

# 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 В-а позы

В VIA группе находятся кислород, сера, селен, теллур и полоний.

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

халькогены 

положение халькогенов в периодической системе

VI

O

8

S

16

24

Cr

Se

34

42

Mo

Te

52

\* 74

W

\*\* Po

84

## Распространение в природе и основные минералы

0,05%

самородная сера (S)

колчеданы ( $\text{FeS}_2$  – пирит, $\text{FeCuS}_2$  – медный колчедан)обманки ( $\text{ZnS}$  – цинковая обманка)блески ( $\text{MoS}_2$  – молибденовый  
блеск)сульфаты ( $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  – гипс,  
 $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  – горькая соль)

В главную подгруппу VI группы Периодической системы элементов Д.И.Менделеева входят элементы: кислород  ${}_8\text{O}$ , сера  ${}_{16}\text{S}$ , селен  ${}_{34}\text{Se}$ , теллур  ${}_{52}\text{Te}$  и полоний  ${}_{84}\text{Po}$ . Их групповое название - халькогены, что означает "рудообразующие".



Распространение в природе  
и основные минералы

ТОВ Д. И. Менделеева

VI		VII		VIII		
O	8					He
			9			Ne
S	16		17			Ar
24	Cr	Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	
			35			Kr
Se	<u>34</u>					Xe
42	Mo	Pt	76 Os	77 Ir	78 Pt	
Te	<u>52</u>					
* 74	W					
Eu						
**	Po					
	<u>84</u>					
Am						

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

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

Очень редкий радиоактивный элемент

## Происхождение названия

VI		VII	
O	8		
S	16		
24	Cr		
Se	34		
42	Mo	Re <sup>76</sup>	Os <sup>77</sup> Ir <sup>78</sup> Pt
Te	52		
* 174	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		VII	
O	8	Открыт в 1774г. Дж. Пристли и независимо К. Шееле	
S	16	Известна с древности	
24	Cr		
Se	34	Открыт в 1817г. Й. Берцелиусом	
42	Mo		
Te	52	Открыт в 1783г. бароном Ференцем Иोजефом Мюллером фон Рейхенштейном	
* 74	W		
** Po	84	Открыт в 1898г. Марией Кюри	

VI

### Оксиды со степенью окисления +6

O 8

$\text{SO}_3$  – кислотный оксид.  
Бесцветная летучая жидкость.  $t_{\text{пл.}} = 16,8^\circ\text{C}$ .

S 16

24 Cr

$\text{SeO}_3$  – кислотный оксид.  
Твердое белое вещество.  
 $t_{\text{пл.}} = 121^\circ\text{C}$ .

Se 34

42 Mo

$\text{TeO}_3$  – кислотный оксид.  
Твердое желтое вещество.  
 $t_{\text{разл.}} = 400^\circ\text{C}$ .

Te 52

74 W

$\text{PoO}_3$  – очень неустойчив.

Po 84

Cm Bk

VI

### Оксиды со степенью окисления +4

O 8

$\text{SO}_2$  – кислотный оксид.  
Бесцветный газ с резким запахом.  $t_{\text{пл.}} = -75^\circ\text{C}$ .

S 16

24 Cr

$\text{SeO}_2$  – кислотный оксид.  
Твердое белое вещество.  
Возгоняется при  $337^\circ\text{C}$ .

Se 34

42 Mo

$\text{TeO}_2$  – амфотерный оксид.  
Твердое белое вещество.  
 $t_{\text{пл.}} = 773^\circ\text{C}$ .

Te 52

74 W

$\text{PoO}_2$  – амфотерный оксид.  
Желтое кристаллическое вещество.  $t_{\text{разл.}} = 500^\circ\text{C}$ .

Po 84

Cm Bk

VI

### Гидроксиды со степенью окисления +4

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.

