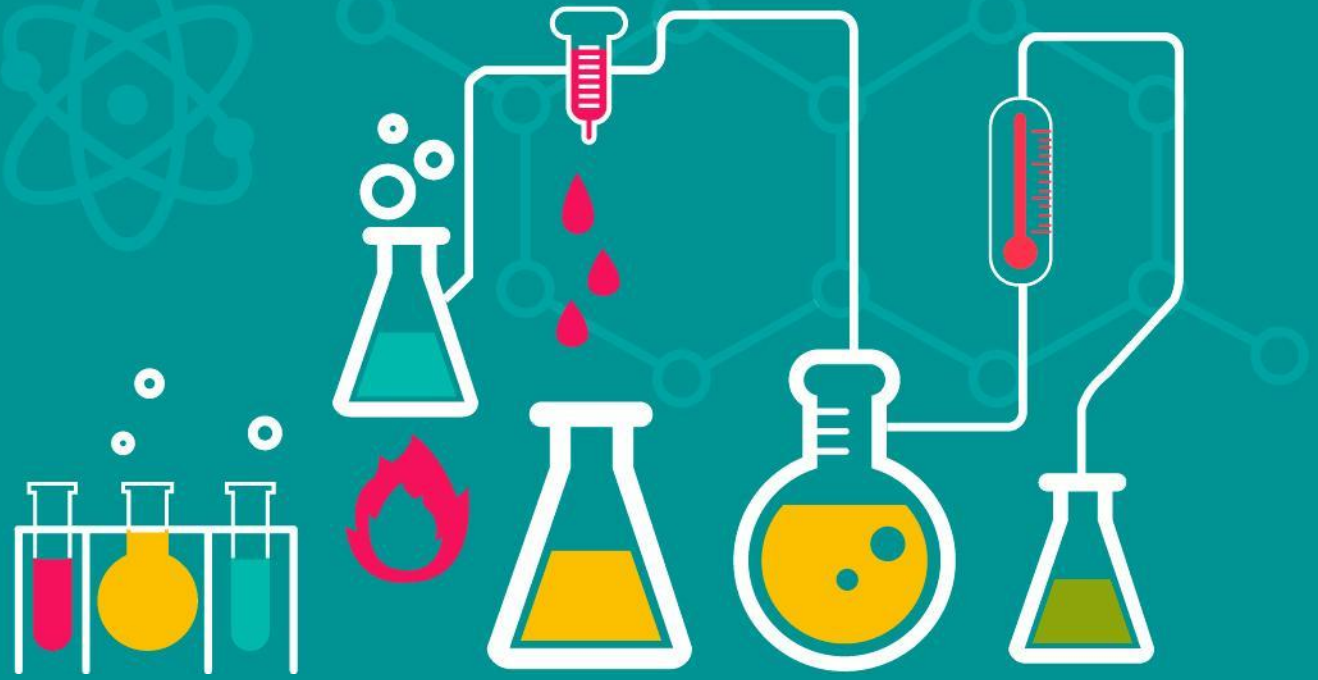
Свойства и применение серы

Выполнила
ученица 9 класса
Яушева Яна



Сера

Се́ра — 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°С темнеет, её вязкость повышается, и при 200 °С сера становится темно-коричневой и вязкой, как смола.

Свойство	Сера
Агрегатное состояние	твёрдое
Цвет	светло-жёлтый
Запах	отсутствует
Плотность	2,070 г/см3
Растворимость в воде	Нерастворимая
Теплопроводность	0,27 Вт/(мК)
Электропроводность	Не проводит
Температура плавления	386 К
Температура кипения	717,824 К

