Сера и её соединения

Общая характеристика Общая характеристика VI-Общая характеристика VI-а подгруппы

Сера

Сероводород и сульфиды

Оксиды серы

Оксид серы (Оксид серы (IV)

Оксид серы (Оксид серы (VI)

Сернистая кислота

Серная кислота

Общая характеристика VI-а подгруппы

В VIA группе находятся кислород, сера, селен, теллур и полоний.
Эти элементы называют халькгенами. Кислород в большинстве случаев имеет степень окисления (-II), но в некоторых соединениях он проявляет степени окисления (- I) и (+II). Халькогенам свойственно явление аллотропии -существовании химических элементов в виде двух или более простых веществ (аллотропных модификаций).

1	1 H	IIA											IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	—— VII ——			IB	IB	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	57 *La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	89 +Ac	104 Ku	105 Nb	106	107											

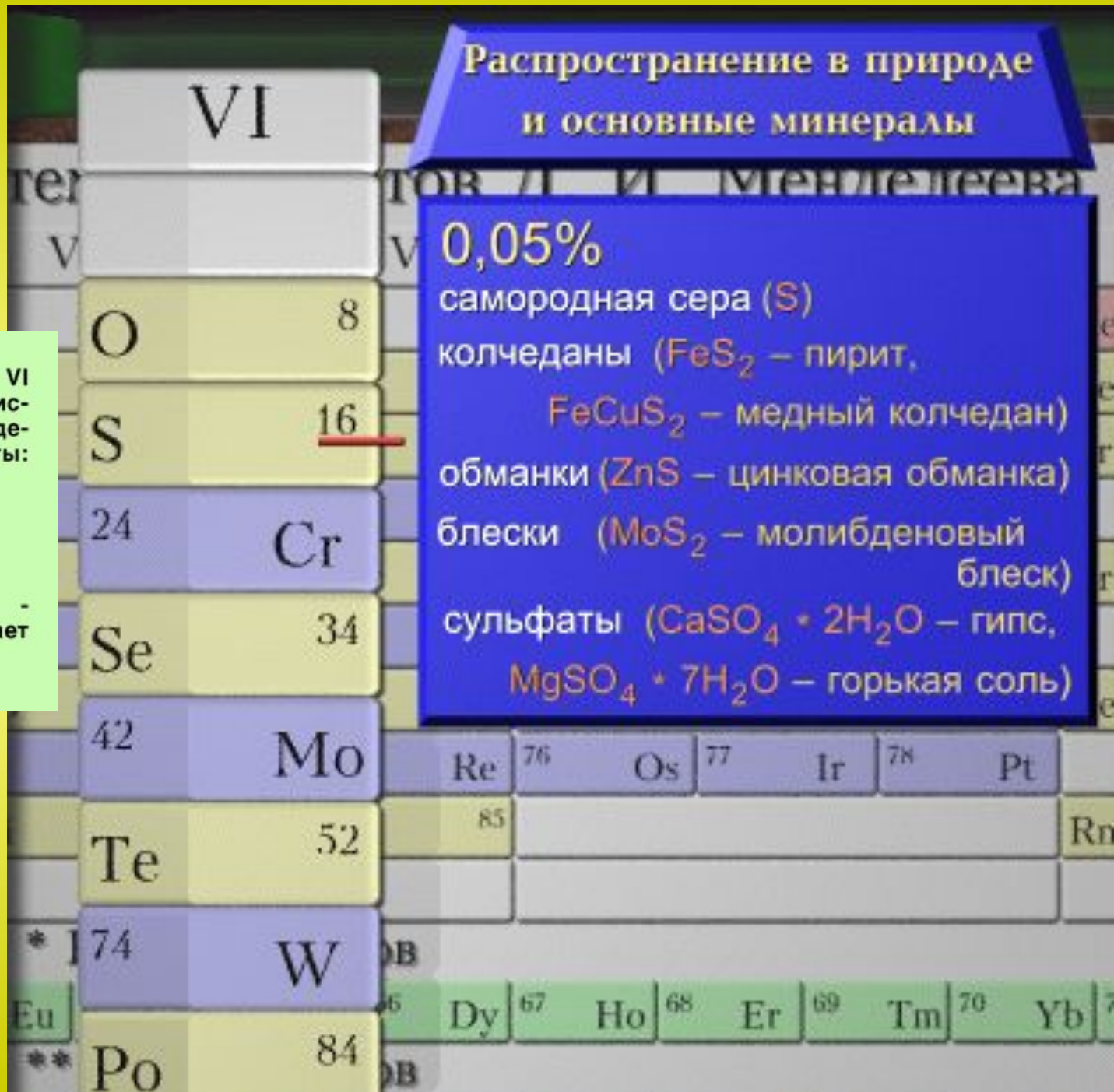
халькогены

положение халькогенов в периодической системе

В главную подгруппу VI группы Периодической системы элементов Д.И.Менделеева входят элементы:

- кислород $_{8}O$,
- сера $_{16}S$,
- селен $_{34}Se$,
- теллур $_{52}Te$ и
- полоний $_{84}Po$.

Их групповое название - халькогены, что означает "рудообразующие".

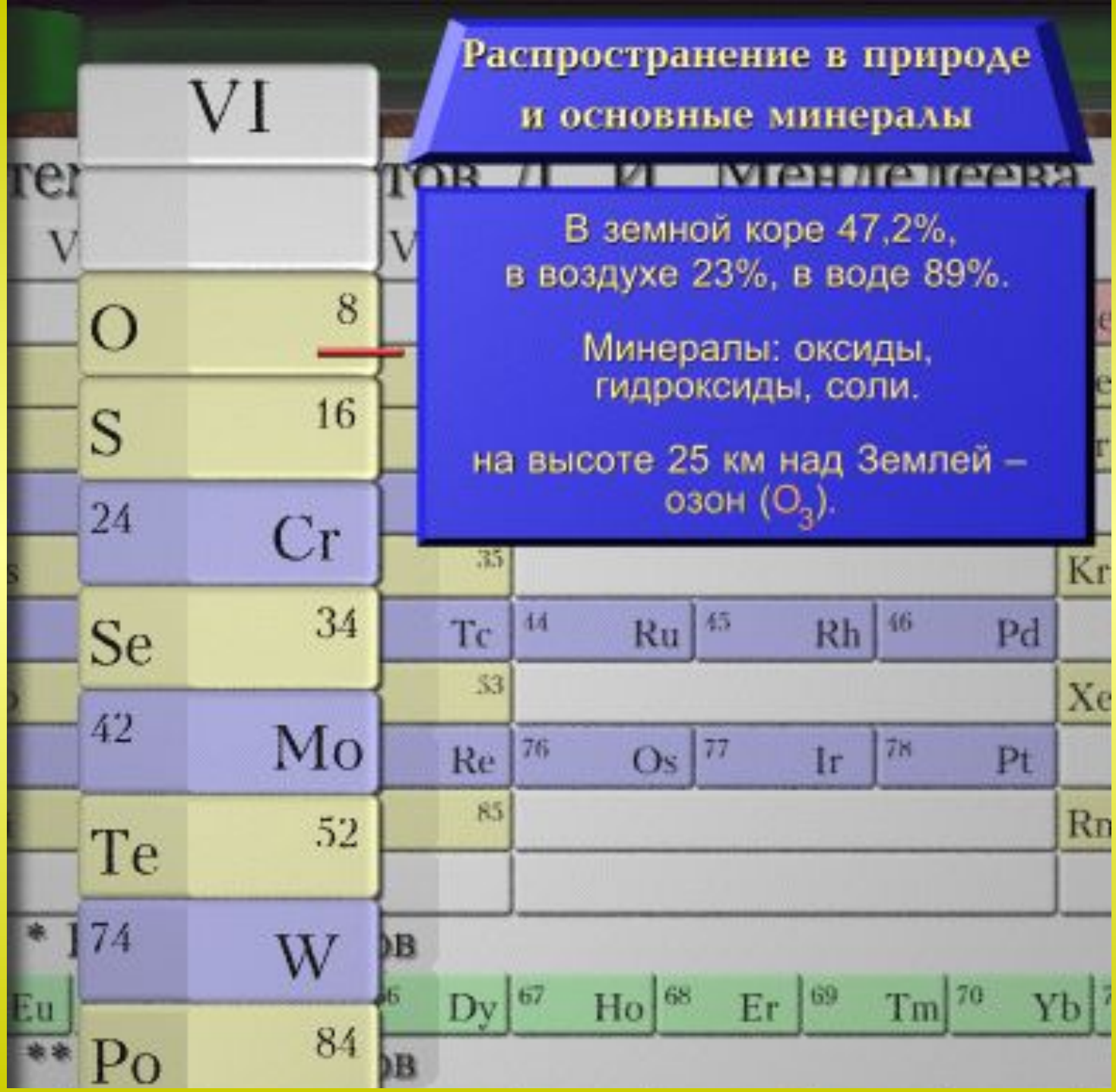


Распространение в природе и основные минералы

В земной коре 47,2%,
в воздухе 23%, в воде 89%.