VI

### Гидроксиды со степенью окисления +6

O 8

S 16

24 Cr

Se 34

42 Mo

Te 52

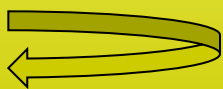
74 W

Po 84

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

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

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



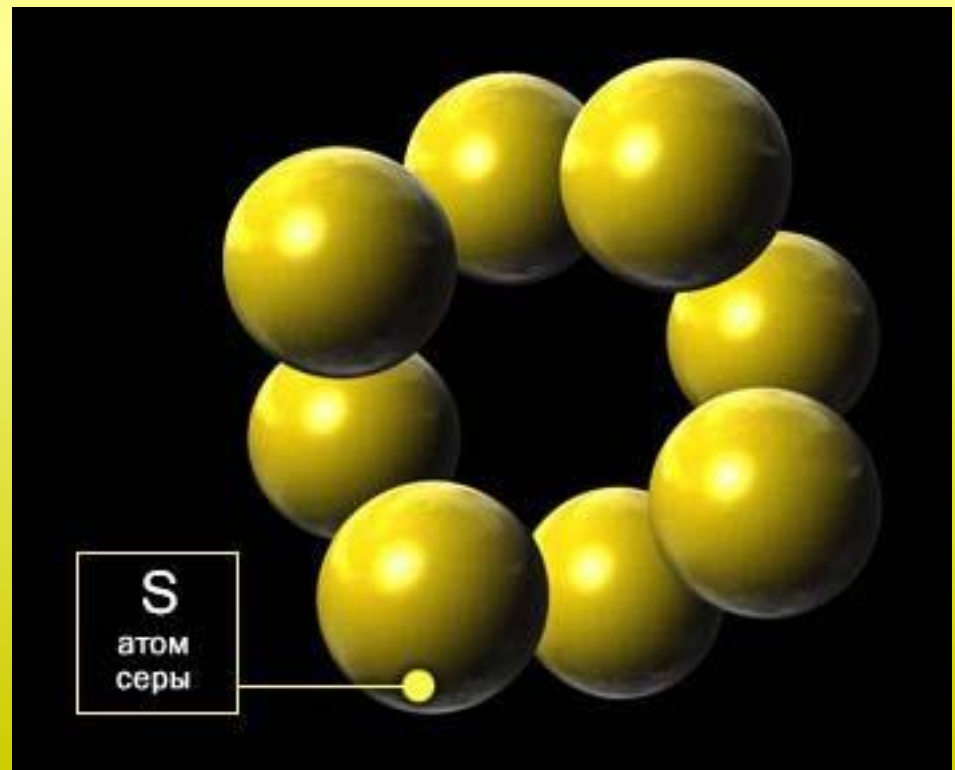
# Сера



**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.**

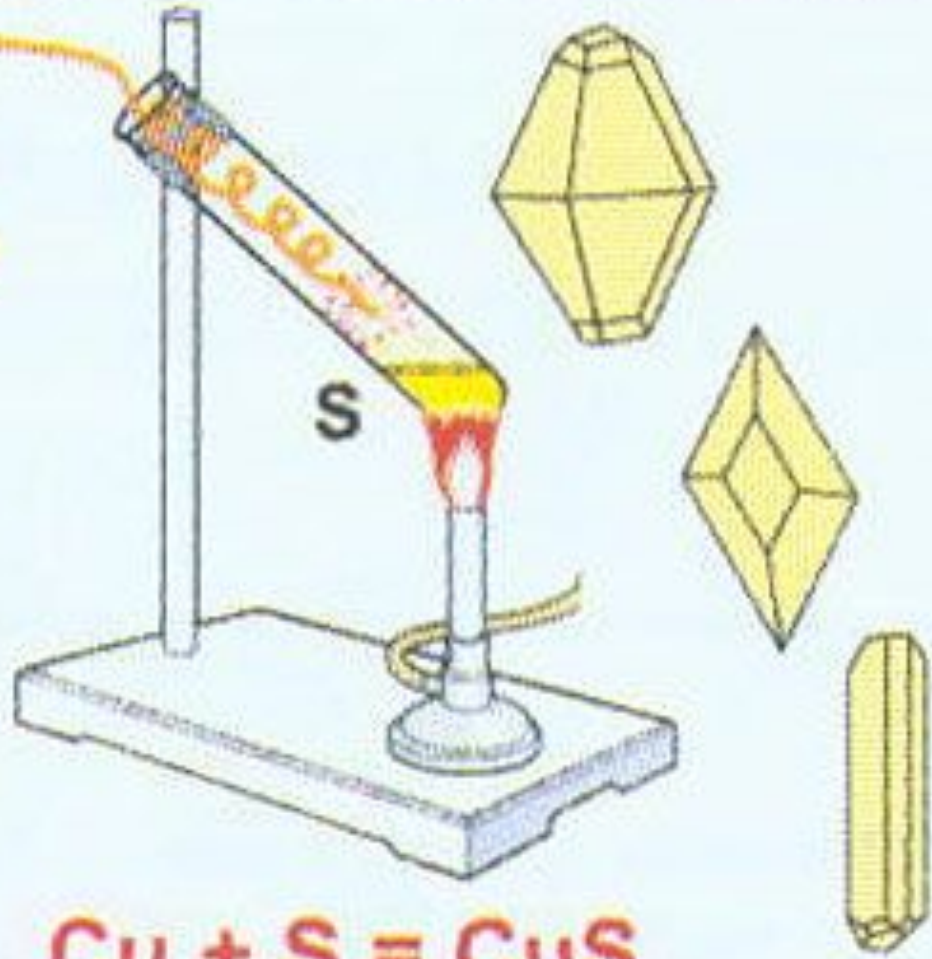
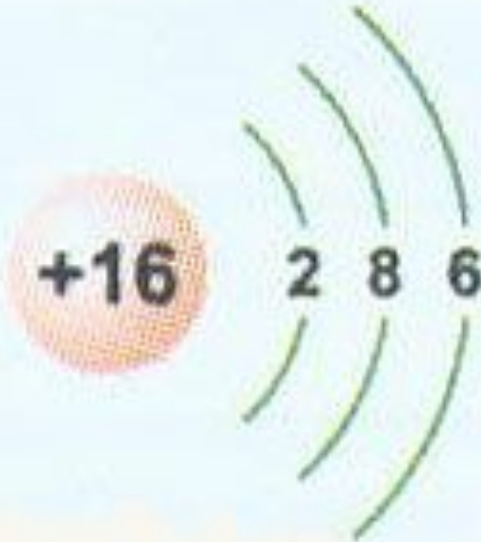


Известно несколько аллотропных модификаций серы. До температуры  $150^{\circ}\text{C}$  молекула серы имеет циклическую форму. Это кольцо из 8 атомов, соединенных в виде короны. В обычных условиях это кристаллы так называемой ромбической модификации. При повышении температуры до  $100^{\circ}\text{C}$  она превращается в моноклинную. Расплавленная сера при  $187^{\circ}\text{C}$  становится очень вязкой, кольца  $\text{S}_8$  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.

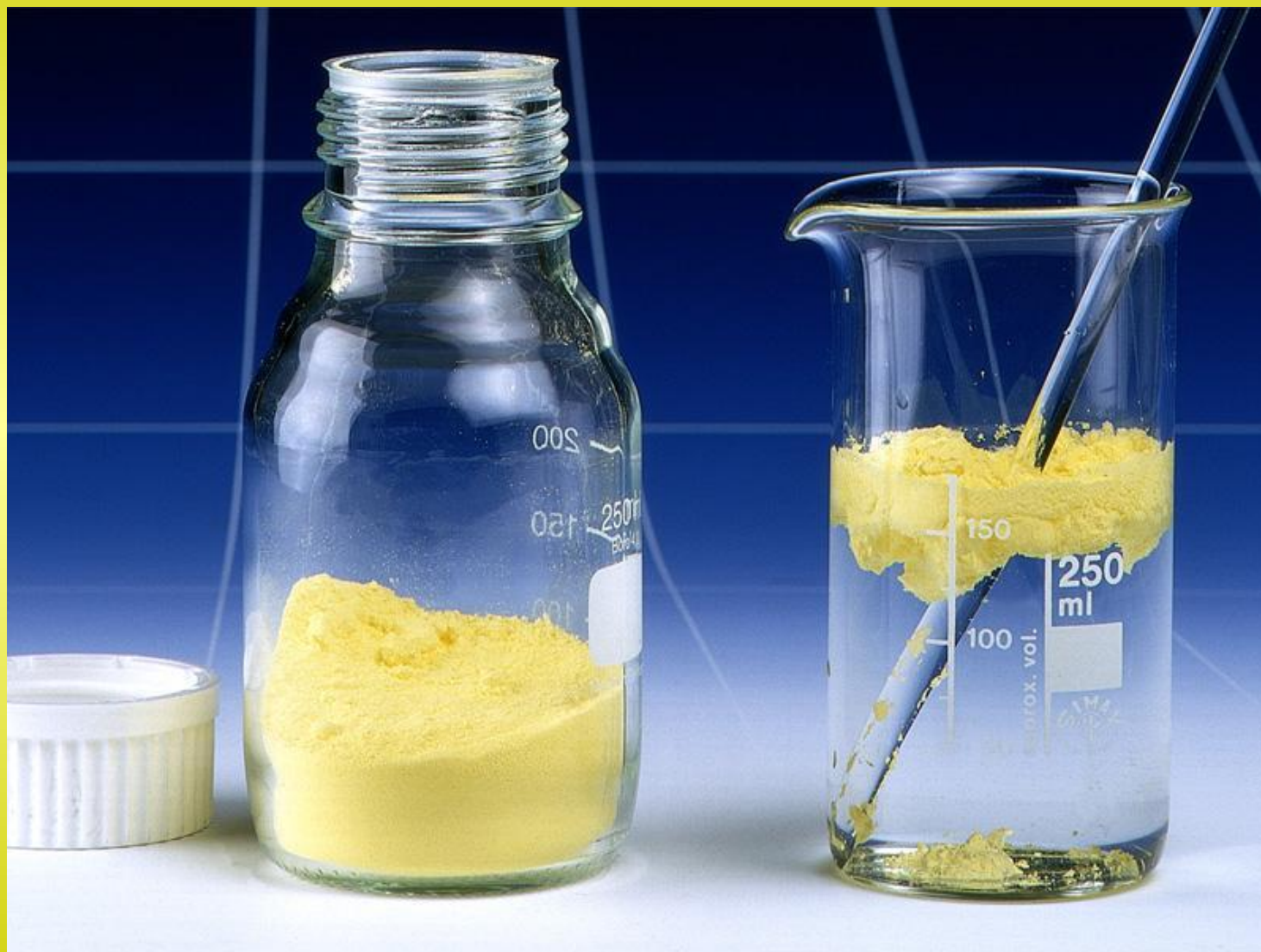


16 **S**  
Cepa  
32.064

Cu



**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.

VI		Электронные конфигурации			
		Тов Д. И. Менделеева			
		VII		VIII	
O	<del>8</del>	$1s^2 2s^2 2p^4$			
S	<del>16</del>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 3d^0$			
24	Cr	Mn	Fe	Co	Ni
Se	<del>34</del>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4 4d^0$			
42	Mo	Re	Os	Ir	Pt
Te	<del>52</del>	$\dots 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^4 5d^0$			

