Сера и её соединения

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

Сера

Сероводород и сульфиды

Оксиды серы

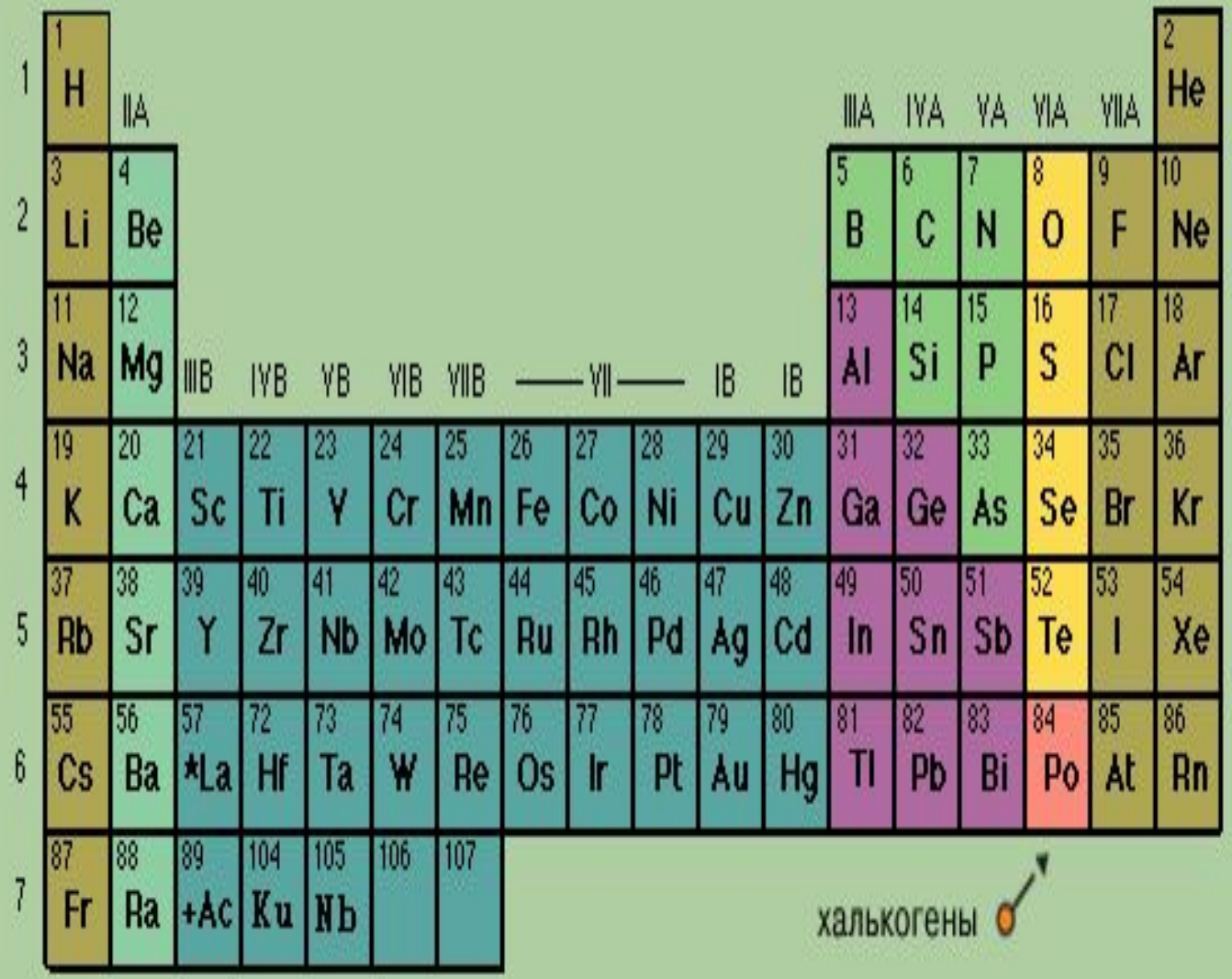
Оксид серы (Оксид серы (IV)

Оксид серы (Оксид серы (VI)

Сернистая кислота

Серная кислота

Общая характеристика VI-а подгруппы



положение халькогенов в периодической системе

Распространение в природе и основные минералы

0,05%

самородная сера (S)

колчеданы (FeS_2 – пирит, $FeCuS_2$ – медный колчедан)

обманки (ZnS – цинковая обманка)

блески (MoS_2 – молибденовый блеск)

сульфаты ($CaSO_4 \cdot 2H_2O$ – гипс, $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ – горькая соль)

