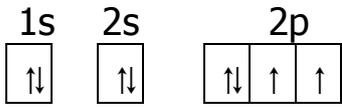


## КИСЛОРОД.

**Самый распространенный элемент на Земле:** в воздухе – 21% по объему; в земной коре – 49% по массе; в гидросфере – 89% по массе; в составе живых организмов – до 65% по массе.

**Атом:** порядковый № 8, электронное строение:  $1s^2 2s^2 2p^4$



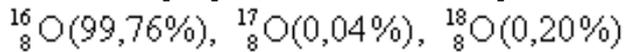
**Валентность:** II, (в CO – валентность III засчёт ДАС).

**Степени окисления:**

- 1) -2 – оксиды, гидроксиды, соли
- 2) -1 – пероксиды
- 3) -1/2, -1/3 – надпероксиды и озониды
- 4) +2 ( $OF_2$ ), +1 ( $O_2F_2$ )

**Электроотрицательность:** ЭО = 3,5.

**Изотопы природного кислорода:**



**Физические свойства:**

Кислород – газ без цвета, вкуса и запаха, немного тяжелее воздуха. Плохо растворим в воде.

Жидкий кислород – голубоватая жидкость, кипящая при  $-183^\circ C$ .

Притягивается магнитом.

Твердый кислород – синие кристаллы, плавящиеся при  $-218,7^\circ C$ .

**Строение молекулы:**

Молекула состоит из двух атомов, связанных двойной связью. Связь – ковалентная неполярная.



**Аллотропные модификации:**

**$O_2$  и  $O_3$  (озон).**

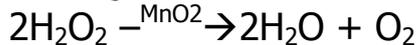
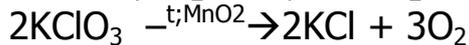
## СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ.

**1. Промышленный способ:**

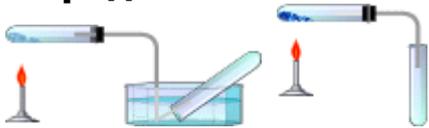
перегонка жидкого воздуха.

**2. Лабораторный способ:**

разложение некоторых кислородосодержащих веществ



**Способы собирания кислорода:**



Вытеснением  
воды

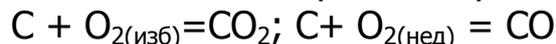
Вытеснением  
воздуха

## ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

**1. С неметаллами:** кроме галогенов, Ne, He и Ar.

Образуются **оксиды.**

1) углерод, фосфор, мышьяк: в зависимости от количества кислорода получают разные оксиды:

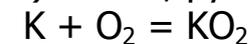


2) Сера сгорает до сернистого газа:  $S + O_2 = SO_2$

**2. С металлами:** образуются в основном оксиды

1) натрий образует **пероксид:**  $Na + O_2 = Na_2O_2$

2) Калий, рубидий, цезий – **надпероксиды:**

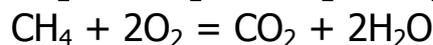
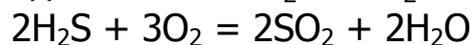


3) железо – образует оксид  $Fe_3O_4$  или  $Fe_2O_3$

4) марганец –  $MnO_2$

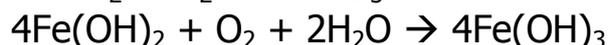
**3. Со сложными веществами:**

1) Горение и обжиг сульфидов, водородных соединений:  $4FeS_2 + 11O_2 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2$



2) Окисление низших оксидов до высших:  $FeO + O_2 = Fe_2O_3$ ;  $CO + O_2 = CO_2$

3) Окисление гидроксидов и солей в водных растворах: если вещество неустойчиво на воздухе.



4) Окисление в присутствии катализаторов:

	а) аммиака $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{kat}} \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ б) органических веществ: $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{O}_2 \xrightarrow{-\text{Cu}, t} \text{CH}_3\text{-COH}$ (альдегид) и т.п.
--	---

## ОЗОН $\text{O}_3$

Это **аллотропная модификация** кислорода. Физические свойства: газ, запах свежей хвои, бесцветный.