# Химические свойства

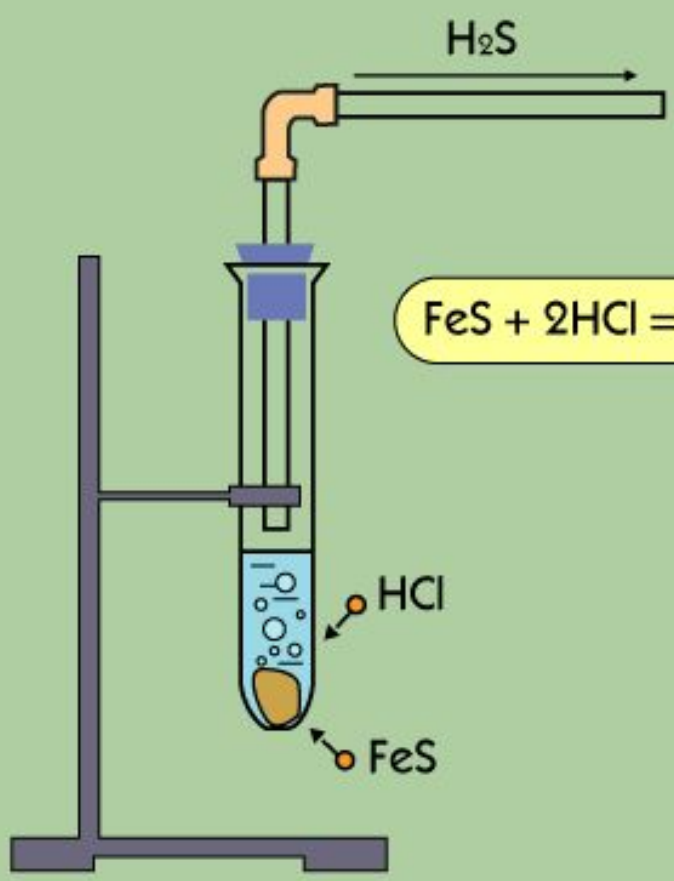
Сера – активный неметалл. Среди металлов только золото, платина и рутений не взаимодействуют с серой.

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



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

получение сероводорода в лаборатории



$FeS + 2HCl = FeCl_2 + H_2S$

HCl

FeS

$H_2S$

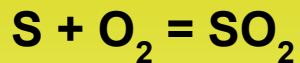
Установка для получения сероводорода состоит из штатива с пробирками, резиновой пробки с отверстием и стеклянной трубки с оттянутым концом. В сухую пробирку помещается сульфид железа и доливается разбавленная хлороводородная кислота, пробирка закрывается пробкой с газоотводной трубкой. Сероводород будет выделяться по трубке.

Сера взаимодействует со многими металлами, образуя сульфиды:

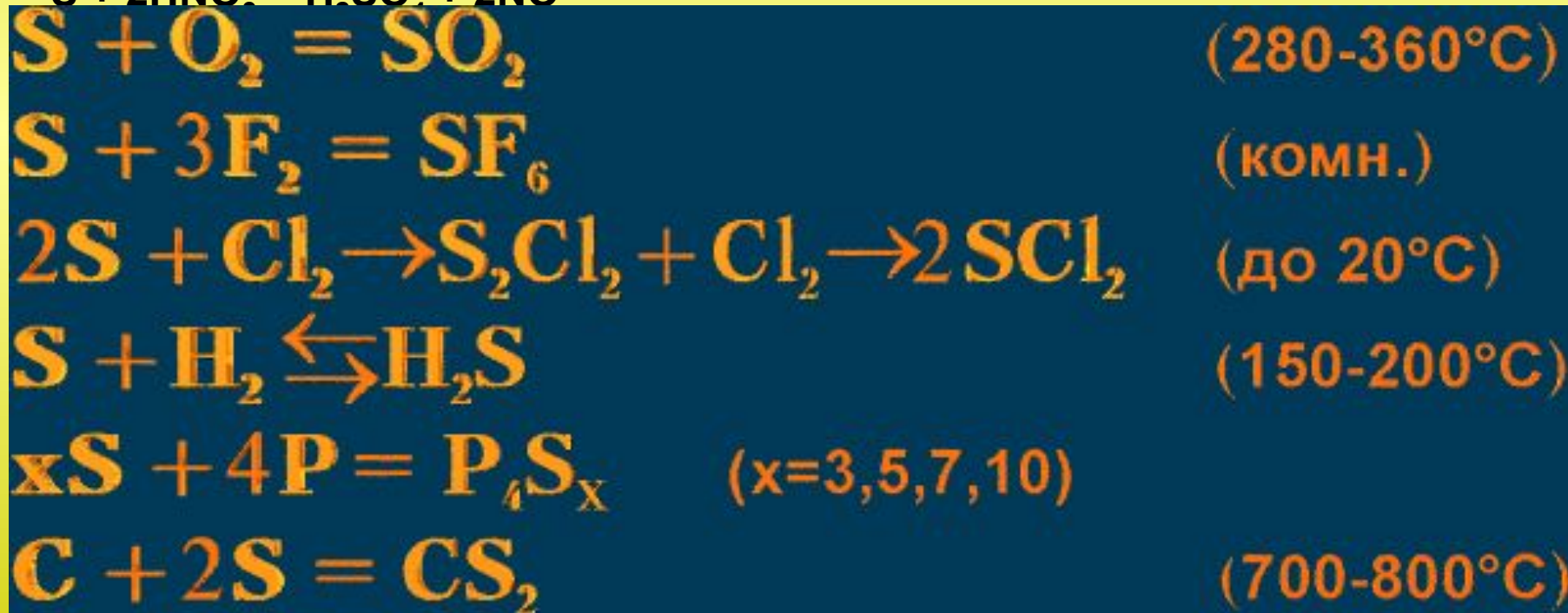


Из металлов сера наиболее легко реагирует с ртутью, что используется для обезвреживания мест, загрязнённых ею (демеркуризация). При нагревании, может взаимодействовать с достаточно большим количеством металлов, образуя сульфиды.

