

Сера. Сера в природе.
Применение серы.
Сероводород и сульфиды

В подгруппу кислорода входят пять элементов: кислород, сера, селен, теллур и полоний (полоний – радиоактивный элемент). Это р-элементы VI группы периодической системы Д.И. Менделеева. Они имеют групповое название – халькогены, что означает «образующие руды».

5 B Boron 10.811 +3	6 C Carbon 12.011 +4	7 N Nitrogen 14.007 -3, +3, +5	8 O Oxygen 15.999 -2	9 F Fluorine 18.998 -1	10 Ne Neon 20.180 0
12 Zn Zinc 65.39 +2	13 Al Aluminium 26.982 +3	14 Si Silicon 28.086 -4, +4	15 P Phosphorus 30.974 -3, +3, +5	16 S Sulfur 32.065 -2, +4, +6	17 Cl Chlorine 35.453 -1, +1, +3, +5, +7
48 Cd Cadmium 112.415 +2	49 In Indium 114.818 +3	50 Sn Tin 118.710 +2, +4	51 Sb Antimony 121.760 -3, +3, +5	52 Te Tellurium 127.60 -2, +4	53 I Iodine 126.905 -1, +1, +3, +5, +7
					54 Xe Xenon 131.29 0

Все халькогены в соединениях с водородом и металлами проявляют степень окисления -2 , а в соединениях с кислородом и другими активными неметаллами – обычно $+4$ и $+6$. В соединениях с фтором $+2$.



Сера в самородном состоянии, а также в виде сернистых соединений известна с древнейших времен. Она упоминается в Библии, поэмах Гомера и других. Сера входила в состав "священных" курений при религиозных обрядах; считалось, что запах горящей Серы отгоняет злых духов. Сера давно стала необходимым компонентом зажигательных смесей для военных целей, например "греческого огня" (10 в. н. э.). Около 8 века в Китае стали использовать Серу в пиротехнических целях. Издавна Серой и ее соединениями лечили кожные заболевания. В период арабской алхимии возникла гипотеза, согласно которой Сера (начало горючести) и ртуть (начало металличности) считали составными частями всех металлов. Элементарную природу Серы установил А. Л. Лавуазье и включил ее в список неметаллических простых тел (1789). В 1822 году Э. Мичерлих обнаружил аллотропию Серы.

Нахождение серы в природе

Сера широко распространена в природе. Она составляет 0,05% массы земной коры. В свободном состоянии (самородная сера) в больших количествах встречается в Италии (остров Сицилия) и США. Месторождения самородной серы имеются в Куйбышевской области (Поволжье), в государствах Средней Азии, в Крыму и других районах.

Сера часто встречается в виде соединений с другими элементами. Важнейшими ее природными соединениями являются сульфиды металлов:

- FeS_2 – железный колчедан, или пирит;
- HgS – киноварь и др.,

а также соли серной кислоты (кристаллогидраты):

- $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – гипс,
- $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – глауберова соль,
- $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – горькая соль и др.

Физические свойства серы

Сера образует несколько аллотропных модификаций.

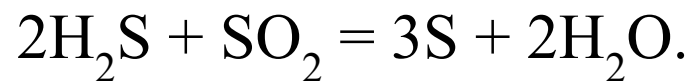
Устойчивая при комнатной температуре ромбическая сера представляет собой желтый порошок, плохо растворимый в воде, но хорошо растворимый в сероуглероде, анилине и некоторых других растворителях. Плохо проводит теплоту и электричество. Ромбическая сера состоит из циклических молекул S_8 , имеющих форму короны. При 1130C° она плавится, превращаясь в желтую легкоподвижную жидкость.

При дальнейшем нагревании расплав загустевает, так как в нем образуются длинные полимерные цепочки. А если нагреть серу до $444,60\text{C}$, она закипает. Выливая кипящую серу тонкой струйкой в холодную воду, можно получить пластическую серу – резиноподобную модификацию, состоящую из полимерных цепочек. При медленном охлаждении расплава образуются темно-желтые игольчатые кристаллы моноклинной серы. ($t_{\text{пл}} = 1190\text{C}$). Подобно ромбической сере, эта модификация состоит из молекул S_8 . При комнатной температуре пластическая и моноклинная сера неустойчивы и самопроизвольно превращаются в порошок ромбической серы.

Химические свойства серы

Получение Серы: из серы самородной, а также окислением сернистого водорода и восстановлением сернистого ангидрида.

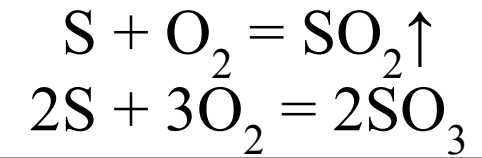
- В основе получения Серы из SO_2 лежит реакция восстановления его углем или природными углеводородными газами. Иногда это производство сочетается с переработкой пиритных руд.
- Источник сернистого водорода для производства Серы - коксовые, природные газы.