### Получение:

- 1) Озонирование воздуха:  $3\text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{O}_3$
- 2) Во время грозы (в природе),
- 3) В лаборатории – в озонаторе.

## ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА:

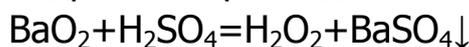
1. Неустойчив, легко распадается:  $\text{O}_3 \rightarrow \text{O}_2 + \text{O}^\cdot$  При этом образуется **атомарный кислород**, очень сильный окислитель. Обесцвечивает красящие вещества, отражает УФ - лучи, уничтожает микроорганизмы.
2. Сильный окислитель, сильнее кислорода:  $6\text{NO}_2 + \text{O}_3 \rightarrow 3\text{N}_2\text{O}_5$   $3\text{PbS} + 4\text{O}_3 \rightarrow 3\text{PbSO}_4$
3. Качественная реакция на озон: реакция с иодидом калия; появляется желто-коричневая окраска йода:  $2\text{KI} + \text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH} + \text{I}_2 + \text{O}_2$

## Пероксид водорода. $\text{H}_2\text{O}_2$                      H-O-O-H

Это бесцветная неустойчивая жидкость. Плотность составляет  $1,45 \text{ г/см}^3$ . Ее концентрированный раствор (30%) взрывоопасен и называется пергидролем.

### Получение пероксида водорода:

Гидролиз пероксидов металлов водой или кислотами:



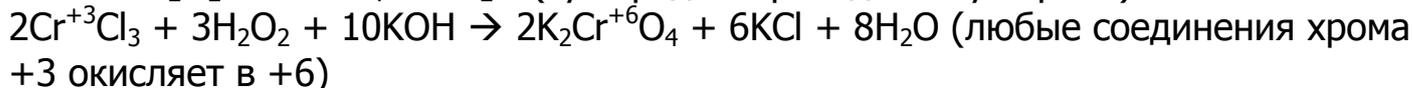
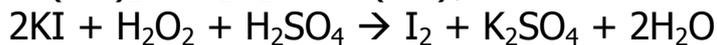
### Химические свойства:

1) Разложение:  $2\text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{-t} 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ .

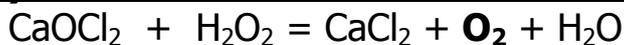
Реакцию проводят в присутствии катализатора  $\text{MnO}_2$ .

2) Пероксид водорода может быть **как окислителем, так и восстановителем.**

**а) Окислительные свойства более характерны** – переходит в  $\text{H}_2\text{O}$  или  $\text{OH}^-$   
 $\text{Na}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{Na}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4 + \text{H}_2\text{O}$  (неметаллы в промежуточной степени окисления окисляет в высшую степень окисления)



**б) Восстановительные свойства – переходит в  $\text{O}_2$ :**



хлорная известь



(с сильными окислителями выделяется кислород)

## Пероксиды и надпероксиды металлов

### Получение:

- а) металлы (щелочные и Ba) + кислород  $\text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2$  или  $\text{K} + \text{O}_2 = \text{KO}_2$   
б) оксиды металлов + кислород  $\text{Na}_2\text{O} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2$   $\text{K}_2\text{O} + \text{O}_2 = \text{KO}_2$

### Свойства:

1) Разложение водой:

$\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH}$  (образуется пероксид водорода, при нагревании выделяется кислород)

$\text{K}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{O}_2 + \text{O}_2 + \text{KOH}$  (образуется пероксид водорода и кислород)

2) Сильные окислители:  $\text{KO}_2 + \text{Al} = \text{KAlO}_2$

3) Восстановители:

$2\text{KMnO}_4 + 5\text{Na}_2\text{O}_2 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 5\text{Na}_2\text{SO}_4 + 5\text{O}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$

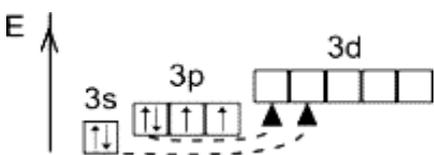
4) Взаимодействие с углекислым газом:

$\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2$

## СЕРА

### Электронное строение:

$1s^2 2p^2 2p^6 3s^2 3p^4$



Возможные валентности: II, IV, VI

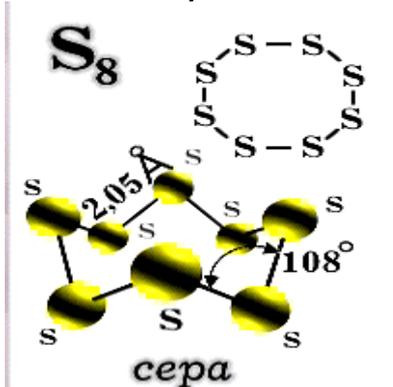
Степени окисления:

-2, 0, +4, +6

### АЛЛОТРОПНЫЕ МОДИФИКАЦИИ:

1) ромбическая сера-  $\text{S}_8$

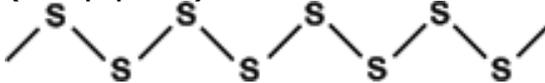
Наиболее устойчивая модификация.



2) моноклинная сера - темно-желтые иглы

Устойчивая при температуре более 96 °С; при обычных условиях превращается в ромбическую.

3) пластическая - коричневая резиноподобная (аморфная) масса



### Нахождение в природе:

1. Самородная сера
2. Сульфиды: цинка  $\text{ZnS}$ , ртути  $\text{HgS}$ (киноварь), железа (пирит  $\text{FeS}_2$ ), свинца.
3. Сульфаты: гипс ( $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ), глауберова соль ( $\text{NaSO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ )

### Физические свойства:

Твердое кристаллическое вещество желтого цвета, нерастворима в воде, водой не смачивается (плавает на поверхности),  $t_{\text{кип}} = 445 \text{ }^\circ\text{C}$

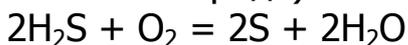
## Биологическая роль:

Сера входит в состав аминокислот, белков, гормонов и др. биологически важных соединений.

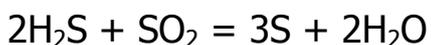
## Получение серы:

1. Промышленный метод - выплавление из руды с помощью водяного пара.

2. Неполное окисление сероводорода (при недостатке кислорода).



3. Взаимодействие сероводорода и сернистого газа:



## Химические свойства:

### 1) Реакция с металлами:

Со щелочными металлами без нагревания:  $2\text{Na} + \text{S} = \text{Na}_2\text{S}$

с остальными металлами (кроме Au, Pt) - при повышенной температуре:



### 2) реакция с неметаллами:

с водородом  $\text{H}_2 + \text{S} = \text{H}_2\text{S}$  (сероводород)

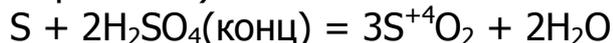
с фосфором  $2\text{P} + 3\text{S} = \text{P}_2\text{S}_3$

с кислородом:  $\text{S} + \text{O}_2 = \text{S}^{+4}\text{O}_2$  (сернистый газ)

с галогенами (кроме йода):  $\text{S} + \text{Cl}_2 = \text{S}^{+2}\text{Cl}_2$

с углеродом:  $\text{C} + \text{S} \rightarrow \text{CS}_2$

### 3) реакция с кислотами – окислителями (при нагревании):



### 4) Реакция со щелочью:

(диспропорционирование)



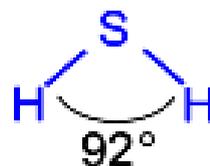
## СЕРОВОДОРОД

Бесцветный ядовитый газ, с запахом тухлых яиц.

Образуется при гниении.

Входит в состав некоторых минеральных вод.

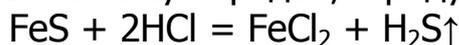
Плохо растворим в воде.