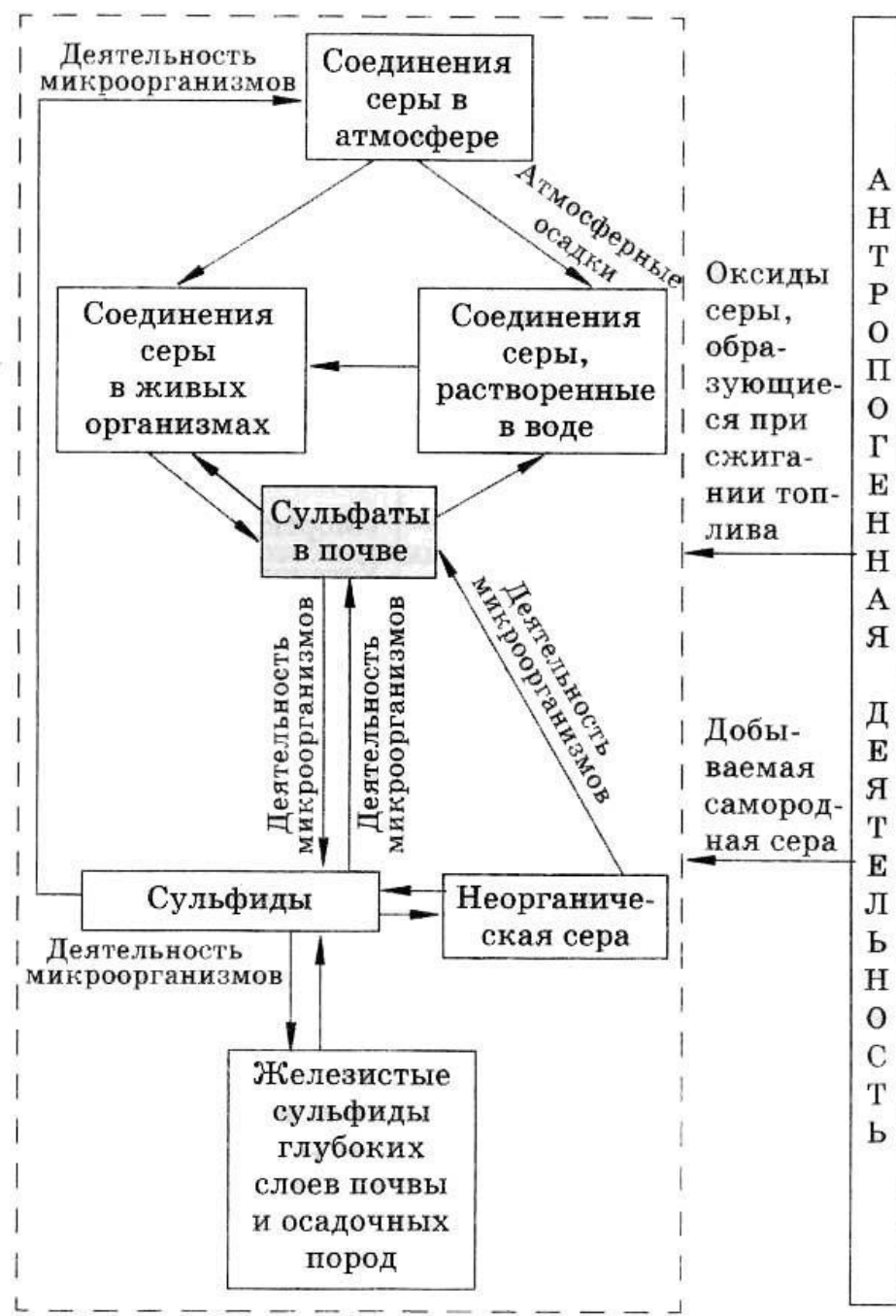
Из неметаллов только азот и йод не соединяются с серой. Сжигание серы в струе кислорода приводит к образованию сернистого газа или сернистого ангидрида  $\text{SO}_2$ :



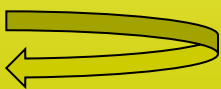
Элементарная сера может также проявлять восстановительные свойства:



# 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  $\text{H}_2\text{S}$  вследствие деятельности сульфатредуцирующих бактерий). Большие количества сероводорода образуются при гниении белковых веществ.



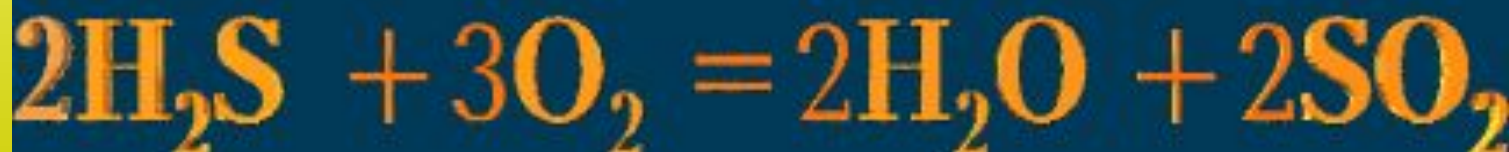
В обычных условиях сероводород - бесцветный газ, с характерным неприятным запахом, ограниченно растворимый в воде. Водный раствор его называют сероводородной кислотой. Сероводород очень ядовит. Он вызывает отравление организма человека, если объемная доля его в воздухе превышает 0,0005%. Противоядием при отравлении служат окислители (например: хлор  $\text{Cl}_2$ ).



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.



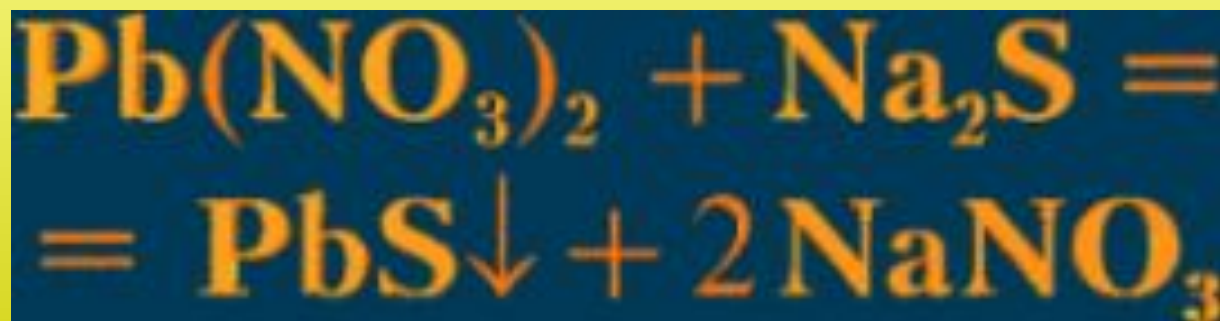
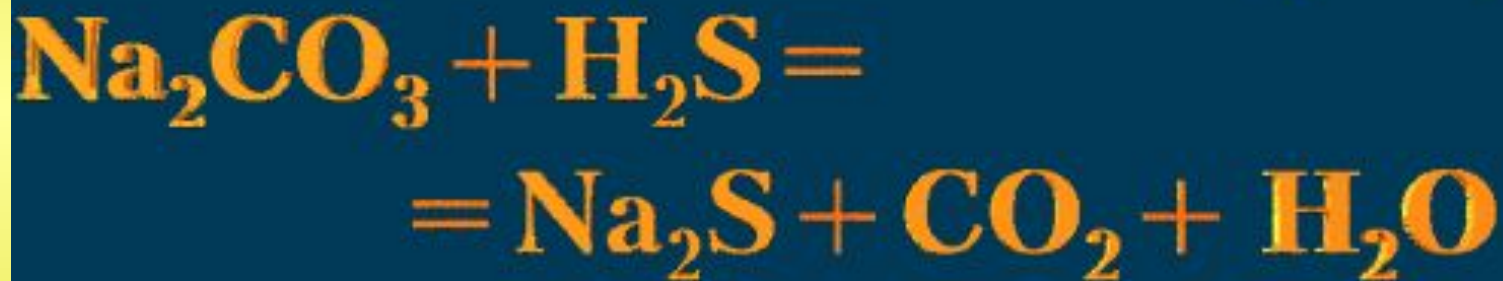
Сероводород горит голубым пламенем и при полном сгорании образует оксид серы (IV). При внесении в пламя холодных предметов, они покрываются жёлтым налётом серы из-за неполного сгорания.



