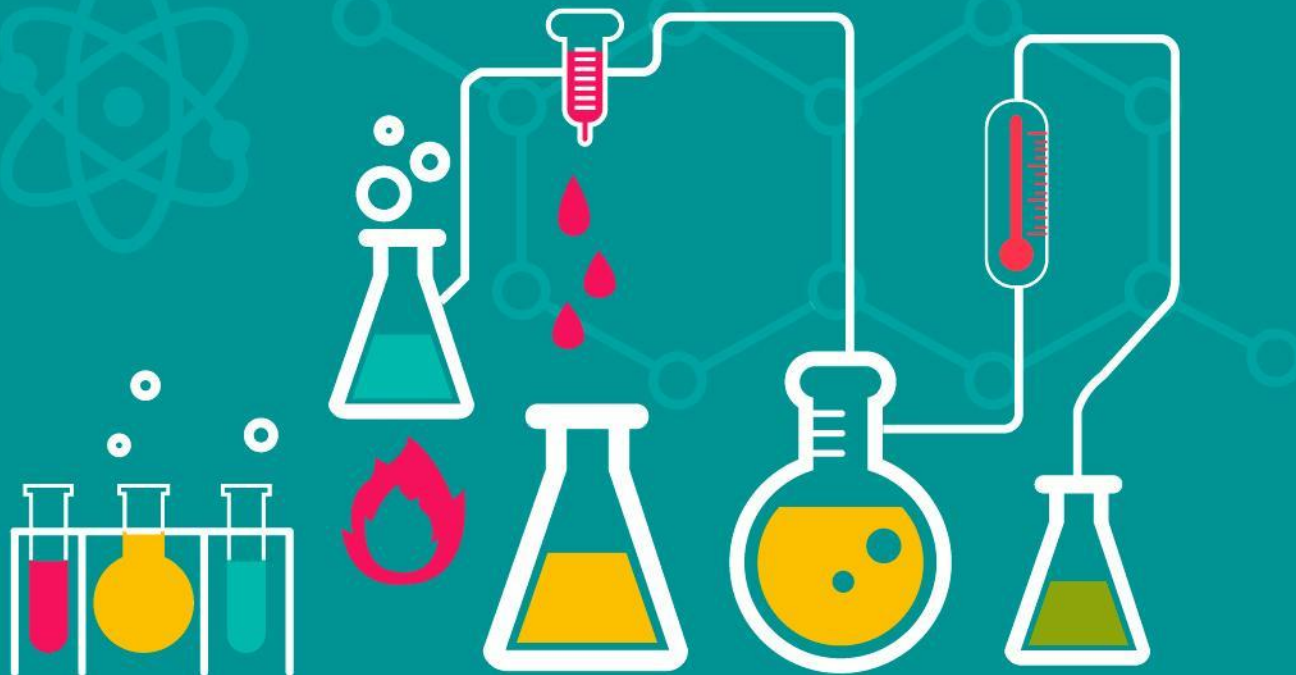


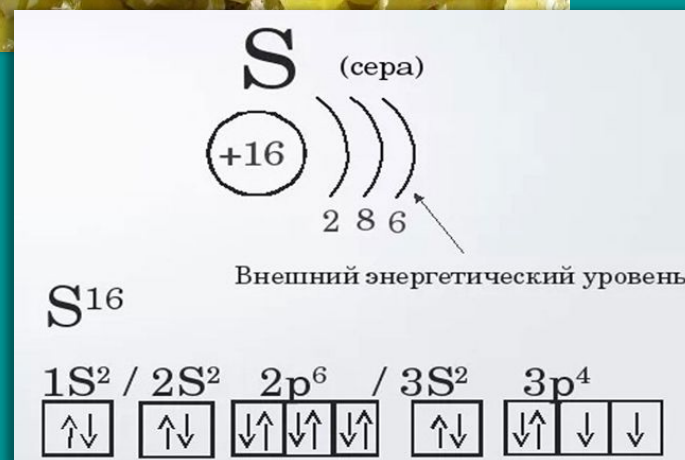
# применение серы

Выполнила  
ученица 9 класса  
Яшева Яна



# ◆ Сера

Сéра — элемент **главной подгруппы VI группы третьего периода** периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева, с **атомным номером 16**. **Неметалл**. Обозначается символом *S* (лат. sulfur). В водородных и кислородных соединениях находится в составе различных ионов, **образует многие кислоты и соли**. Многие серосодержащие соли малорастворимы в воде.



