Периодическая таблица Д. И. Менделеева

Период	Ряд	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ									
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	1	(H)						H 1 1,00797 Водород	He 2 4,0026 Гелий		
2	2	Li 3 6,939 Литий	Be 4 9,0122 Бериллий	B 5 10,811 Бор	C 6 12,01115 Углерод	N 7 14,0067 Азот	O 8 15,9994 Кислород	F 9 18,9984 Фтор	Ne 10 20,179 Неон		
3	3	Na 11 22,9898 Натрий	Mg 12 24,305 Магний	Al 13 26,9815 Алюминий	Si 14 28,086 Кремний	P 15 30,9738 Фосфор	S 16 32,064 Сера	Cl 17 35,453 Хлор	Ar 18 39,948 Аргон		
4	4	K 19 39,102 Калий	Ca 20 40,08 Кальций	21 44,956 Sc Скандий	22 47,90 Ti Титан	23 50,942 V Ванадий	24 51,996 Cr Хром	25 54,9380 Mn Марганец	26 55,847 Fe Железо	27 58,9330 Co Кобальт	28 58,71 Ni Никель
	5	29 63,546 Cu Медь	30 65,37 Zn Цинк	Ga 31 69,72 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	6	Rb 37 85,47 Рубидий	Sr 38 87,62 Стронций	39 88,905 Y Иттрий	40 91,22 Zr Цирконий	41 92,906 Nb Ниобий	42 95,94 Mo Молибден	43 [99] Tc Технеций	44 101,07 Ru Рутений	45 102,905 Rh Родий	46 106,4 Pd Палладий
	7	47 107,868 Ag Серебро	48 112,40 Cd Кадмий	In 49 114,82 Индий	Sn 50 118,69 Олово	Sb 51 121,75 Сурьма	Te 52 127,60 Теллур	I 53 126,9044 Иод	Xe 54 131,30 Ксенон		
6	8	Cs 55 132,905 Цезий	Ba 56 137,34 Барий	57 138,91 La* Лантан	72 178,49 Hf Гафний	73 180,948 Ta Тантал	74 183,85 W Вольфрам	75 186,2 Re Рений	76 190,2 Os Осмий	77 192,2 Ir Иридий	78 195,09 Pt Платина
	9	79 196,967 Au Золото	80 200,59 Hg Ртуть	Tl 81 204,37 Таллий	Pb 82 207,19 Свинец	Bi 83 208,980 Висмут	Po 84 [210]* Полоний	At 85 [210] Астат	Rn 86 [222] Радон		
7	10	Fr 87 [223] Франций	Ra 88 [226] Радий	89 [227] Ac** Актиний	104 [261] Rf Резерфордий	105 [262] Db Дубний	106 [263] Sg Сиборгий	107 [262] Bh Борий	108 [265] Hs Хассий	109 [266] Mt Майтнерий	110 [271] Ds Дармштадтий
	11	111 [272] Rg Рентгений	112 [285] Cn Коперниций	Nh 113 [286] Нихоний	Fl 114 Флеровий	Mc 115 Московий	Lv 116 Ливерморий	Ts 117 Теннессин	Og 118 [294] Оганесон		