Минералы: оксиды, гидроксиды, соли.

на высоте 25 км над Землей – озон (O_3).



Распространение в природе и основные минералы

VI	
O	8
S	16
24 Cr	
Se	34
42 Mo	
Te	52
74 W	
Po	84

$6*10^{-5}$%. Собственных минералов не имеет (как примесь в самородной сере и ее рудах)

$1*10^{-6}$%. Собственных минералов не имеет (как примесь в самородной сере и ее рудах)

Очень редкий радиоактивный элемент

Происхождение названия

VI	
O	8
S	16
24 Cr	
Se	34
42 Mo	
Te	52
74 W	
Po	84

от греч. (oxy genes) – образующий кислоты

от лат. (suiphurum)

от греч. (selene) – луна

от лат. (tellus) – земля

назван в честь Польши

Открытие элемента
VI
O 8
S 16
24 Cr
Se 34
42 Mo
Te 52
74 W
Po 84
Открыт в 1774г. Дж. Пристли и независимо К. Шееле
Известна с древности
Открыт в 1817г. Й. Берцелиусом
Открыт в 1783г. бароном Ференцем Иожефом Мюллером фон Рейхенштейном
Открыт в 1898г. Марией Кюри

Оксиды со степенью окисления +6

SO_3 – кислотный оксид. Бесцветная летучая жидкость. $t_{(пл.)} = 16,8^{o}C$.

SeO_3 – кислотный оксид. Твердое белое вещество. $t_{(пл.)} = 121^{o}C$.

TeO_3 – кислотный оксид. Твердое желтое вещество. $t_{(разл.)} = 400^{o}C$.

PoO_3 – очень неустойчив.

Оксиды со степенью окисления +4

SO_2 – кислотный оксид. Бесцветный газ с резким запахом. $t_{(пл.)} = -75^{o}C$.

SeO_2 – кислотный оксид. Твердое белое вещество. Возгоняется при $337^{o}C$.

TeO_2 – амфотерный оксид. Твердое белое вещество. $t_{(пл.)} = 773^{o}C$.

PoO_2 – амфотерный оксид. Желтое кристаллическое вещество. $t_{(разл.)} = 500^{o}C$.

Гидроксиды со степенью окисления +4

VI

O 8

S 16

24 Cr

Se 34

42 Mo

Te 52

74 W

Po 84

H_2SO_3 – сернистая кислота. Существует только в разбавленных растворах.

H_2SeO_3 – селенистая кислота. Твердое белое вещество.

H_2TeO_3 – теллуристая кислота. Твердое белое вещество.

Гидроксиды со степенью окисления +6

VI

O 8

S 16

24 Cr

Se 34

42 Mo

Te 52

74 W

Po 84

H_2SO_4 – серная кислота. Бесцветная маслянистая жидкость. $t_{(пл.)} = 10^oC$.

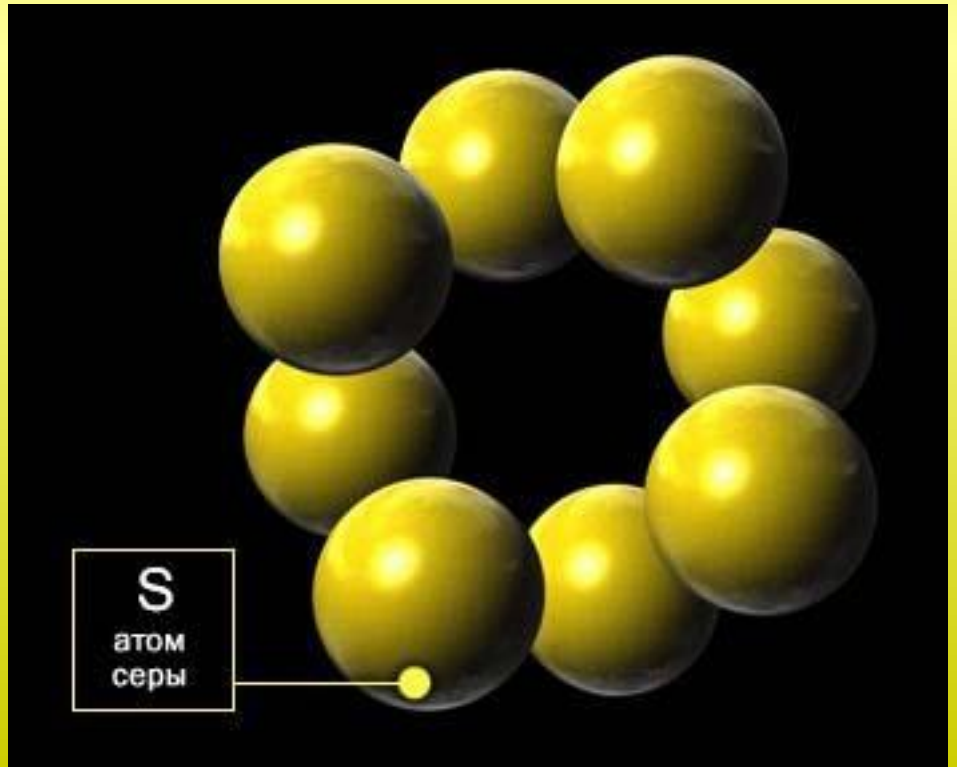
H_2SeO_4 – селеновая кислота. Белое кристаллическое вещество. $t_{(пл.)} = 64^oC$.