VI

O 8

S 16

24 Cr

Se 34

42 Mo

Te 52

74 W

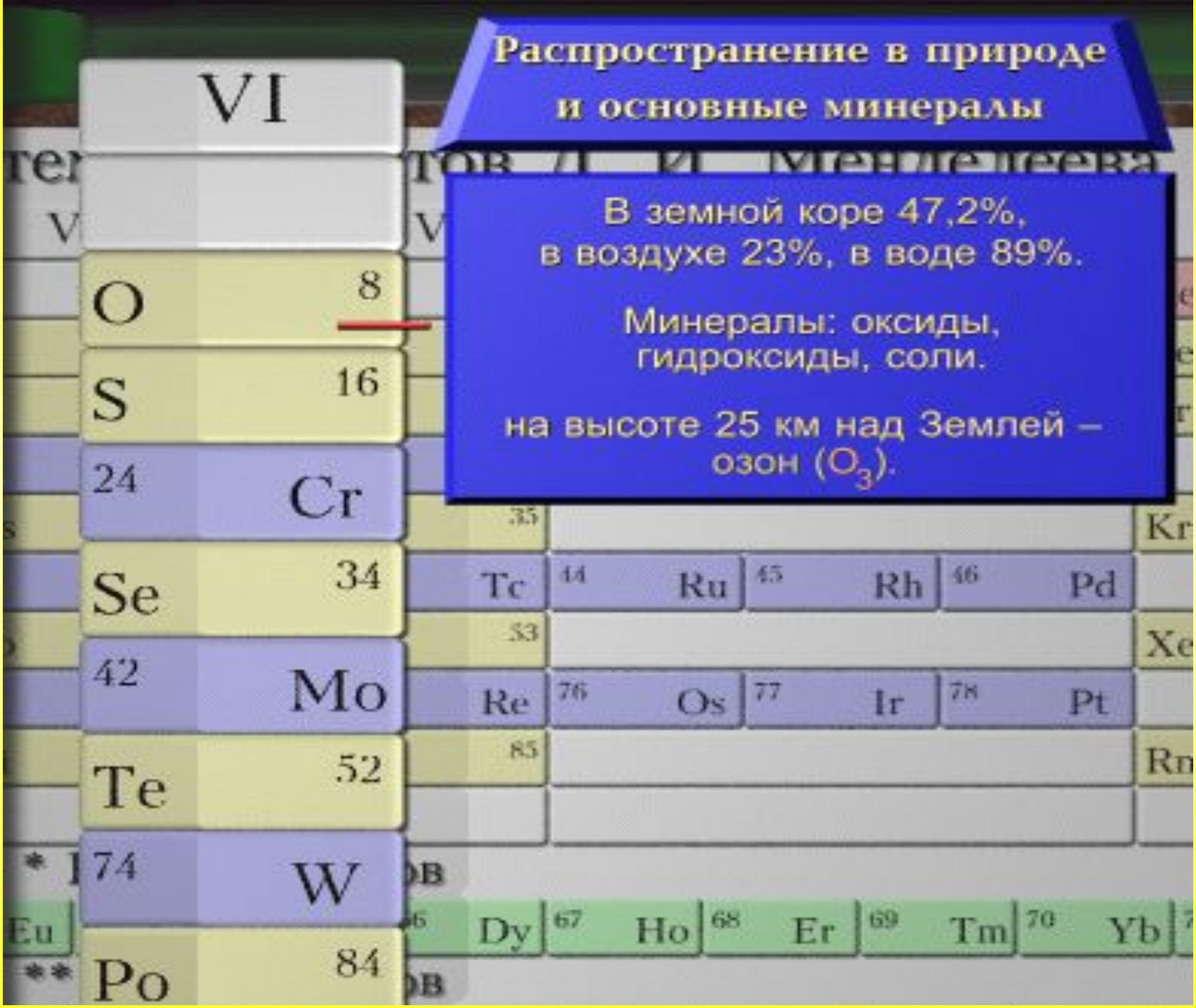
Po 84

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

O 8	от греч. (oxy genes) – образующий кислоты
S 16	от лат. (suiphurum)
24 Cr	
Se 34	от греч. (selene) – луна
42 Mo	
Te 52	от лат. (tellus) – земля
74 W	
Po 84	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 +4

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

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. $t_{(разл.)} = 500^{o}C$.

Оксиды со степенью окисления +6

VI

O 8

S 16

24 Cr

Se 34

42 Mo

Te 52

74 W

Po 84

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.

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

Немало сера знаменита,
И в древности ее Гомер воспел,
С ней много тысяч лет прожито,
И человек в ней пользу разглядел.

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.

Аллотропные модификации

Сера ромбическая S_8 (α-сера)

$t > 96\ ^{\circ}C$

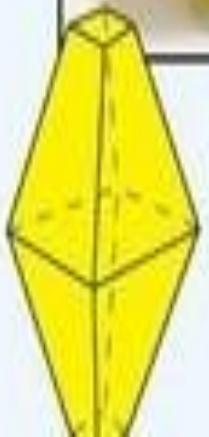
$t < 96\ ^{\circ}C$

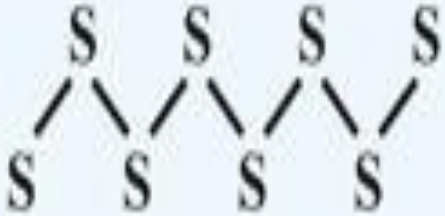
Сера моноклинная S_8 (β-сера)

