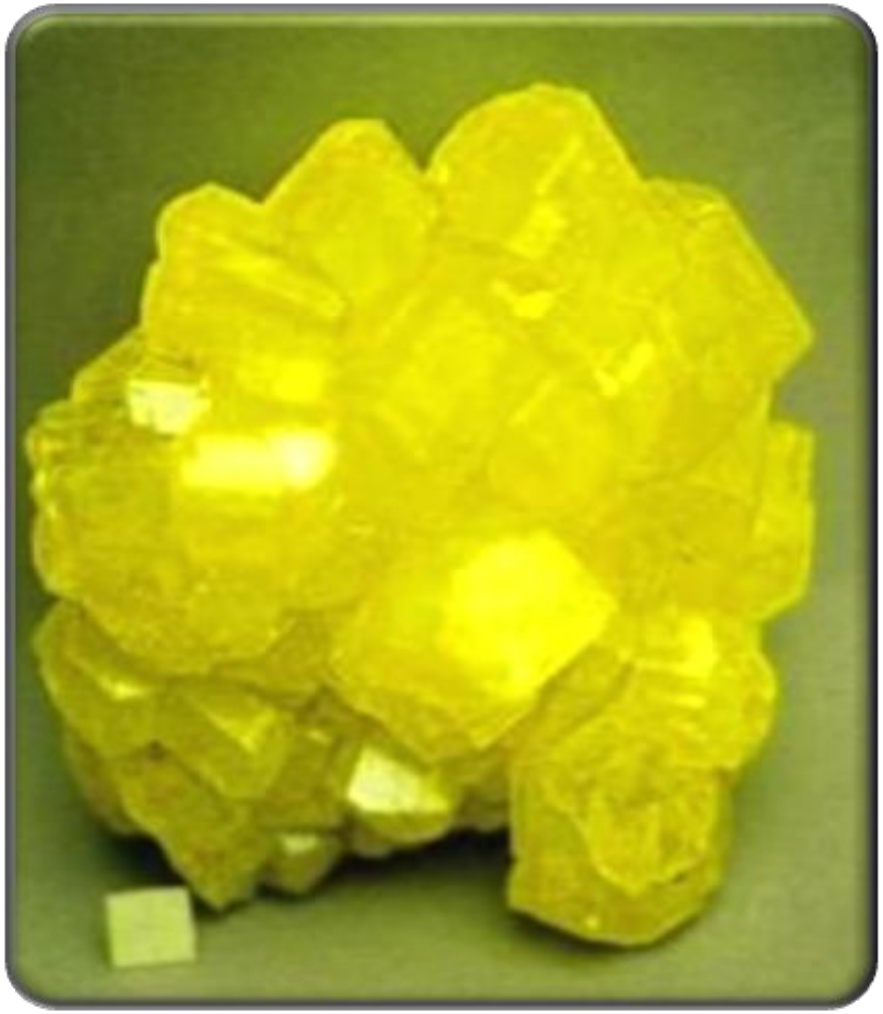
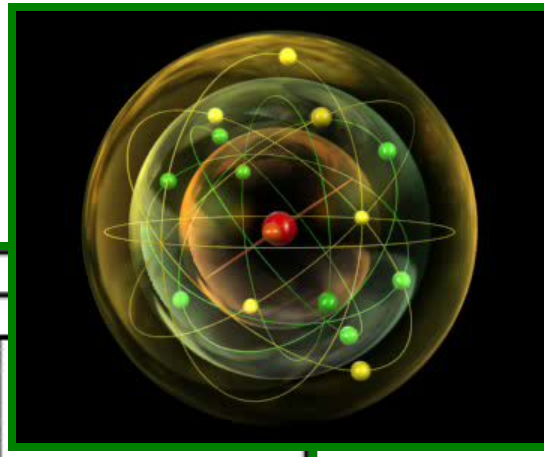


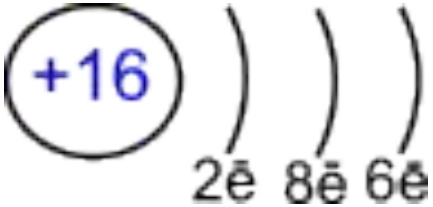
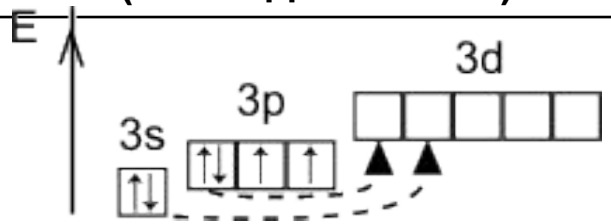
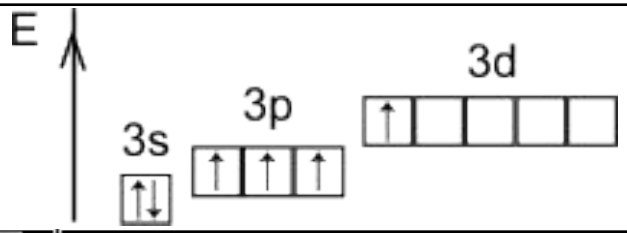
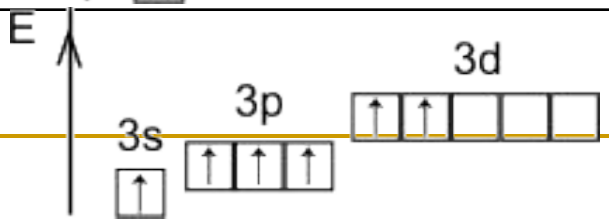
Сера и ее соединения