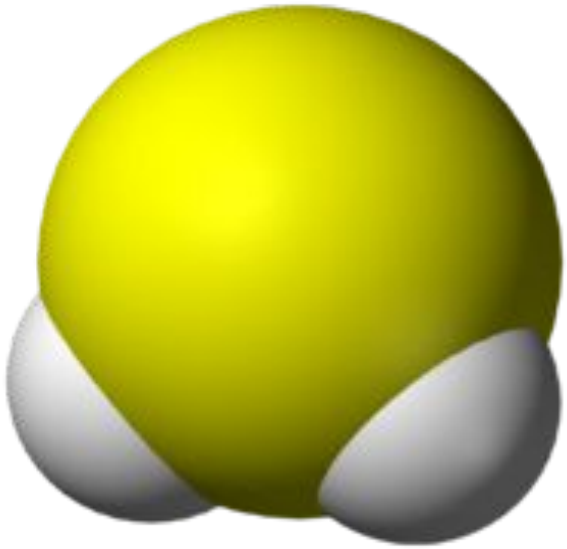
Обозначение элемента — Атомный номер

Li 3 6,939 Литий

Относительная атомная масса

Лантаноиды*	58 140,12 Ce Церий	59 140,907 Pr Празеодим	60 144,24 Nd Неодим	61 [147]* Pm Прометий	62 150,35 Sm Самарий	63 151,96 Eu Европий	64 157,25 Gd Гадолиний	65 158,924 Tb Тербий	66 162,50 Dy Диспрозий	67 164,930 Ho Гольмий	68 167,26 Er Эрбий	69 168,934 Tm Тулий	70 173,04 Yb Иттербий	71 174,97 Lu Лютеций
Актиноиды**	90 232,038 Th Торий	91 [231] Pa Протактиний	92 238,03 U Уран	93 [237] Np Нептуний	94 [244] Pu Плутоний	95 [243] Am Америций	96 [247] Cm Кюрий	97 [247] Bk Берклий	98 [252]* Cf Калифорний	99 [254] Es Эйнштейний	100 [257] Fm Фермий	101 [257] Md Менделевий	102 [255] No Нобелий	103 [256] Lr Лоуренсий

Сероводород. Сульфиды.



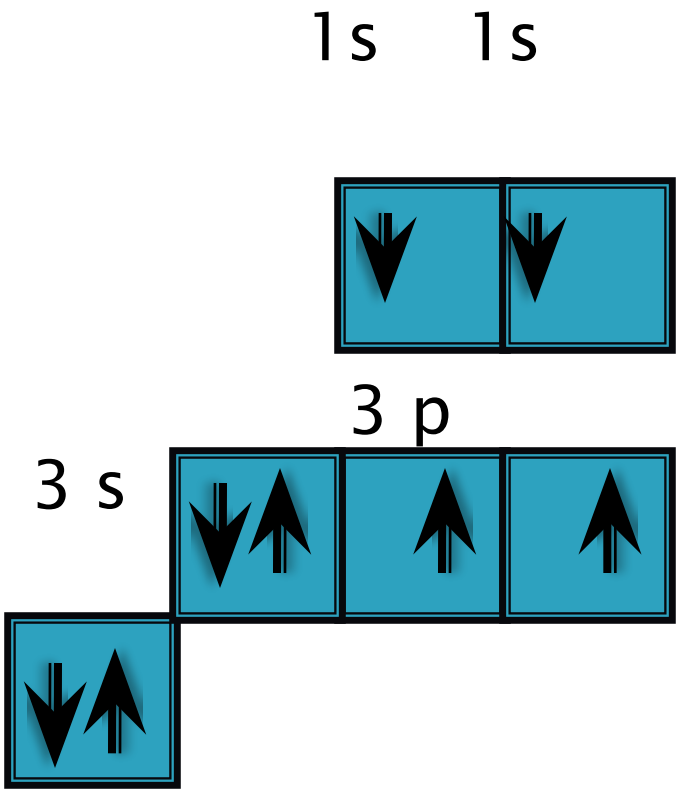
молекулярная формула

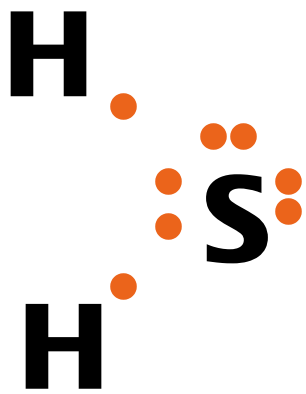
H_2S

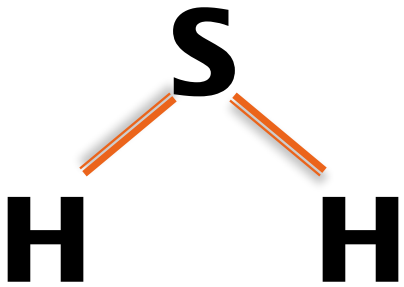
степень окисления серы (-2)

Ковалентная полярная связь

Строение







Молекула сероводорода имеет угловую форму, поэтому она полярна. В отличие от молекул воды, атомы водорода в молекуле не образуют прочных водородных связей, поэтому сероводород является газом.