резкое охлаждение кипящей серы

самопроизвольно

Сера пластическая S_∞





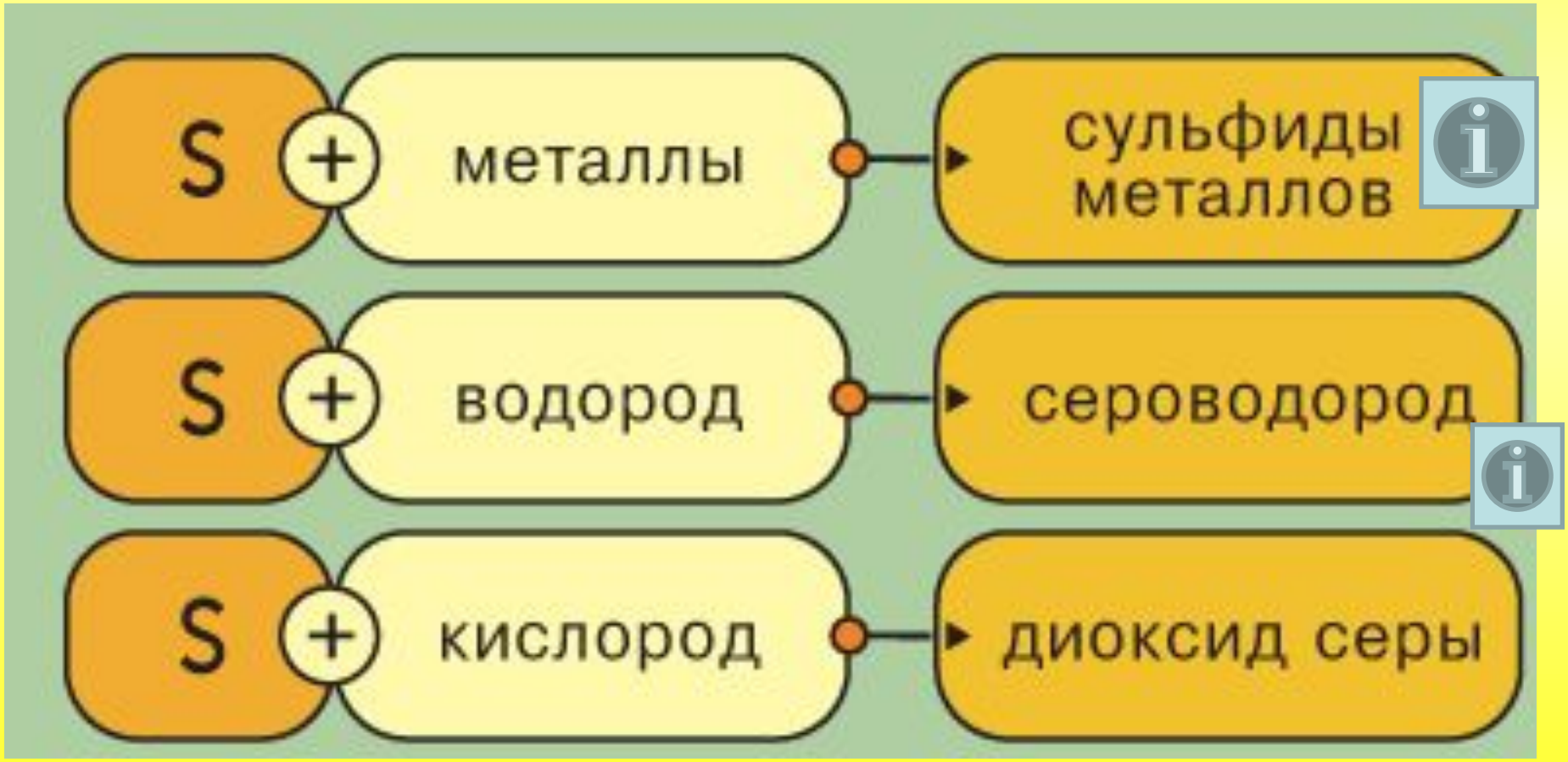
В воде сера не растворяется (всплывает), она растворима в органических растворителях. Сера – диэлектрик.

Какие степени окисления у серы?

S+16

Химические свойства

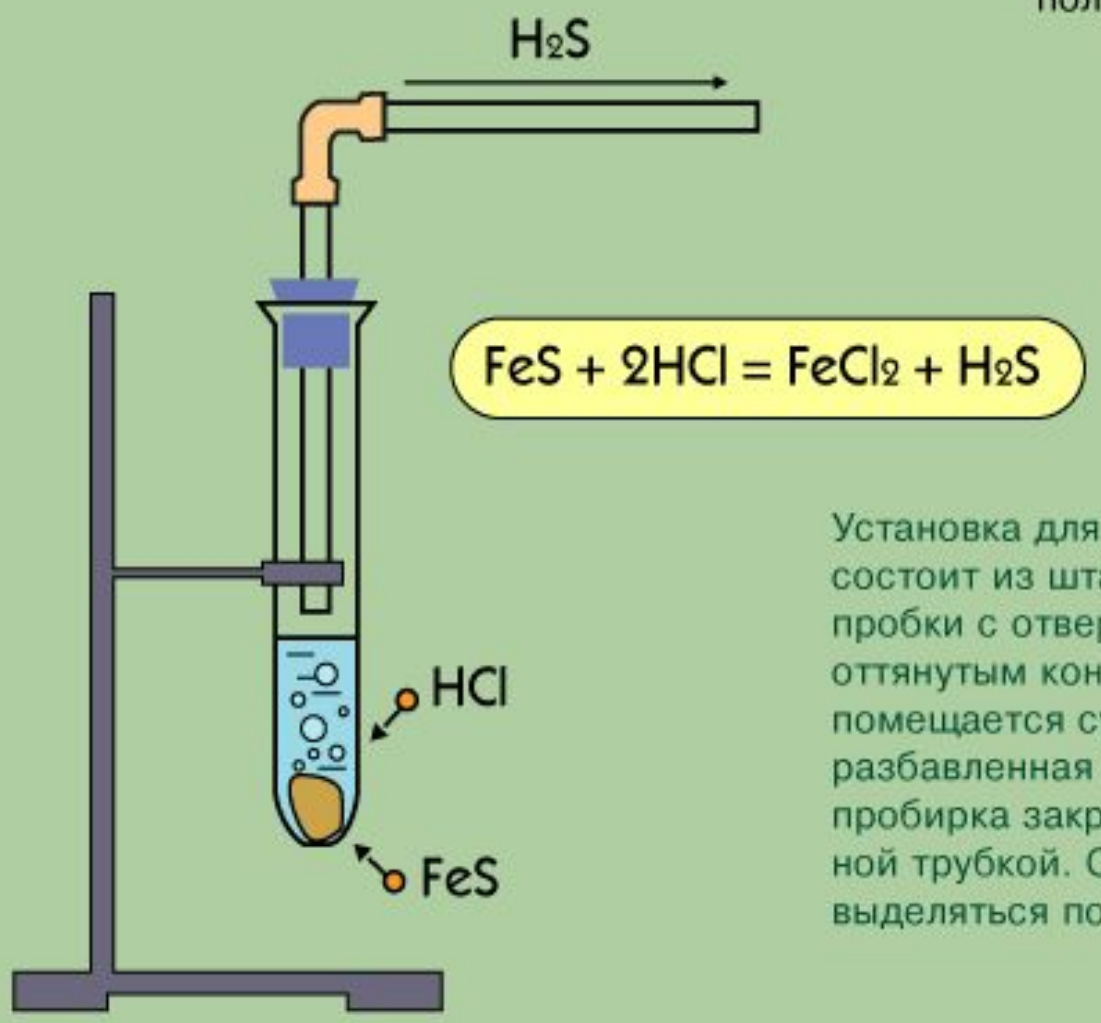
Сера – активный неметалл. Среди металлов только золото, платина и рутений не взаимодействуют с серой.