## ПОЛУЧЕНИЕ:

1. Прямой синтез из простых веществ:  $\text{H}_2 + \text{S} = \text{H}_2\text{S}$

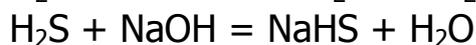
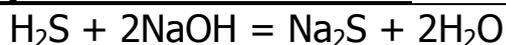
2. Вытеснение из сульфидов, в ряду напряжения стоящих левее железа:



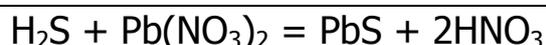
## ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Раствор  $\text{H}_2\text{S}$  в воде – слабая летучая двухосновная кислота.

1) **Взаимодействует со щелочами:** образует два ряда солей – средние (сульфиды) и кислые (гидросульфиды).



2) **Реагирует с растворимыми солями тяжелых металлов:** меди, серебра, свинца, ртути, образуя ЧЕРНЫЕ очень малорастворимые сульфиды.



3) H <sub>2</sub> S проявляет очень <b>сильные восстановительные свойства</b> : с окислителями средней активности переходит в серу, а с сильными окислителями – в серную кислоту.	$\text{H}_2\text{S} + \text{Br}_2 = \text{S} + 2\text{HBr}$ $\text{H}_2\text{S} + 2\text{FeCl}_3 = 2\text{FeCl}_2 + \text{S} + 2\text{HCl}$ $\text{H}_2\text{S} + 4\text{Cl}_2 + 4\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 8\text{HCl}$ $3\text{H}_2\text{S} + 8\text{HNO}_3(\text{конц}) = 3\text{H}_2\text{SO}_4 + 8\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{S} + 3\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц}) = 4\text{SO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{S} + 4\text{PbO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + 4\text{PbO}$
4) <b>Сероводород окисляется кислородом</b> :	при недостатке O <sub>2</sub> $2\text{H}_2\text{S}^{-2} + \text{O}_2 = 2\text{S}^0 + 2\text{H}_2\text{O}$ при избытке O <sub>2</sub> $2\text{H}_2\text{S}^{-2} + 3\text{O}_2 = 2\text{S}^{+4}\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
<b>Качественная реакция на сероводород и растворимые сульфиды - образование темно-коричневого (почти черного) осадка PbS:</b> $\text{H}_2\text{S} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{PbS} + 2\text{HNO}_3$ $\text{Na}_2\text{S} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{PbS} + 2\text{NaNO}_3$	

## Сульфиды

Это соли сероводородной кислоты.

### КЛАССИФИКАЦИЯ СУЛЬФИДОВ.

1. Растворимые в воде.	2. Нерастворимые в воде, но растворимые в минеральных кислотах (соляной, фосфорной, разбавленной серной).	3. Нерастворимые ни в воде, ни в минеральных кислотах – только в кислотах – окислителях.	4. Гидролизуемые водой, не существующие в водных растворах.
Сульфиды щелочных металлов и аммония.	Белые и цветные сульфиды: ZnS, MnS, FeS, CdS,	Черные сульфиды: CuS, HgS, PbS, Ag <sub>2</sub> S, NiS, CoS.	Сульфиды алюминия, хрома(III) и железа (III).
Можно вытеснить сероводород, действуя соляной кислотой: $\text{ZnS} + \text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{S}\uparrow$		<b>Нельзя</b> получить сероводород из этих сульфидов!	Водой полностью разлагаются: $\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow$

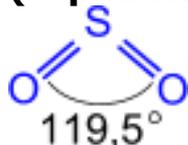
<b>ПОЛУЧЕНИЕ:</b>	<b>ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА:</b>
1) <b>Нагревание металла с серой</b> : $\text{Hg} + \text{S} = \text{HgS}$ $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$ $2\text{Cr} + 3\text{S} = \text{Cr}_2\text{S}_3$ $\text{Mn} + \text{S} = \text{MnS}$ 2) Растворимые сульфиды получают <b>действием сероводорода на щелочи</b> : $\text{H}_2\text{S} + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ 3) Нерастворимые сульфиды получают <b>обменными реакциями</b> :	1) Растворимые сульфиды <b>гидролизуются по аниону</b> , среда щелочная: $\text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{KHS} + \text{KOH}$ $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{OH}^-$ 2) Сульфиды металлов, стоящих в ряду напряжений левее железа (включительно), <b>растворимы в сильных минеральных кислотах</b> : $\text{ZnS} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$ $\text{HgS} + \text{HCl} \rightarrow$ 3) Нерастворимые сульфиды можно перевести в растворимое состояние (окислить) <b>действием концентрированной азотной кислоты</b> :