# Физические свойства серы

Сера представляет собой твердое хрупкое вещество желтого цвета, в воде практически нерастворима, не смачивается водой и плавает на её поверхности. Хорошо растворяется в сероуглероде и других органических растворителях, плохо проводит тепло и электрический ток. При плавлении сера образует легкоподвижную жидкость желтого цвета, которая при 160°C темнеет, её вязкость повышается, и при 200 °C сера становится темно-коричневой и вязкой, как смола.

Свойство	Сера
Агрегатное состояние	твёрдое
Цвет	светло-жёлтый
Запах	отсутствует
Плотность	2,070 г/см <sup>3</sup>
Растворимость в воде	Нерастворимая
Теплопроводность	0,27 Вт/(мК)
Электропроводность	Не проводит
Температура плавления	386 К
Температура кипения	717,824 К

# Химические свойства серы

На воздухе сера горит, образуя сернистый газ — бесцветный газ с резким запахом.

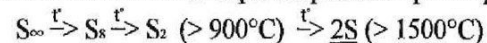
Восстановительные свойства серы проявляются в реакциях серы и с другими неметаллами, однако при комнатной температуре сера реагирует только со фтором.

Расплав серы реагирует с хлором, при этом возможно образование двух низших хлоридов (дихлорид серы и дитиодихлорид).

При избытке серы также образуются разнообразные дихлориды полисеры типа  $\text{SnCl}_2$ .

## СЕРА. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Реакционная способность серы возрастает при нагревании.



ОКИСЛИТЕЛЬ -2	ВОССТАНОВИТЕЛЬ +2, +4, +6
<p>I. С металлами:</p> <p>1) без нагревания (Na, K)  <math>2\text{Na}^0 + \text{S}^0 = \text{Na}_2^{+1}\text{S}^{-2}</math></p> <p>2) при нагревании - все (кроме Au, Pt)  <math>\text{Zn}^0 + \text{S}^0 \xrightarrow{t} \text{Zn}^{+2}\text{S}^{-2}</math></p> <p>II. С неметаллами:</p> <p>1) с водородом  <math>\text{H}_2^0 + \text{S}^0 \xrightarrow{t} \text{H}_2^{+1}\text{S}^{-2}</math></p> <p>2) с фосфором  <math>2\text{P}^0 + 3\text{S}^0 \xrightarrow{t} \text{P}_2^{+3}\text{S}_3^{-2}</math></p> <p>3) с углеродом  <math>\text{C}^0 + 2\text{S}^0 \xrightarrow{t} \text{C}^{+4}\text{S}_2^{-2}</math></p>	<p>I. С кислородом</p> $\text{S}^0 + \text{O}_2^0 \xrightarrow{t} \text{S}^{+4}\text{O}_2^{-2}$ $2\text{S}^0 + 3\text{O}_2^0 \xrightarrow{t} 2\text{S}^{+6}\text{O}_3^{-2}$ <p>II. С галогенами (кроме йода)</p> $\text{S}^0 + \text{Cl}_2^0 = \text{S}^{+2}\text{Cl}_2^{-1}$

**ПОДГРУППА VIa. O, S, Se, Te**  
(халькогены — образующие руды [меди])

отсутствует у O

**O, S, Se, Te** →

радиус атома  
длина связи Н-Э и сила кислот  
 $\text{H}_2\text{O}, \text{H}_2\text{S}, \text{H}_2\text{Se}, \text{H}_2\text{Te}$

**В природе:** самородная сера  
сульфиды — пирит  $\text{FeS}_2$ , галенит  $\text{PbS}$  и др.  
сульфаты —  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  (гипс) и др.

**Получение**

- Очистка самородной серы
- $2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = 2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$  (недостаток  $\text{O}_2$ )
- $2\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 = 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$

**Серa** — твердое кристаллическое вещество желтого цвета,  $T_{\text{пл}} = 119^\circ\text{C}$ ,  $T_{\text{кип}} = 445^\circ\text{C}$ , циклич. молекулы  $\text{S}_8$ , пары:  $\text{S}_8$ ,  $\text{S}_6$ ,  $\text{S}_4$ ,  $\text{S}_2$  аллотропия (полиморфизм).