Положение серы в ПСХЭ



ПЕРИ-ОДЫ	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ									
	А I В	А II В	А III В	А IV В	А V В	А VI В	А VII В	А		
1							H 1 1,00794 ВОДОРОД	He 2 4,002602 ГЕЛИЙ		
2	Li 3 6,941 ЛИТИЙ	Be 4 9,01218 БЕРИЛЛИЙ	B 5 10,811 БОР	C 6 12,011 УГЛЕРОД	N 7 14,0067 АЗОТ	O 8 15,9994 КИСЛОРОД	F 9 18,998403 ФТОР	Ne 10 20,179 НЕОН		
3	Na 11 22,98977 НАТРИЙ	Mg 12 24,305 МАГНИЙ	Al 13 26,98154 АЛЮМИНИЙ	Si 14 28,0855 КРЕМНИЙ	P 15 30,97376 ФОСФОР	S 16 32,066 СЕРА	Cl 17 35,453 ХЛОР	Ar 18 39,948 АРГОН		
4	K 19 39,0983 КАЛИЙ	Ca 20 40,078 КАЛЬЦИЙ	21 Sc 44,95591 СКАНДИЙ	22 Ti 47,88 ТИТАН	23 V 50,9415 ВАНАДИЙ	24 Cr 51,9961 ХРОМ	25 Mn 54,9380 МАРГАНЕЦ	26 Fe 55,847 ЖЕЛЕЗО	27 Co 58,9332 КОБАЛЬТ	28 Ni 58,69 НИКЕЛЬ
	29 Cu 63,546 МЕДЬ	30 Zn 65,39 ЦИНК	Ga 31 69,723 ГАЛЛИЙ	Ge 32 72,59 ГЕРМАНИЙ	As 33 74,9216 МЫШЬЯК	Se 34 78,96 СЕЛЕН	Br 35 79,904 БРОМ	Kr 36 83,80 КРИПТОН		
5	Rb 37 85,4678 РУБИДИЙ	Sr 38 87,62 СТРОНЦИЙ	39 Y 88,9059 ИТТРИЙ	40 Zr 91,224 ЦИРКОНИЙ	41 Nb 92,9064 НИОБИЙ	42 Mo 95,94 МОЛИБДЕН	43 Tc 97,9072 ТЕХНЕЦИЙ	44 Ru 101,07 РУТЕНИЙ	45 Rh 102,9055 РОДИЙ	46 Pd 106,42 ПАЛЛАДИЙ
	47 Ag 107,8682 СЕРЕБРО	48 Cd 112,41 КАДМИЙ	In 49 114,82 ИНДИЙ	Sn 50 118,710 ОЛОВО	Sb 51 121,75 СУРЬМА	Te 52 127,60 ТЕЛЛУР	I 53 126,9045 ИОД	Xe 54 131,29 КСЕНОН		
6	Cs 55 132,9054 ЦЕЗИЙ	Ba 56 137,33 БАРИЙ	57 La* 138,9055 ЛАНТАН	72 Hf 178,49 ГАФНИЙ	73 Ta 180,9479 ТАНТАЛ	74 W 183,85 ВОЛЬФРАМ	75 Re 186,207 РЕНИЙ	76 Os 190,2 ОСМИЙ	77 Ir 192,22 ИРИДИЙ	78 Pt 195,08 ПЛАТИНА
	79 Au 196,9665 ЗОЛОТО	80 Hg 200,59 РТУТЬ	Tl 81 204,383 ТАЛЛИЙ	Pb 82 207,2 СВИНЕЦ	Bi 83 208,9804 ВИСМУТ	Po 84 208,9824 ПОЛОНИЙ	At 85 209,9871 АСТАТ	Rn 86 222,0176 РАДОН		
7	Fr 87 223,0197 ФРАНЦИЙ	Ra 88 226,0254 РАДИЙ	89 Ac** 227,0278 АКТИНИЙ	104 Rf [261] РЕЗЕРФОРДИЙ	105 Db [262] ДУБНИЙ	106 Sg [263] СИБОРГИЙ	107 Bh [262] БОРИЙ	108 Hn [265] ГАННИЙ	109 Mt [266] МЕЙТНЕРИЙ	

Строение атома серы

	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 3d^0$
Размещение электронов по орбиталям (последний слой)	**Степень окисления**
	**+2, -2**
	**+4**
	**+6**

Окислительно-восстановительные свойства

$$S^{-2} \rightleftarrows S^{0} \rightleftarrows S^{+4} \rightleftarrows S^{+6}$$

S^{-2} $\longrightarrow$ только восстановители

S^{0} $\longrightarrow$ окислители, восстановители

S^{+4} $\longrightarrow$ окислители, восстановители

S^{+6} $\longrightarrow$ только окислители

Сера в природе

*В свободном виде (самородная сера).

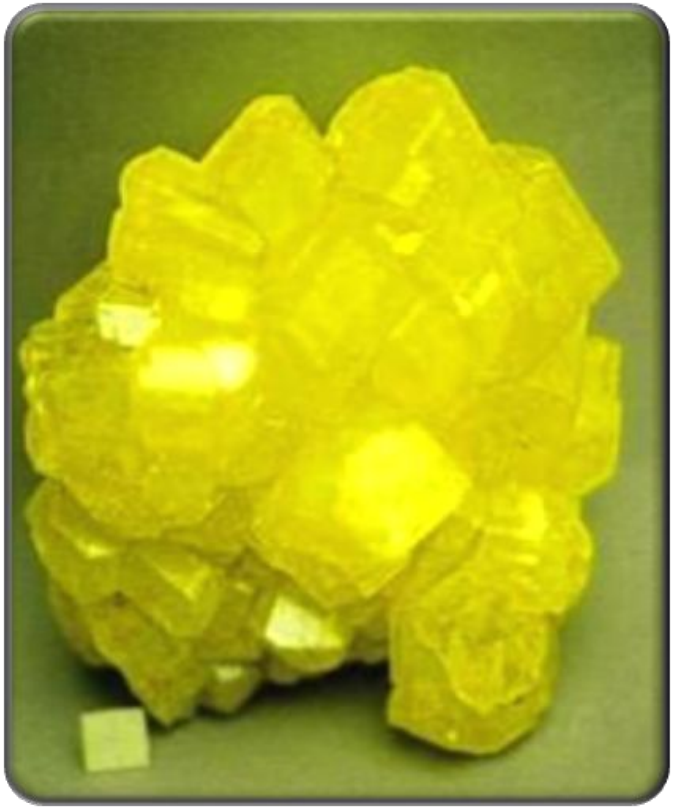
*В виде соединений: органических и неорганических (сульфиды и сульфаты).

*В составе каменного угля, нефти и газа.

Самородная сера, серный колчедан **FeS_2**, медный колчедан **$CuFeS_2$**, свинцовый блеск **PbS** с цинковой обманкой **ZnS** (Балхаш и Восточный Казахстан)

Ангидрит **$CaSO_4$**, гипс **$CaSO_4 \cdot 2H_2O$** и гипс пластинчатый

Физические свойства серы



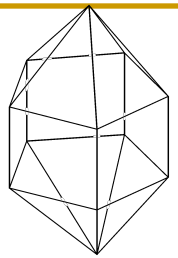
- Агрегатное состояние

ТВЕРДОЕ КРИСТАЛЛИЧЕСКОЕ

- Цвет <u>ЖЕЛТЫЙ</u>
- Запах <u>БЕЗ ЗАПАХА</u>
- Растворимость в воде <u>НЕ РАСТВОРЯЕТСЯ</u>
- Растворимость в сероуглероде <u>ХОРОШО РАСТВОРЯЕТСЯ</u>
- Теплопроводность <u>НЕТ</u>
- Электропроводность <u>НЕТ</u>

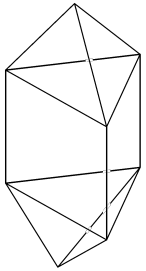
Аллотропия серы

Сера ромбическая



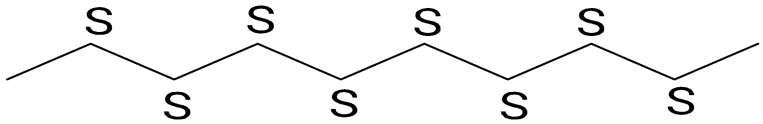
Цвет – лимонно-желтый;
$t_{пл.}$ = 112,8ºС; ρ = 2,07г/см^3

Сера моноклинная



Цвет – медово-желтый;
$t_{пл.}$ = 119,3ºС; ρ = 1,96г/см^3

Сера пластическая

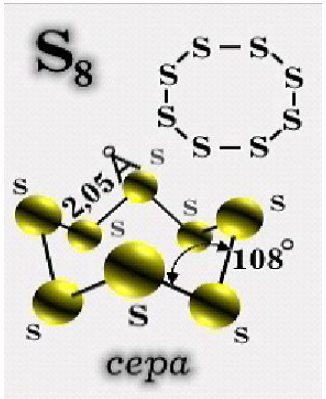


Цвет – темно-коричневый;
$t_{пл.}$ = 444,6ºС; ρ = 1,96г/см^3

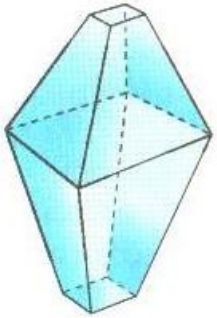
Аллотропия серы

Модификации серы

Ромбическая



Моноклинная



Пластическая

При нагревании ромбическая сера превращается в пластическую.