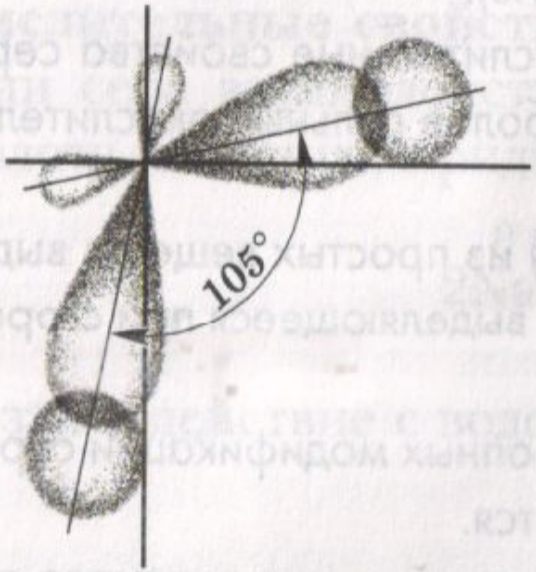


Рис. 19. Перекрывание орбиталей атомов в молекуле H_2O

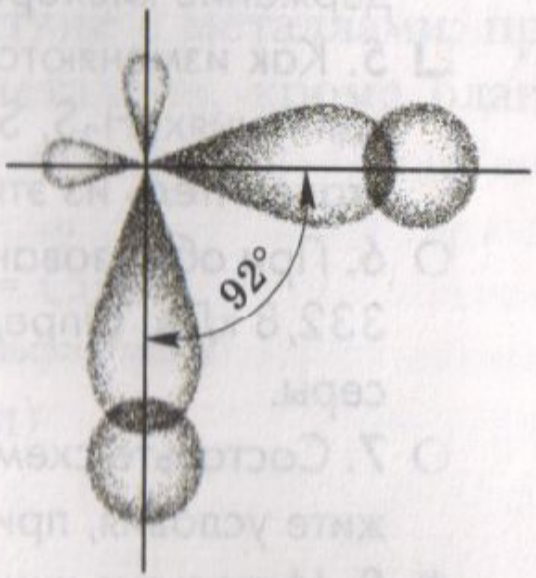
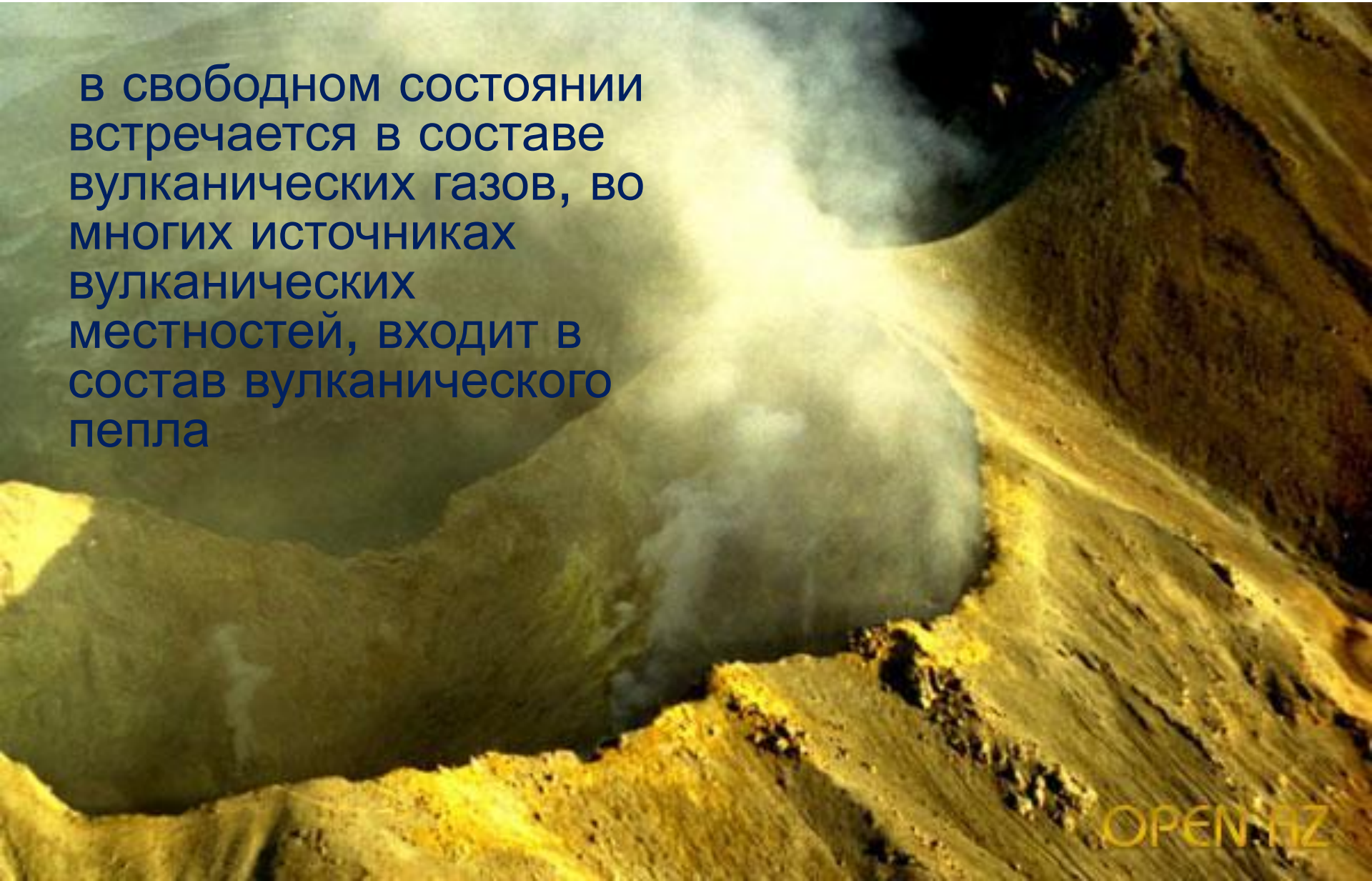


