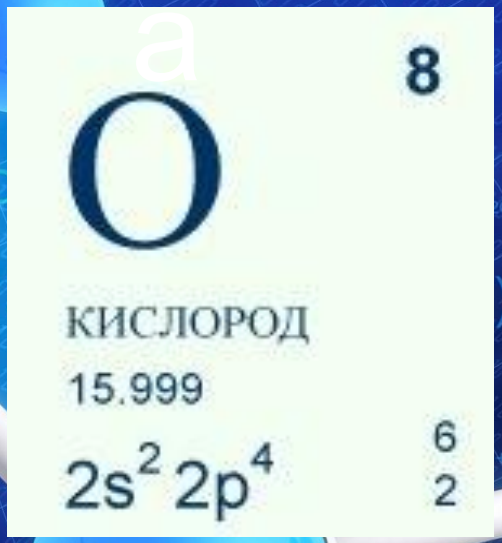
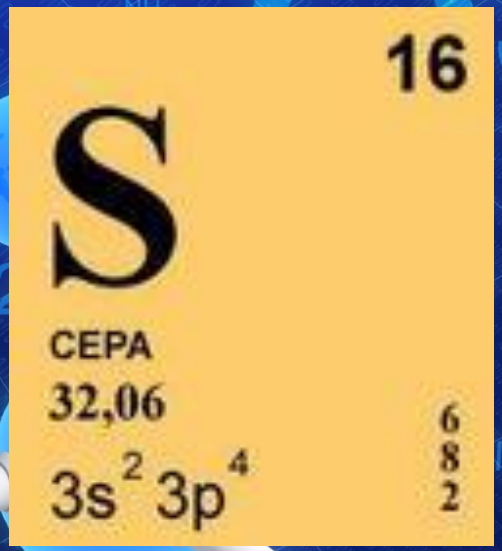
характеристик



и



Положение в периодической системе

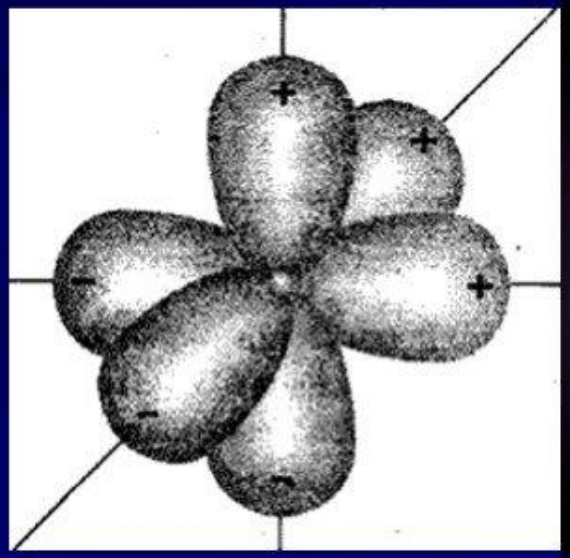
КИСЛОРОД и СЕРА

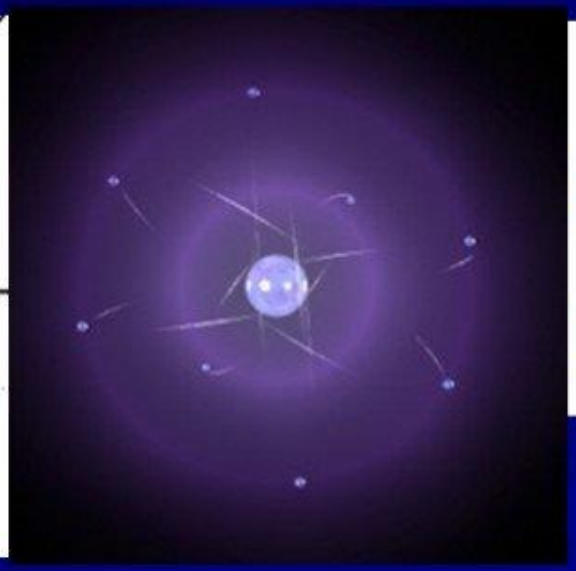
элементы VIA группы периодической системы