$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{S} = 2\text{HNO}_3 + \text{PbS}$   
 (только нерастворимы в **кислотах** сульфиды)  
 $\text{ZnSO}_4 + \text{Na}_2\text{S} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{ZnS}$   
 (любые нерастворимые в воде сульфиды)

$3\text{CuS} + 14\text{HNO}_3 = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 + 8\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$   
 4) Сульфиды можно превратить в сульфаты с помощью **пероксида водорода**:  
 $\text{CuS} + 4\text{H}_2\text{O}_2 = \text{CuSO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$   
 5) **Обжиг сульфидов в кислороде** – образуются оксиды:  
 $2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 = 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_2$

## ОКСИДЫ СЕРЫ

**SO<sub>2</sub>**  
 (сернистый ангидрид; сернистый газ)



Бесцветный газ с резким запахом, хорошо растворимый в воде.

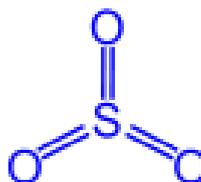
### **ПОЛУЧЕНИЕ:**

- 1) При сжигании серы в кислороде:  
 $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$
- 2) Окислением сульфидов:  
 $4\text{FeS} + 7\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 4\text{SO}_2$
- 3) Обработкой солей сернистой кислоты минеральными кислотами:  
 $\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 4) При обработке серной кислотой (конц.) некоторых металлов:  
 $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

### **ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА:**

- 1) Сернистый ангидрид – кислотный оксид. Реагирует с водой, основными оксидами и щелочами:  $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$   
 $\text{BaO} + \text{SO}_2 = \text{BaSO}_3$   
 $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{SO}_2 = \text{BaSO}_3$  (сульфит бария) +  $\text{H}_2\text{O}$   
 $\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{SO}_2 = \text{Ba}(\text{HSO}_3)_2$   
 (гидросульфит бария)
- 2) Реакции окисления ( $\text{S}^{+4} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{S}^{+6}$ )  
 $\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HBr}$   
 $5\text{SO}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4$
- 3) Реакции восстановления ( $\text{S}^{+4} + 4\text{e}^- \rightarrow \text{S}^0$ )  
 $\text{SO}_2 + \text{C} \xrightarrow{t^\circ} \text{S} + \text{CO}_2$   
 $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} = 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$

**SO<sub>3</sub>**  
 (серный ангидрид)



Бесцветная летучая жидкость; на воздухе "дымит", сильно поглощает влагу:  $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$

### **ПОЛУЧЕНИЕ:**

- 1)  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons^{(\text{кат}; 450^\circ\text{C})} 2\text{SO}_3$
- 2)  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \xrightarrow{-t} \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{SO}_3$

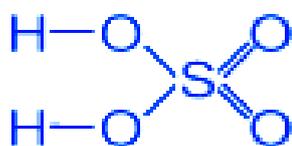
### **ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА:**

- Серный ангидрид - кислотный оксид.  
 При растворении в воде дает сильную двухосновную серную кислоту  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
- 1) Реакция с основаниями:  
 $2\text{NaOH}(\text{изб}) + \text{SO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 $\text{NaOH} + \text{SO}_3(\text{изб}) = \text{NaHSO}_4$
  - 2) Реакция с основными оксидами:  
 $\text{CaO} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{CaSO}_4$
  - 3) Растворяется в концентрированной серной кислоте, образуя олеум – раствор  $\text{SO}_3$  в  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

## СЕРНИСТАЯ КИСЛОТА $H_2SO_3$

Образуется при реакции оксида серы (IV) с водой. Это слабая, летучая, неустойчивая двухосновная кислота. Проявляет все свойства кислот.  $H_2SO_3$  образует средние (сульфиты) и кислые (гидросульфиты) соли.