При н.у. все модификации серы с течением времени превращаются в ромбическую.

Химические свойства серы

Реагирует с неметаллами (искл. азот N_2 и иод I_2):

$$S + O_2 = SO_2$$

оксид серы (IV)

$$H_2 + S = H_2S$$

сероводород

Химические свойства серы

Реагирует с металлами

(искл. золото Au, платина Pt):

$2Na + S = Na_2S$ – сульфид натрия

$Fe + S = FeS$

$2Al + 3S = Al_2S_3$

$Hg + S = HgS$

(демеркуризация)

Химические свойства серы

- **Реагирует со сложными веществами:**

$$S + 2H_2SO_4(\text{конц.}) = 3SO_2 + 2H_2O$$

$$S + 6HNO_{3(\text{конц})} = H_2SO_4 + 6NO_2 + 2H_2O$$

$$3S + 6KOH = K_2SO_3 + 2K_2S + 3H_2O$$

$$3S + 2KClO_3 = 2KCl + 3SO_2;$$

Получение серы

1. Неполное окисление сероводорода:

$$2H_2S + O_2 = 2S\downarrow + 2H_2O$$ (недостаток O_2)

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

3. $$SO_2 + 2C = 2CO + S\downarrow$$

Применение серы

серная кислота

лекарства

спички

S

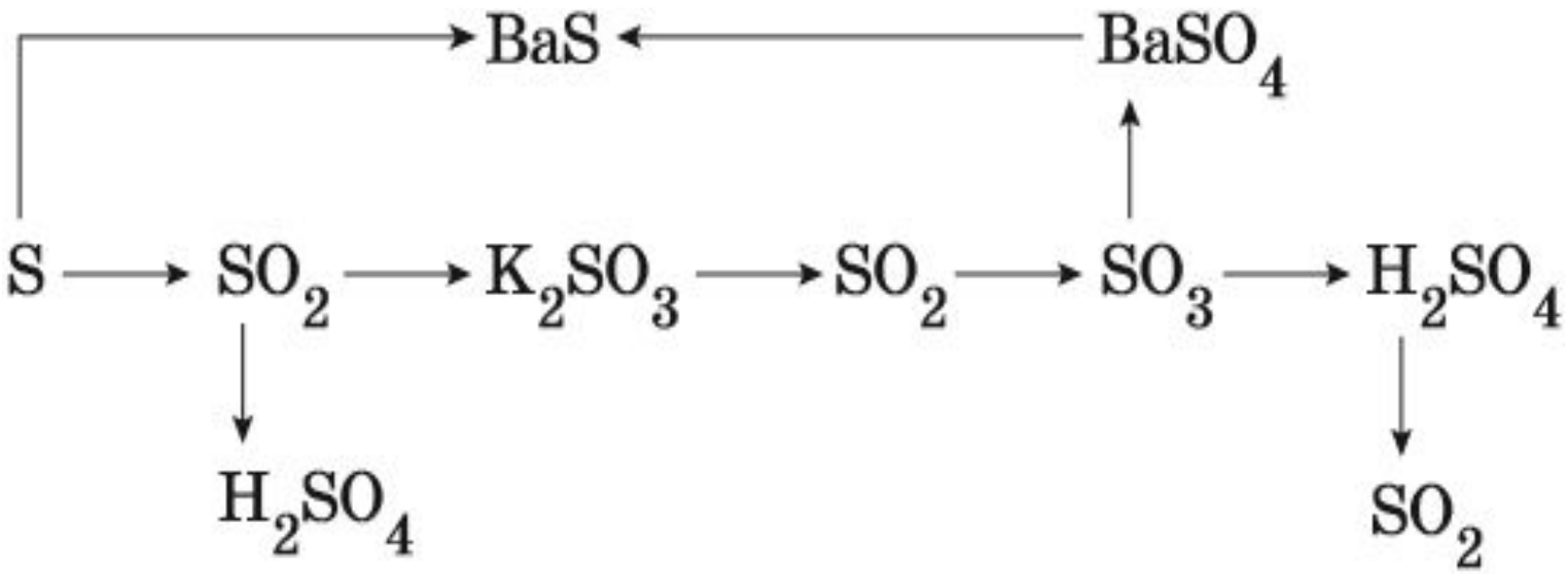
черный порох

резина

красители

в с/х

Осуществить цепочку превращений

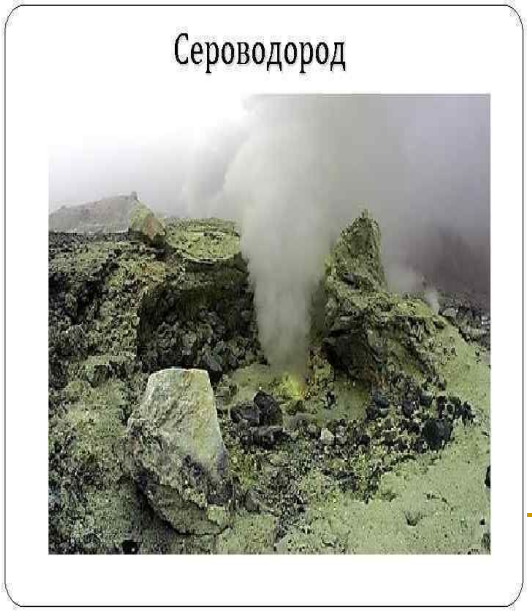


Домашнее задание:
П 10 упр 2,4,7,10 стр 47-48

Сероводород, сульфиды

Нахождение в природе

Встречается в **природе** в вулканических газах, в месторождениях нефти и газа, в водах минеральных источников Пятигорска, Мацесты, он растворен в глубоких слоях (ниже 150 - 200 м) Черного моря.
Он **образуется** при гниении серосодержащих органических веществ различных растительных и животных остатков.



Физические свойства

Газ, без цвета, с запахом тухлых яиц, ядовит (в больших концентрациях без запаха), тяжелее воздуха, растворим в воде (в 1V H_2O растворяется 2,4V H_2S при н.у.); t°пл = -86°C; t°кип = -60°C.

Ядовит! Способен взаимодействовать с железом, входящим в гемоглобин крови.

Работать с сероводородом в вытяжном шкафу и герметичных приборах!