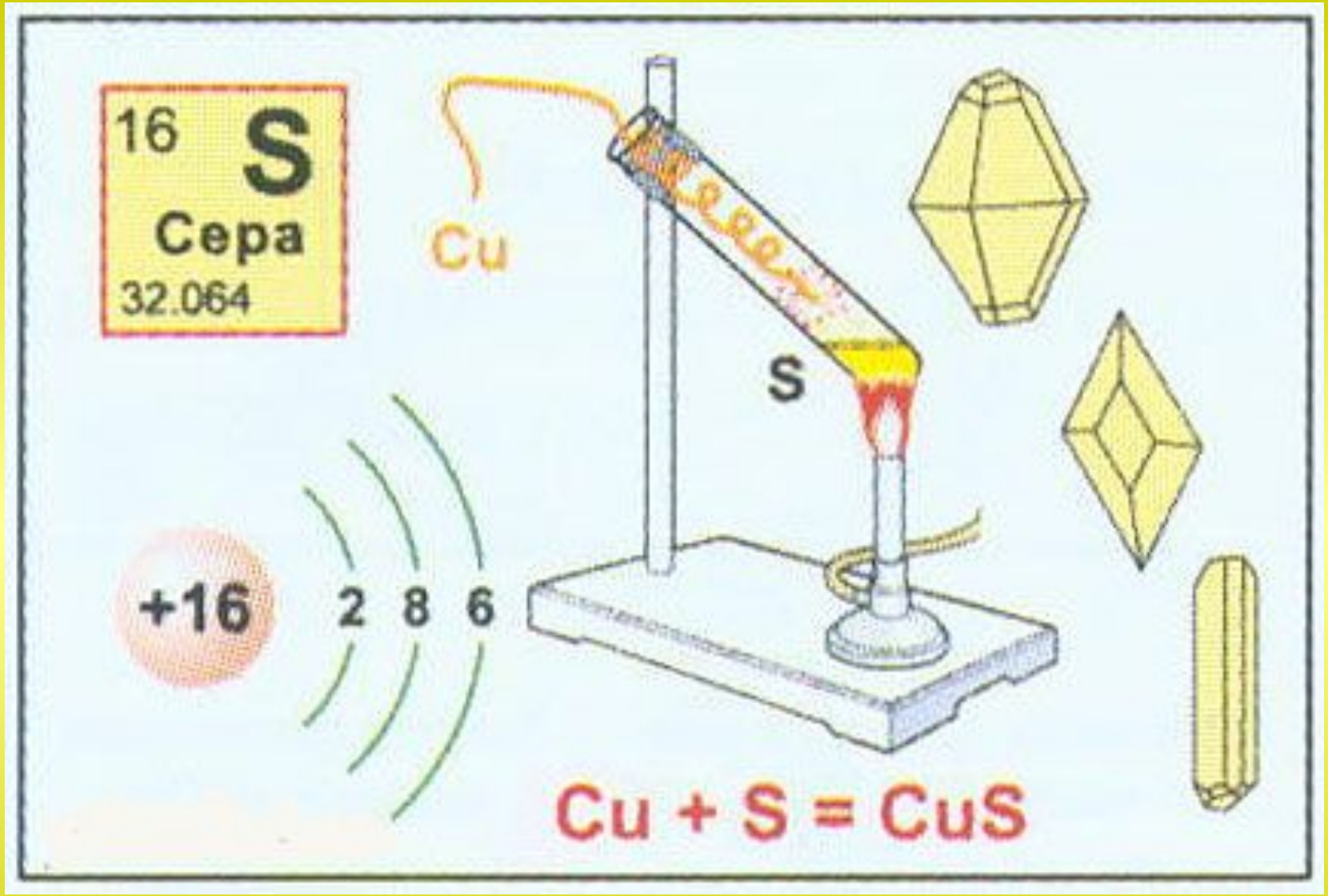
H_6TeO_6 – теллуровая кислота. Белое кристаллическое вещество. $t_{(пл.)} = 136^oC$.

Сера

Сера известна с давних времен. В природе встречается в свободном и связанном виде. Общее содержание серы по массе в земной коре составляет около 0,1% или 0,7% массы планеты. Главная масса серы в виде сульфидов металлов находится в мантии Земли на глубине 1100-1400 км.

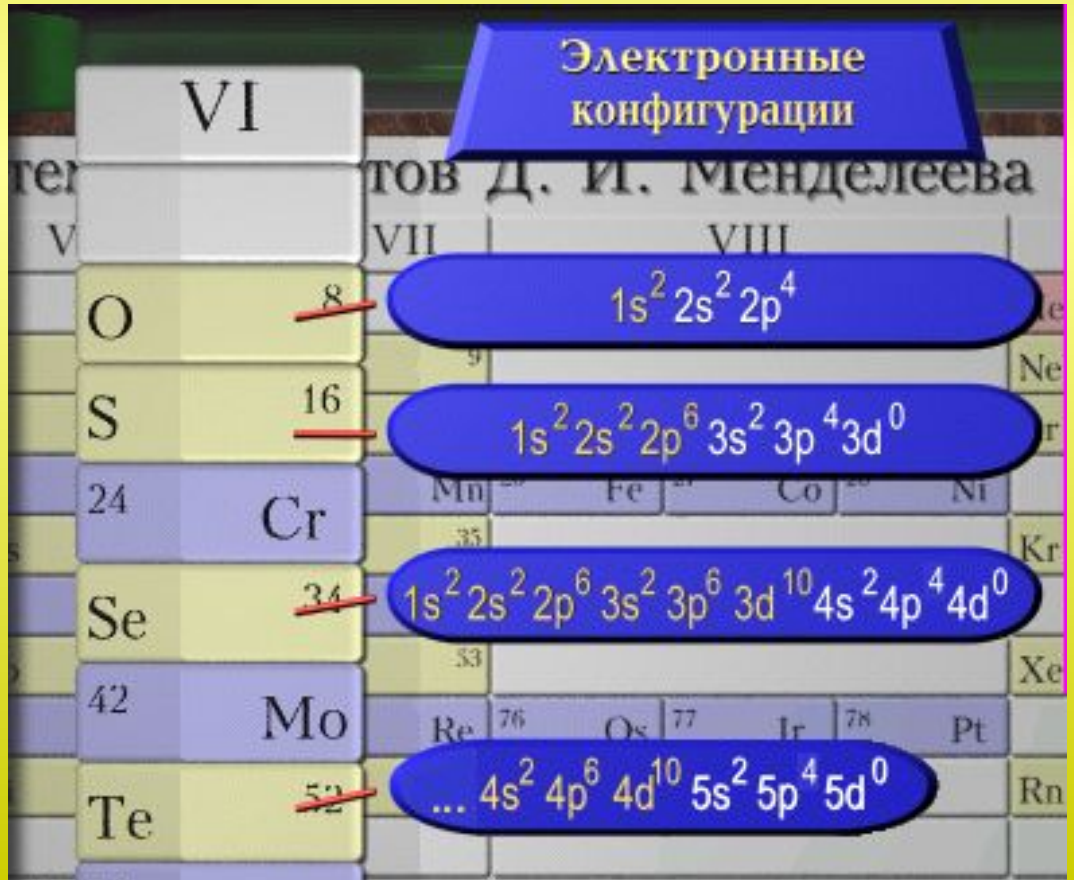
Известно несколько аллотропных модификаций серы. До температуры 150°С молекула серы имеет циклическую форму. Это кольцо из 8 атомов, соединенных в виде короны. В обычных условиях это кристаллы так называемой ромбической модификации. При повышении температуры до 100°С она превращается в моноклинную. Расплавленная сера при 187°С становится очень вязкой, кольца S_8 разрываются и происходит полимеризация в виде спиральных молекул с длиной цепи до 10 000 атомов. При дальнейшем нагревании эти молекулы разрываются и вязкость уменьшается. Охлаждая такой расплав атомы серы образуют пластическую серу, которая через некоторое время переходит в кристаллическую ромбическую модификацию.




16
S
Cepa
32.064
Cu
S
+16
2 8 6
Cu + S = CuS

В воде сера не растворяется (всплывает), растворима в органических растворителях. Диэлектрик.

Элементы подгруппы кислорода в значительной мере отличаются от кислорода, прежде всего в способности проявлять положительные степени окисления. На внешнем электронном слое у атома серы шесть электронов. Формула электронной конфигурации $3s^2 3p^4$. Взаимодействуя с менее электроотрицательными элементами сера может принимать 2 электрона, проявляя степень окисления –2. Также сера способна отдавать электроны, проявляя степень окисления от +2 до +6, причем только в соединениях с кислородом и некоторыми галогенами.