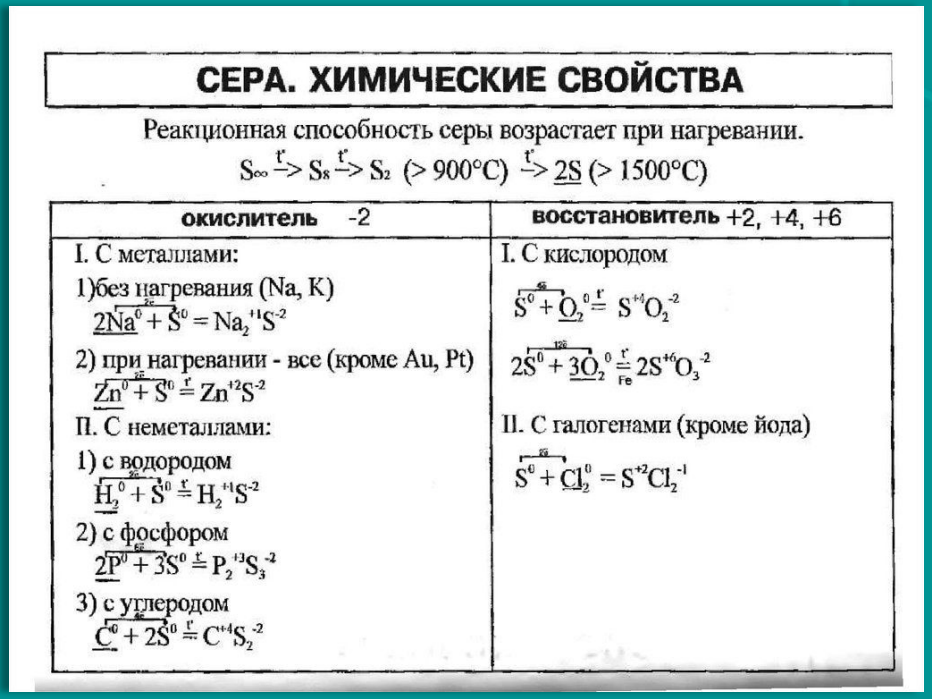
Химические свойства серы

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 SnCl2.



СЕРА. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Реакционная способность серы возрастает при нагревании.

$S_\infty \xrightarrow{t^\circ} S_8 \xrightarrow{t^\circ} S_2$ (> 900°C) $\xrightarrow{t^\circ} 2S$ (> 1500°C)

окислитель -2	**восстановитель** +2, +4, +6
I. С металлами:	I. С кислородом
1)без нагревания (Na, K) $2Na^0 + S^0 = Na_2^{+1}S^{-2}$	$S^0 + O_2^0 \xrightarrow{t^\circ} S^{+4}O_2^{-2}$
2) при нагревании - все (кроме Au, Pt) $Zn^0 + S^0 \xrightarrow{t^\circ} Zn^{+2}S^{-2}$	$2S^0 + 3O_2^0 \xrightarrow[Fe]{t^\circ} 2S^{+6}O_3^{-2}$
II. С неметаллами:	II. С галогенами (кроме йода)
1) с водородом $H_2^0 + S^0 \xrightarrow{t^\circ} H_2^{+1}S^{-2}$	$S^0 + Cl_2^0 = S^{+2}Cl_2^{-1}$
2) с фосфором $2P^0 + 3S^0 \xrightarrow{t^\circ} P_2^{+3}S_3^{-2}$	
3) с углеродом $C^0 + 2S^0 \xrightarrow{t^\circ} C^{+4}S_2^{-2}$	

ПОДГРУППА VIa. O, S, Se, Te

(халькогены — образующие руды [меди])

O, S, Se, Te

радиус атома

длина связи H–Э и сила кислот H_2O, H_2S, H_2Se, H_2Te

Сера — твердое кристаллическое вещество желтого цвета, $T_{пл}$ = 119°C, $T_{кип}$ = 445°C, циклич. молекулы S_8, пары: S_8, S_6, S_4, S_2 аллотропия (полиморфизм).

ромбическая ↔ моноклинная ↔ аморфная

В природе: самородная сера

сульфиды — пирит FeS_2, галенит PbS и др.

сульфаты — $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ (гипс) и др.