Влияние сероводорода на организм

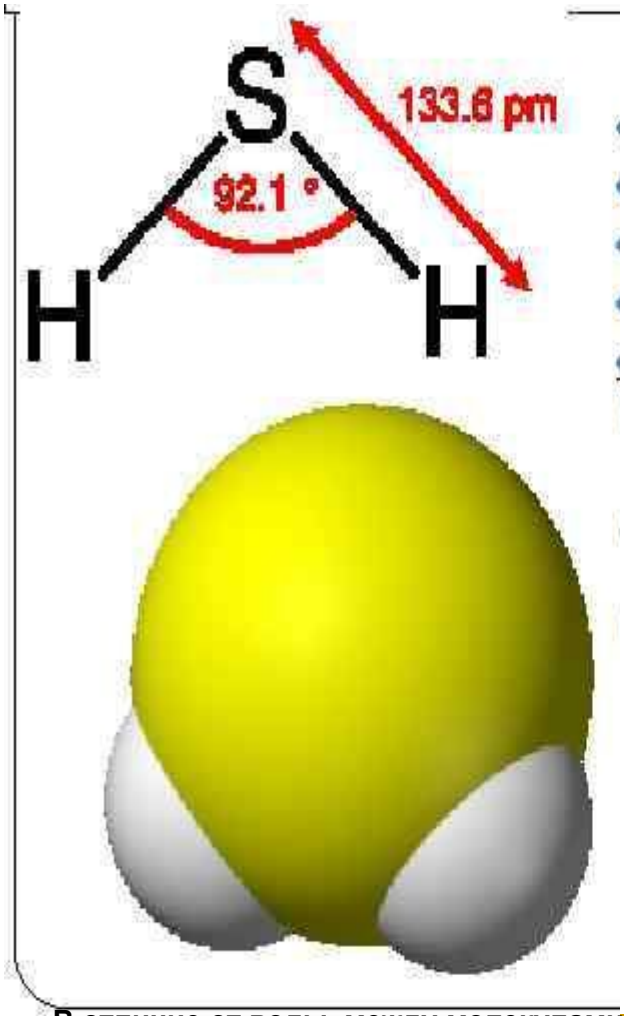
Очень ядовит. Даже один вздох чистого сероводорода ведет к потере сознания из-за паралича дыхательного центра.

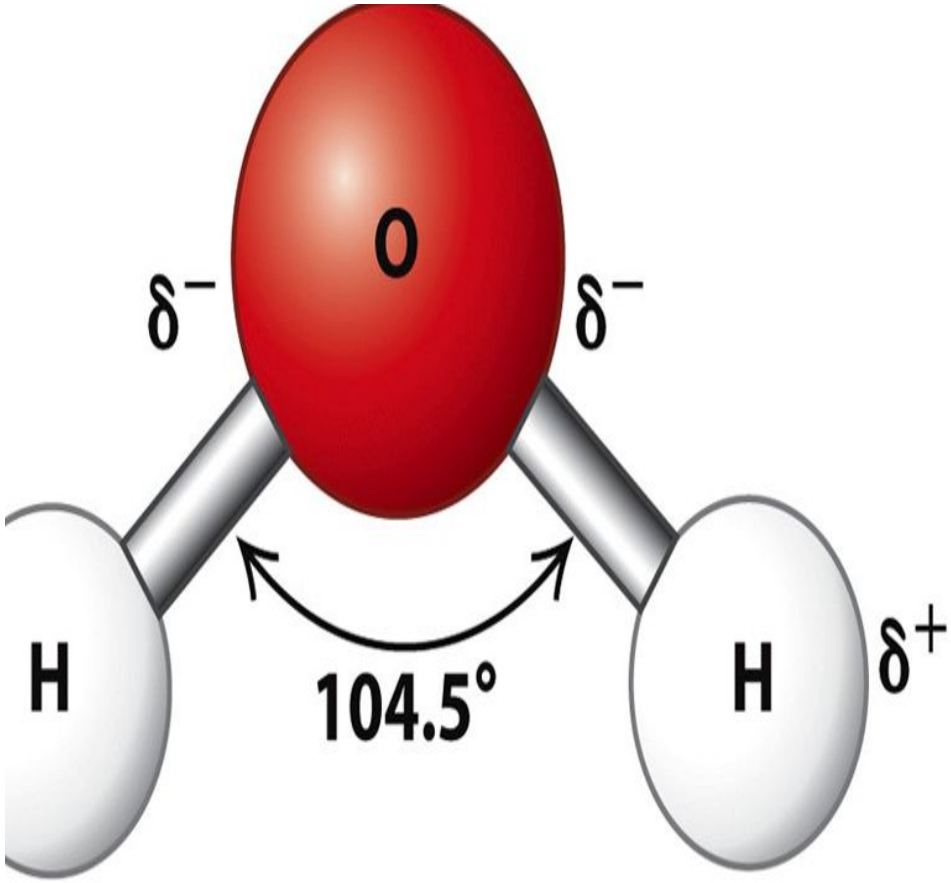
Его коварство заключается в том, что после легкого отравления его запах перестает ощущаться.

От сероводорода, выделяющегося при извержении Везувия, погиб в 79 г. до н.э. естествоиспытатель Плиний Старший.

Плиний Старший

Молекула сероводорода имеет угловую форму с валентным углом примерно 92^0 , что меньше, чем в молекуле воды (104,5°).





В отличие от воды, между молекулами сероводорода не образуется водородных связей, так как атом серы менее электроотрицателен, чем атом кислорода, и имеет больший радиус. Вследствие отсутствия водородных связей температура кипения сероводорода меньше, чем у воды.

Получение сероводорода в лаборатории

1) $H_2 + S \rightarrow H_2S\uparrow$

2) $FeS_2 + 2HCl \rightarrow H_2S\uparrow + FeCl_2$

сульфид железа (II)

Сероводород можно также получить действием воды на сульфид алюминия, который полностью гидролизуется: $Al_2S_3+6H_2O=2Al(OH)_3+3H_2S$

Химические свойства сероводорода

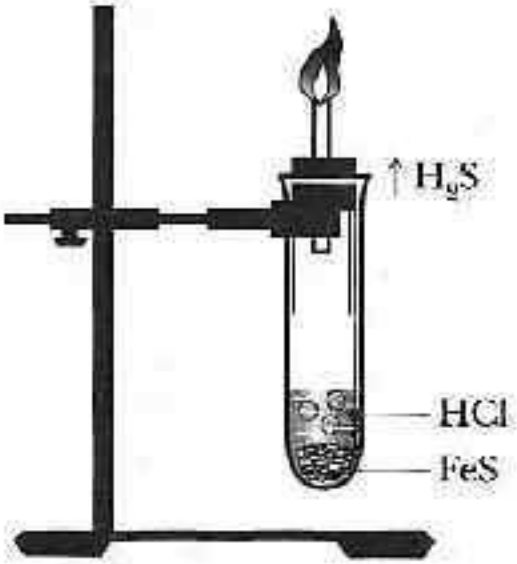
1) Горение сероводорода.

Полное сгорание (при избытке O_2)

$$2H_2S^{-2} + 3O_2 \rightarrow 2S^{+4}O_2 + 2H_2O$$

Неполное сгорание (недостаток O_2)

$$2H_2S^{-2} + O_2 \rightarrow 2S^{0} + 2H_2O$$



Сильные окислители, например водный раствор хлора (хлорная вода) и азотная кислота, способны окислить сероводород до серной кислоты:

$$H_2S+4CL_2+H_2O=H_2SO_4+8HCL$$
$$H_2S+8HNO_3=H_2SO_4+8NO_2+4H_2O$$

Более слабые окислители, например бром , сернистый газ , сернистая кислота , ионы Fe^{3+} окисляют сероводород до серы:

$$H_2S+Br_2=S+2HBr$$
$$2H_2S+SO_2=3S+2H_2O$$
$$2H_2S+H_2SO_3=3S+3H_2O$$
$$2FeCL_3+H_2S=2FeCL_2+S+2HCL$$

3) Взаимодействие с водой.

Раствор H_2S в воде – слабая двухосновная кислота (сероводородная кислота)

Диссоциация происходит в две ступени:

I ст. $H_2S \rightleftarrows H^+ + HS^-$ (гидросульфид - ион)

II ст. $HS^- \rightleftarrows H^+ + S^{2-}$ (сульфид-ион)

Средние соли(сульфиды): Na_2S – сульфид натрия

CaS – сульфид кальция

Кислые соли(гидросульфиды):

$NaHS$ – гидросульфид натрия

$Ca(HS)_2$ – гидросульфид кальция

4) Кислотные свойства.