При нагревании сера реагирует с водородом, образуя сероводород:

$$S + H_2 = H_2S$$

получение сероводорода в лаборатории



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.

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

$$Hg + S = HgS$$

$$\mathbf{Hg^0 + S^0 = Hg^{+2}\ S^{-2}}$$

$$Hg^0 - 2e \longrightarrow Hg^{+2}$$

$$S^0 + 2e \longrightarrow S^{-2}$$

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)

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

$$S + O_2 = SO_2$$

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

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

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

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

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

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

3. Взаимодействие серы со сложными веществами

Решить задачу: Упр. 2 (стр.194)

$$2KCl\,O_3 + 3S = 2KCl + 3SO_2$$

$S^0 - 4\bar{e} = S^{4+}$	12	3 восстановитель
$Cl^{5+} + 6\bar{e} = Cl^-$		2 окислитель

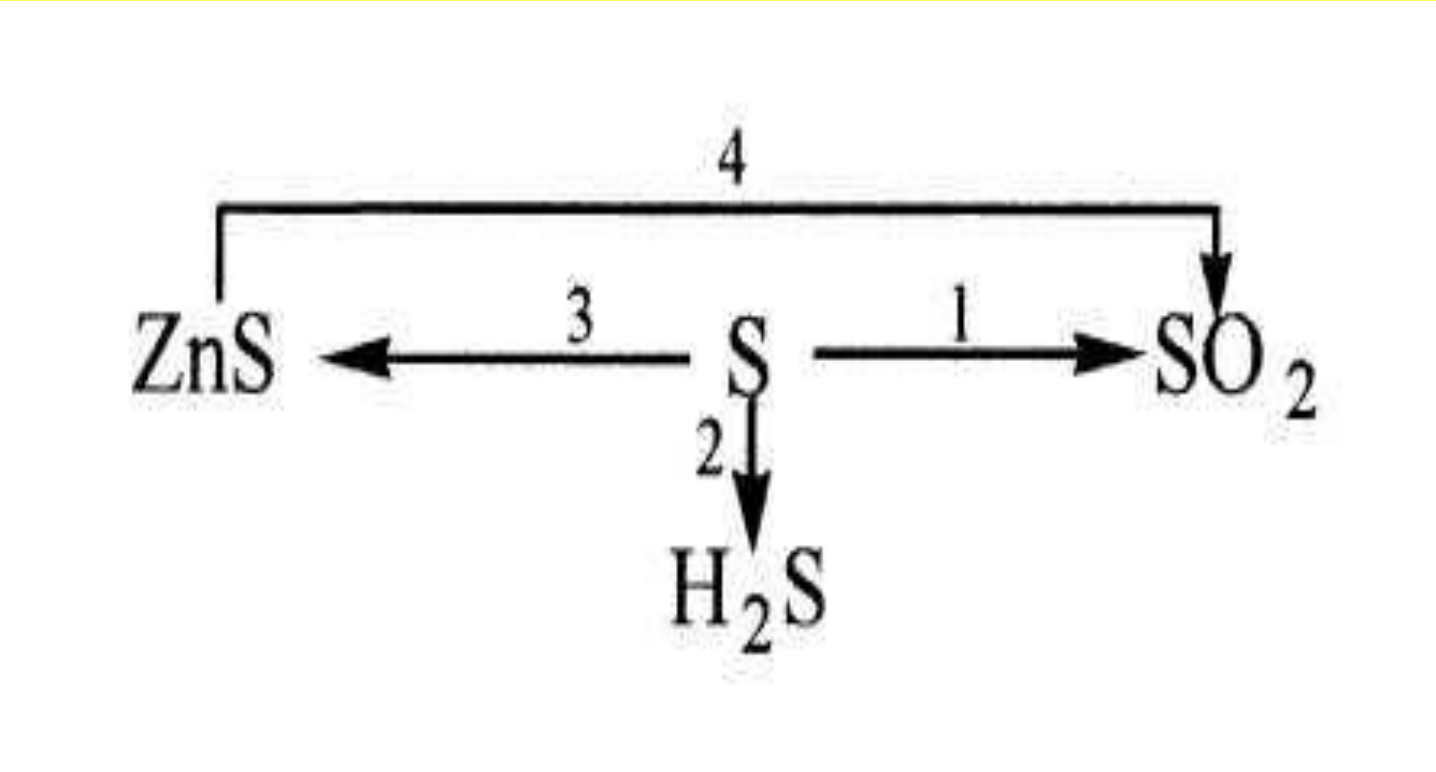
- Такая реакция, в частности, лежит в основе «работы» спичек.

