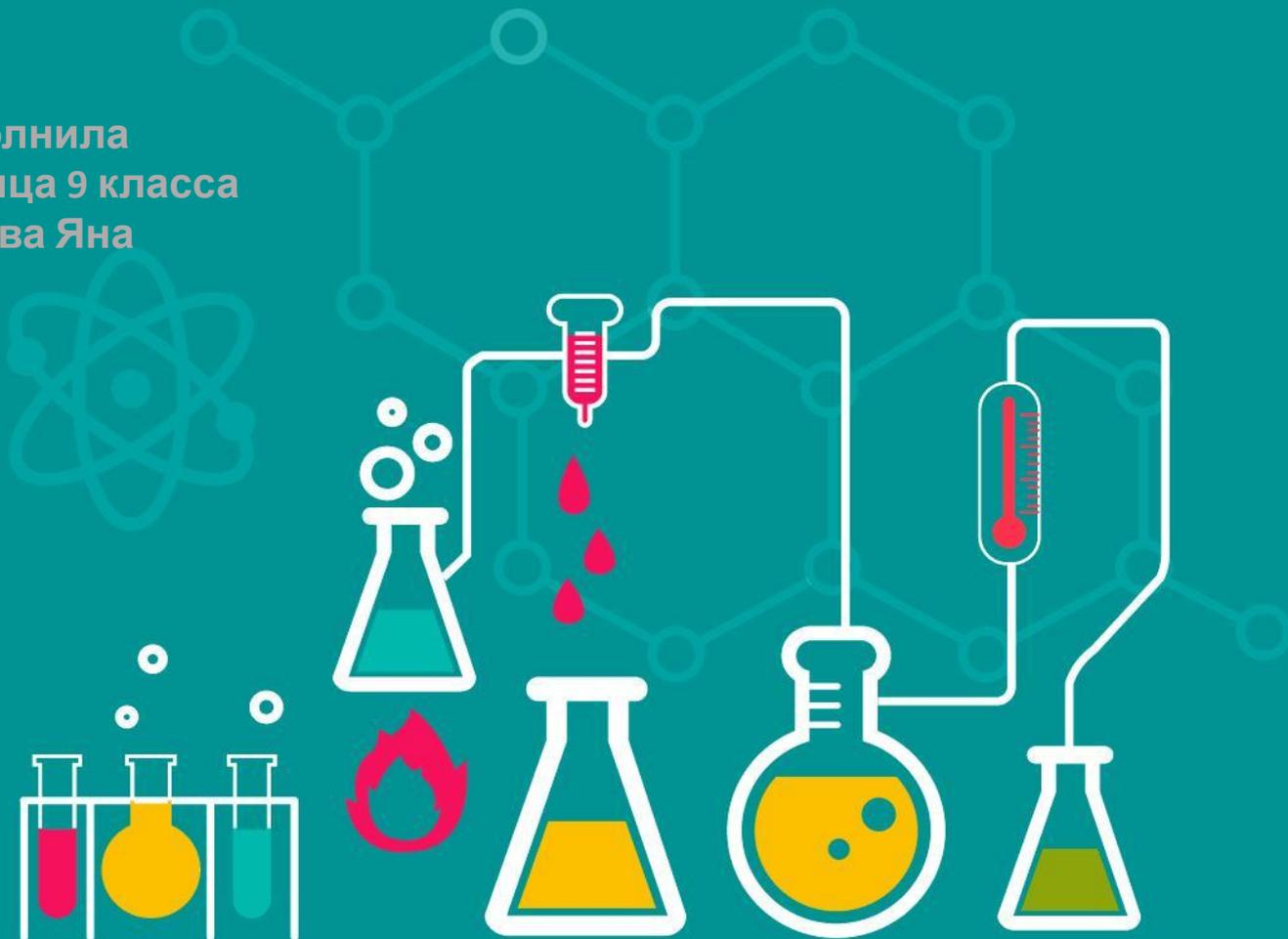


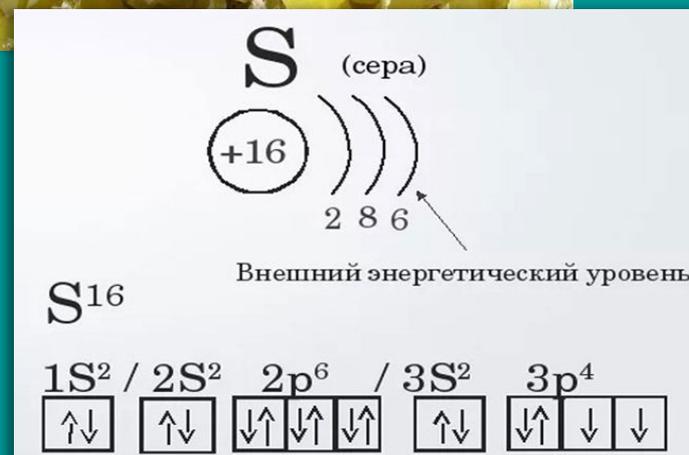
применение серы

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 ³
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.

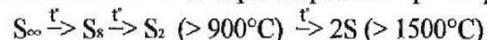
Восстановительные свойства серы проявляются в реакциях серы и с другими неметаллами, однако при комнатной температуре сера реагирует только со фтором.

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 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) $2\text{Na}^0 + \text{S}^0 = \text{Na}_2^+ \text{S}^{2-}$</p> <p>2) при нагревании - все (кроме Au, Pt) $\text{Zn}^0 + \text{S}^0 \xrightarrow{t} \text{Zn}^{+2} \text{S}^{2-}$</p> <p>II. С неметаллами:</p> <p>1) с водородом $\text{H}_2^0 + \text{S}^0 \xrightarrow{t} \text{H}_2^+ \text{S}^{2-}$</p> <p>2) с фосфором $2\text{P}^0 + 3\text{S}^0 \xrightarrow{t} \text{P}_2^+ \text{S}_3^{2-}$</p> <p>3) с углеродом $\text{C}^0 + 2\text{S}^0 \xrightarrow{t} \text{C}^{+4} \text{S}_2^{2-}$</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
H₂O, H₂S, H₂Se, H₂Te

В природе: самородная сера