Рис. 20. Перекрывание орбиталей атомов в молекуле H_2S

Нахождение в природе



в свободном состоянии встречается в составе вулканических газов, во многих источниках вулканических местностей, входит в состав вулканического пепла

в растворенном и отчасти в свободном состоянии сероводород содержится в Черном море, начиная с глубины 200 и более метров

в небольших количествах он образуется всюду, где происходит разложение или гниение органических веществ

в небольших количествах он образуется всюду, где происходит разложение или гниение органических веществ: она присутствует в минеральных грязях, образующихся на дне неглубоких соляных озер

Определение плотности по воздуху

$Д_{воздух}$ -?

M(Воздух)= 29 г/моль

$M(H_2S)$= 34 г/моль

$Д_{воздух}$ = 34:29=1,17

$Д_{воздух}$ =1,17

Вывод: Сероводород немного тяжелее воздуха.

Физические свойства

Сероводоро́д
(серни́стый водоро́д, сульфи́д водоро́да)

1. Бесцветный газ с запахом тухлых яиц и сладковатым вкусом.

2. Плохо растворим в воде, хорошо — в этаноле.

При t = 20 º в одном объеме воды растворяется 2,4 объема сероводорода, этот раствор называют сероводородной водой или слабой сероводородной кислотой.

3. Ядовит!

4. Термически неустойчив (при температурах больше 400 °C разлагается на простые вещества — S и H_2).

Способы получения

1. В лаборатории сероводород получают взаимодействием сульфида железа с соляной или разбавленной серной кислотами:

$$FeS + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + H_2S\uparrow$$

2. Синтезом из серы и водорода:

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

3. Взаимодействием сульфида алюминия с водой

(эта реакция отличается чистотой полученного сероводорода):

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

Диссоциация сероводородной кислоты:

1 ступень $H_2S \rightarrow H^+ + HS^-$

2 ступень $HS^- \leftrightarrow H^+ + S^{2-}$

Диссоциация по второй ступени практически не протекает, так как это слабая кислота.