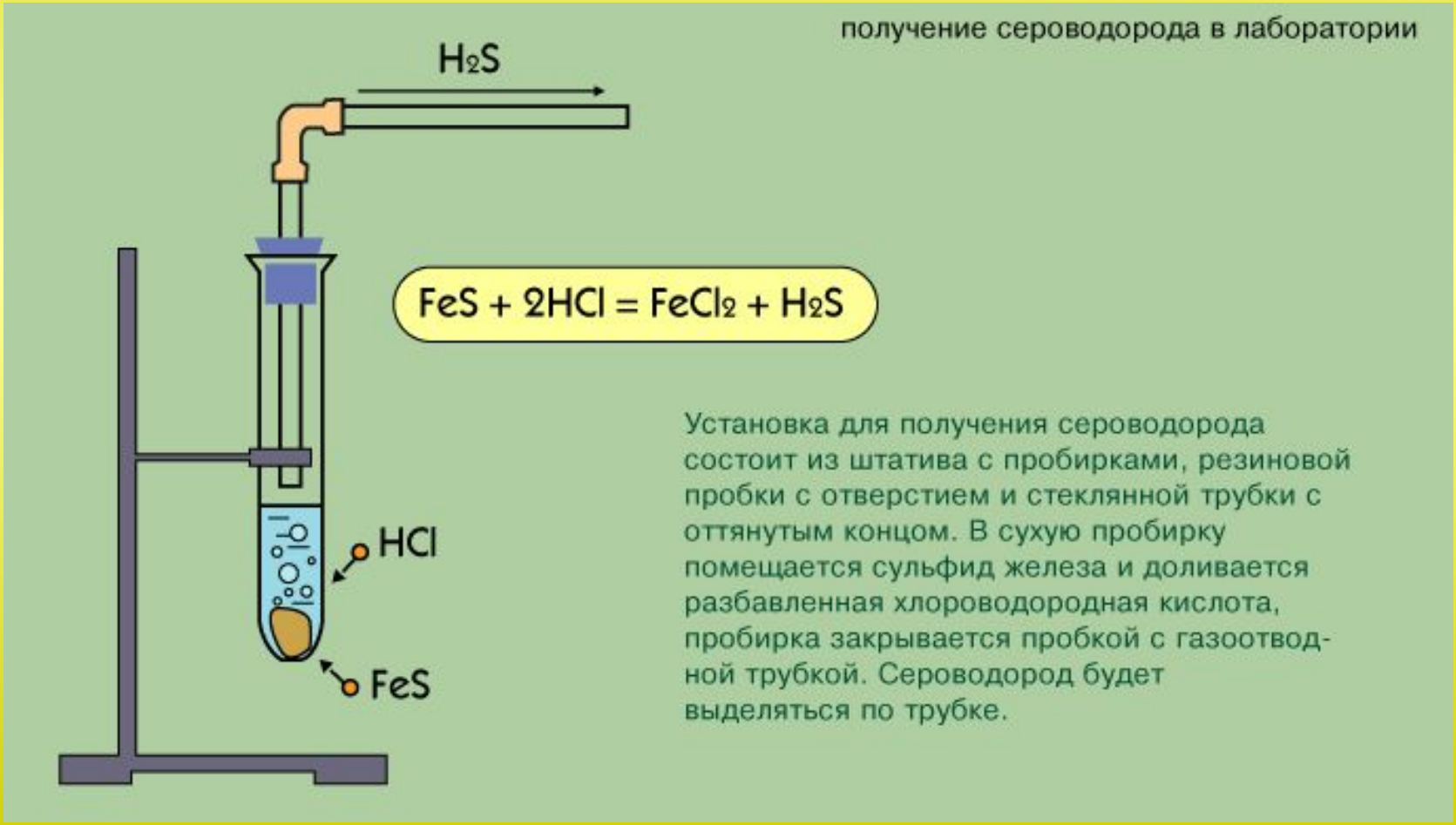


Химические свойства

Сера – активный неметалл. Среди металлов только золото, платина и рутений не взаимодействуют с серой.

В реакциях с металлами, водородом и некоторыми другими неметаллами сера является окислителем, а с кислородом и галогенами реагирует как восста-новитель.

При нагревании сера реагирует с водородом, образуя сероводород:
$S + H_2 = H_2S$



Сера взаимодействует со многими металлами, образуя сульфиды:

$S + Fe = FeS$

$2Al + 3S = Al_2S_3$

$Hg + S = HgS$ (при н.у. медленно)

$2Na + S = Na_2S$ (выше 130°C)

$Ca + S = CaS$ (150°C)

$2Al + 3S = Al_2S_3$ (150-200°C)

$Fe + S = FeS$ (600-950°C)

$Na_2S + HOH = NaOH + NaHS$

$Al_2S_3 + 6HOH \rightarrow 3H_2S + 2Al(OH)_3$

Из металлов сера наиболее легко реагирует с ртутью, что используется для обезвреживания мест, загрязнённых ею (демеркуризация). При нагревании, может взаимодействовать с достаточно большим количеством металлов, образуя сульфиды.

Из неметаллов только азот и йод не соединяются с серой. Сжигание серы в струе кислорода приводит к образованию сернистого газа или сернистого ангидрида SO_2:

$$S + O_2 = SO_2$$

Элементарная сера может также проявлять восстановительные свойства:

$$S + 2HNO_3 = H_2SO_4 + 2NO$$

$$S + O_2 = SO_2 \quad (280\text{-}360°C)$$

$$S + 3F_2 = SF_6 \quad (\text{комн.})$$

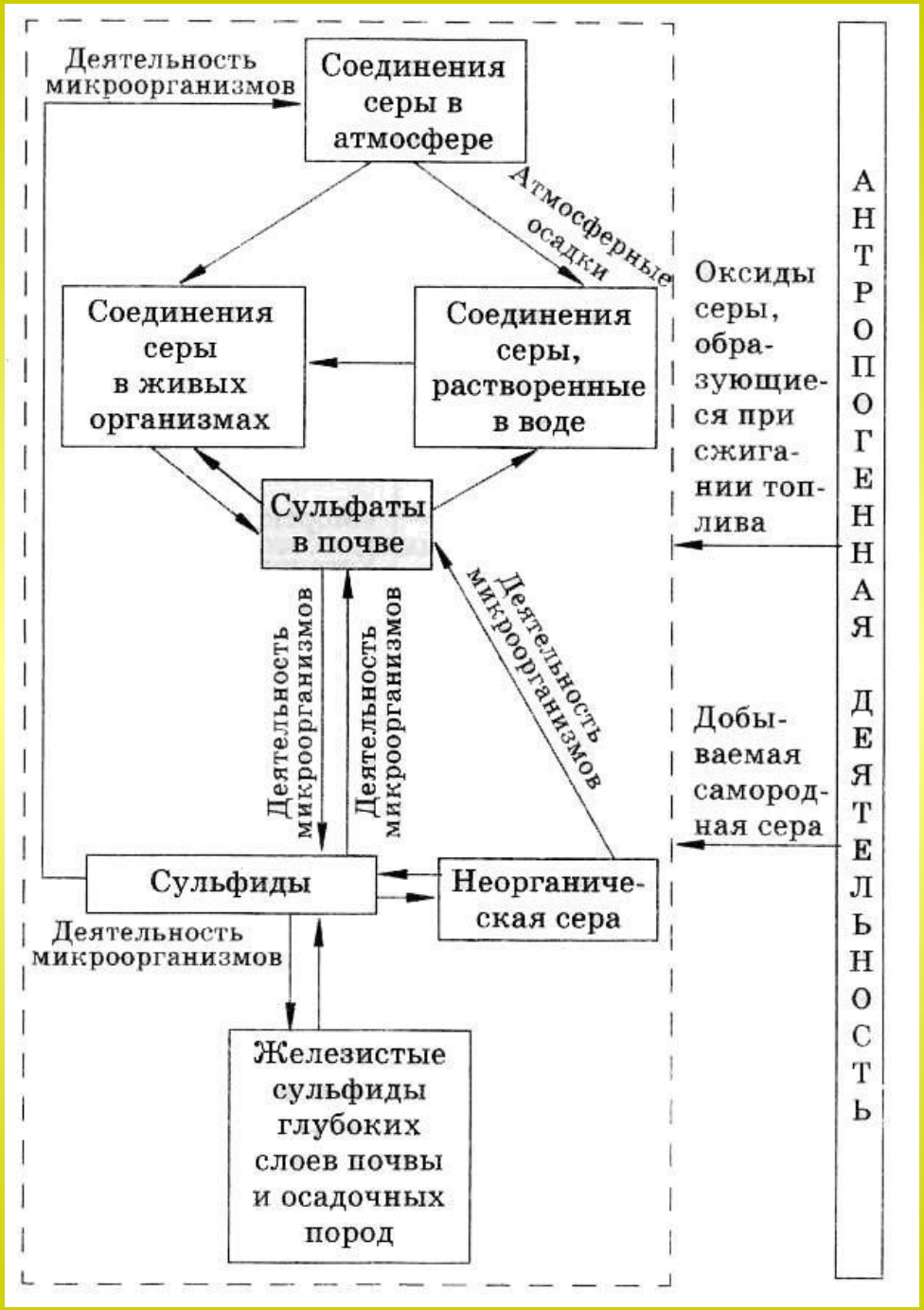
$$2S + Cl_2 \rightarrow S_2Cl_2 + Cl_2 \rightarrow 2SCl_2 \quad (\text{до } 20°C)$$

$$S + H_2 \rightleftarrows H_2S \quad (150\text{-}200°C)$$

$$xS + 4P = P_4S_x \quad (x=3,5,7,10)$$

$$C + 2S = CS_2 \quad (700\text{-}800°C)$$

Круговорот серы



Сера используется при вулканизации каучука, приготовления черного пороха, спичек, ядохимикатов, для получения серной кислоты.

