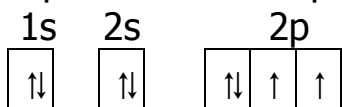


КИСЛОРОД.

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: $1s^2 2s^2 2p^4$



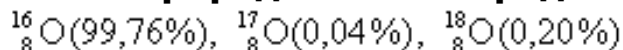
Валентность: II, (в CO – валентность III засчёт ДАС).

Степени окисления:

- 1) -2 – оксиды, гидроксиды, соли
- 2) -1 – пероксиды
- 3) -1/2, -1/3 – надпероксиды и озониды
- 4) +2 (OF₂), +1 (O₂F₂)

Электроотрицательность: ЭО = 3,5.

Изотопы природного кислорода:



Физические свойства:

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

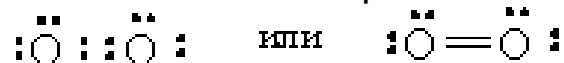
Жидкий кислород – голубоватая жидкость, кипящая при -183°C .

Притягивается магнитом.

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

Строение молекулы:

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



Аллотропные модификации:

O₂ и O₃ (озон).

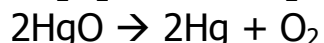
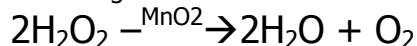
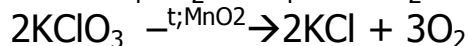
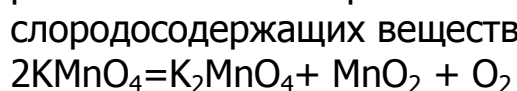
СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ.

1. Промышленный способ:

перегонка жидкого воздуха.

2. Лабораторный способ:

разложение некоторых кислородосодержащих веществ



Способы собирания кислорода:



Вытеснением
воды

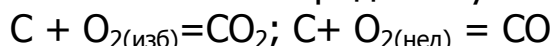
Вытеснением
воздуха

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:

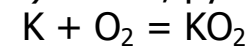


2) Сера сгорает до сернистого газа: $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$

2. С металлами: образуются в основном оксиды

1) натрий образует **пероксид:** $\text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2$

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

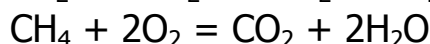
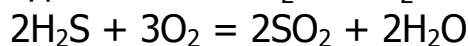


3) железо – образует оксид Fe_3O_4 или Fe_2O_3

4) марганец – MnO_2

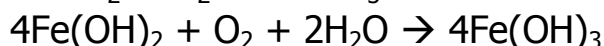
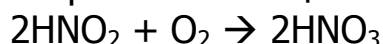
3. Со сложными веществами:

1) Горение и обжиг сульфидов, водородных соединений: $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$



2) Окисление низших оксидов до высших: $\text{FeO} + \text{O}_2 = \text{Fe}_2\text{O}_3$; $\text{CO} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$

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 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:

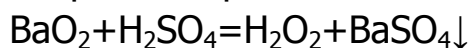
1. Неустойчив, легко распадается: $\text{O}_3 \rightarrow \text{O}_2 + \text{O}^\cdot$ При этом образуется **атомарный кислород**, очень сильный окислитель. Обесцвечивает красящие вещества, отражает УФ - лучи, уничтожает микроорганизмы.
2. Сильный окислитель, сильнее кислорода: $6\text{NO}_2 + \text{O}_3 \rightarrow 3\text{N}_2\text{O}_5$ $3\text{PbS} + 4\text{O}_3 \rightarrow 3\text{PbSO}_4$
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. H_2O_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:



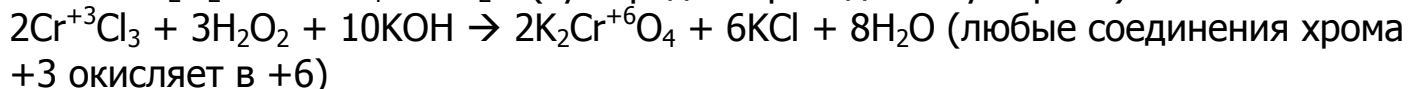
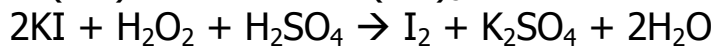
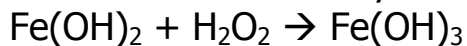
Химические свойства:

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

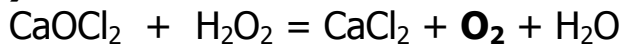
Реакцию проводят в присутствии катализатора MnO_2 .