Она дает 2 типа солей:

HS^- (I) **S^{2-}**

гидросульфиды **сульфиды**

Общие свойства кислот

Взаимодействуют:

- меняют окраску индикаторов

-с основаниями

-основными и амфотерными оксидами

- металлами
- солями

Сероводородная кислота вступает со щелочами в реакцию нейтрализации:

$$H_2S + NaOH \rightarrow NaHS + H_2O$$

избыток

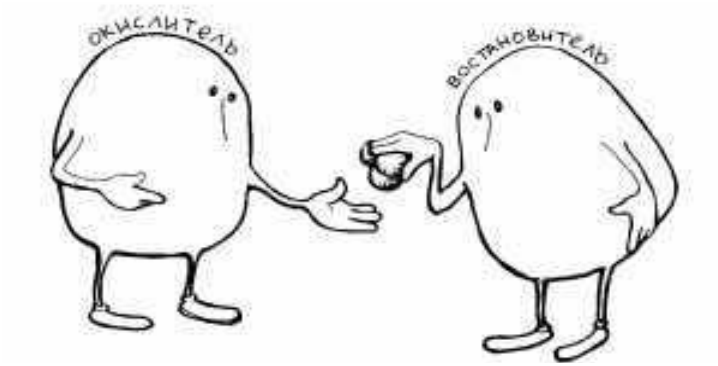
$$H_2S + 2NaOH \rightarrow Na_2S + 2H_2O$$

избыток

NaHS – гидросульфид натрия

Na_2S - сульфид натрия

Сероводород обладает свойствами восстановителя



Сероводород горит на воздухе голубым пламенем при этом образуется сернистый газ или оксид серы(IV)

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

$S^{-2} - 6e \rightarrow S^{+4}$ **Восстановитель**

$O_2 + 4e \rightarrow 2O^{-2}$ Окислитель

При недостатке кислорода образуются пары воды и серы:

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

$S^{-2} - 2e \rightarrow S^{0}$ **Восстановитель**

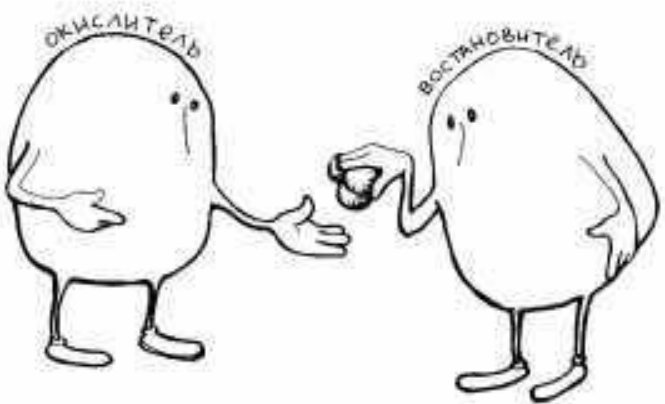
$O_2 + 4e \rightarrow 2O^{-2}$ Окислитель

Сероводород обладает свойствами восстановителя: если в пробирку с сероводородом прилить небольшое количество йодной воды, то раствор обесцветится и на поверхности раствора появится сера

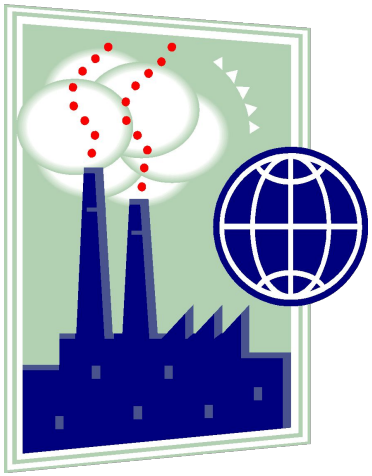
$$\mathbf{H_2S^{-2} + I^0_2 \rightarrow S^0 + 2HI^{-1}}$$

$$\mathbf{S^{-2} - 2e \rightarrow S^0}$$ **Восстановитель**

$$I^0_2 + 2e \rightarrow 2I^{-1}$$ окислитель



Влияние сероводорода на окружающую среду и здоровье человека



Очень токсичен. Вдыхание воздуха с содержанием сероводорода вызывает головокружение, головную боль, тошноту, а со значительной концентрацией приводит к коме, судорогам, отёку лёгких и даже к летальному исходу. При высокой концентрации однократное вдыхание может вызвать мгновенную смерть. При небольших концентрациях довольно быстро возникает адаптация к неприятному запаху «тухлых яиц», и он перестаёт ощущаться. Во рту возникает сладковатый металлический привкус При большой концентрации ввиду паралича обонятельного нерва запах сероводорода не ощущается