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



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



# Получение

Сероводород можно получить и пропусканием водорода над расплавленной серой.



Для получения сероводорода в лабораторных условиях используют реакцию сульфидов с соляной кислотой или гидролиз сульфида алюминия водой. В промышленности сероводород выделяют из газов содержащих  $\text{H}_2\text{S}$ .

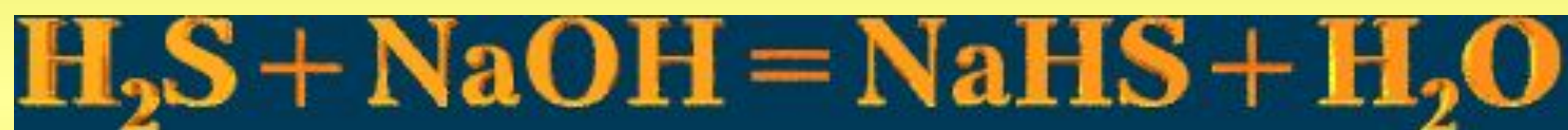


# Сероводородная кислота

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

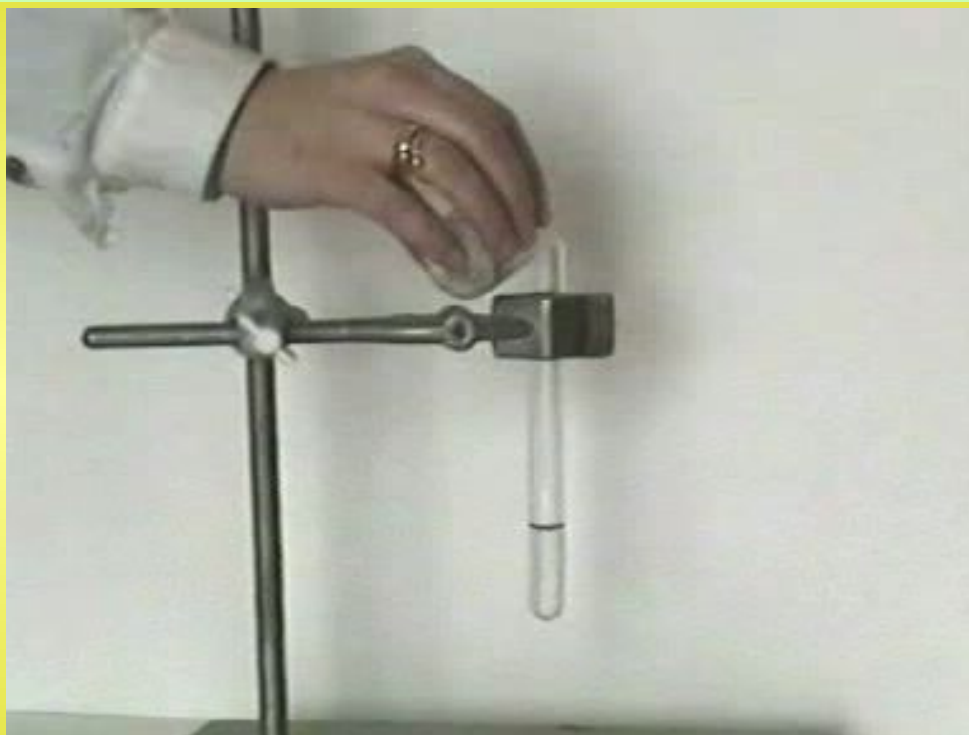


Сероводородная кислота относится к типу кислот-слабых электролитов (диссоциация в основном только по первой ступени) и проявляет свойства, характерные для данного типа веществ образуя при реакциях кислые и средние соли (сульфиды и гидросульфиды).





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.



# 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  $\text{SO}_2$ ).  $t_{\text{(пл.)}} = -75,46^\circ\text{C}$ ,  $t_{\text{(кип.)}} = -10,1^\circ\text{C}$ .

Оксид серы (IV) - сернистый газ ( $\text{SO}_2$ ). В обычных условиях  $\text{SO}_2$  - бесцветный газ, с резким удушливым запахом, хорошо растворимый в воде (в одном объёме воды растворяется до 40 объёмов  $\text{SO}_2$ ).  $\text{SO}_2$  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  $\text{SO}_2$  может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

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



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



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



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



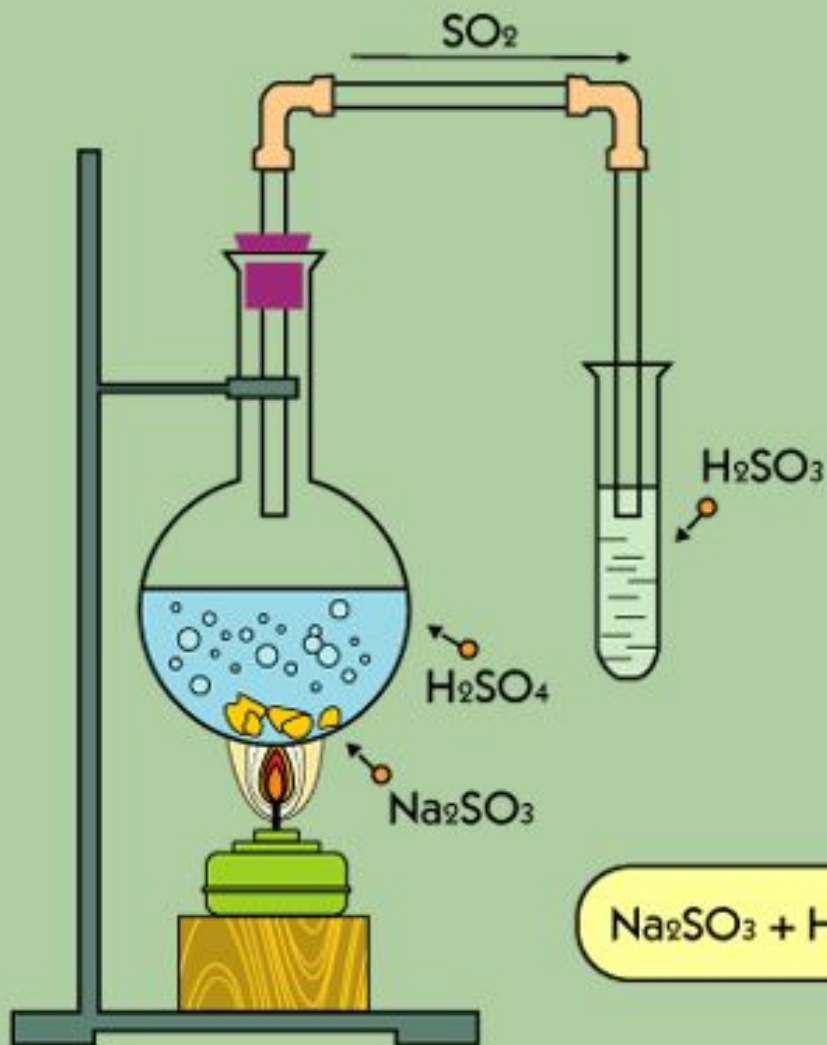
Поскольку атом серы в молекуле оксида серы (IV) находится в промежуточной степени окисления, то  $\text{SO}_2$  может проявлять восстановительные свойства при действии сильных окислителей.