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^0 плавления ^0C	t^0 кипения ^0C
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.

$$O_3 \Rightarrow O_2 + O$$

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

$$6Ag + O_3 = 3Ag_2O$$

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

Получение озона

$$3O_2 = 2O_3 - Q$$

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_2) в лаборатории получают разложением перманганата калия $KMnO_4$ (марганцовки).

$$2KMnO_4 = K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2 \uparrow$$

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

$2KNO_3 \Rightarrow 2KNO_2 + O_2$

$2KClO_3 \Rightarrow 2KCl + 3O_2$

В промышленности кислород получают из жидкого воздуха (при охлаждении до t^o -283C^o) или в результате электролиза воды

$2H_2O = 2H_2 + O_2$

В природе кислород образуется в процессе фотосинтеза

$6CO_2 + 6H_2O \Rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2 \uparrow$

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.

$3Fe+2O_2=Fe_3O_4$

(железная окалина)

Взаимодействие с активными металлами

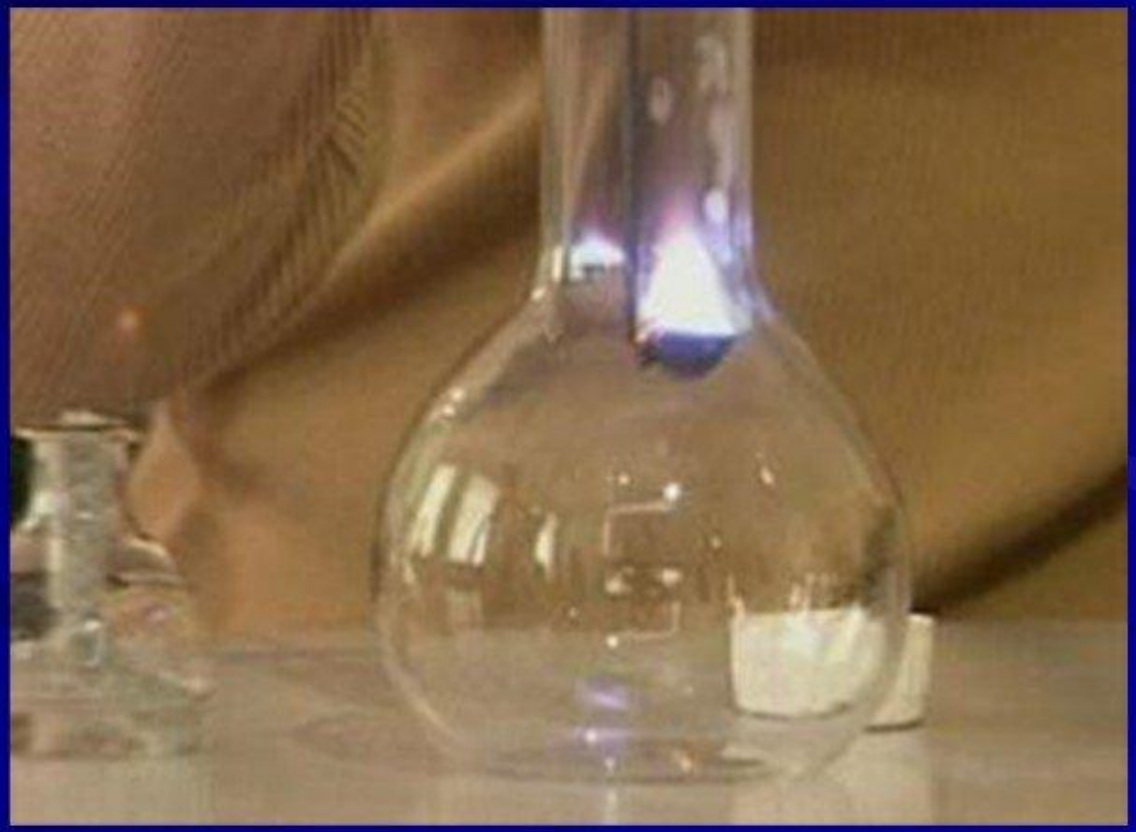
Горение магния

$$2Mg + O_2 = 2MgO$$

Взаимодействие с другими неметаллами

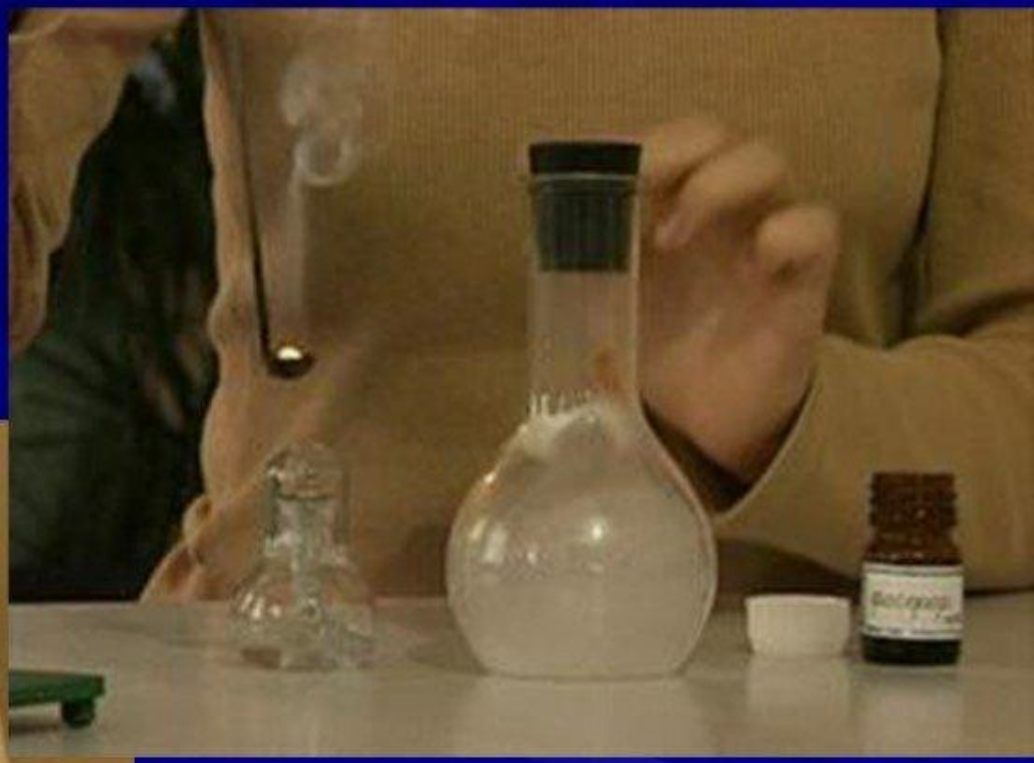
Горение серы в кислороде

$S + O_2 = SO_2$



Горение фосфора в кислороде

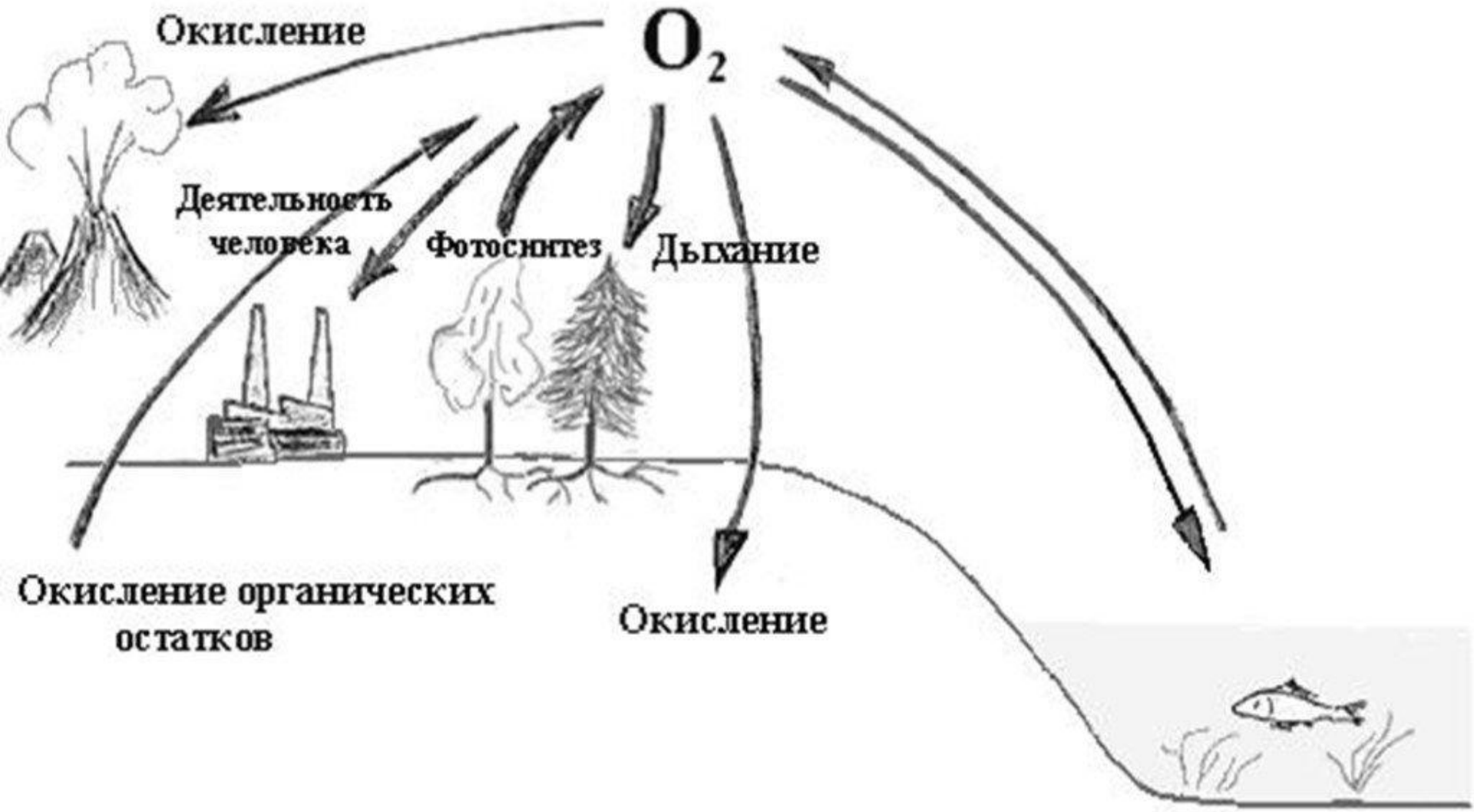
$4P + 5O_2 = 2P_2O_5$



Горение углерода в кислороде

$C+O_2= CO_2$

Круговорот КИСЛОРОДА

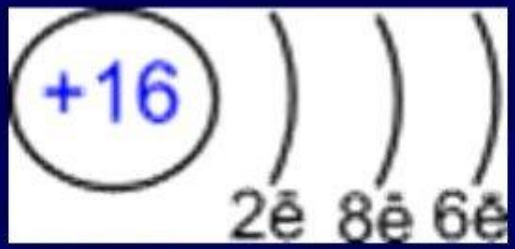


Применение КИСЛОРОДА

- 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

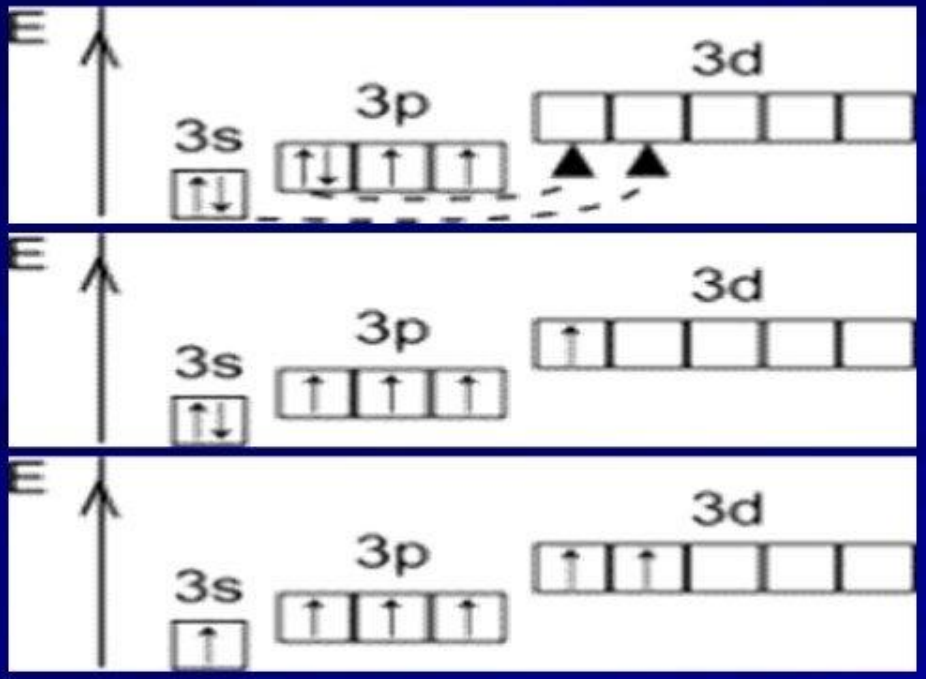