ромбическая ↔ моноклинная ↔ аморфная

**Химические свойства** на холоду — низкая реакционная способность, при нагревании возрастает

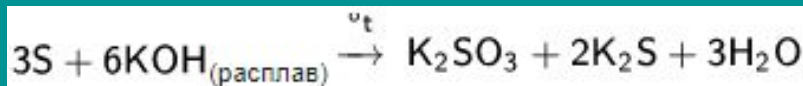
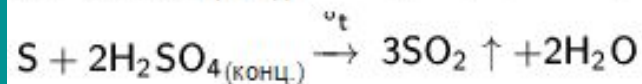
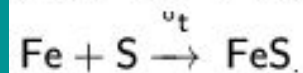
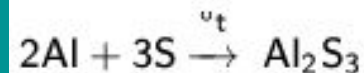
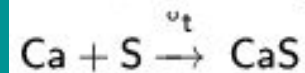
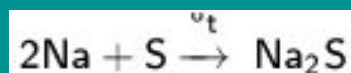
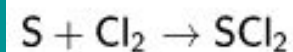
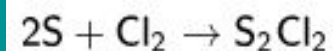
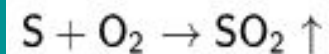
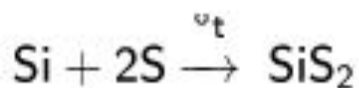
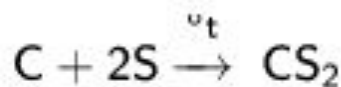
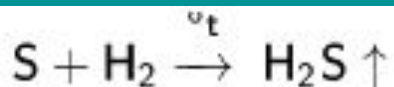
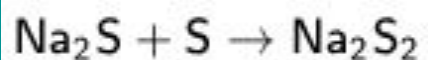
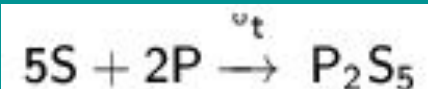
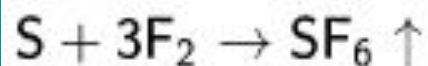
- как окислитель  $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$
- как восстановитель  $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$  — горит (примесь  $\text{SO}_2$ )
- диспропорционирование:  $3\text{S} + 6\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_3 + 2\text{K}_2\text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$



При нагревании сера также реагирует с фосфором, образуя смесь сульфидов фосфора, среди которых — высший сульфид P<sub>2</sub>S<sub>5</sub>.





Кроме того, при нагревании сера реагирует с водородом, углеродом, кремнием.

При нагревании сера взаимодействует со многими металлами, часто — весьма бурно. Иногда смесь металла с серой загорается при поджигании. При этом взаимодействии образуются сульфиды.



Растворы сульфидов щелочных металлов реагируют с серой с образованием полисульфидов.

Из сложных веществ следует отметить прежде всего реакцию серы с расплавленной щёлочью, в которой сера диспропорционирует аналогично хлору. Полученный сплав называется серной печенью.