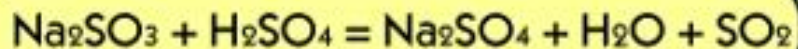
Поскольку атом серы в молекуле оксида серы (IV) находится в промежуточной степени окисления, то  $\text{SO}_2$  может проявлять окислительные свойства при действии сильных восстановителей.



## 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).





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.

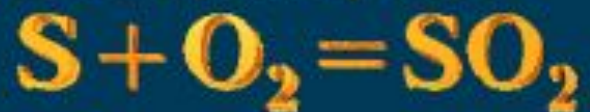
В лаборатории: 1. Сжигание серы или сероводорода.

2. Обработка сульфитов сильными кислотами.

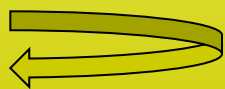
В промышленности: 3. Обжиг сульфидных руд.

4. Термическое разложение минералов гипса или ангидрита.

В лаборатории:



В промышленности:



# 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.

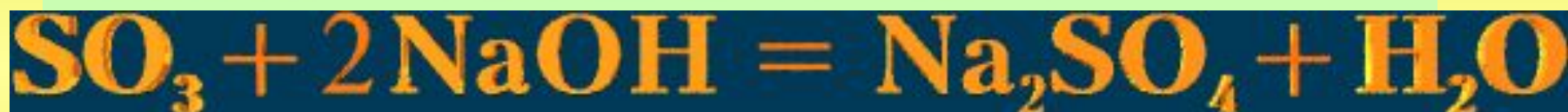
Оксид серы (VI) обладает сильно выраженными кислотными свойствами и экзотермически реагирует с водой, образуя серную кислоту.



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



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



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



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



Все промышленные способы получения оксида серы (VI) основаны на получении сначала  $\text{SO}_2$ , а затем его окисления до  $\text{SO}_3$ .

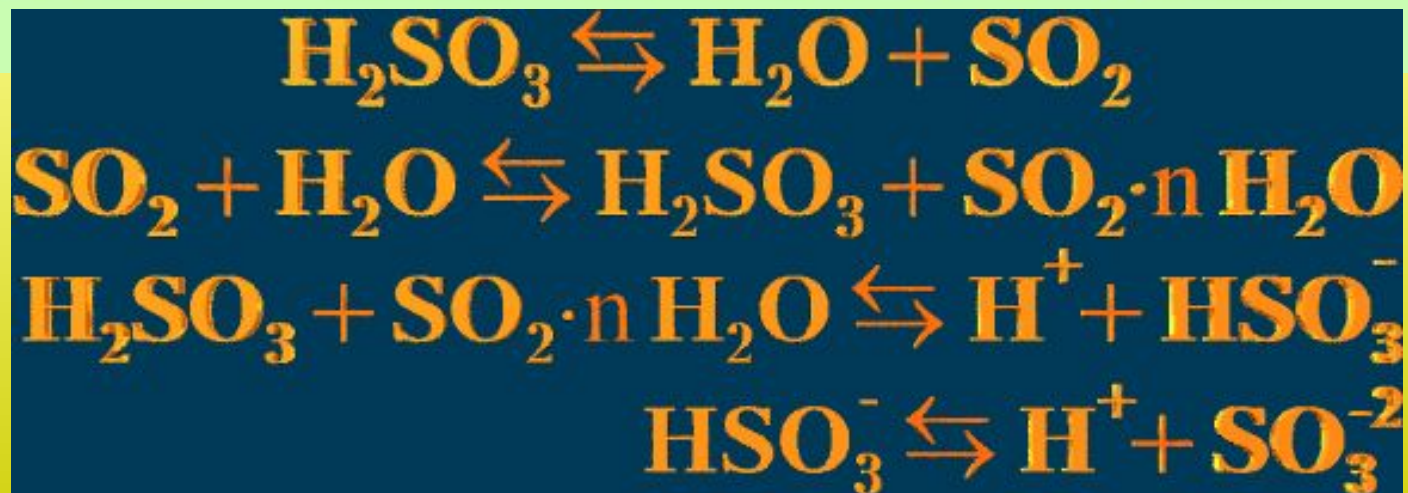


# Сернистая кислота

Сернистая кислота образуется при растворении сернистого газа в воде. При 0°C в 1 объеме  $\text{H}_2\text{O}$  растворяется 80 объемов  $\text{SO}_2$ , при комнатной температуре - 40 объемов. Наряду с "физическим" растворением одновременно происходит химическое взаимодействие  $\text{SO}_2$  и  $\text{H}_2\text{O}$ .



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  $\text{SO}_2$ . В разбавленных водных растворах присутствует в виде двух обратимо переходящих друг в друга изомерных форм.





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.

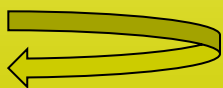


Как и  $\text{SO}_2$ , сернистая кислота ( $\text{H}_2\text{SO}_3$ ), в зависимости от условий, может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

Восстановительные:

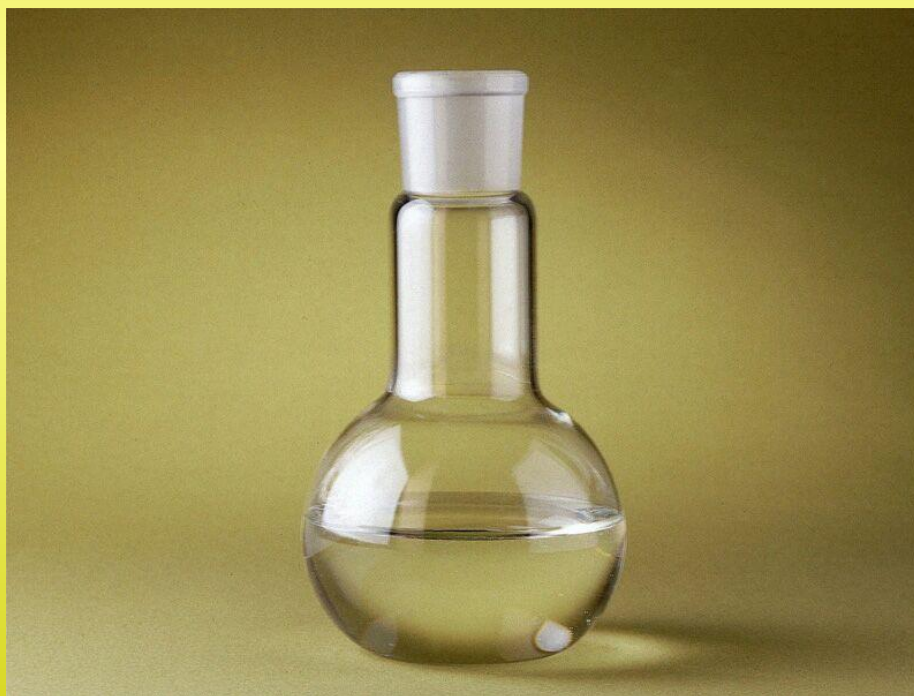


Окислительные:



# Серная кислота

В обычных условиях серная кислота ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) - тяжёлая бесцветная маслянистая жидкость. Неразбавленная серная кислота представляет собой ковалентное соединение. Её молекулы имеют тетраэдрическое строение. Высокая температура кипения ( $t_{\text{кип. и разлож.}}=340^\circ\text{C}$ ) 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.

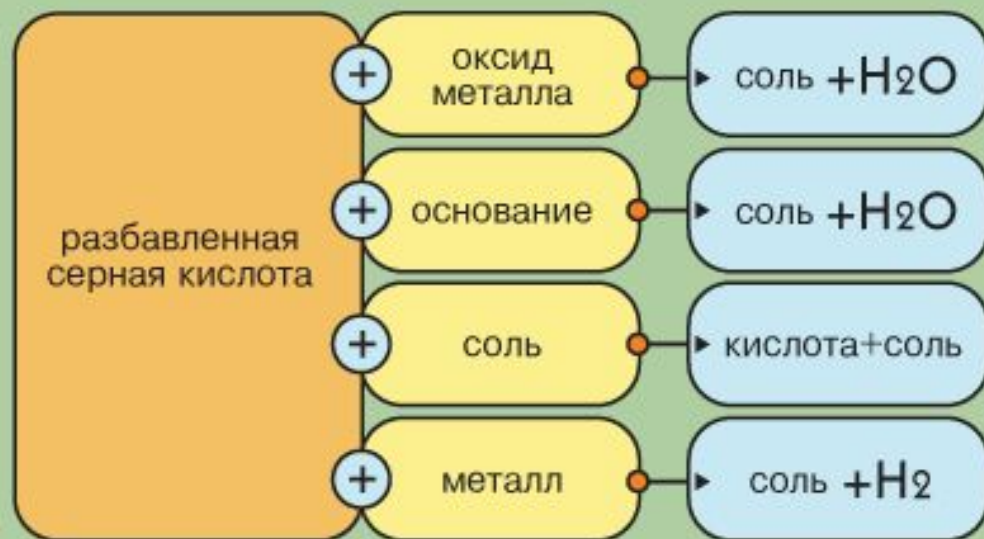


серная кислота как окислитель

Свойства разбавленной и концентрированной серной кислоты значительно отличаются. Разбавленная  $\text{H}_2\text{SO}_4$  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  $\text{H}_2\text{SO}_4$  можно отнести к электролитам средней силы. Парадоксально, но факт!

Диссоциация:

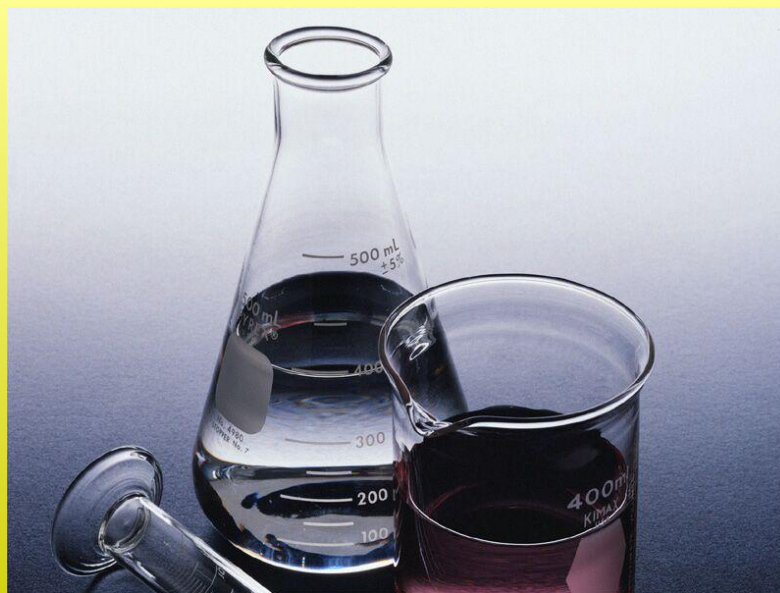
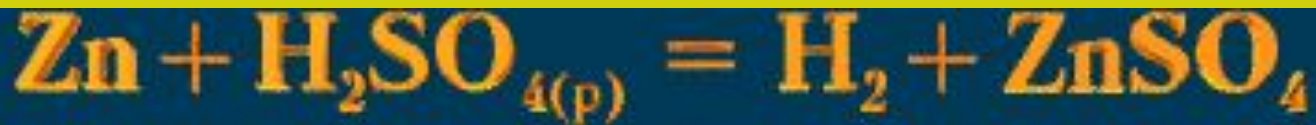




реакции разбавленной серной кислоты

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.

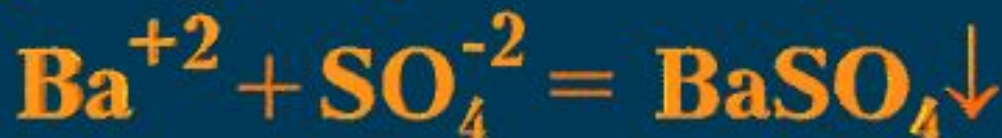
Разбавленная  $H_2SO_4$  при взаимодействии с металлами, стоящими в ряду электроотрицательности после магния, до водорода, выделяет водород, реагирует с основными и амфотерными оксидами и гидроксидами.



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.