Строение атома СЕРЫ

Размещение электронов по уровням и подуровням



$1s^2 2p^2 2p^6 3s^2 3p^4$

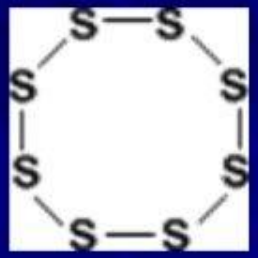
Размещение электронов по орбиталям (последний слой)



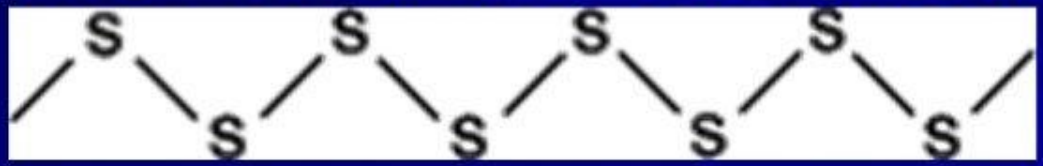
Степень окисления	Валентность
+2, -2	II
+4	IV
+6	VI

Аллотропия СЕРЫ

1) ромбическая (α - сера) - S_8
t°пл. = 113°C; ρ = 2,07 г/см^3
Наиболее устойчивая модификация.



2) моноклинная (β - сера) - темно-желтые иглы
t°пл. = 119°C; ρ = 1,96 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).