Взаимодействует с основаниями:

$$H_2S + 2NaOH_{\text{изб.}} \rightarrow Na_2S + 2H_2O$$

сульфид натрия

$$H_2S_{\text{изб.}} + NaOH \rightarrow NaHS + H_2O$$

гидросульфид натрия

5) Качественная реакция на сероводородную кислоту и сульфиды.

$$H_2S + Pb(NO_3)_2 \rightarrow PbS\downarrow + 2HNO_3$$

$$Pb^{2+} + S^{2-} \rightarrow PbS\downarrow$$

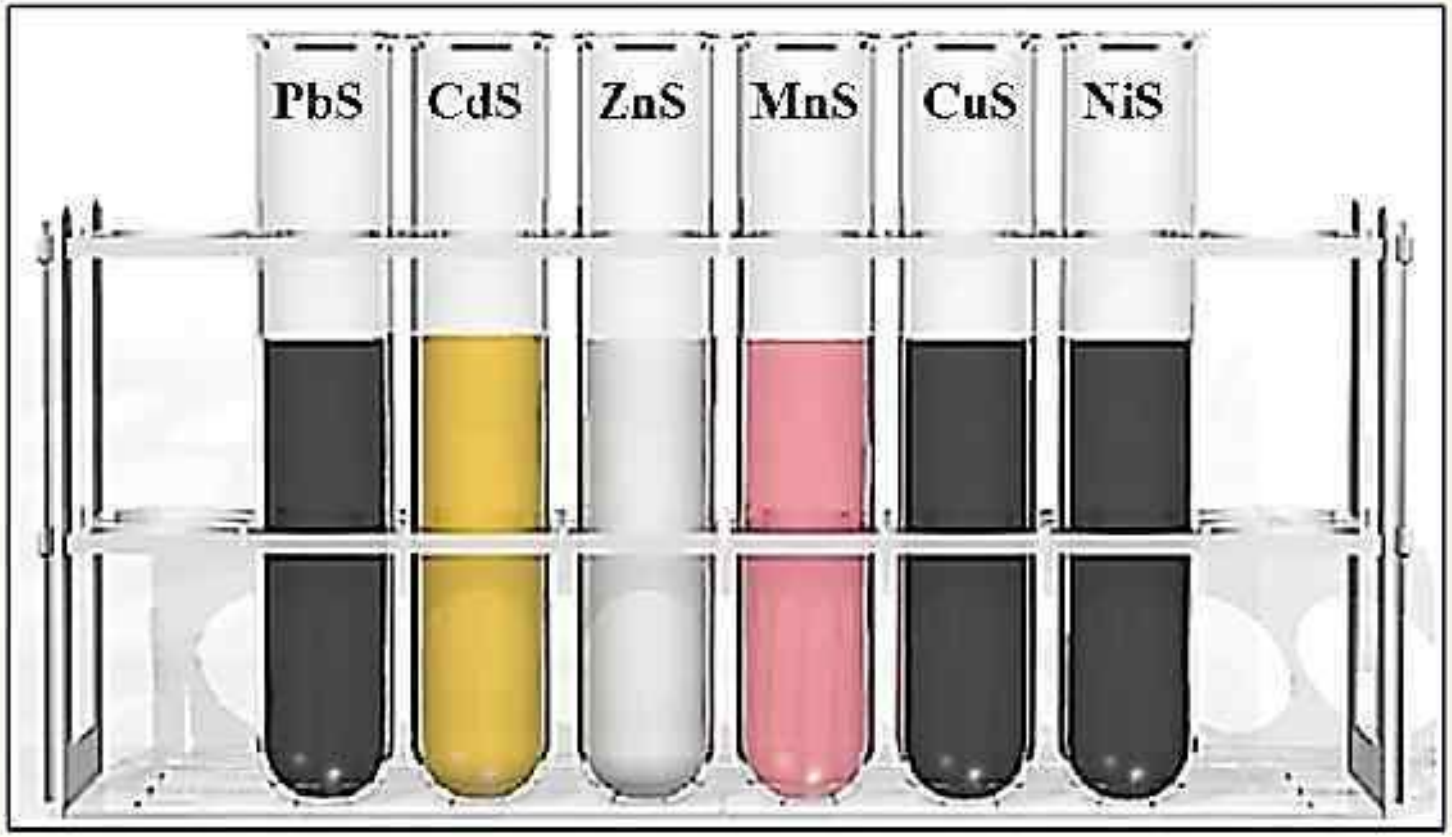
черный

$$H_2S + Cu(NO_3)_2 \rightarrow CuS\downarrow + 2HNO_3$$

$$Cu^{2+} + S^{2-} \rightarrow CuS\downarrow$$

черный

Многие сульфиды окрашены и нерастворимы в воде: PbS – черный, CdS – желтый, ZnS – белый, MnS – розовый, CuS – черный, NiS – черный.



Применение сероводорода

Сероводород из-за своей токсичности находит ограниченное применение.

- В медицине - в составе природных и искусственных сероводородных ванн (нормализует работу сердца и нервной системы, артериальное давление, используют при кожных заболеваниях.
- Сероводород применяют для получения серной кислоты, серы, сульфидов.

Домашнее задание
п 11 упр 1,3,5,7 стр 52

Оксиды серы

Оксиды серы

Критерии	SO_2	SO_3
Название	Оксид серы(IV), сернистый газ, диоксид серы	Оксид серы (VI), серный ангидрид, триоксид серы
Физические свойства	Бесцветный газ с резким удушливым запахом, хорошо растворим в воде, tкип.=-10^{0}C, tпл.=-75,5 ^{0}C	При 0^{0}C белое твердое вещество, при t=16,8^0 C переходит в жидкое состояние, а при t=44,7^{0}C - в газообразное, хорошо растворяется

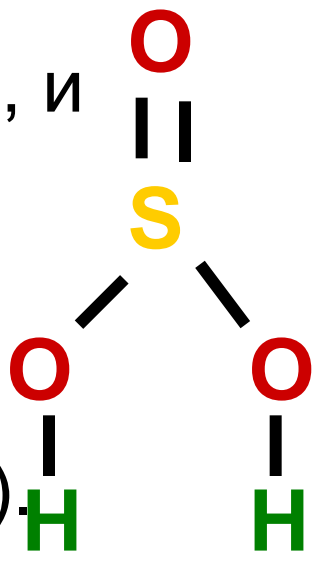
	SO_2	SO_3
Химические свойства	Кислотный оксид $SO_2+H_2O \rightleftarrows H_2SO_3$ $SO_2+CaO \rightarrow CaSO_3$ $SO_2+2NaOH \rightarrow Na_2SO_3+H_2O$ Обладает ОВ двойственностью: $2SO_2+O_2 \rightleftarrows 2SO_3$ восстановитель $SO_2+C \rightarrow S+CO_2$ окислитель Обесцвечивает раствор $KMnO_4$ и некоторые красители.	Кислотный оксид $SO_3+H_2O \rightarrow H_2SO_4$ $SO_3+CuO \rightarrow CuSO_4$ $SO_3+2KOH \rightarrow K_2SO_4+H_2O$ Кислотные свойства сильнее, чем у SO_2: $Na_2SO_3+SO_3 \rightarrow SO_2\uparrow+Na_2SO_4$ В ОВР только окислитель