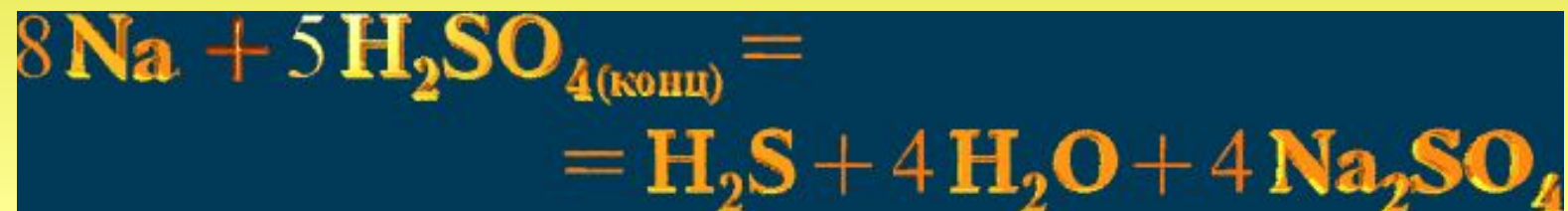


Качественная реакция:



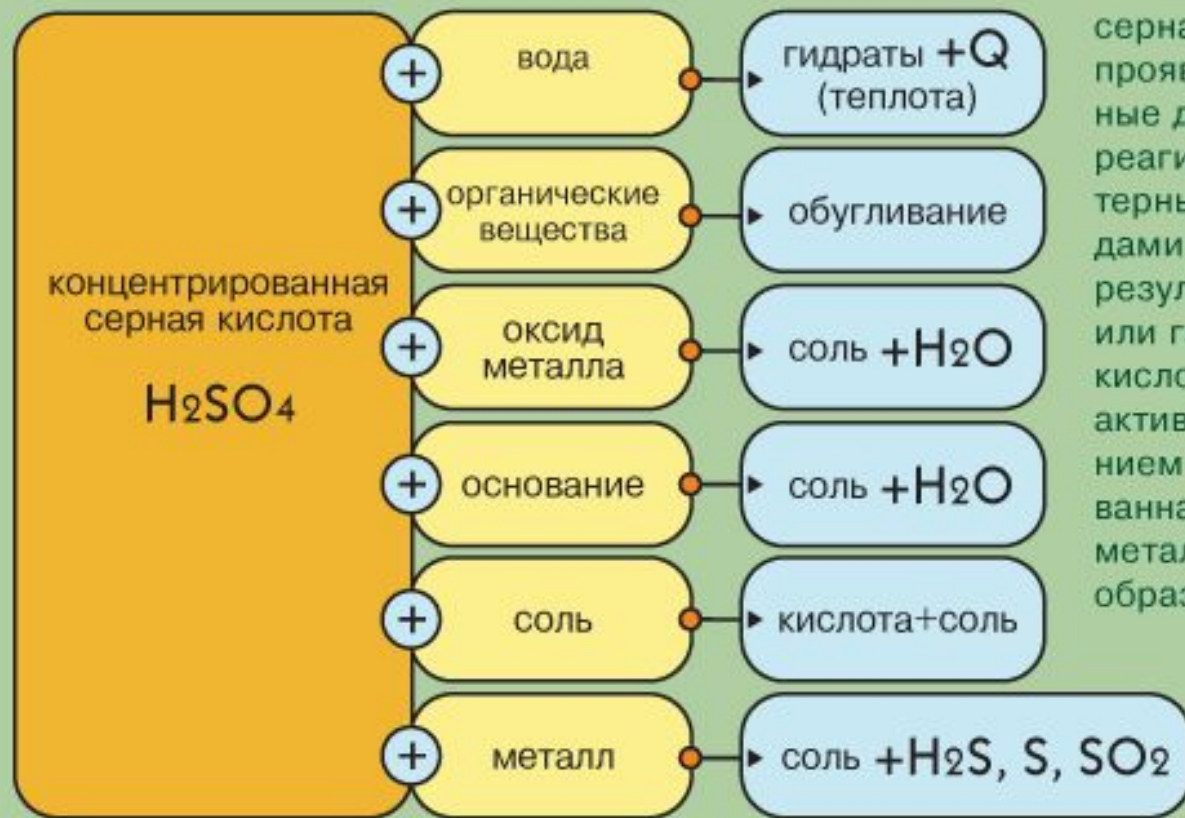


Концентрированная серная кислота проявляет сильные окислительные свойства. При взаимодействии концентрированной серной кислоты с очень активными металлами выделяется сероводород  $\text{H}_2\text{S}$ , с малоактивными металлами, в качестве продукта восстановления выделяется  $\text{SO}_2$ .



понижение концентрации  $\text{H}_2\text{SO}_4$

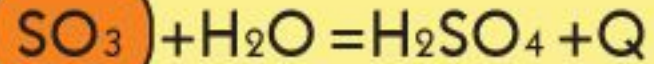
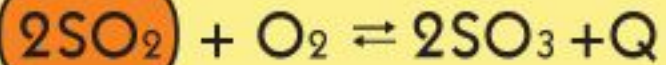




Важнейшее соединение серы — серная кислота. Это соединение проявляет свойства, характерные для любых сильных кислот: реагирует с основными и амфотерными оксидами и гидроксидами, а также солями, если в результате образуется осадок или газ. Разбавленная серная кислота взаимодействует с активными металлами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

реакции концентрированной серной кислоты

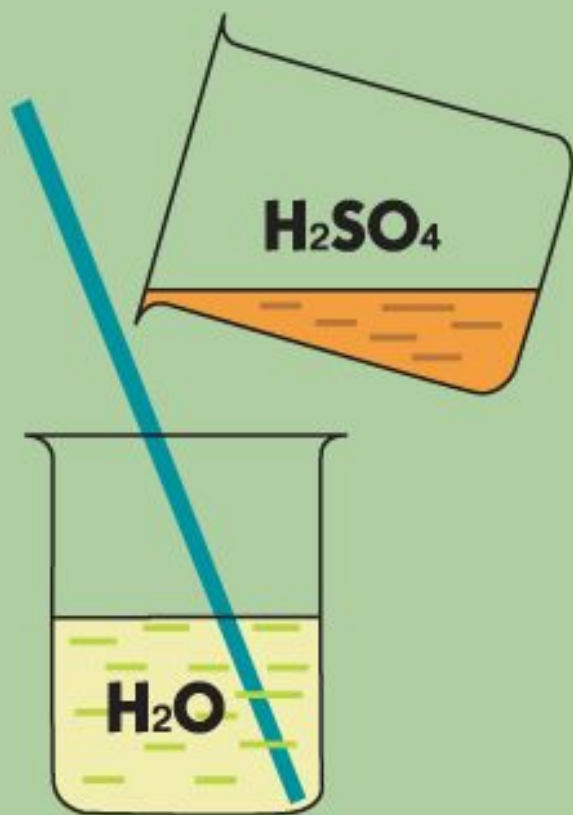




Производство серной кислоты идет в три этапа: синтез сернистого газа; окисление сернистого газа в серный ангидрид и поглощение серного ангидрида водой. Сернистый газ получают сжиганием серы или обжигом сульфидов металлов (обычно пирита). Сернистый газ окисляется контактным или нитрозным способом.

производство серной кислоты

Серная кислота относится к продуктам основного химического производства. Главный потребитель  $\text{H}_2\text{SO}_4$  - промышленность минеральных удобрений. Ее используют в производстве химических волокон, взрывчатых веществ, моющих, смачивающих и эмульгирующих средств, красителей и лекарств, 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



## Соли серной кислоты - сульфаты

Купоросы: железный –  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

медный –  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

цинковый –  $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

Квасцы:

алюмокалиевые –  $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$

хромокалиевые –  $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$

железокалиевые –  $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$

Соль Мора:  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

Сульфаты имеют много важных применений. Например, сульфат магния  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  используется в производстве взрывчатых веществ, для изготовления спичек и огнестойких тканей. Некоторые сульфаты используются в промышленности.