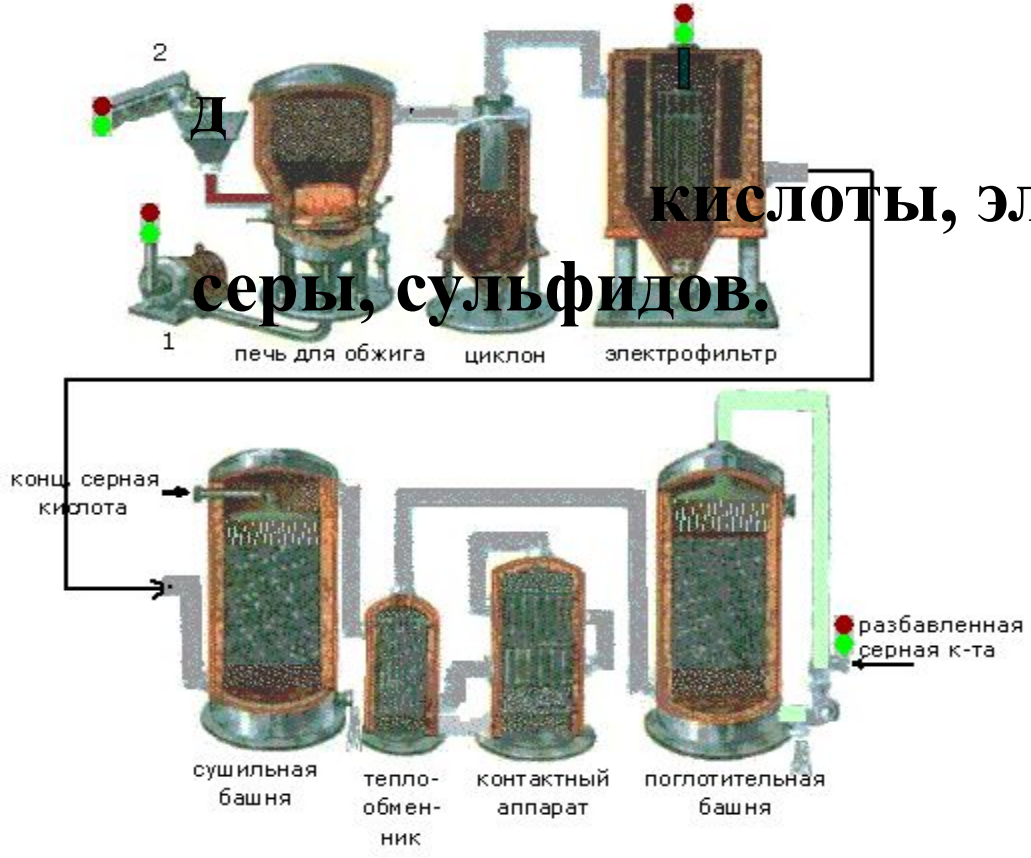
Применение.

Сероводород из-за своей токсичности находит ограниченное применение.

В аналитической химии сероводород и сероводородная вода используются как реагенты для осаждения тяжёлых металлов, сульфиды которых очень слабо растворимы.

Окрашенные сульфиды служат основой для изготовления красок, в том числе светящихся. Они же используются в аналитической химии.

Сероводород применяют для получения серной кислоты, элементной серы, сульфидов.



В медицине — в составе природных и искусственных сероводородных ванн, а также в составе некоторых минеральных вод.

Сульфиды калия, стронция и бария используются в кожевенном деле для удаления шерсти со шкур перед их выделкой.

В последние годы рассматривается возможность использования сероводорода, накопленного в глубинах Чёрного моря, в качестве энергетического (сероводородная энергетика) и химического сыр

Сульфиды

Халькопирит

Соединения разных химических элементов с серой. Широко распространены: пирит (серный колчедан), халькопирит (медный колчедан), галенит (свинцовый блеск), сфалерит (цинковая обманка), киноварь.Многие из них являются важнейшими рудами.

Галенит

Качественная реакция на сульфид-ион (S^{2-})

Лабораторный опыт

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

осадок черного цвета

$$(Na_2S + CuCl_2 \rightarrow CuS\downarrow + 2HCl)$$

осадок черного цвета

Домашнее задание

Пар. 14, упр. 5,6. Сделать конспект по презентации в тетрадь.