Сернистая кислота $H_2S^{+4}O_3$

- существует только в растворе,
- летучая: $H_2SO_3 \rightarrow SO_2 + H_2O$
- кислородсодержащая, двухосновная, средней силы,
- в ОВР проявляет и окислительные, и восстановительные свойства,
- образует соли:

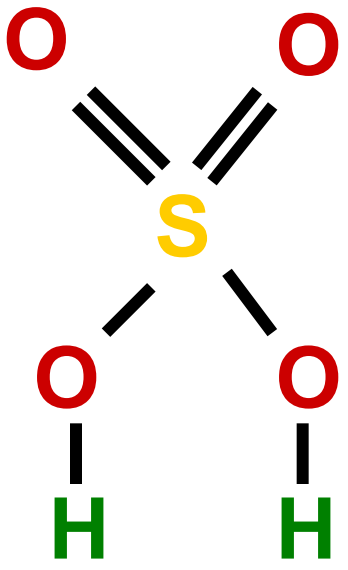
  средние - сульфиты (Na_2SO_3) и

  кислые – гидросульфиты ($NaHSO_3$).



Серная кислота $H_2S^{+6}O_4$

- бесцветная, маслянистая, тяжелая жидкость,
- без запаха,
- обладает гигроскопическим свойством,
- хорошо растворяется в воде,
- кислородсодержащая, двухосновная, сильная, окислитель



Получение серной кислоты

- $S, H_2S, FeS_2 \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4$
- 1-я стадия. Печь для обжига колчедана.

Получение оксида серы (II) :

$$4FeS_2 + 11O_2 \longrightarrow 2Fe_2O_3 + 8SO_2 + Q$$

- 2-я стадия. Получение серного ангидрида (450°C - 500°C; кат. V_2O_5):

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

- 3-я стадия. Поглотительная башня:

Получение олеума

$$nSO_3 + H_2SO_4(\text{конц}) \longrightarrow (H_2SO_4 \cdot nSO_3)(\text{олеум})$$

Химические свойства серной кислоты

1. Диссоциация $H_2SO_4 \rightleftarrows H^+ + HSO_4^-$

$HSO_4^- \rightleftarrows H^+ + SO_4^{2-}$

Лакмус красный.

2. H_2SO_4 с Ме (до водорода)

$H_2SO_4 + Mg = MgSO_4 + H_2$

$2H^+ + SO_4^{2-} + Mg = Mg^{2+} + SO_4^{2-} + H_2$

$2H^+ + Mg = Mg^{2+} + H_2$

3. H_2SO_4 с о.о., а.о.

$H_2SO_4 + Na_2O = Na_2SO_4 + H_2O$

$2H^+ + SO_4^{2-} + Na_2O = 2Na^+ + SO_4^{2-} + H_2O$

$2H^+ + Na_2O = 2Na^+ + H_2O$

Химические свойства серной кислоты

4. H_2SO_4 с основаниями

$H_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + 2H_2O$

$2H^+ + SO_4^{2-} + 2Na^+ + 2OH^- = 2Na^+ + SO_4^{2-} + 2H_2O$

$2H^+ + 2OH^- = 2H_2O$

5. H_2SO_4 с солями

$H_2SO_4 + CaCO_3 = CaSO_4 + H_2O + CO_2$

$2H^+ + SO_4^{2-} + CaCO_3 = CaSO_4 + H_2O + CO_2$

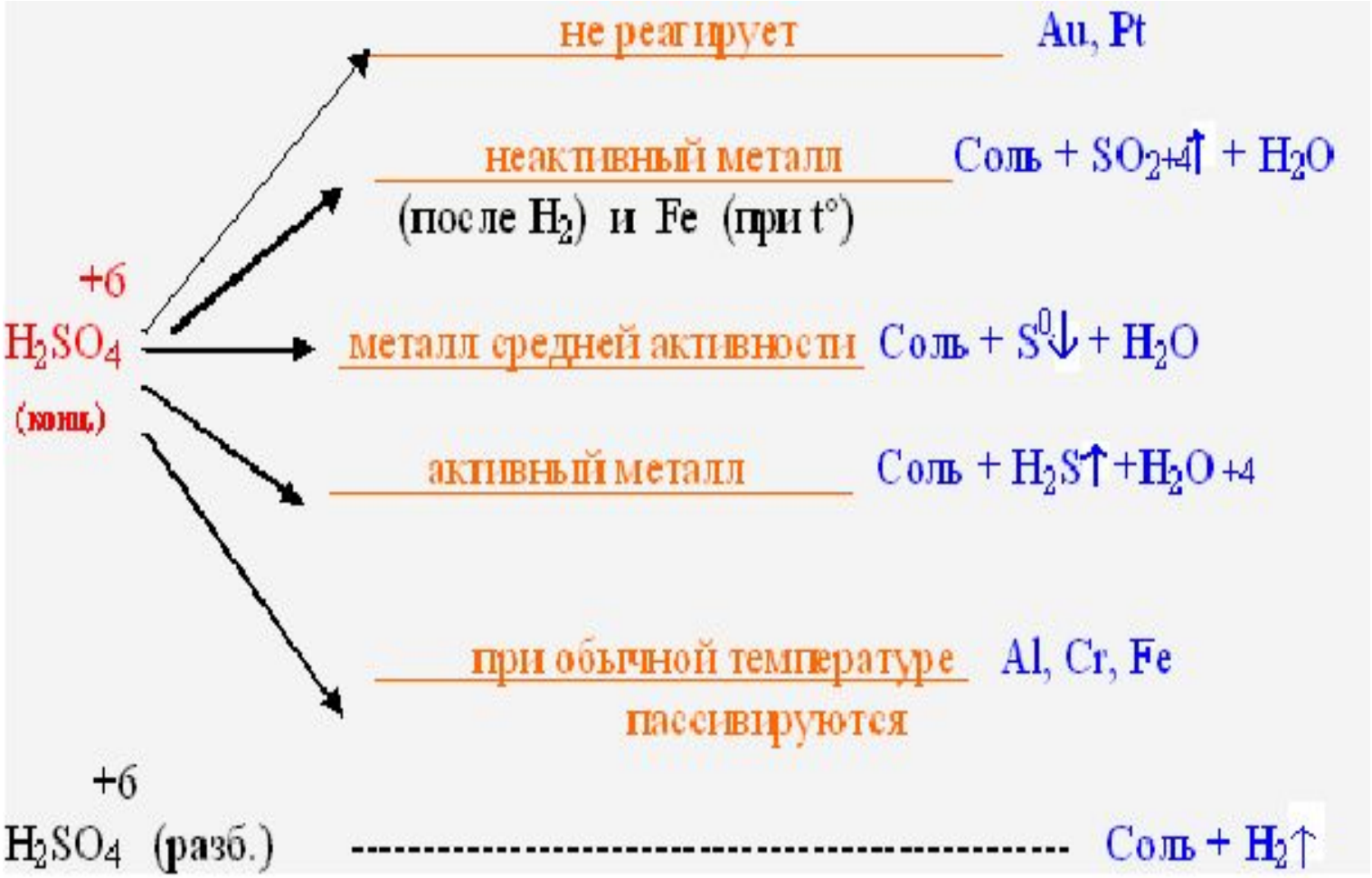
Качественная реакция на сульфат-ион

$H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4 + 2HCl$

$2H^+ + SO_4^{2-} + Ba^{2+} + 2Cl^- = BaSO_4 + 2H^+ + 2Cl^-$

$SO_4^{2-} + Ba^{2+} = BaSO_4$ белый молочный осадок

Взаимодействие H_2SO_4 с металлами



разб.H_2SO_4 + Cu ≠

2конц.$H_2S^{+6}O_4 + Cu^0 = Cu^{+2}S^{+6}O_4 + S^{+4}O_2 + 2H_2O$

Свойства конц. H_2SO_4

$C_{12}H_{22}O_{11}$(сахароза)+H_2SO_4 →12C(уголь) +H_2SO_4 *11H_2O

Органические вещества обугливаются !!!