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

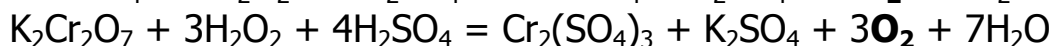
а) Окислительные свойства более характерны – переходит в H_2O или OH^-
 $\text{Na}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{Na}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (неметаллы в промежуточной степени окисления окисляет в высшую степень окисления)



б) Восстановительные свойства – переходит в 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:

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

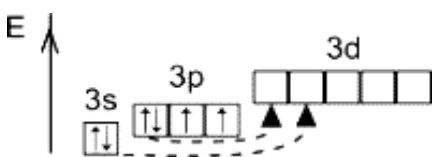
4) Взаимодействие с углекислым газом:

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

СЕРА

Электронное строение:

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



Возможные валентности: II, IV, VI

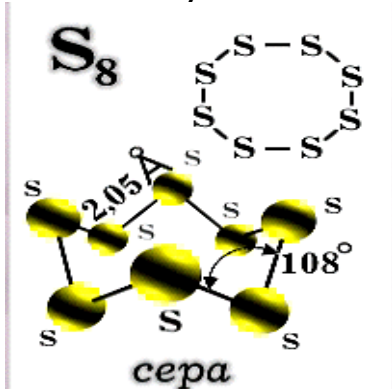
Степени окисления:

-2, 0, +4, +6

АЛЛОТРОПНЫЕ МОДИФИКАЦИИ:

1) ромбическая сера- S_8

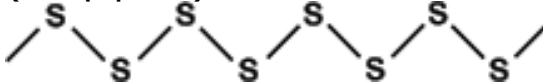
Наиболее устойчивая модификация.



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 ZnS , ртути HgS (киноварь), железа (пирит 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), $t_{\text{кип}} = 445 \text{ } ^\circ\text{C}$

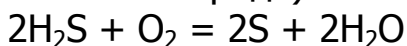
Биологическая роль:

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

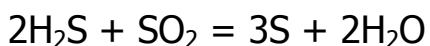
Получение серы:

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)

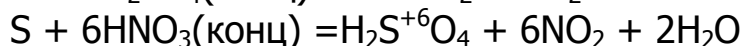
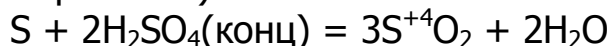
с фосфором $2\text{P} + 3\text{S} = \text{P}_2\text{S}_3$

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)



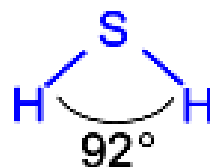
СЕРОВОДОРОД

Бесцветный ядовитый газ, с запахом тухлых яиц.

Образуется при гниении.

Входит в состав некоторых минеральных вод.

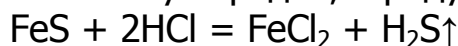
Плохо растворим в воде.



ПОЛУЧЕНИЕ:

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

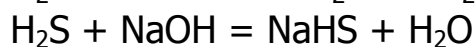
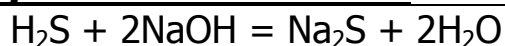
2. Вытеснение из сульфидов, в ряду напряжения стоящих левее железа:



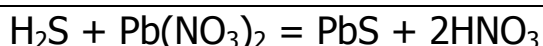
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Раствор H_2S 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 ₂ S проявляет очень сильные восстановительные свойства : 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) Сероводород окисляется кислородом :	при недостатке O ₂ $2\text{H}_2\text{S}^{-2} + \text{O}_2 = 2\text{S}^0 + 2\text{H}_2\text{O}$ при избытке O ₂ $2\text{H}_2\text{S}^{-2} + 3\text{O}_2 = 2\text{S}^{+4}\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Качественная реакция на сероводород и растворимые сульфиды - образование темно-коричневого (почти черного) осадка PbS: $\text{H}_2\text{S} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{PbS} + 2\text{HNO}_3$ $\text{Na}_2\text{S} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{PbS} + 2\text{NaNO}_3$	

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 ₂ S, NiS, CoS.	Сульфиды алюминия, хрома(III) и железа (III).
Можно вытеснить сероводород, действуя соляной кислотой: $\text{ZnS} + \text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{S}\uparrow$		Нельзя получить сероводород из этих сульфидов!	Водой полностью разлагаются: $\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow$