## СЕРНАЯ КИСЛОТА $H_2SO_4$



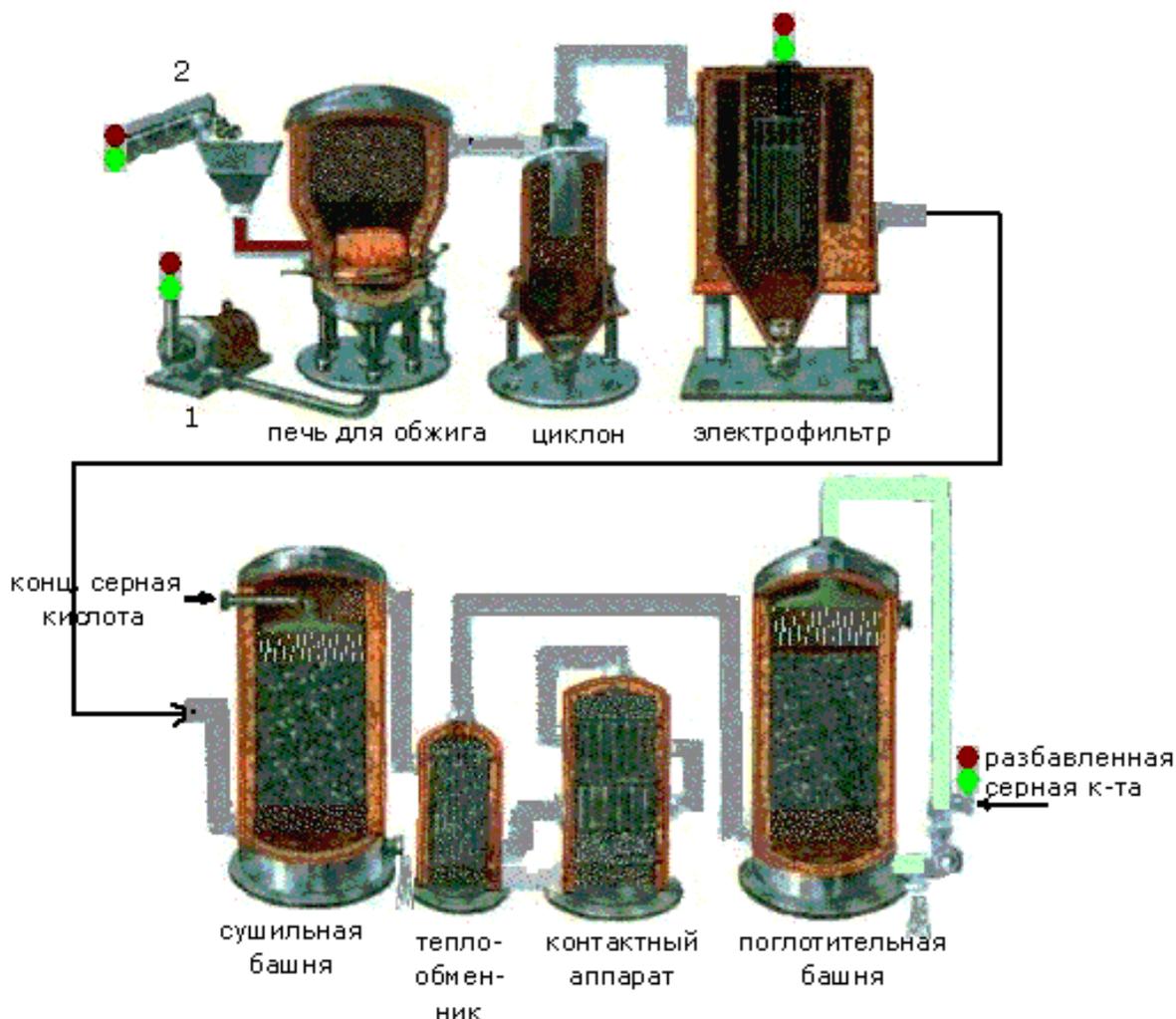
Тяжелая маслянистая жидкость ("купоросное масло");  $\rho = 1,84$  г/см<sup>3</sup>; нелетучая, хорошо растворима в воде – с сильным нагревом;  $t_{пл.} = 10,3^\circ C$ ,  $t_{кип.} = 296^\circ C$ , обладает водоотнимающими свойствами (обугливание бумаги, дерева, сахара).