Сероводород и сульфиды

Сероводород содержится в серных минеральных источниках, вулканическом и природном газе. Чёрное море является природным аккумулятором растворённого в воде сероводорода (на глубинах свыше 250 м наблюдается резкое увеличение концентрации H_2S вследствии деятельности сульфатредуцирующих бактерий). Большие количества сероводорода образуются при гниении белковых веществ.

В обычных условиях сероводород - бесцветный газ, с характерным неприятным запахом, ограниченно растворимый в воде. Водный раствор его называют сероводородной кислотой. Сероводород очень ядовит. Он вызывает отравление организма человека, если объемная доля его в воздухе превышает 0,0005%. Противоядием при отравлении служат окислители (например: хлор Cl_2).

$$H_2S + Cl_2 = S + 2HCl$$

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

Так как атом серы в сероводороде находится в низшей степени окисления, он проявляет достаточно сильные восстановительные свойства и легко окисляется при действии даже самых слабых окислителей. При повышении температуры разлагается.

$$H_2S \rightleftarrows H_2 + S$$

Сероводород горит голубым пламенем и при полном сгорании образует оксид серы (IV). При внесении в пламя холодных предметов, они покрываются жёлтым налётом серы из-за неполного сгорания.

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

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

Обладая сильными восстановительными свойствами, сероводород способен вступать в реакции даже с самыми слабыми окислителями.

$$H_2S + ZnO = ZnS + H_2O$$

Взаимодействует с солями, если при этом выделяется газ или выпадает осадок.

$$CuSO_4 + H_2S = CuS + H_2SO_4$$

$$Na_2CO_3 + H_2S = Na_2S + CO_2 + H_2O$$

$$Pb(NO_3)_2 + Na_2S = PbS\downarrow + 2NaNO_3$$

Получение

Сероводород можно получить и пропусканием водорода над расплавленной серой.

$$H_2 + S = H_2S$$

Для получения сероводорода в лабораторных условиях используют реакцию сульфидов с соляной кислотой или гидролиз сульфида алюминия водой. В промышленности сероводород выделяют из газов содержащих H_2S.

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

$$Al_2S_3 + 6H_2O = 2Al(OH)_3 + 3H_2S$$

Сероводородная кислота

При растворении сероводорода в воде происходит ступенчатая диссоциация с протеканием процесса преимущественно по первой ступени.

$$H_2S \leftrightarrows H^+ + HS^-$$

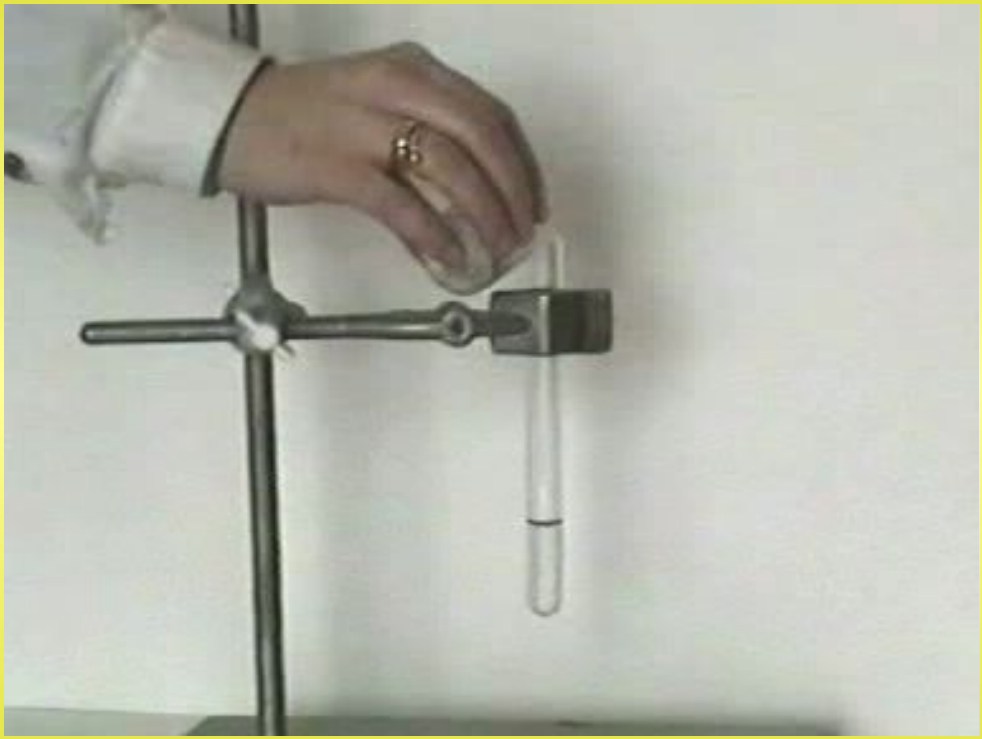
$$HS^- \leftrightarrows H^+ + S^{-2}$$

Сероводородная кислота относится к типу кислот-слабых электролитов (диссоциация в основном только по первой ступени) и проявляет свойства, характерные для данного типа веществ образуя при реакциях кислые и средние соли (сульфиды и гидросульфиды).

$$H_2S + NaOH = NaHS + H_2O$$

$$H_2S + 2NaOH = Na_2S + 2H_2O$$

Сульфиды некоторых металлов имеют яркую окраску. Это их свойство используется для качественного определения сероводорода и сульфидов в растворе. При взаимодействии сульфидов-ионов S^{-2} с ионами свинца Pb^{+2} выпадает характерный черный осадок сульфида свинца PbS.



Выделение чёрного осадка при пропускании сероводорода через раствор нитрата свинца является качественной реакцией на сероводород, сероводородную кислоту и сульфиды.

Оксиды серы

Сера может образовывать два кислотных оксида: оксид серы (IV) (сернистый газ) и оксид серы (VI) (серный ангидрид), применяемые в основном для получения серной кислоты H_2SO_4. Сернистый газ используется также для отбеливания бумаги, соломы и шерсти, при обработке винных бочек, очистки нефти.

SO_2

SO_3

Оксид серы (IV)

Оксид серы (IV) - это бесцветный тяжелый газ с острым запахом, вызывающий кашель. Негорюч, термически устойчив, очень легко растворяется в воде (в 1 объеме воды растворяется 40 объемов SO_2). $t(_{пл.}) = -75,46°C$, $t(_{кип.}) = -10,1°C$.