В них красный фосфор и сульфид сурьмы (III) Sb_2S_3 с помощью клея наносится на боковую поверхность спичечного коробка, а головка спички готовится обычно из бертолетовой соли, серы, стеклянного порошка и клея. Под действием теплоты трения мельчайшие частички красного фосфора превращаются в белый фосфор, который воспламеняется на воздухе и поджигает головку спички

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

Круговорот серы

Решить цепочку превращений



Д/з : п. 26, упр.1,3,4 (стр.194)

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).

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

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

$$H_2S \leftrightarrows H_2 + S$$

Сероводород – сильный восстановитель.

Горит голубым пламенем с образованием сернистого газа. В недостатке кислорода из-за неполного сгорания образуется сера.

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

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

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

$$H_2S + ZnO = ZnS + H_2O$$

Сероводород взаимодействует с солями, если при этом выделяется газ или образуется осадок.

$$CuSO_4 + H_2S = CuS + H_2SO_4$$

$$Na_2CO_3 + H_2S =$$

$$= Na_2S + CO_2 + H_2O$$

Качественная реакция на сульфид-ион.

$$Pb(NO_3)_2 + Na_2S =$$

$$= PbS\downarrow + 2NaNO_3$$

Получение

Синтез из простых веществ:

$$H_2 + S = H_2S$$

Из сульфидов:

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

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

Сероводородная кислота

Раствор сероводорода в воде представляет собой слабую кислоту. Ступенчатая диссоциация идёт преимущественно по первой ступени.

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

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

При взаимодействии сероводородной кислоты со щелочами образует кислые и средние соли (гидросульфиды и сульфиды).

$$H_2S + NaOH = NaHS + H_2O$$

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

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.

$$SO_2 \rightleftarrows SO_3$$

Оксид серы (IV)

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:

$$CaO + SO_2 = CaSO_3$$

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

$$nH_2O + SO_2 \leftrightarrows H_2SO_3$$

С солями более слабых кислот:

$$SO_2 + Na_2CO_3 = Na_2SO_3 + CO_2$$

Проявляет как восстановительные свойства:

$$2SO_2 + O_2 \leftrightarrows 2SO_3$$

так и окислительные:

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

Оксид серы (VI)

Бесцветная, легкокипящая жидкость.
Кислотный оксид.
Сильный окислитель.

Экзотермически реагирует с водой, образуя серную кислоту.

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4 + Q$$

Как кислотный оксид взаимодействует с основными оксидами, щелочами, солями более слабых кислот.

$$SO_3 + MgO = MgSO_4$$

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

$$SO_3 + MgCO_3 = MgSO_4 + CO_2$$

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

$$H_2SO_3 \rightarrow SO_2\uparrow$$

$$H_2SO_3 \rightarrow H_2O$$

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.

$$SO_2 + H_2O \leftrightarrows H_2SO_3$$

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:

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

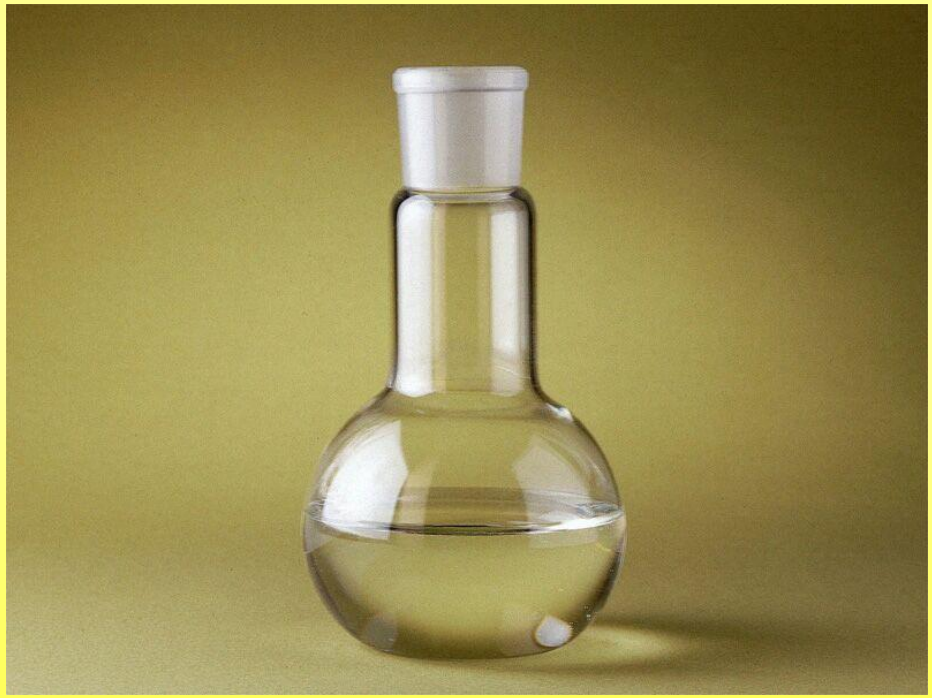
$$2\,H_2SO_3 + O_2 = 2\,H_2SO_4$$

Окислительные:

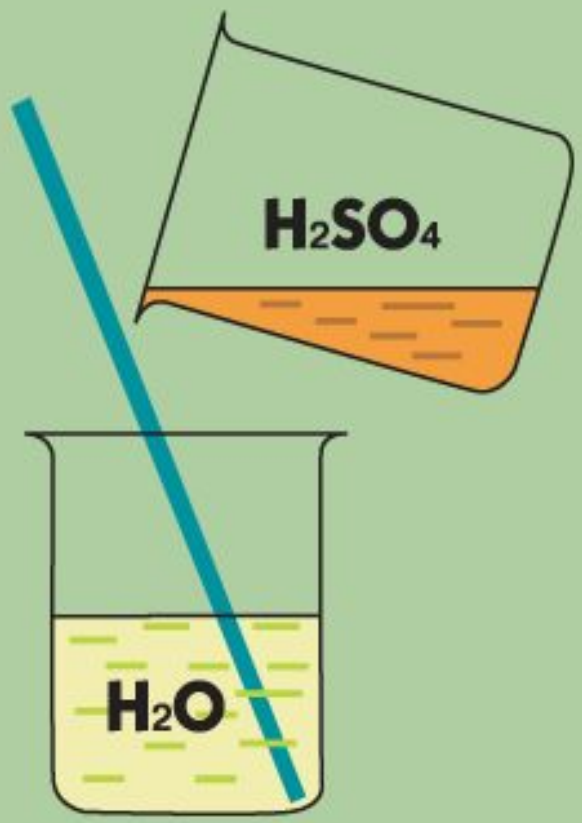
$$H_2SO_3 + 2H_2S = 3S + 3H_2O$$

Серная кислота

В обычных условиях серная кислота – тяжёлая бесцветная маслянистая жидкость. Очень гигроскопична. Растворяясь в воде, выделяет большое количество тепла.



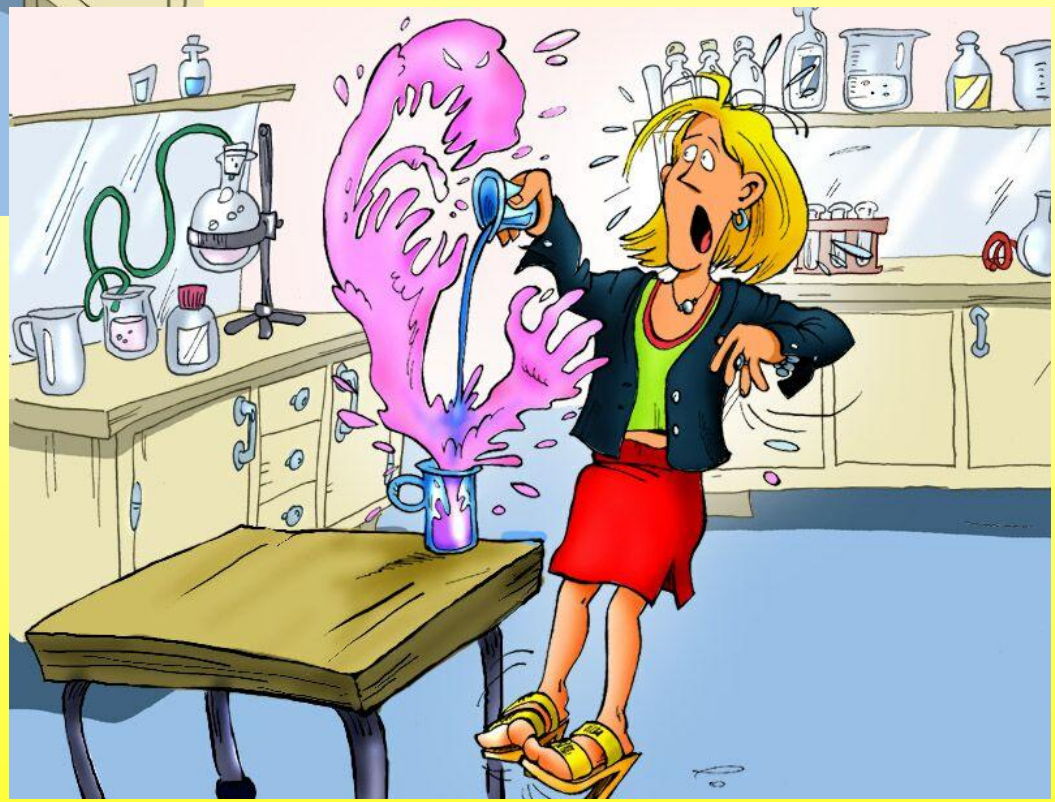
Серная кислота – агрессивная жидкость. Работать с ней нужно, соблюдая правила безопасности.



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

H_2O



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 атомы серы +6.