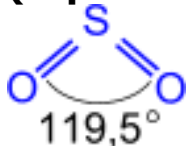
ПОЛУЧЕНИЕ:	ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА:
1) Нагревание металла с серой : $\text{Hg} + \text{S} = \text{HgS}$ $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$ $2\text{Cr} + 3\text{S} = \text{Cr}_2\text{S}_3$ $\text{Mn} + \text{S} = \text{MnS}$ 2) Растворимые сульфиды получают действием сероводорода на щелочи : $\text{H}_2\text{S} + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ 3) Нерастворимые сульфиды получают обменными реакциями :	1) Растворимые сульфиды гидролизуются по аниону , 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), растворимы в сильных минеральных кислотах : $\text{ZnS} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$ $\text{HgS} + \text{HCl} \rightarrow$ 3) Нерастворимые сульфиды можно перевести в растворимое состояние (окислить) действием концентрированной азотной кислоты :

$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{S} = 2\text{HNO}_3 + \text{PbS}$
 (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

SO₂
 (сернистый ангидрид; сернистый газ)



Бесцветный газ с резким запахом, хорошо растворимый в воде.

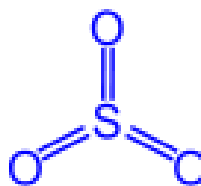
ПОЛУЧЕНИЕ:

- 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) + H_2O
 $\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{SO}_2 = \text{Ba}(\text{HSO}_3)_2$
 (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 ($\text{S}^{+4} + 4\text{e}^- \rightarrow \text{S}^0$)
 $\text{SO}_2 + \text{C} \xrightarrow{t^\circ} \text{S} + \text{CO}_2$
 $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} = 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$

SO₃
 (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) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \xrightarrow{-t} \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{SO}_3$

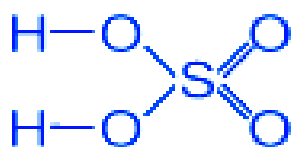
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА:

- Серный ангидрид - кислотный оксид.
 При растворении в воде дает сильную двухосновную серную кислоту H_2SO_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 SO_3 в H_2SO_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



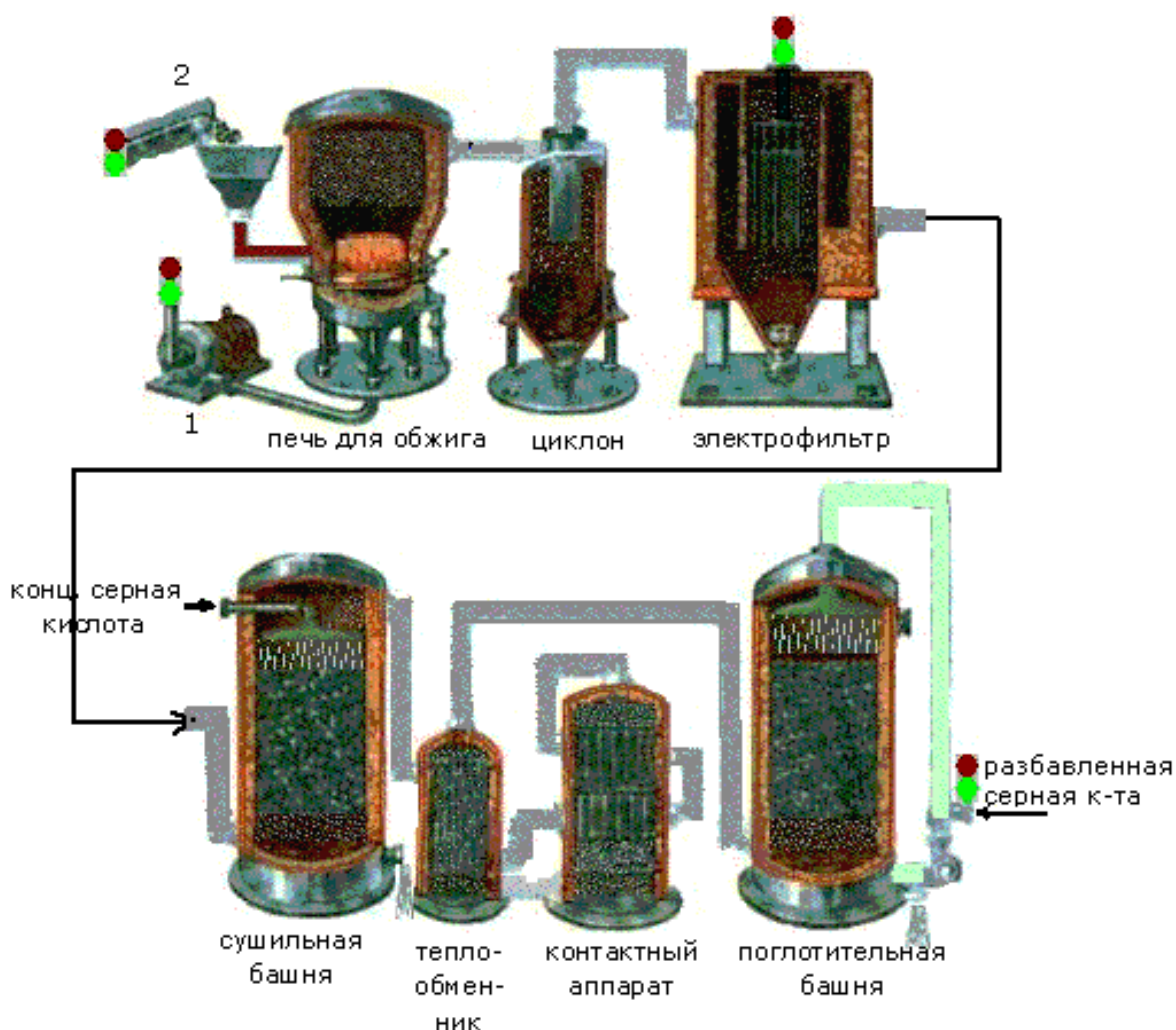
Тяжелая маслянистая жидкость ("купоросное масло"); $\rho = 1,84$ г/см³; нелетучая, хорошо растворима в воде – с сильным нагревом; $t_{пл.} = 10,3^{\circ}C$, $t_{кип.} = 296^{\circ}C$, обладает водоотнимающими свойствами (обугливание бумаги, дерева, сахара).