сульфиды — пирит FeS₂, галенит PbS и др.
сульфаты — CaSO₄ · 2H₂O (гипс) и др.

Получение

1. Очистка самородной серы
2. 2H₂S + O₂ = 2S + 2H₂O (недостаток O₂)
3. 2H₂S + SO₂ = 3S + 2H₂O

Серa — твердое кристаллическое вещество желтого цвета, T_{пл} = 119°C, T_{кип} = 445°C, циклич. молекулы S₈, пары: S₈, S₆, S₄, S₂ аллотропия (полиморфизм).

ромбическая ↔ моноклинная ↔ аморфная

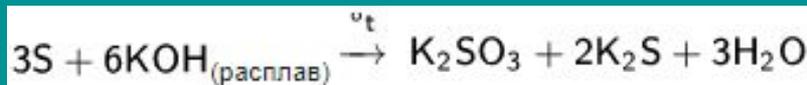
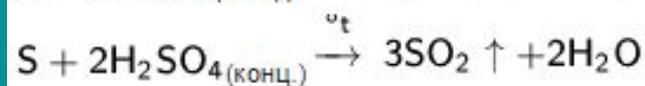
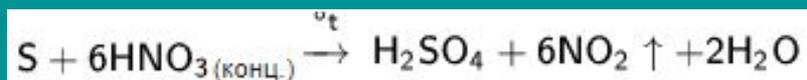
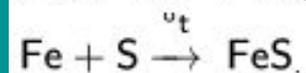
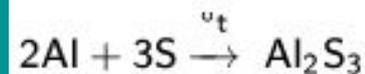
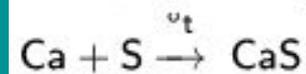
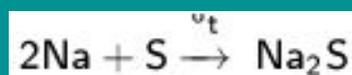
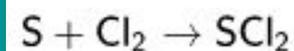
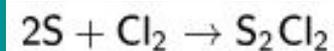
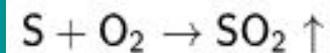
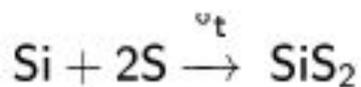
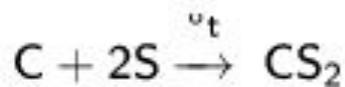
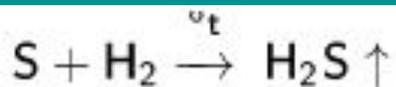
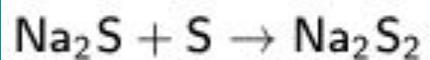
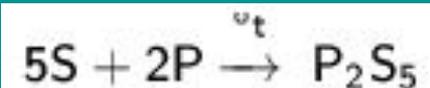
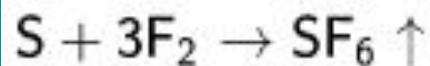
Химические свойства на холоду — низкая реакционная способность, при нагревании возрастает