-2	+4	+6
<div style="text-align: center;"> <math>H_2S</math>  </div> <p>бесцветный газ с запахом тухлых яиц, слабо растворим в <math>H_2O</math></p> <p><b>Получение:</b></p> $H_2 + S \xrightarrow{t^o} H_2S$ $FeS + 2HCl = FeCl_2 + H_2S$ <p><b>Химические свойства:</b> Водный раствор <math>H_2S</math> — слабая кислота (слабее <math>H_2SO_3</math>)</p> <div style="text-align: center;"> <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; display: inline-block;">соли</div> </div> <div style="display: flex; justify-content: space-around; margin-top: 10px;"> <div style="text-align: center;"> <p>сульфиды, растворимы в <math>H_2O</math> только щелочных металлов, <math>Ca^{2+}</math>, <math>Ba^{2+}</math></p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>гидросульфиды известны только в растворах</p> </div> </div> <p>гидролиз <math>S^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HS^- + OH^-</math> качественная реакция: <math>Pb^{2+} + S^{2-} = PbS \downarrow</math> черного цвета</p> <p style="text-align: center;"><b>восстановитель</b></p> <p>обычно окисляется до <math>S^0</math>, иногда до <math>S(+4)</math> и <math>S(+6)</math> в зависимости от силы и количества окислителя</p> $2H_2S + O_2 = 2S + 2H_2O$ недостаток $O_2$ $2H_2S + 3O_2 = 2SO_2 + 2H_2O$ избыток $O_2$ <p>с галогенами</p> $H_2S + Br_2 = 2HBr + S$ $H_2S + 4Cl_2 + 4H_2O = H_2SO_4 + 8HCl$ <p>с <math>HNO_3</math> — зависит от концентрации</p> $H_2S + 2HNO_3 = S + 2NO_2 + 2H_2O$ <p>и даже со слабыми окислителями</p> $H_2S + 2FeCl_3 = 2FeCl_2 + 2HCl + S$ $2H_2S + H_2SO_3 = 3H_2O + 3S$	<p>В природе — вулканические газы</p> <div style="text-align: center;">  <p>бесцветный газ с резким запахом</p> </div> <p><b>Получение:</b></p> <ol style="list-style-type: none"> <li><math>S + O_2 = SO_2</math> — горение серы</li> <li><math>4FeS_2 + 11O_2 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2</math> — обжиг пирита</li> </ol> <p>в лаборатории</p> $Na_2SO_3 + 2H_2SO_{4\text{ конц}} = 2NaHSO_4 + SO_2 + H_2O$ $Cu + 2H_2SO_{4\text{ конц}} \xrightarrow{t^o} CuSO_4 + SO_2 + H_2O$ <p><b>Химические свойства:</b> кислотный оксид <math>SO_2 + Ca(OH)_2 = CaSO_3 + H_2O</math>  <math>SO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2SO_3</math> — сернистая кислота средней силы</p> <div style="text-align: center;"> <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; display: inline-block;">соли</div> </div> <div style="display: flex; justify-content: space-around; margin-top: 10px;"> <div style="text-align: center;"> <p>растворимы только сульфиты щелочных металлов, гидролиз</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>гидросульфиты как правило, растворимы</p> </div> </div> <p><math>SO_2</math>, <math>Na_2SO_3</math> } окислительно-восстановительная двойственность</p> <p><b>восстановитель</b> с окислителями</p> $SO_2 + Br_2 + 2H_2O = H_2SO_4 + 2HBr$ <p>бромная вода, обесцвечивание</p> $2Na_2SO_3 + O_2 = 2Na_2SO_4$ <p><b>окислитель</b> с восстановителями</p> $SO_2 + 2H_2S = 3S + 2H_2O$ <p><b>диспропорционирование</b> (прокаливание)</p> $4K_2SO_3 = 3K_2SO_4 + K_2S$ <p>присоединение S:  <math>Na_2SO_3 + S \rightarrow Na_2S_2O_3</math> тиосульфаты (кипячение раствора с S)</p>	<div style="text-align: center;">  <p>легко переходит в <math>(SO_3)_n</math></p> </div> <p><math>T_{пл} = 16,8^\circ C</math>, <math>T_{кип} = 44,8^\circ C</math></p> <p><b>Получение:</b></p> <ol style="list-style-type: none"> <li>В контактном аппарате, содержащем катализатор <math>V_2O_5</math>, <math>400-600^\circ C</math>  <math>2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3 + Q</math></li> <li>Поглощением <math>SO_3</math> в поглотительной башне методом противотока <math>H_2SO_4</math>, получают раствор <math>SO_3</math> в <math>H_2SO_4</math> — олеум. Олеум разбавляют до 98% <math>H_2SO_4</math></li> </ol> <div style="text-align: center;">  <p>серная кислота</p> </div> <p>сильная кислота (при диссоциации по 1-й ступени). Концентрированная — водоотнимающее свойства (обугливание):  <math>C_{12}H_{22}O_{11} = 12C + 11H_2O</math> сахар</p> <p><b>Окислительные свойства</b> за счет <math>S(+6)</math></p> $S + 2H_2SO_{4\text{ конц}} = 3SO_2 + 2H_2O$ $C + 2H_2SO_{4\text{ конц}} = CO_2 + 2SO_2 + 2H_2O$ <p>с металлами, стоящими после <math>H_2</math>, при <math>t^o</math></p> $Cu + 2H_2SO_4 = CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$ <p>с активными — смесь</p> $Zn + H_2SO_4 \rightarrow SO_2, S, H_2S + ZnSO_4$ <p>На холоду: пассивирует Fe, Al, Cr</p> <p>Разбавленная — как обычная кислота, окислитель — <math>H^+</math></p> <div style="text-align: center;"> <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; display: inline-block;">соли</div> </div> <div style="display: flex; justify-content: space-around; margin-top: 10px;"> <div style="text-align: center;"> <p>гидросульфаты <math>HSO_4^-</math></p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>сульфаты <math>SO_4^{2-}</math></p> </div> </div> <p>Качественная реакция:  <math>Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4</math> белый осадок не растворимый в кислотах</p>