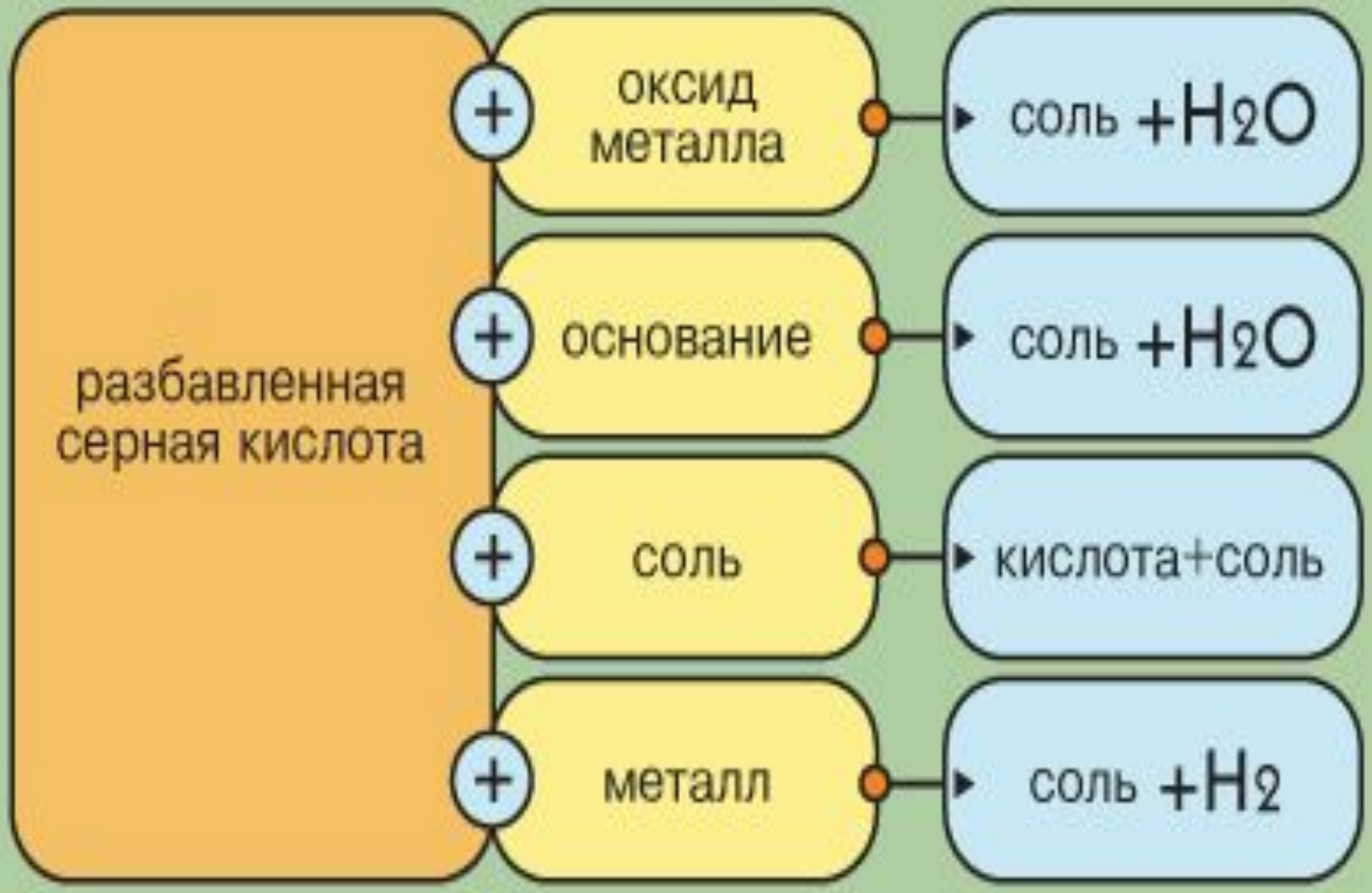
серная кислота как окислитель

Разбавленная серная кислота проявляет свойства сильных электролитов. Диссоциирует ступенчато.

Диссоциация:

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

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



реакции разбавленной серной кислоты

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

$$CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$$

$$NaOH + H_2SO_4 = NaHSO_4 + H_2O$$

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

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

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

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

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

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.