Оксид серы (IV) - сернистый газ (SO_2). В обычных условиях SO_2 - бесцветный газ, с резким удушливым запахом, хорошо растворимый в воде (в одном объёме воды растворяется до 40 объёмов SO_2). SO_2 относят к кислотным оксидам, он проявляет свойства, присущие этому классу соединений. Поскольку атом серы в молекуле оксида серы (IV) находится в промежуточной степени окисления, то SO_2 может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

Как кислотный оксид взаимодействует с основными оксидами, основаниями, водой:

$$CaO + SO_2 = CaSO_3$$

Растворяясь в воде, оксид серы (IV) частично с ней взаимодействует.

$$nH_2O + SO_2 \leftrightarrows H_2SO_3 + SO_2 \cdot nH_2O$$

Оксид серы (IV) взаимодействует с водными растворами солей более слабых кислот.

$$SO_2 + Na_2CO_3 = Na_2SO_3 + CO_2$$

Оксид серы (IV) может взаимодействовать с основаниями, образуя соли сернистой кислоты - сульфиты.

$$2NaOH + SO_2 = Na_2SO_3 + H_2O$$

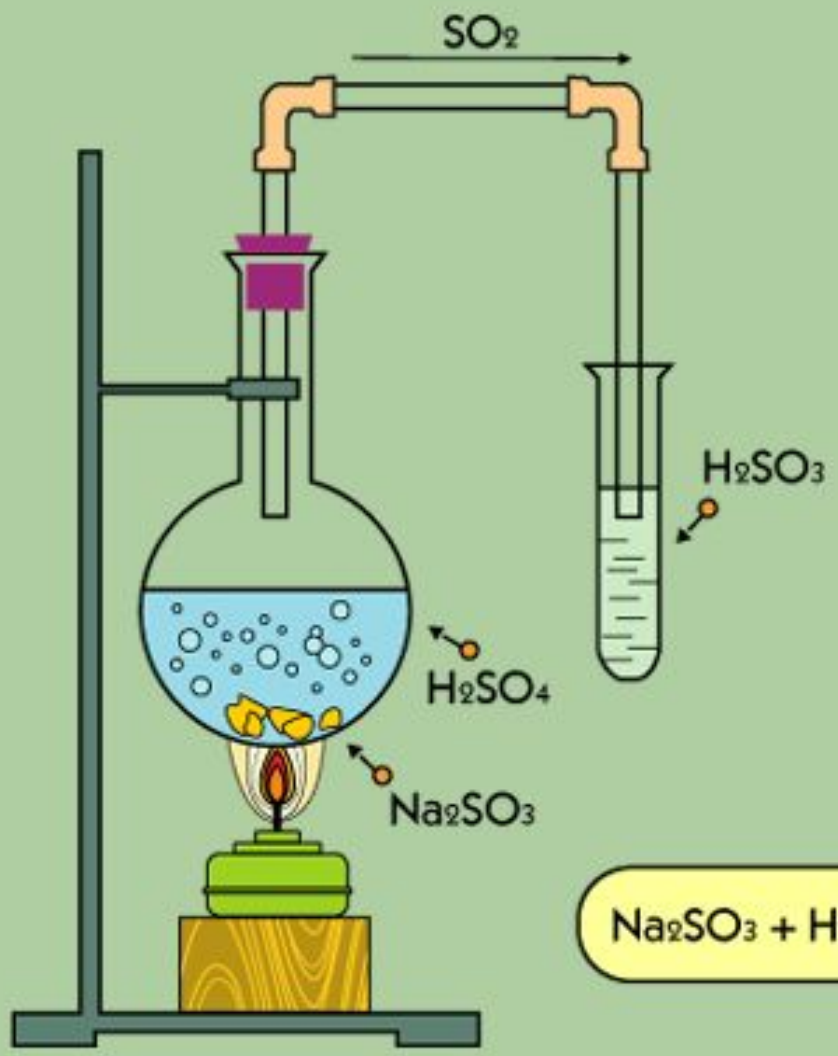
Поскольку атом серы в молекуле оксида серы (IV) находится в промежуточной степени окисления, то SO_2 может проявлять восстановительные свойства при действии сильных окислителей.

$$SO_2 + O_2 = SO_3$$

Поскольку атом серы в молекуле оксида серы (IV) находится в промежуточной степени окисления, то SO_2 может проявлять окислительные свойства при действии сильных восстановителей.

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

получение диоксида серы в лаборатории



Установка для получения диоксида серы состоит из колбы, пробки с газоотводной трубкой, пробирки-сборника, штатива, цилиндра, асбестовой сетки и горелки. В колбу помещается сульфит натрия и заливается раствором серной кислоты. Далее колба закрепляется в штативе и нагревается, сернистый газ будет поступать в пробирку-сборник с водой (сернистый газ ядовит и его необходимо нейтрализовать).

$$Na_2SO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2O + SO_2$$

Оксид серы(IV) широко применяется в лабораторной практике как восстановитель. В промышленности он служит сырьем для получения серной кислоты, а также используется как отбеливатель. Поэтому существует несколько способов получения оксида серы(IV), как промышленных, так и лабораторных.

В лаборатории: 1. Сжигание серы или сероводорода.

2. Обработка сульфитов сильными кислотами.

В промышленностити: 3. Обжиг сульфидных руд.

4. Термическое разложение минералов гипса или ангидрита.

В лаборатории:

$$S + O_2 = SO_2$$

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

$$Na_2SO_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2O + SO_2$$

В промышленности:

$$4FeS_2 + 11O_2 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2$$

$$2CaSO_4 + C = 2CaO + 2SO_2 + CO_2$$

Оксид серы (VI)

В обычных условиях это - бесцветная легко кипящая жидкость. Относится он к типичным кислотным оксидам и проявляет химические свойства, присущие данному типу соединений. Может взаимодействовать с основными оксидами, основаниями, с образованием солей серной кислоты. Проявляет окислительные свойства. Однако реакции с участием SO_3 не имеют практического значения, т.к. образующиеся при этом вещества удобнее получать, используя серную кислоту.

Оксид серы (VI) обладает сильно выраженными кислотными свойствами и экзотермически реагирует с водой, образуя серную кислоту.

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4 + Q$$

При взаимодействии оксида серы (VI) с основными оксидами образуются соли серной кислоты – сульфаты.

$$SO_3 + MgO = MgSO_4$$

Являясь ангидридом серной кислоты, оксид серы (VI) с основаниями образует сульфаты.

$$SO_3 + 2NaOH = Na_2SO_4 + H_2O$$

Оксид серы (VI) взаимодействует с водными растворами солей более слабых кислот.

$$SO_3 + MgCO_3 = MgSO_4 + CO_2$$

По своим химическим свойствам оксид серы (VI) довольно сильный окислитель.

$$2SO_3 + 2KI = I_2 + SO_2 + K_2SO_4$$

Все промышленные способы получения оксида серы (VI) основаны на получении сначала SO_2, а затем его окисления до SO_3.

$$2SO_2 + O_2 \rightleftarrows 2SO_3$$

Сернистая кислота

Сернистая кислота образуется при растворении сернистого газа в воде. При 0°С в 1 объеме H_2O растворяется 80 объемов SO_2, при комнатной температуре - 40 объемов. Наряду с "физическим" растворением одновременно происходит химическое взаимодействие SO_2 и H_2O.

$$SO_2 + H_2O \leftrightarrows H_2SO_3$$

В обычных условиях это неустойчивая кислота, существующая в виде разбавленных водных растворов при низких температурах. Попытки концентрации раствора сернистой кислоты приводят к ее разложению и выделению сернистого газа SO_2. В разбавленных водных растворах присутствует в виде двух обратимо переходящих друг в друга изомерных форм.

$$H_2SO_3 \leftrightarrows H_2O + SO_2$$

$$SO_2 + H_2O \leftrightarrows H_2SO_3 + SO_2 \cdot n\,H_2O$$

$$H_2SO_3 + SO_2 \cdot n\,H_2O \leftrightarrows H^+ + HSO_3^-$$

$$HSO_3^- \leftrightarrows H^+ + SO_3^{-2}$$

Сернистая кислота относится к типу кислот - электролитов средней силы и проявляет свойства, характерные для данного типа веществ. Со свободными металлами сернистая кислота в реакцию практически не вступает. Взаимодействует с гидроксидами с образованием двух типов солей - кислых и средних, с солями более слабых кислот.

$$NaOH + H_2SO_3 = NaHSO_3 + H_2O$$

$$2NaOH + H_2SO_3 = Na_2SO_3 + 2H_2O$$

$$Na_2CO_3 + H_2SO_3 = Na_2SO_3 + CO_2 + H_2O$$

Как и SO_2, сернистая кислота (H_2SO_3), в зависимости от условий, может проявлять как окислительные, так и вос - становительные свойства.