Получение

1. Очистка самородной серы
2. $2H_2S + O_2 = 2S + 2H_2O$ (недостаток O_2)
3. $2H_2S + SO_2 = 3S + 2H_2O$

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

1. как окислитель — $Fe + S = FeS$
2. как восстановитель — $S + O_2 = SO_2$ — горит (примесь SO_3)
3. диспропорционирование: $3S + 6KOH = K_2SO_3 + 2K_2S + 3H_2O$

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.

$$S + 3F_2 \rightarrow SF_6\uparrow$$

$$5S + 2P \xrightarrow{t^\circ} P_2S_5$$

$$Na_2S + S \rightarrow Na_2S_2$$

$$S + H_2 \xrightarrow{t^\circ} H_2S\uparrow$$

$$C + 2S \xrightarrow{t^\circ} CS_2$$

$$Si + 2S \xrightarrow{t^\circ} SiS_2$$

$$S + O_2 \rightarrow SO_2\uparrow$$

$$2S + Cl_2 \rightarrow S_2Cl_2$$

$$S + Cl_2 \rightarrow SCl_2$$

$$2Na + S \xrightarrow{t^\circ} Na_2S$$

$$Ca + S \xrightarrow{t^\circ} CaS$$

$$2Al + 3S \xrightarrow{t^\circ} Al_2S_3$$

$$Fe + S \xrightarrow{t^\circ} FeS$$

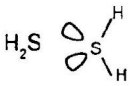
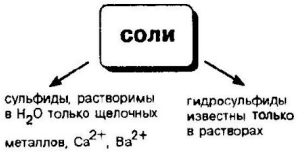
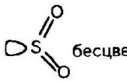
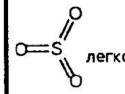
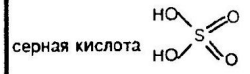
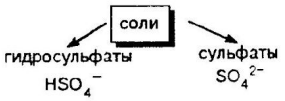
$$S + 6HNO_{3\,(конц.)} \xrightarrow{t^\circ} H_2SO_4 + 6NO_2\uparrow + 2H_2O$$

$$S + 2H_2SO_{4\,(конц.)} \xrightarrow{t^\circ} 3SO_2\uparrow + 2H_2O$$

$$3S + 6KOH_{(расплав)} \xrightarrow{t^\circ} K_2SO_3 + 2K_2S + 3H_2O$$

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
 H_2S бесцветный газ с запахом тухлых яиц, слабо растворим в H_2O **Получение**: $H_2 + S \overset{t°}{\rightleftarrows} H_2S$ $FeS + 2HCl = FeCl_2 + H_2S$ **Химические свойства**: Водный раствор H_2S — слабая кислота (слабее H_2SO_3)  гидролиз $S^{2-} + H_2O \rightleftarrows HS^- + OH^-$ качественная реакция: $Pb^{2+} + S^{2-} = PbS\downarrow$ черного цвета **восстановитель** обычно окисляется до S°, иногда до S(+4) и S(+6) в зависимости от силы и количества окислителя $2H_2S + O_2 = 2S + 2H_2O$ недостаток O_2 $2H_2S + 3O_2 = 2SO_2 + 2H_2O$ избыток O_2 с галогенами $H_2S + Br_2 = 2HBr + S$ $H_2S + 4Cl_2 + 4H_2O = H_2SO_4 + 8HCl$ с HNO_3 — зависит от концентрации $H_2S + 2HNO_3 = S + 2NO_2 + 2H_2O$ и даже со слабыми окислителями $H_2S + 2FeCl_3 = 2FeCl_2 + 2HCl + S$ $2H_2S + H_2SO_3 = 3H_2O + 3S$	В природе — вулканические газы  бесцветный газ с резким запахом **Получение**: 1. $S + O_2 = SO_2$ — горение серы 2. $4FeS_2 + 11O_2 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2$ — обжиг пирита в лаборатории $Na_2SO_3 + 2H_2SO_{4\,конц} = 2NaHSO_4 + SO_2 + H_2O$ $Cu + 2H_2SO_{4\,конц} \overset{t°}{=} CuSO_4 + SO_2 + H_2O$ **Химические свойства**: кислотный оксид $SO_2 + Ca(OH)_2 = CaSO_3 + H_2O$ $SO_2 + H_2O \rightleftarrows H_2SO_3$ — сернистая кислота средней силы SO_2 Na_2SO_3 } окислительно-восстановительная двойственность **восстановитель** с окислителями $SO_2 + Br_2 + 2H_2O = H_2SO_4 + 2HBr$ бромная вода, обесцвечивание $2Na_2SO_3 + O_2 = 2Na_2SO_4$ **окислитель** с восстановителями $SO_2 + 2H_2S = 3S + 2H_2O$ **диспропорционирование** $4K_2SO_3 = 3K_2SO_4 + K_2S$ (прокаливание) присоединение S: $Na_2SO_3 + S \rightarrow Na_2S_2O_3$ тиосульфаты (кипячение раствора с S)	 легко переходит в $(SO_3)_n$ $T_{пл} = 16,8°C$, $T_{кип} = 44.8°C$ **Получение**: а) В контактном аппарате, содержащем катализатор V_2O_5, 400–600°C $2SO_2 + O_2 \rightleftarrows 2SO_3 + Q$ б) 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  серная кислота сильная кислота (при диссоциации по 1-й ступени). Концентрированная — водоотнимающее свойства (обугливание): $C_{12}H_{22}O_{11} = 12C + 11H_2O$ сахар **окислительные свойства** за счет S(+6) $S + 2H_2SO_{4конц} = 3SO_2 + 2H_2O$ $C + 2H_2SO_{4конц} = CO_2 + 2SO_2 + 2H_2O$ с металлами, стоящими после H_2, при t° $Cu + 2H_2SO_4 = CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$ с активными — смесь $Zn + H_2SO_4 \rightarrow SO_2, S, H_2S + ZnSO_4$ На холоду: пассивирует Fe, Al, Cr Разбавленная — как обычная кислота, окислитель — H^+  Качественная реакция: $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4$ белый осадок не растворимый в кислотах