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

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

$2P + 5H_2SO_4 = 2H_3PO_4 + 5SO_2 + 2H_2O$

Применение серной кислоты

- в производстве минеральных удобрений;
- как электролит в свинцовых аккумуляторах;
- в металлургии при прокате стали;
- для получения различных минеральных кислот и солей;
- в производстве химических волокон, красителей, дымообразующих веществ и взрывчатых веществ;
- в текстильной, кожевенной отраслях промышленности;
- в металлообрабатывающей промышленности;
- используется как осушитель воздуха;
- в нефтяной промышленности;
- в пищевой промышленности;
- в промышленном органическом синтезе в реакциях.

. Кислород и сера сходны тем, что

A) не имеют аллотропных видоизменений

B) находятся в одном периоде

C) имеют одинаковую высшую валентность

D) находятся в одной группе

E) имеют одинаковое количество энергетических уровней

ПЕРИОДЫ	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ									
	A I B	A II B	A III B	A IV B	A V B	A VI B	A VII B	A VIII B		
1							H 1 1,00794 ВОДОРОД	He 2 4,002602 ГЕЛИЙ		
2	Li 3 6,941 ЛИТИЙ	Be 4 9,01218 БЕРИЛЛИЙ	B 5 10,811 БОР	C 6 12,011 УГЛЕРОД	N 7 14,0067 АЗОТ	O 8 15,9994 КИСЛОРОД	F 9 18,998403 ФТОР	Ne 10 20,179 НЕОН		
3	Na 11 22,98977 НАТРИЙ	Mg 12 24,305 МАГНИЙ	Al 13 36,98154 АЛЮМИНИЙ	Si 14 28,0855 КРЕМНИЙ	P 15 30,97376 ФОСФОР	S 16 32,066 СЕРА	Cl 17 35,453 ХЛОР	Ar 18 39,948 АРГОН		
4	K 19 39,0983 КАЛИЙ	Ca 20 40,078 КАЛЬЦИЙ	21 Sc 44,95591 СКАНДИЙ	22 Ti 47,88 ТИТАН	23 V 50,9415 ВАНАДИЙ	24 Cr 51,9961 ХРОМ	25 Mn 54,9380 МАРГАНЕЦ	26 Fe 55,847 ЖЕЛЕЗО	27 Co 58,9332 КОБАЛЬТ	28 Ni 58,69 НИКЕЛЬ
	29 Cu 63,546 МЕДЬ	30 Zn 65,39 ЦИНК	Ga 31 69,723 ГАЛЛИЙ	Ge 32 72,59 ГЕРМАНИЙ	As 33 74,9216 МЫШЬЯК	Se 34 78,96 СЕЛЕН	Br 35 79,904 БРОМ	Kr 36 83,80 КРИПТОН		
5	Rb 37 85,4678 РУБИДИЙ	Sr 38 87,62 СТРОНЦИЙ	39 Y 88,9059 ИТТРИЙ	40 Zr 91,224 ЦИРКОНИЙ	41 Nb 92,9064 НИОБИЙ	42 Mo 95,94 МОЛИБДЕН	43 Tc 97,9072 ТЕХНЕЦИЙ	44 Ru 101,07 РУТЕНИЙ	45 Rh 102,9055 РОДИЙ	46 Pd 106,42 ПАЛЛАДИЙ
	47 Ag 107,8682 СЕРЕБРО	48 Cd 112,41 КАДМИЙ	In 49 114,82 ИНДИЙ	Sn 50 118,710 ОЛОВО	Sb 51 121,75 СУРЬМА	Te 52 127,60 ТЕЛЛУР	I 53 126,9045 ИОД	Xe 54 131,29 КСЕНОН		
6	Cs 55 132,9054 ЦЕЗИЙ	Ba 56 137,33 БАРИЙ	57 La* 138,9055 ЛАНТАН	72 Hf 178,49 ГАФНИЙ	73 Ta 180,9479 ТАНТАЛ	74 W 183,85 ВОЛЬФРАМ	75 Re 186,207 РЕНИЙ	76 Os 190,2 ОСМИЙ	77 Ir 192,22 ИРИДИЙ	78 Pt 195,08 ПЛАТИНА
	79 Au 196,9665 ЗОЛОТО	80 Hg 200,59 РТУТЬ	Tl 81 204,383 ТАЛЛИЙ	Pb 82 207,2 СВИНЕЦ	Bi 83 208,9804 ВИСМУТ	Po 84 208,9824 ПОЛОНИЙ	At 85 209,9871 АСТАТ	Rn 86 222,0176 РАДОН		
7	Fr 87 223,0197 ФРАНЦИЙ	Ra 88 226,0254 РАДИЙ	89 Ac** 227,0278 АКТИНИЙ	104 Rf [261] РЕЗЕРФОРДИЙ	105 Db [262] ДУБНИЙ	106 Sg [263] СИБОРГИЙ	107 Bh [262] БОРИЙ	108 Hn [265] ГАННИЙ	109 Mt [266] МЕЙТНЕРИЙ	