$2H_2S + O_2 \Rightarrow 2S + 2H_2O$

3. Реакция Вакенродера

$2H_2S + SO_2 \Rightarrow 3S + 2H_2O$

Химические свойства СЕРЫ

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

1) Сера реагирует со щелочными металлами без нагревания:

$2Na + S \Rightarrow Na_2S$

с остальными металлами (кроме Au, Pt) - при повышенной t°:

$2Al + 3S \xRightarrow{t°} Al_2S_3$

$Zn + S \xRightarrow{t°} ZnS$

2) С некоторыми неметаллами сера образует бинарные соединения:

$H_2 + S \Rightarrow H_2S$

$2P + 3S \Rightarrow P_2S_3$

$C + 2S \Rightarrow CS_2$

Восстановительные свойства сера проявляет в реакциях с сильными окислителями:
($S^0 - 2\bar{e} \Rightarrow S^{+2}$; $S^0 - 4\bar{e} \Rightarrow S^{+4}$; $S^0 - 6\bar{e} \Rightarrow S^{+6}$)

3) с кислородом:

$S + O_2 \xrightarrow{t^\circ} S^{+4}O_2$

$2S + 3O_2 \xrightarrow{t^\circ pt} 2S^{+6}O_3$

4) с галогенами (кроме йода):

$S + Cl_2 \Rightarrow S^{+2}Cl_2$

5) с кислотами - окислителями:

$S + 2H_2SO_4(конц) \Rightarrow 3S^{+4}O_2 + 2H_2O$

$S + 6HNO_3(конц) \Rightarrow H_2S^{+6}O_4 + 6NO_2 + 2H_2O$

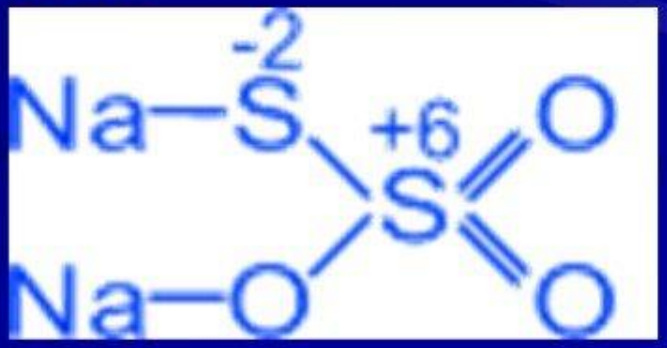
Реакции диспропорционирования (сера выступает как окислитель и восстановитель)

6) $3S^0 + 6KOH \Rightarrow K_2S^{+4}O_3 + 2K_2S^{-2} + 3H_2O$

7) сера растворяется в концентрированном растворе сульфита натрия:

$S^0 + Na_2S^{+4}O_3 \Rightarrow Na_2S_2O_3$

тиосульфат натрия



Круговорот СЕРЫ

3. **В природе**

- самородная сера
- сульфаты
  $CaSO_4*2H_2O$ – гипс
  $Na_2SO_4*10H_2O$ – глауберова соль
- белки
- сульфиды
  Cu_2S; ZnS; PbS; FeS_2
- H_2S

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

СЕРА

ХИМИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ

1. Положение в ПСХЭ

		Г VI (А)
П 3	Р 3	16 6 8 2 S 32,064

2. Строение атома.

S №16=>q=+16, ē=16, p^+ =16, n^0 = 16

…$3s^2\ 3p^4\ 3d^0$ => неМе

3. **В природе**

- самородная сера
- сульфаты
  $CaSO_4*2H_2O$ – гипс
  $Na_2SO_4*10H_2O$ – глауберова соль
- белки
- сульфиды
  Cu_2S; ZnS; PbS; FeS_2
- H_2S

ПРОСТОЕ ВЕЩЕСТВО

1. Физические свойства.

Твердое, Ц-желтый, H_2O, слабо, t плав=112,8 ^{0}C, t кип=444,6 ^{0}C

Аллотропные видоизменения:

кристаллическая пластическая

2. Химические свойства.

S^0 + Me^0 → сульфид

S^0 + H_2 → $H_2{}^+S^{-2}$

$S^0 + O_2{}^0 = S^{+4}O_2{}^{-2}$

окислитель восстановитель

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.**

- H_2SO_4
- CS_2

Спасибо
за внимание!