1. как окислитель Fe + S = FeS
2. как восстановитель S + O₂ = SO₂ — горит (примесь SO₂)
3. диспропорционирование: 3S + 6KOH = K₂SO₃ + 2K₂S + 3H₂O

При нагревании сера также реагирует с фосфором, образуя смесь сульфидов фосфора, среди которых — высший сульфид P₂S₅.

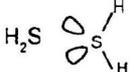
Кроме того, при нагревании сера реагирует с водородом, углеродом, кремнием.

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;">  <p>H_2S</p> </div> <p>бесцветный газ с запахом тухлых яиц, слабо растворим в H_2O</p> <p>Получение:</p> $H_2 + S \xrightarrow{t^\circ} H_2S$ $FeS + 2HCl = FeCl_2 + H_2S$ <p>Химические свойства: Водный раствор H_2S — слабая кислота (слабее H_2SO_3)</p> <div style="text-align: center;"> <p>СОЛИ</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around;"> <div style="text-align: center;"> <p>сульфиды, растворимы в H_2O только щелочных металлов, Ca^{2+}, Ba^{2+}</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>гидросульфиды известны только в растворах</p> </div> </div> </div> <p>гидролиз $S^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HS^- + OH^-$ качественная реакция: $Pb^{2+} + S^{2-} = PbS \downarrow$ черного цвета</p> <p style="text-align: center;">восстановитель</p> <p>обычно окисляется до S^0, иногда до $S(+4)$ и $S(+6)$ 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 HNO_3 — 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>Получение:</p> <ol style="list-style-type: none"> $S + O_2 = SO_2$ — горение серы $4FeS_2 + 11O_2 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2$ — обжиг пирита <p>в лаборатории</p> $Na_2SO_3 + 2H_2SO_{4\text{ конц}} = 2NaHSO_4 + SO_2 + H_2O$ $Cu + 2H_2SO_{4\text{ конц}} \xrightarrow{t^\circ} CuSO_4 + SO_2 + H_2O$ <p>Химические свойства: кислотный оксид $SO_2 + Ca(OH)_2 = CaSO_3 + H_2O$ $SO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2SO_3$ — сернистая кислота средней силы</p> <div style="text-align: center;"> <p>СОЛИ</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around;"> <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> </div> <p>SO_2, Na_2SO_3 } окислительно-восстановительная двойственность</p> <p>восстановитель 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>окислитель с восстановителями</p> $SO_2 + 2H_2S = 3S + 2H_2O$ <p>диспропорционирование (прокаливание)</p> $4K_2SO_3 = 3K_2SO_4 + K_2S$ <p>присоединение S: $Na_2SO_3 + S \rightarrow Na_2S_2O_3$ тиосульфаты (кипячение раствора с S)</p>	<div style="text-align: center;">  <p>легко переходит в $(SO_3)_n$</p> </div> <p>$T_{пл} = 16,8^\circ C$, $T_{кип} = 44,8^\circ C$</p> <p>Получение:</p> <ol style="list-style-type: none"> В контактном аппарате, содержащем катализатор V_2O_5, $400-600^\circ C$ $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3 + Q$ Поглощением SO_3 в поглотительной башне методом противотока H_2SO_4, получают раствор SO_3 в H_2SO_4 — олеум. Олеум разбавляют до 98% H_2SO_4 <div style="text-align: center;">  <p>серная кислота</p> </div> <p>сильная кислота (при диссоциации по 1-й ступени). Концентрированная — водоотнимающее свойства (обугливание):</p> $C_{12}H_{22}O_{11} = 12C + 11H_2O$ <p style="text-align: center;">сахар</p> <p>Окислительные свойства за счет $S(+6)$</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 H_2, при t°</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 — H^+</p> <div style="text-align: center;"> <p>СОЛИ</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around;"> <div style="text-align: center;"> <p>гидросульфаты HSO_4^-</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>сульфаты SO_4^{2-}</p> </div> </div> </div> <p>Качественная реакция: $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4$ белый осадок не растворимый в кислотах</p>

С концентрированными кислотами-окислителями (HNO_3 , H_2SO_4) сера реагирует только при длительном нагревании.