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

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

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

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

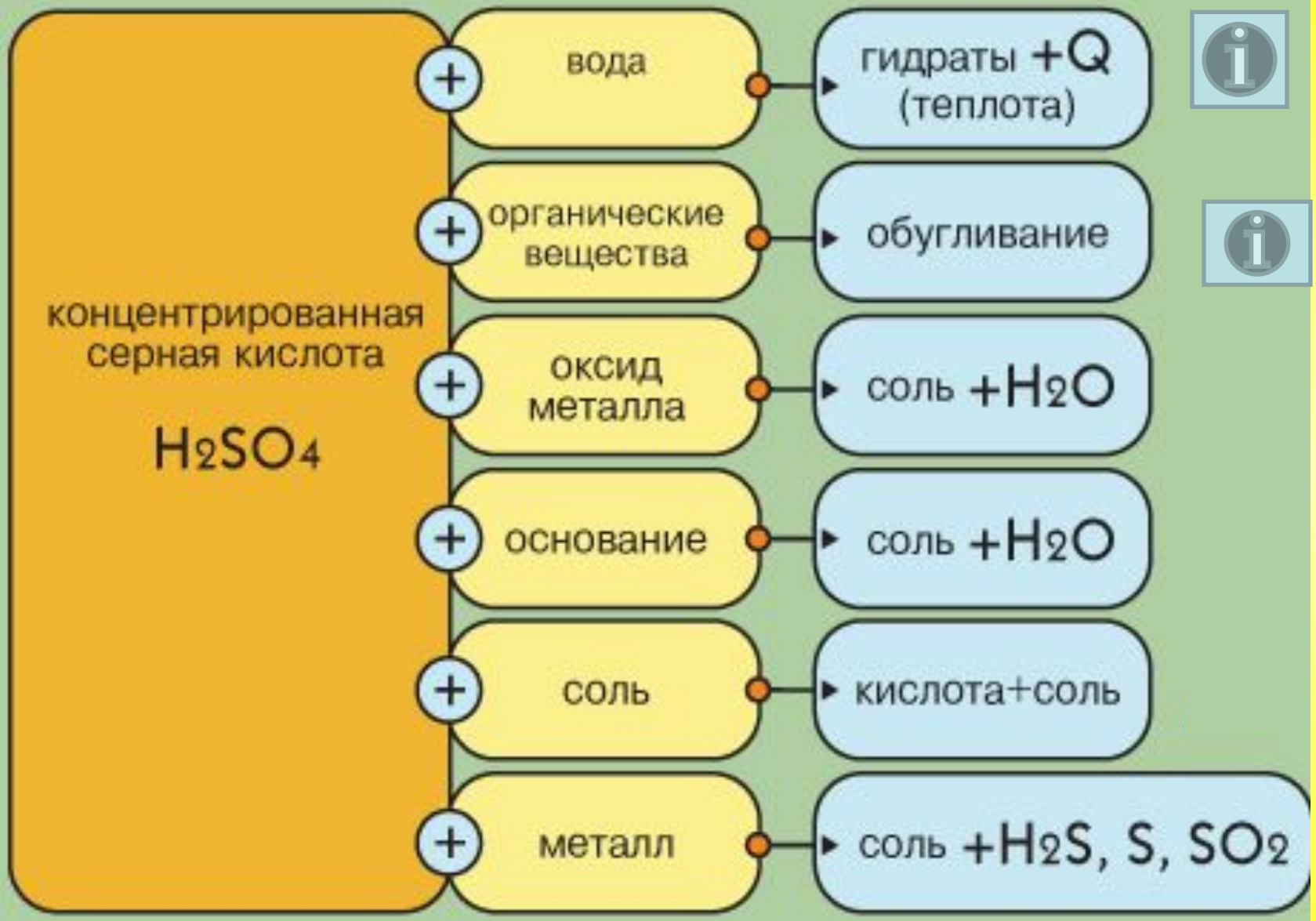
понижение концентрации H_2SO_4

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

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

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

$$Zn + H_2SO_4 = H_2 + ZnSO_4$$



реакции концентрированной серной кислоты

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

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

$$NaCl + H_2SO_4 = HCl + NaHSO_4$$

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

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

Решить цепочку превращений

$$\left.\begin{array}{l} S \\ FeS_2 \\ H_2S \end{array}\right\} \xrightarrow{1} SO_2 \xrightarrow{2} SO_3 \xrightarrow{3} H_2SO_4.$$

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

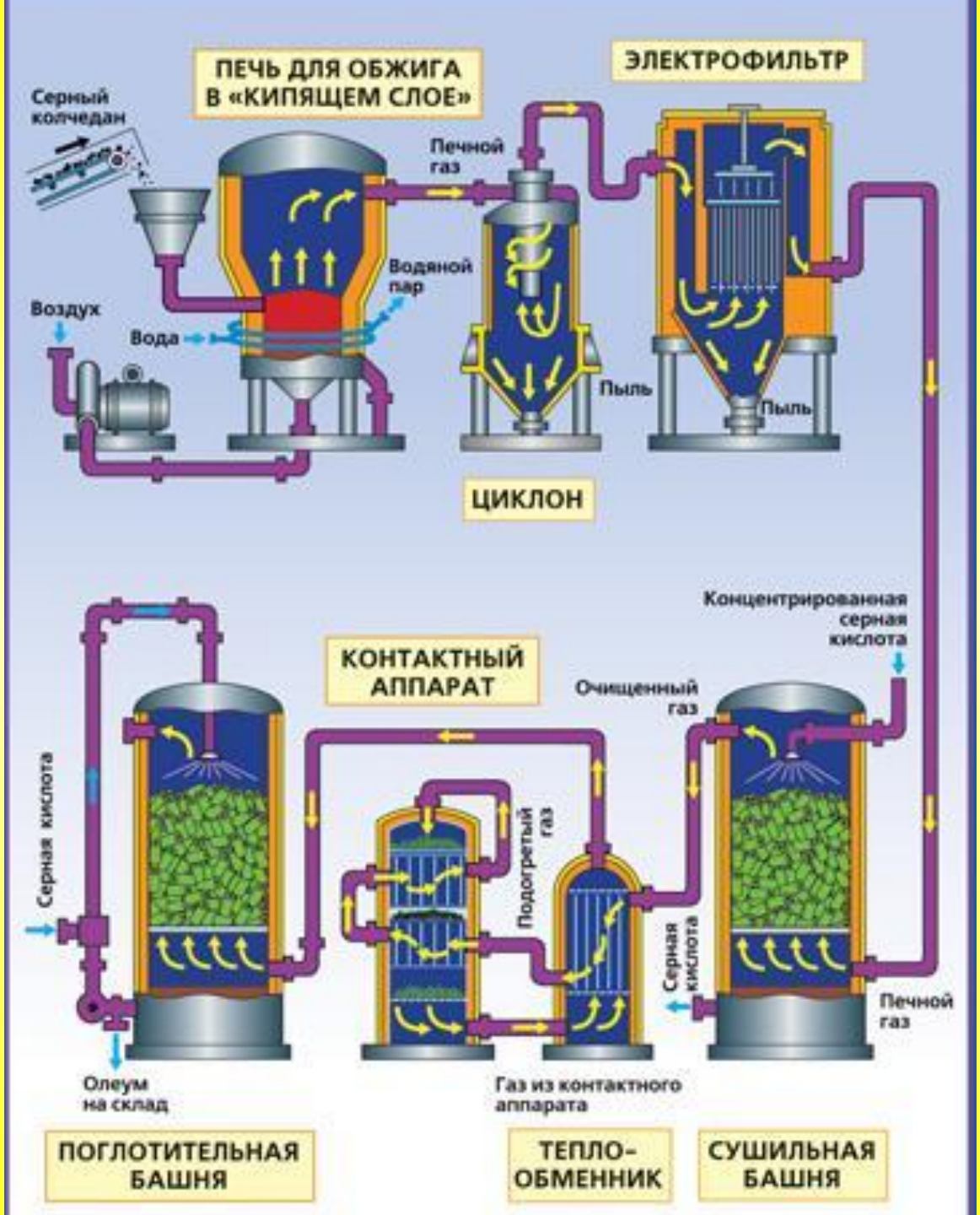
$$2SO_2 + O_2 \rightleftarrows 2SO_3 + Q$$

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4 + Q$$

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

Производство серной кислоты контактным способом



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.

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

Домашнее задание

- П.22. упр. 2, 3 (стр.134)
- П.23 упр. 3, 4 (стр.141)