Химические свойства серы

- Сера химически активна и особенно легко при нагревании соединяется почти со всеми элементами, за исключением N_2 , I_2 , Au, Pt и инертных газов.
- На холоду S энергично соединяется с F_2 , при нагревании реагирует с Cl_2 ; с бромом.
- При нагревании (150-200 °C) наступает обратимая реакция с H_2 с получением сернистого водорода.
- При нагревании Сера взаимодействует с металлами (с металлами IA, IIA группы реагирует без нагревания) образуя соответствующие сернистые соединения (сульфиды).
- Демеркуризация: $S + Hg = HgS \downarrow$
- При температуре 800-900 °C пары Серы реагируют с углеродом, образуя сероуглерод CS_2 .

Сера легко образует соединения со многими элементами. При сгорании ее на воздухе или в кислороде образуется оксид серы (IV) SO_2 и частично оксид серы (VI) SO_3 :



Сернистый газ SO_2 – бесцветный газ с удушливым резким запахом. Яд! При растворении его в воде (при 0°C 1 объем воды растворяет более 70 объемов SO_2) образуется сернистая кислота H_2SO_3 , которая известна только в растворах.

Серный ангидрид SO_3 при комнатной температуре представляет собой бесцветную легко летучую жидкость ($t_{\text{кип}} = 44,80^\circ\text{C}$, $t_{\text{пл}} = 16,80^\circ\text{C}$), которая со временем переходит в асбестовидную модификацию, состоящую из блестящих шелковистых кристаллов. Волокна серного ангидрида устойчивы лишь в запаянном сосуде. Поглощая влагу воздуха, они превращаются в густую бесцветную жидкость – олеум (от лат. oleum – «масло»). С водой SO_3 взаимодействует очень энергично: при этом выделяется так много теплоты, что образующиеся мельчайшие капельки серной кислоты создают туман. Работать с этим веществом нужно крайне осторожно!

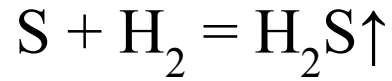
Сероводород и сульфиды

Сероводород H_2S - бесцветный газ с запахом тухлых яиц. Он хорошо растворим в воде (при $20\text{ }^\circ\text{C}$ в 1 объеме воды растворяется 2,5 объема сероводорода). Раствор сероводорода в воде называется сероводородной водой или сероводородной кислотой (она обнаруживает свойства слабой кислоты).

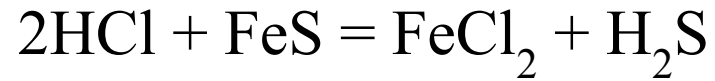
Сероводород - очень ядовитый газ, поражающий нервную систему. Поэтому работать с ним надо в вытяжных шкафах или с герметически закрывающимися приборами. Допустимое содержание H_2S в производственных помещениях составляет 0,01 мг в 1 л воздуха.

Сероводород встречается в природе в вулканических газах и в водах некоторых минеральных источников, например Пятигорска; Мацесты. Он образуется при гниении серосодержащих органических веществ различных растительных и животных остатков. Этим объясняется характерный неприятный запах сточных вод, выгребных ям и свалок мусора.

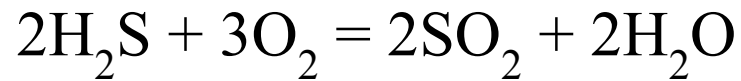
Сероводород может быть получен непосредственным соединением серы с водородом при нагревании:



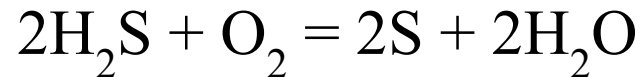
Но обычно его получают действием разбавленной соляной или серной кислоты на сульфид железа (II):



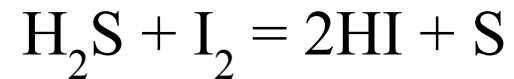
Газообразный H_2S горит на воздухе голубым пламенем с образованием оксида серы (IV) и воды:



При недостатке кислорода образуются сера и вода:



Энергично реагирует сероводород с растворами галогенов:



Происходит выделение серы и обесцвечивание раствора йода.

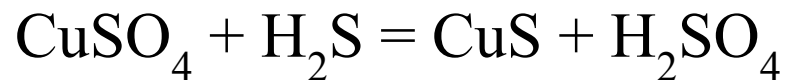
Сероводородная кислота как двухосновная образует два ряда солей

- средние (сульфиды)
- кислые (гидросульфиды).

Например, Na_2S - сульфид натрия, NaHS - гидросульфид натрия.

Гидросульфиды почти все хорошо растворимы в воде.

Сульфиды щелочных и щелочно-земельных металлов также растворимы в воде, а остальных металлов практически нерастворимы или мало растворимы; некоторые из них не растворяются и в разбавленных кислотах. Поэтому такие сульфиды можно легко получить, пропуская сероводород через соли соответствующего металла, например:



Некоторые сульфиды имеют характерную окраску: CuS и PbS - черную, CdS - желтую, ZnS - белую, MnS - розовую, SnS - коричневую, Sb_2S_3 — оранжевую и т. д. На различной растворимости сульфидов и различной окраске многих из них основан качественный анализ катионов.