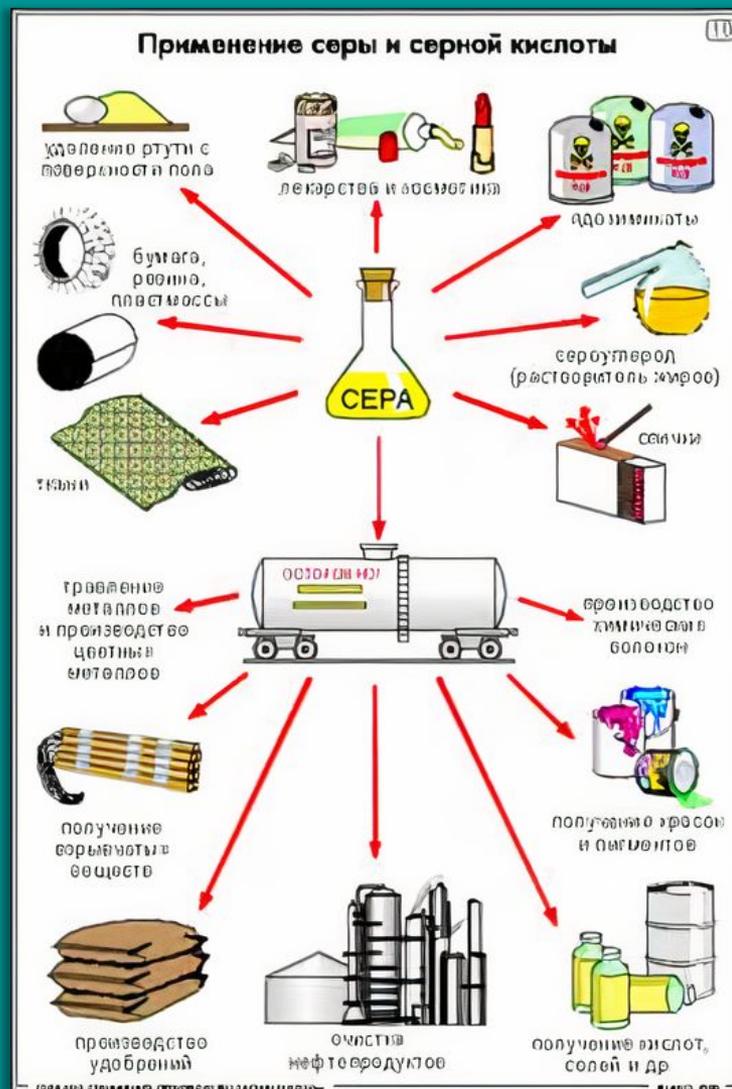
При увеличении температуры в парах серы происходят изменения в количественном молекулярном составе. Число атомов в молекуле уменьшается.



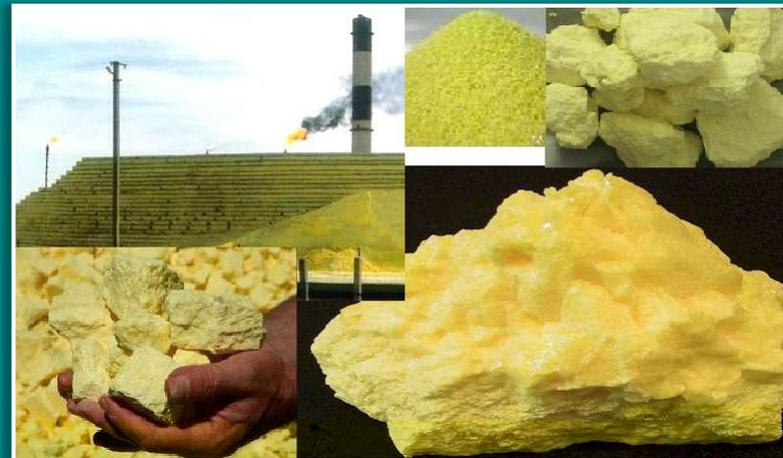
Применение

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.**