Восстановительные:

$$H_2SO_3 + Cl_2 + H_2O = H_2SO_4 + 2\ HCl$$

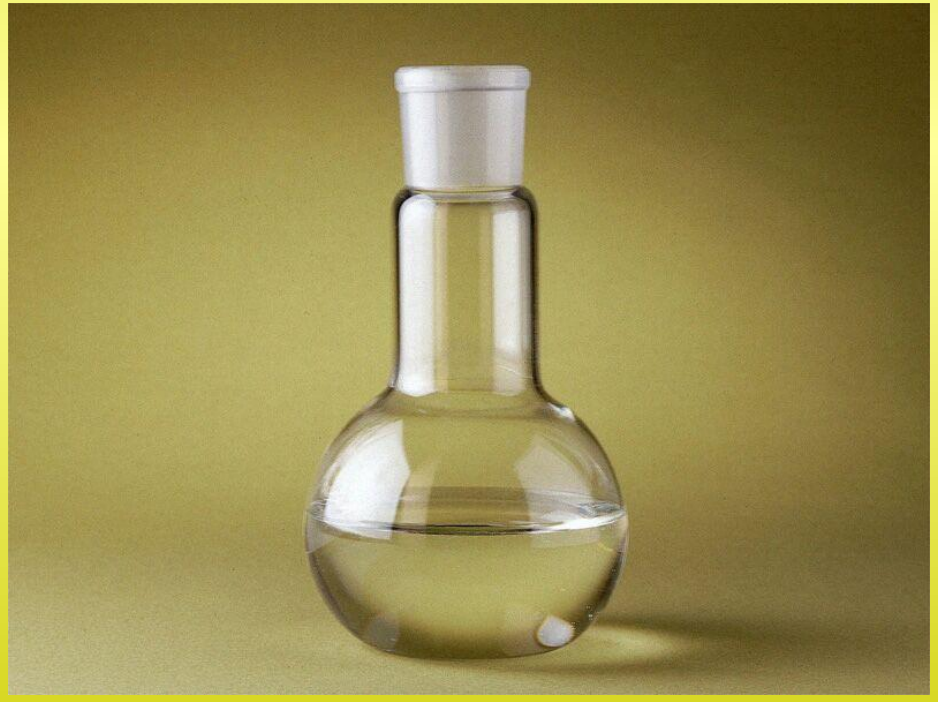
$$2H_2SO_3 + O_2 = 2H_2SO_4$$

Окислительные:

$$H_2SO_3 + 2H_2S = 3S + 3H_2O$$

Серная кислота

В обычных условиях серная кислота (H_2SO_4) - тяжёлая бесцветная маслянистая жидкость. Неразбавленная серная кислота представляет собой ковалентное соединение. Её молекулы имеют тетраэдрическое строение. Высокая температура кипения ($t_{(кип.\ и\ разлож.)}$=340 ^{o}C) и большая вязкость, по-видимому, обусловлены наличием водородных связей между атомами водорода и атомами кислорода соседних молекул.



Разбавленная серная кислота взаимодействует с активными металлами с выделением водорода, при этом окислителем является водород, а концентрированная серная кислота реагирует и с малоактивными металлами, обычно при этом образуется оксид серы, т.е. окислителем является атом серы +6.

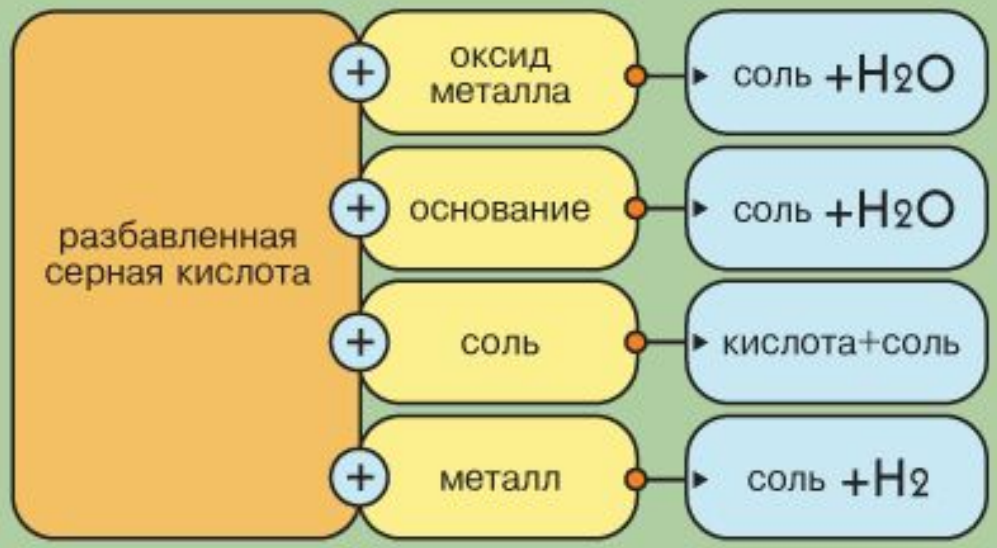
серная кислота как окислитель

Свойства разбавленной и концентрированной серной кислоты значительно отличаются. Разбавленная H_2SO_4 проявляет характерные свойства кислот сильных электролитов. В водных растворах она ступенчато диссоциирует. Однако следует помнить, что степень диссоциации по второй ступени для 0,1М раствора составляет только около 10%. Следовательно, по второй ступени диссоциации H_2SO_4 можно отнести к электролитам средней силы. Парадоксально, но факт!

Диссоциация:

$$H_2SO_4 \rightleftarrows H^+ + HSO_4^-$$

$$H_2SO_4 \rightleftarrows H^+ + SO_4^{-2}$$



реакции разбавленной серной кислоты

Важнейшее соединение серы — серная кислота. Это соединение проявляет свойства, характерные для любых сильных кислот: реагирует с основными и амфотерными оксидами и гидроксидами, а также солями, если в результате образуется осадок или газ. Разбавленная серная кислота взаимодействует с активными металлами с выделением водорода, а концентрированная — и с малоактивными металлами, обычно при этом образуется оксид серы.

Разбавленная H_2SO_4 при взаимодействии с металлами, стоящими в ряду электроотрицательности после магния, до водорода, выделяет водород, реагирует с основными и амфотерными оксидами и гидроксидами.

$$Zn + H_2SO_{4(p)} = H_2 + ZnSO_4$$

$$CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$$

$$NaOH + H_2SO_4 = NaHSO_4 + H_2O$$

$$2NaOH + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2O$$

$$2Al(OH)_3 + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 6H_2O$$

С солями серная кислота взаимодействует, если выделяется газ или выпадает осадок. Качественной реакцией на серную кислоту и сульфаты служит реакция с хлоридом бария. При этом выпадает белый осадок, нерастворимый в кислотах.

$$Na_2CO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2O + CO_2\uparrow$$

$$CaF_2 + H_2SO_4 = CaSO_4\downarrow + 2HF$$

$$Pb(NO_3)_2 + H_2SO_4 = PbSO_4\downarrow + 2HNO_3$$

Качественная реакция:

$$BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2HCl$$

$$Ba^{+2} + SO_4^{-2} = BaSO_4\downarrow$$

Концентрированная серная кислота проявляет сильные окислительные свойства. При взаимодействии концентрированной серной кислоты с очень активными металлами выделяется сероводород H_2S, с малоактивными металлами, в качестве продукта восстановления выделяется SO_2.

