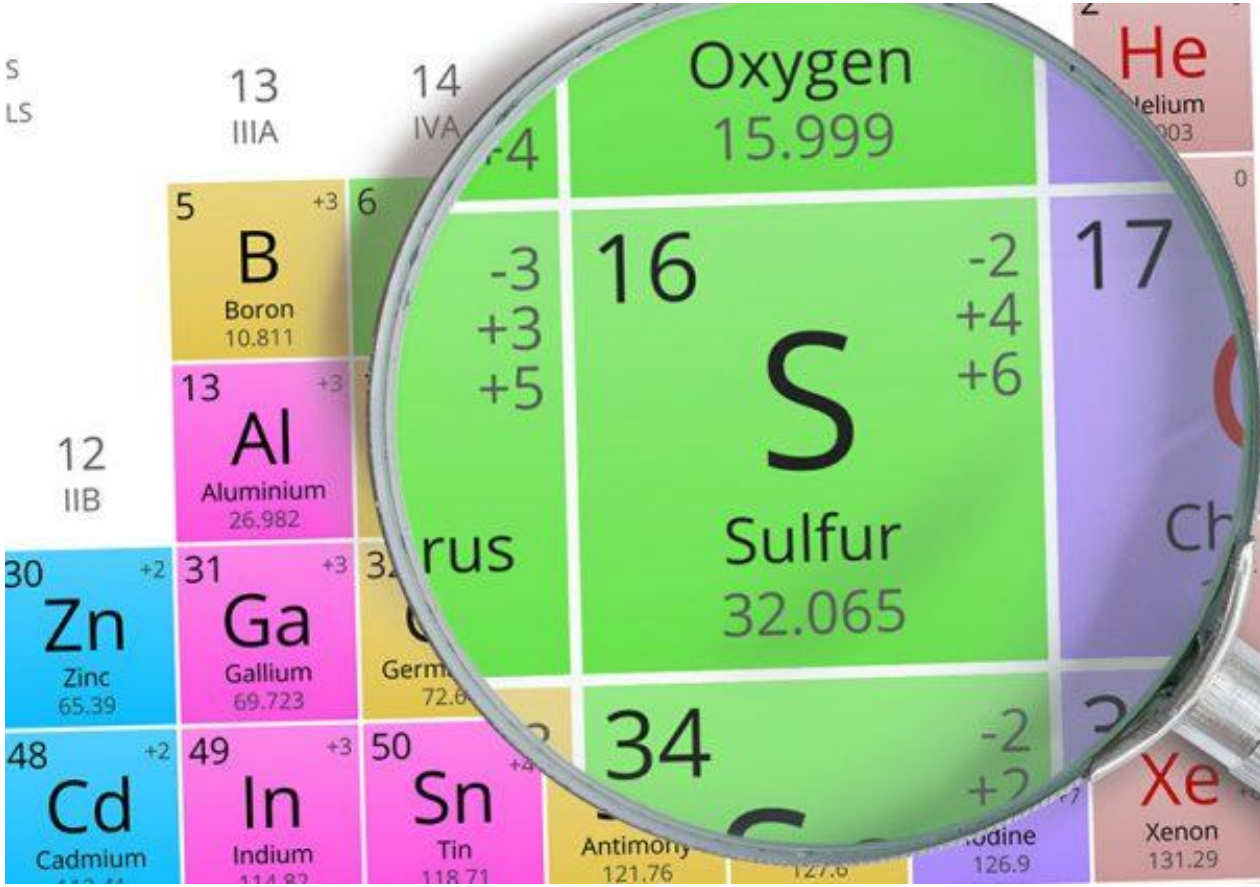
Сера. Сера в природе. Применение серы. Сероводород и сульфиды

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



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):

- $CaSO_4 * 2H_2O$ – гипс,
- $Na_2SO_4 *10H_2O$ – глауберова соль,
- $MgSO_4 * 7H_2O$ – 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 1130С^{o} 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 444,60С, 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 кристаллымоноклинной серы. ($t_{пл}$=1190С). Подобно ромбической сере, эта модификация состоит из молекул S. 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.

$$2H_2S + SO_2 = 3S + 2H_2O.$$

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 H2 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:

$$S + O_2 = SO_2\uparrow$$
$$2S + 3O_2 = 2SO_3$$

Сернистый газ SO_2 – бесцветный газ с удушливым резким запахом. Яд!
При растворении его в воде (при 0^0C 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 ($t_{кип}$=44,80C,$t_{пл}$=16,80C), 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 °С 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:

$$S + H_2 = H_2S\uparrow$$

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

$$2HCl + FeS = FeCl_2 + H_2S$$

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

$$2H_2S + 3O_2 = 2SO_2 + 2H_2O$$

При недостатке кислорода образуются сера и вода:

$$2H_2S + O_2 = 2S + 2H_2O$$

Энергично реагирует сероводород с растворами галогенов:

$$H_2S + I_2 = 2HI + S$$

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:

$$CuSO_4 + H_2S = CuS + H_2SO_4$$

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.