### ПРОИЗВОДСТВО СЕРНОЙ КИСЛОТЫ КОНТАКТНЫМ СПОСОБОМ.

Исходным сырьём для производства серной кислоты могут быть сера, сероводород, сульфиды металлов.

Мы рассмотрим производство серной кислоты контактными способом, при котором исходным сырьём является пирит  $FeS_2$

#### Принципиальная схема получения серной кислоты.



Процесс состоит из трех стадий:

Стадия	Процессы
<p><b>1.Обжиг пирита, Получение оксида серы (IV). Очистка печного газа.</b></p>	<p>Уравнение реакции первой стадии:  <math display="block">4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2 + Q</math> Измельчённый очищенный пирит сверху засыпают в печь для обжига в "кипящем слое". Снизу (принцип противотока) пропускают воздух, обогащённый кислородом, для более полного обжига пирита.  Температура в печи для обжига достигает 800°C.</p> <p style="text-align: center;"><b>Очистка печного газа</b></p> <p>Из печи выходит печной газ, состав которого: SO<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, пары воды и мельчайшие частицы оксида железа. Такой печной газ необходимо очистить от примесей.  Очистку печного газа проводят в два этапа - <b>в циклоне</b> (используется центробежная сила, твёрдые частички ссыпаются вниз) и <b>в электрофильтрах</b> (используется электростатическое притяжение, частицы огарка прилипают к наэлектризованным пластинам электрофильтра).</p> <p>Осушку печного газа проводят <b>в сушильной башне</b> - снизу вверх поднимается печной газ, а сверху вниз льётся концентрированная серная кислота.</p>
<p><b>2.Окисление SO<sub>2</sub> в SO<sub>3</sub> кислородом.</b>  Протекает в контактном аппарате.</p>	<p>Уравнение реакции этой стадии: <math>2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3 + Q</math></p> <p>Сложность второй стадии заключается в том, что процесс окисления одного оксида в другой является <b>обратимым</b>. Поэтому необходимо выбрать <b>оптимальные условия протекания прямой реакции</b> (получения SO<sub>3</sub>):</p> <p><b>а) температура:</b>Оптимальной температурой для протекания прямой реакции с максимальным образованием SO<sub>3</sub> является <b>температура 400-500°C</b>.  Для того чтобы увеличить скорость реакции при столь низкой температуре в реакцию вводят катализатор - <b>оксид ванадия(V) V<sub>2</sub>O<sub>5</sub></b>.</p> <p><b>б) давление:</b> Прямая реакция протекает с уменьшением объёмов газов. Процесс проводят при повышенном давлении.  Нагрев смеси SO<sub>2</sub> и O<sub>2</sub> до температуры 400-500°C начинается в теплообменнике. Смесь проходит между трубками теплообменника и нагревается от этих трубок.  Как только смесь оксида серы и кислорода достигнет слоёв катализатора, начинается процесс окисления SO<sub>2</sub> в SO<sub>3</sub>.  Образовавшийся оксид серы SO<sub>3</sub> выходит из контактного аппарата и через теплообменник попадает в поглотительную башню.</p>
<p><b>3. Получение H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.</b> Проте-</p>	<p>Если для поглощения оксида серы использовать воду, образуется серная кислота в виде тумана, состоящего из мельчайших</p>

кает в поглотительной башне. капелек серной кислоты. Для того, чтобы не образовывалось серноокислотного тумана, используют 98%-ную концентрированную серную кислоту. Оксид серы очень хорошо растворяется в такой кислоте, образуя **олеум:  $H_2SO_4 \cdot nSO_3$** .  
Уравнение реакции этого процесса  $nSO_3 + H_2SO_4 \rightarrow H_2SO_4 \cdot nSO_3$   
Образовавшийся олеум сливают в металлические резервуары и отправляют на склад. Затем олеумом заполняют цистерны, формируют железнодорожные составы и отправляют потребителю.