ПРОИЗВОДСТВО СЕРНОЙ КИСЛОТЫ КОНТАКТНЫМ СПОСОБОМ.

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

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

Принципиальная схема получения серной кислоты.



Процесс состоит из трех стадий:

Стадия	Процессы
<p>1.Обжиг пирита, Получение оксида серы (IV). Очистка печного газа.</p>	<p>Уравнение реакции первой стадии: $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2 + Q$ 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;">Очистка печного газа</p> <p>Из печи выходит печной газ, состав которого: SO₂, O₂, пары воды и мельчайшие частицы оксида железа. Такой печной газ необходимо очистить от примесей. Очистку печного газа проводят в два этапа - в циклоне (используется центробежная сила, твёрдые частички ссыпаются вниз) и в электрофильтрах (используется электростатическое притяжение, частицы огарка прилипают к наэлектризованным пластинам электрофильтра).</p> <p>Осушку печного газа проводят в сушильной башне - снизу вверх поднимается печной газ, а сверху вниз льётся концентрированная серная кислота.</p>
<p>2.Окисление SO₂ в SO₃ кислородом. Протекает в контактном аппарате.</p>	<p>Уравнение реакции этой стадии: $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3 + Q$</p> <p>Сложность второй стадии заключается в том, что процесс окисления одного оксида в другой является обратимым. Поэтому необходимо выбрать оптимальные условия протекания прямой реакции (получения SO₃):</p> <p>а) температура:Оптимальной температурой для протекания прямой реакции с максимальным образованием SO₃ является температура 400-500°C. Для того чтобы увеличить скорость реакции при столь низкой температуре в реакцию вводят катализатор - оксид ванадия(V) V₂O₅.</p> <p>б) давление: Прямая реакция протекает с уменьшением объёмов газов. Процесс проводят при повышенном давлении. Нагрев смеси SO₂ и O₂ 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 SO₂ в SO₃. Образовавшийся оксид серы SO₃ выходит из контактного аппарата и через теплообменник попадает в поглотительную башню.</p>
<p>3. Получение H₂SO₄. 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; - неактивные металлы – SO_2 $2Ag + 2H_2SO_4 \rightarrow Ag_2SO_4 + SO_2 + 2H_2O$ - щелочноземельные металлы и магний – S: $3Mg + 4H_2SO_4 \rightarrow 3MgSO_4 + S + 4H_2O$ - щелочные металлы и цинк – H_2S: $8Na + 5H_2SO_4 \rightarrow 4Na_2SO_4 + H_2S + 4H_2O$
3) С неметаллами:	окисляет неметалл до кислоты в высшей степени окисления или до оксида (если кислота неустойчива), сама восстанавливается до SO_2. $C + 2H_2SO_{4(конц)} \rightarrow CO_2 + 2SO_2 + 2H_2O$ $S + 2H_2SO_{4(конц)} \rightarrow 3SO_2 + 2H_2O$ $2P + 5H_2SO_{4(конц)} \rightarrow 5SO_2 + 2H_3PO_4 + 2H_2O$
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 BaSO_4 , нерастворимого в кислотах.