Himege.ru

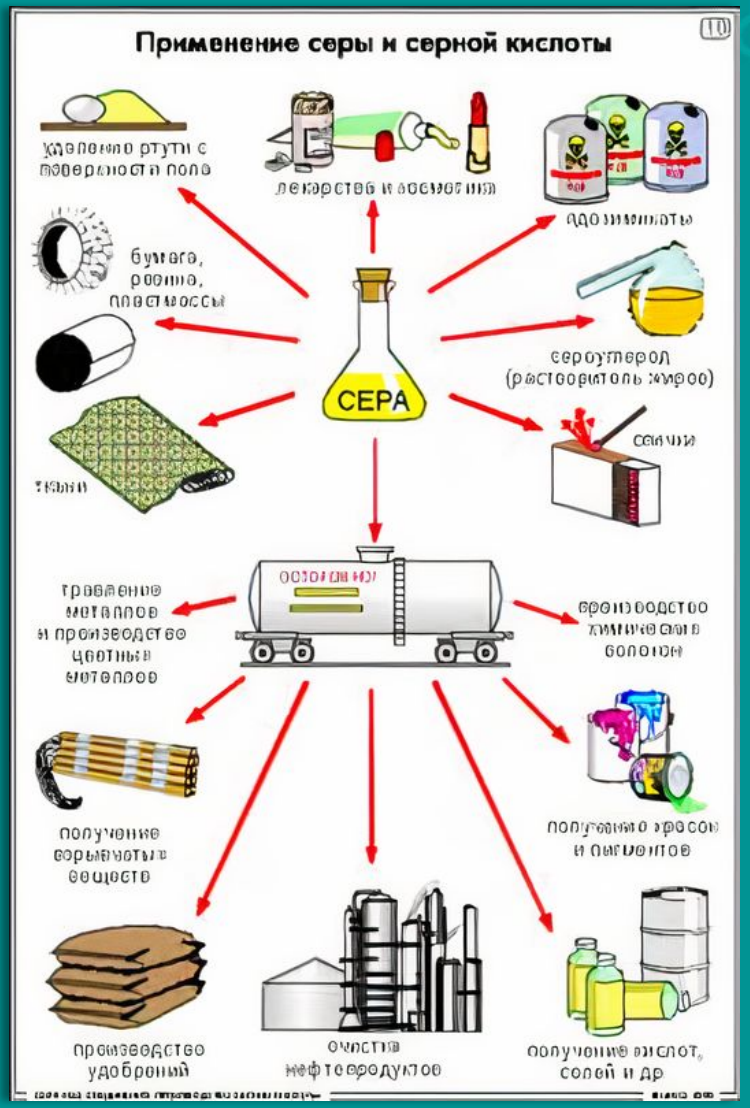
С концентрированными кислотами-окислителями (HNO_3, H_2SO_4) сера реагирует только при длительном нагревании.

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.