### **ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА: $H_2SO_4$ – сильная двухосновная кислота**

1) Диссоциация:	по первой ступени полная диссоциация, по второй – серная кислота ведёт себя как кислота средней силы. $H_2SO_4 \rightarrow H^+ + HSO_4^-$ ( $\alpha = 1$ ) $HSO_4^- \rightleftharpoons H^+ + SO_4^{2-}$ ( $\alpha < 1$ )
2) Взаимодействие с металлами:	а) разбавленная серная кислота растворяет только металлы, стоящие <u>в ряду напряжений левее водорода</u> : $Zn + H_2SO_{4(разб)} \rightarrow ZnSO_4 + H_2$ б) концентрированная $H_2SO_4$ – сильный окислитель: - при взаимодействии с металлами (кроме Au, Pt) может восстанавливаться до $SO_2$ , S или $H_2S$ - без нагревания пассивируются Fe, Al, Cr; - <b>неактивные металлы – <math>SO_2</math></b> $2Ag + 2H_2SO_4 \rightarrow Ag_2SO_4 + SO_2 + 2H_2O$ - <b>щелочноземельные металлы и магний – S:</b> $3Mg + 4H_2SO_4 \rightarrow 3MgSO_4 + S + 4H_2O$ - <b>щелочные металлы и цинк – <math>H_2S</math>:</b> $8Na + 5H_2SO_4 \rightarrow 4Na_2SO_4 + H_2S + 4H_2O$
3) С неметаллами:	<b>окисляет неметалл до кислоты в высшей степени окисления или до оксида (если кислота неустойчива), сама восстанавливается до <math>SO_2</math>.</b> $C + 2H_2SO_{4(конц)} \rightarrow CO_2 + 2SO_2 + 2H_2O$ $S + 2H_2SO_{4(конц)} \rightarrow 3SO_2 + 2H_2O$ $2P + 5H_2SO_{4(конц)} \rightarrow 5SO_2 + 2H_3PO_4 + 2H_2O$
4) Концентрированная серная кислота окисляет многие сложные вещества.	$2KBr + 2H_2SO_{4(конц)} \rightarrow SO_2 + Br_2 + K_2SO_4 + 2H_2O$ $8KI + 5H_2SO_{4(конц)} \rightarrow H_2S + 4I_2 + 4K_2SO_4 + 4H_2O$ $H_2S + H_2SO_{4(конц)} \rightarrow SO_2 + S + H_2O$
5) Реагирует с основаниями и амфотерными гидроксидами.	$H_2SO_4 + 2NaOH(изб) = Na_2SO_4 + 2H_2O$ $H_2SO_{4(изб)} + NaOH = NaHSO_4 + 2H_2O$ $H_2SO_4 + Zn(OH)_2 = ZnSO_4 + 2H_2O$
6) Реагирует с основными и амфотерными оксидами.	$CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$ $Al_2O_3 + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O$
7) Вступает в обменные реакции со средними, кислыми и основными	$BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 \downarrow + 2HCl$ $CaCO_3 + H_2SO_4 = CaSO_4 + CO_2 \uparrow + H_2O$ $NaHCO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + CO_2 \uparrow + H_2O$

солями, если образуется осадок, газ или вода.	$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{CuSO}_4 + \text{CO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$
8) Вытесняет летучие кислоты из их солей (кроме солей HBr и HI)	$\text{NaNO}_3 (\text{тв.}) + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{HNO}_3$
9) Может превращать средние соли в кислые (или кислые в более кислые)	$\text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$ $\text{CaHPO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + \text{CaSO}_4$

**Качественная реакция на сульфаты и серную кислоту:**

**Образование белого осадка  $\text{BaSO}_4$ , нерастворимого в кислотах.**