С концентрированными кислотами-окислителями ( $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) сера реагирует только при длительном нагревании.

При увеличении температуры в парах серы происходят изменения в количественном молекулярном составе. Число атомов в молекуле уменьшается.

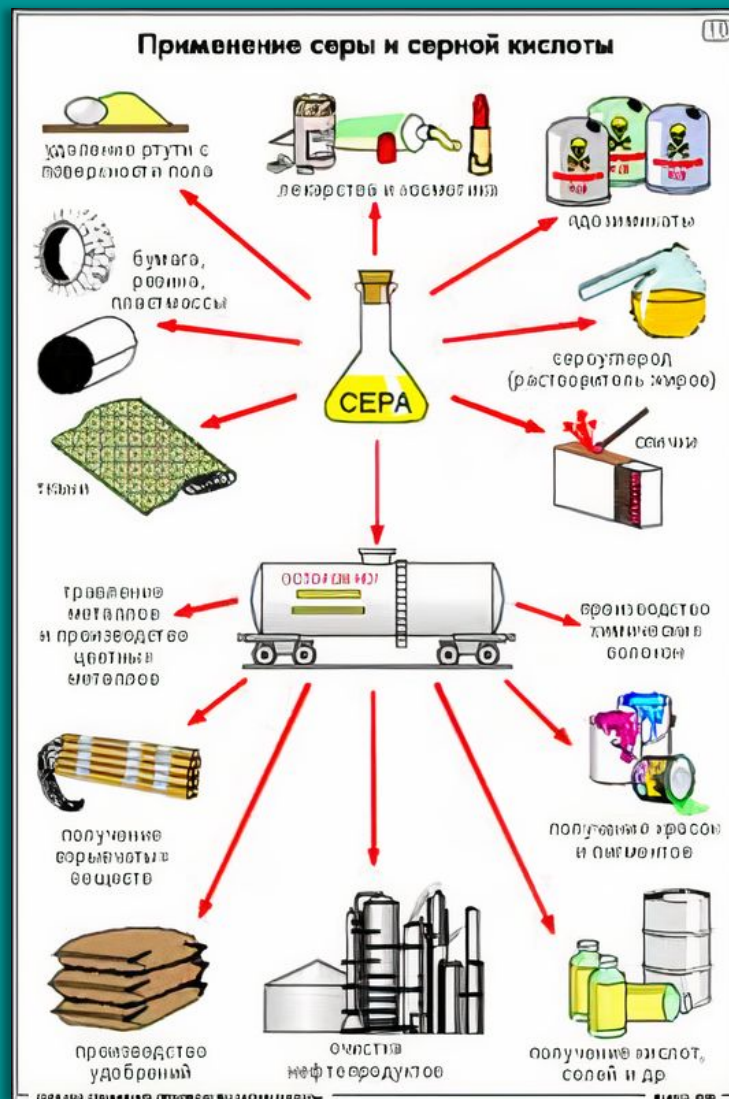




# Применение

Примерно половина производимой серы используется в производстве серной кислоты.

Серу применяют для вулканизации каучука, как фунгицид в сельском хозяйстве и как сера коллоидная — лекарственный препарат. Также сера в составе серобитумных композиций применяется для получения сероасфальта, а в качестве заместителя портландцемента — для получения серобетона.





Сера находит применение для производства пиротехнических составов, ранее использовалась в производстве пороха, применяется для производства спичек. Серная лампа — источник белого света, очень близкого к солнечному, с высоким КПД.





**Спасибо за  
внимание.**