$$8Na + 5H_2SO_{4(конц)} = H_2S + 4H_2O + 4Na_2SO_4$$

$$Hg + 2H_2SO_4 = SO_2 + HgSO_4 + 2H_2O$$

$$Cu + 2H_2SO_4 = SO_2 + CuSO_4 + 2H_2O$$

$$2Fe + 6H_2SO_4 = 3SO_2 + Fe_2(SO_4)_3 + 6H_2O$$

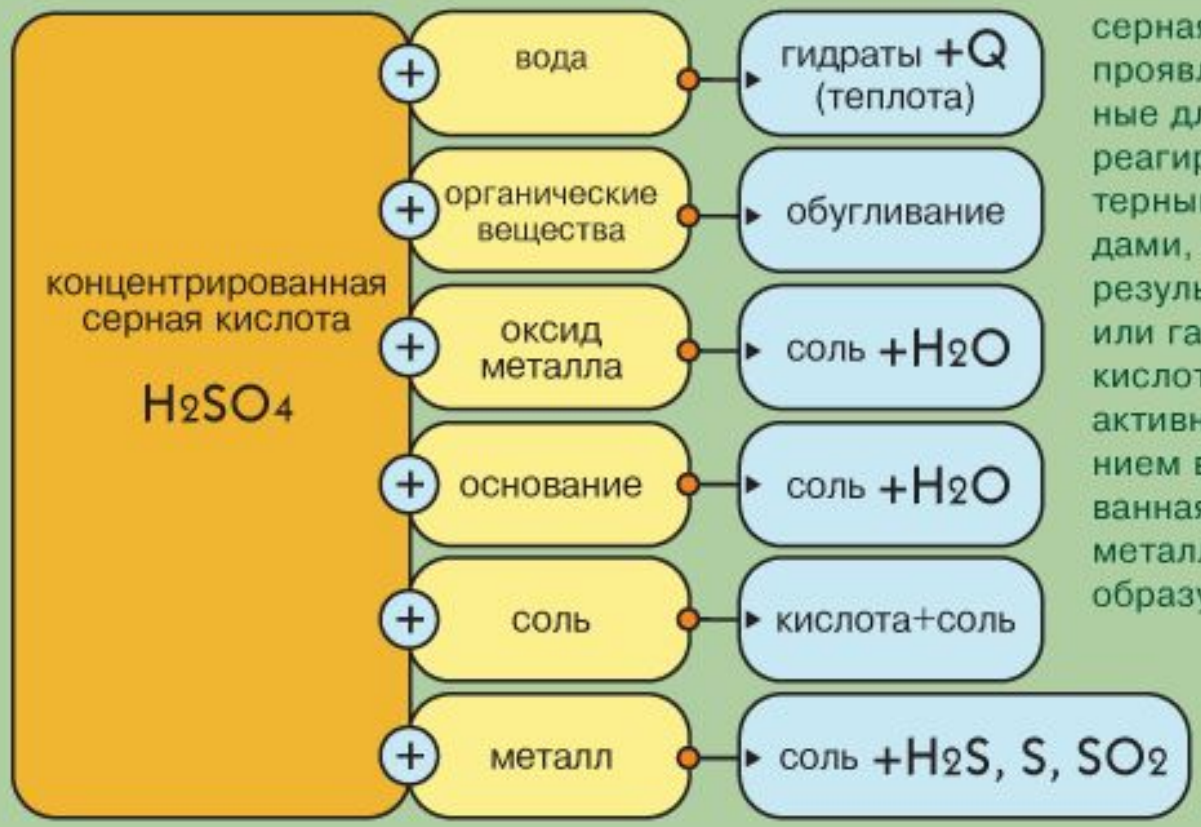
понижение концентрации H_2SO_4

$$Zn + 2H_2SO_4 = 2H_2O + ZnSO_4 + SO_2$$

$$3Zn + 4H_2SO_4 = 4H_2O + 3ZnSO_4 + S$$

$$4Zn + 5H_2SO_4 = 4H_2O + 4ZnSO_4 + H_2S$$

$$Zn + H_2SO_4 = H_2 + ZnSO_4$$



Важнейшее соединение серы — серная кислота. Это соединение проявляет свойства, характерные для любых сильных кислот: реагирует с основными и амфотерными оксидами и гидроксидами, а также солями, если в результате образуется осадок или газ. Разбавленная серная кислота взаимодействует с активными металлами с выделением водорода, а концентрированная — и с малоактивными металлами, обычно при этом образуется оксид серы.

реакции концентрированной серной кислоты

$$S + 2H_2SO_4 = 3SO_2 + 2H_2O$$

$$C + 2H_2SO_4 = 2SO_2 + 2H_2O + CO_2$$

$$NaCl + H_2SO_4 = HCl + NaHSO_4$$

$$2NaBr + 2H_2SO_4 = \\ = Br_2 + 2H_2O + SO_2 + Na_2SO_4$$

$$8NaI + 5H_2SO_4 = \\ = 4I_2 + 4H_2O + H_2S + 4Na_2SO_4$$

$$4FeS_2 + 11O_2 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2 + Q$$

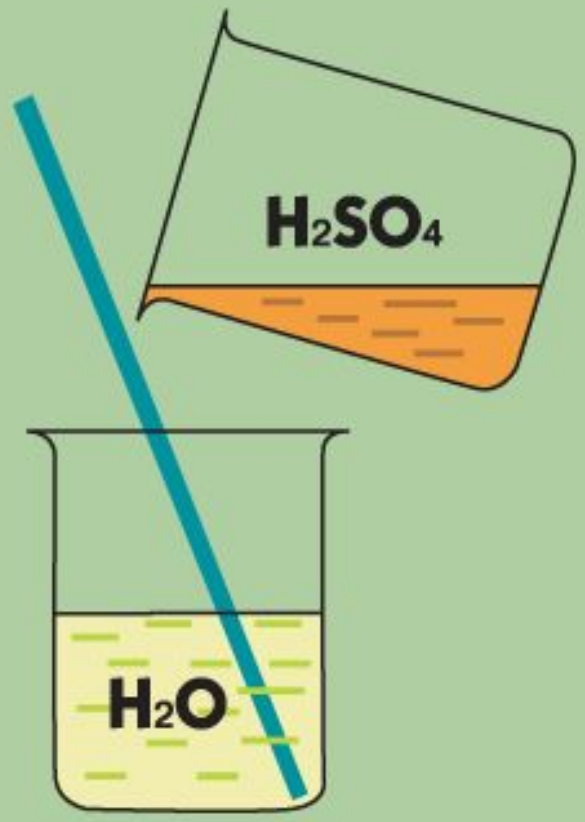
$$2SO_2 + O_2 \rightleftarrows 2SO_3 + Q$$

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4 + Q$$

Производство серной кислоты идет в три этапа: синтез сернистого газа; окисление сернистого газа в серный ангидрид и поглощение серного ангидрида водой. Сернистый газ получают сжиганием серы или обжигом сульфидов металлов (обычно пирита). Сернистый газ окисляется контактным или нитрозным способом.

производство серной кислоты

Серная кислота относится к продуктам основного химического производства. Главный потребитель H_2SO_4 - промышленность минеральных удобрений. Ее используют в производстве химических волокон, взрывчатых веществ, моющих, смачивающих и эмульгирующих средств, красителей и лекарств, некоторых кислот, рафинирования минеральных масел, травления металлов, в свинцовых аккумуляторах и т.д. В промышленно развитых странах производство серной кислоты занимает первое место среди других химикатов.



Серная кислота хорошо растворяется в воде, при этом выделяется большое количество теплоты. Поэтому, смешивая серную кислоту с водой, нужно обязательно вливать кислоту в воду, а не наоборот! Химики говорят – “Не плюй в кислоту” и имеют на это очень серьезные основания.

приготовление разбавленного раствора серной кислоты

H2O

Соли серной кислоты - сульфаты

Купоросы: железный – $FeSO_4 \cdot 7H_2O$

медный – $CuSO_4 \cdot 5H_2O$

цинковый – $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$

Квасцы:

алюмокалиевые – $K_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$

хромокалиевые – $K_2SO_4 \cdot Cr_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$

железокалиевые – $K_2SO_4 \cdot Fe_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$

Соль Мора: $(NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot 6H_2O$

Сульфаты имеют много важных применений. Например, сульфат магния $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ используется в производстве взрывчатых веществ, для изготовления спичек и огнестойких тканей. Некоторые сульфаты используются в промышленности.