Сумма всех электронов в высшем оксиде серы

A) 40
B) 32
C) 24
D) 80
E) 64

Общее число электронов в молекуле серной кислоты

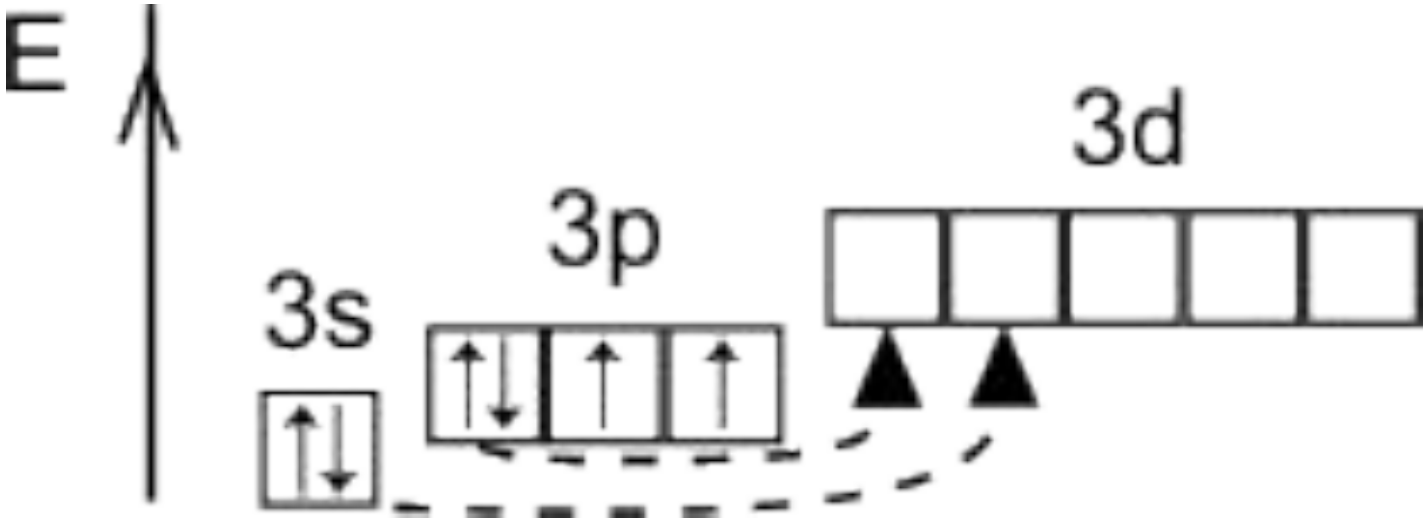
A) 32
B) 50
C) 98
D) 64
E) 49

Сумма всех электронов **(SO_3)= 16+8*3= <u>40</u>**

Сумма всех электронов **(H_2SO_4)= 1*2+16+8*4= <u>50</u>**

Невозбужденные атомы серы содержат неспаренных электронов

A) 6
B) 3
C) 2
D) 5
E) 4



Не характерная для серы реакция

A) $Fe + S \rightarrow$

B) $H_2 + S \rightarrow$

C) $S + O_2 \rightarrow$

D) $Cu + S \rightarrow$

E) $S + H_2O \rightarrow$

S+ Me

S+ НеМе

S в воде не растворяется, не смачивается

Свойство, характерное для оксида серы (VI)

A) не растворяется в воде

B) обладает окислительными и восстановительными свойствами

C) обладает только окислительными свойствами

D) обладает только восстановительными свойствами

E) водный раствор имеет щелочную среду

S^{-2} → только восстановители

S^{0} → окислители, восстановители

S^{+4} → окислители, восстановители

S^{+6} → только окислители

$S^{+4}O_2$ обладает двойственными ОВ свойствами

$S^{+6}O_3$ обладает окислительными свойствами

Масса серы, полученная при взаимодействии 22,4 л сероводорода и 64 г оксида серы (IV), равна

A) 80 г
B) 64 г
C) 48 г
D) 96 г
E) 32 г

22,4 л 64 г x г

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

44,8 л 64 г 96 г

нед. изб.

$$X = \frac{22,4 * 96}{44,8} = \underline{\mathbf{48\ г}}$$

Соединение $NaHSO_4$ имеет название

A) Гидросульфат натрия

B) Сульфит натрия

C) Сульфид натрия

D) Сульфат натрия

E) Гидросульфит натрия

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

гидросульфат-ион

$$HSO_4^- \rightleftarrows H^+ + SO_4^{2-}$$

сульфат-ион

Соли: гидросульфаты, сульфаты.

Сумма коэффициентов в уравнении реакции

$Ca(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow$ основная соль + ...

A) 7
B) 6
C) 5
D) 3
E) 4

$Ca(OH)_2 \rightleftarrows CaOH^+ + OH^-$

$2Ca(OH)_2 + H_2SO_4 = (CaOH)_2SO_4 + 2H_2O$

2 + 1+ 1 + 2 = <u>6</u>

Раствор серной кислоты реагирует со всеми веществами группы

A) Pb, MnO, $Fe(OH)_2$
B) Mg, CO_2, NO(OH)
C) Fe, SeO_2, $Zn(OH)_2$
D) Ag, TeO_2, $Cu(OH)_2$
E) Cu, SO_3, $Mg(OH)_2$

Серная кислота реагирует
с металлами (до Н),
основными и амфотерными оксидами,
основаниями.
Ответ: А.

При взаимодействии Cu с концентрированной серной кислотой выделяется

A) S
B) SO_2
C) SO_3
D) Na_2S
E) H_2S

Сумма коэффициентов в реакции взаимодействия избытка концентрированной серной кислоты на медью при нагревании

A) 10
B) 9
C) 4
D) 7
E) 5

$$2H_2SO_4 + Cu = CuSO_4 + \underline{SO_2} + 2H_2O$$

Сумма коэффициентов

$$2 + 1 + 1 + 1 + 2 = \underline{7}$$

Объем газа (н.у.), выделяющийся при взаимодействии 6,4 г меди с концентрированной серной кислотой

A) 22,4 л
B) 67,2 л
C) 4,48 л
D) 2,24 л
E) 44,8 л

6,4 г x л

$$2H_2SO_4 + Cu = CuSO_4 + \underline{SO_2} + 2H_2O$$

64 г 22,4 л

$$x = \frac{6{,}4 * 22{,}4}{64} = \underline{\mathbf{2{,}24\ л}}$$

Для производства серной кислоты используют пирит, формула которого

A) $FeSO_4$
B) $FeSO_3$
C) FeS
D) $Fe_2(SO_4)_3$
E) FeS_2

Уравнение реакции первой стадии производства серной кислоты контактным способом – обжиг пирита

A) $S + O_2 = SO_2$
B) $4FeS_2 + 11O_2 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2$
C) $2ZnS + 3O_2 = 2SO_2 + 2ZnO$
D) $2H_2S + O_2 = 2S + 2H_2O$
E) $2S + 3O_2 = 2SO_3$

Обжиг пирита

$$4FeS_2 + 11O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3 + 8SO_2 + Q$$

Для производства серной кислоты используют гипс, формула которого

A) FeS_2
B) $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$
C) ZnS
D) PbS
E) $CaSO_4 \cdot 2H_2O$

гипс $CaSO_4 \cdot 2H_2O$

Для осуществления первой стадии производства серной кислоты контактным способом не применяют

A) катализатор
B) принцип противотока
C) принцип кипящего слоя
D) повышение концентрации кислорода в воздухе
E) измельчение пирита

Вещество А в цепи превращения: $H_2S \rightarrow SO_2 \rightarrow A \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow SO_2$

A) Сульфат натрия

B) Оксид серы (VI)

C) Сера

D) Сульфид натрия

E) Сероводород

$$H_2S \rightarrow SO_2 \rightarrow \underline{SO_3} \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow SO_2$$

В результате превращений

$$FeS_2 \xrightarrow{+O_2} X_1 \xrightarrow[V_2O_5]{+O_2} X_2 \xrightarrow{+H_2O} X_3 \xrightarrow[-H_2O]{+CuO} X_4$$

из 0,5 моль FeS_2 получится масса вещества X_4

A) 16 г
B) 8 г
C) 160 г
D) 80 г
E) 12 г

$$FeS_2 \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4$$

0,5 моль x г

$$FeS_2 \rightarrow 2CuSO_4$$

1 моль 2*160 г

$$x = \frac{0,5*2*160}{1} = \underline{\mathbf{160\ г}}$$

. В результате превращений

$$FeS_2 \xrightarrow{+O_2} X_1 \xrightarrow[V_2O_5]{+O_2} X_2 \xrightarrow{+H_2O} X_3 \xrightarrow[-H_2O]{+FeO} X_4$$

из 0,25 моль FeS_2 получится масса вещества X_4 равная

A) 16 г
B) 38 г
C) 12 г
D) 76 г
E) 80 г

$$FeS_2 \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4$$

0,25 моль x г

$$FeS_2 \rightarrow 2FeSO_4$$

1 моль 2*152 г

$$x = \frac{0,25 * 2 * 152}{1} = 76 \text{ г}$$