

# Соединения серы

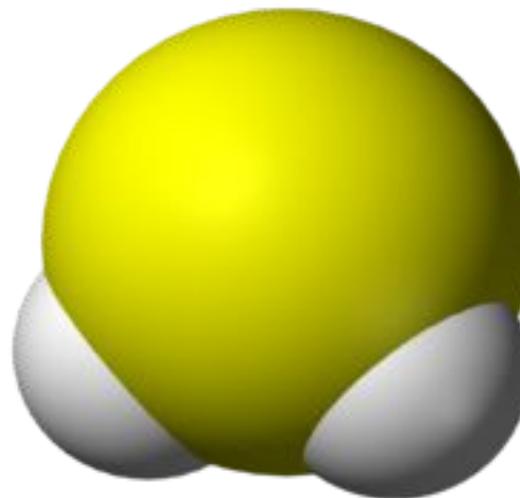
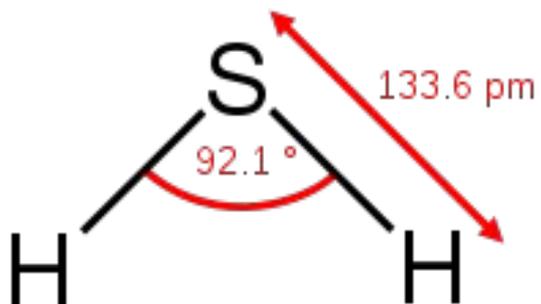


---

Химия. 9 класс.

Учитель химии МОУ СОШ №1  
г. Алексеевки Харченко Е.П.

# Сероводорóд, сернистый водород H<sub>2</sub>S



# Сероводорóд, сернистый водород H<sub>2</sub>S

## Общие

Систематическое наименование сероводород / hydrogen sulphide

Химическая формула H<sub>2</sub>S

Отн. молек. Масса Отн. молек. Масса 34.082 а. е. м.

Молярная масса Молярная масса 34.082 г/моль

## Физические свойства

Состояние Состояние (ст. усл.) бесцветный газ

Плотность 1.5392 г/л г/см<sup>3</sup>

## Термические свойства

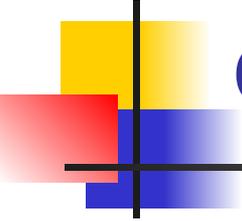
Температура плавления -82.30 °C

Температура кипения -60.28 °C

Химические свойства pKa 6.89, 19±2

Растворимость в воде 0.25 (40 °C) г/100 мл

Классификация Рег. номер CAS 7782-79-8



# Сероводорóд, сернистый водород $H_2S$

---

Бесцветный газ с неприятным запахом (тухлого яйца) и сладковатым вкусом. Плохо растворим в воде, хорошо — в этаноле. При больших концентрациях разъедает металл. Взрывчатая смесь с воздухом 4,5 - 45%.

В природе встречается очень редко в виде смешанных веществ нефти и газа. Имеет очень неприятный запах, вреден для лёгких и всего организма. Сейчас сероводород используют в лечебных целях, например, в сероводородных ваннах

# Сероводорóд $\text{H}_2\text{S}$

## Физические свойства

Термически неустойчив (при температурах больше  $400\text{ }^\circ\text{C}$  разлагается на простые вещества). Термически неустойчив (при температурах больше  $400\text{ }^\circ\text{C}$  разлагается на простые вещества — S). Термически неустойчив (при температурах больше  $400\text{ }^\circ\text{C}$  разлагается на простые вещества — S и  $\text{H}_2$ ), ядовитый (вдыхание воздуха с его примесью вызывает головокружение, головную боль, тошноту, а со значительным содержанием приводит к коме, судорогам, отёку лёгких и даже к летальному исходу), газ, тяжелее воздуха с неприятным запахом тухлых яиц.

Молекула Молекула сероводорода имеет угловую форму, поэтому она полярна ( $\mu = 0,34 \cdot 10^{-29}$  Кл·м). В отличие от молекул воды, молекулы сероводорода не образуют прочных водородных связей, поэтому  $\text{H}_2\text{S}$  — газ. Насыщенный водный S — газ. Насыщенный водный раствор S — газ. Насыщенный водный раствор (сероводородная вода)  $\text{H}_2\text{S}$  является очень слабой сероводородной кислотой.

# Сероводорóд H<sub>2</sub>S

## Химические свойства

- В воде сероводород мало растворим, водный раствор H<sub>2</sub>S является очень слабой кислотой:
- $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{HS}^- + \text{H}^+$
- $K_a = 6.9 \times 10^{-7}$  моль/л;  $pK_a = 6.89$ .
- С основаниями реагирует:
- $\text{H}_2\text{S} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$  (обычная соль, при избытке NaOH)
- $\text{H}_2\text{S} + \text{NaOH} = \text{NaHS} + \text{H}_2\text{O}$  (кислая соль, при отношении 1:1)
- Сероводород — сильный восстановитель. На воздухе он горит синим пламенем:
- $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2$
- при недостатке кислорода:
- $2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = 2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
- (на этой реакции основан промышленный способ получения серы).
- Сероводород реагирует также со многими другими окислителями, при его окислении в растворах образуется свободная сера или SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, например:
- $3\text{H}_2\text{S} + 4\text{HClO}_3 = 3\text{H}_2\text{SO}_4 + 4\text{HCl}$
- $2\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{S}$
- $\text{H}_2\text{S} + \text{I}_2 = 2\text{HI} + \text{S}$

# Сероводорóд $\text{H}_2\text{S}$

## Химические свойства

### Сульфиды

- Соли сероводородной кислоты называют сульфидами. В воде хорошо растворимы только сульфиды щелочных металлов, бария и аммония. Сульфиды остальных металлов практически не растворимы в воде, они выпадают в осадок при введении в растворы солей металлов раствора сульфида аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ . Многие сульфиды ярко окрашены.
- Для щелочных и щелочноземельных металлов известны также гидросульфиды  $\text{M}+\text{HS}$  и  $\text{M}_2+(\text{HS})_2$ . Гидросульфиды  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Sr}^{2+}$  очень нестойки. Являясь солями слабой кислоты, растворимые сульфиды подвергаются гидролизу. Гидролиз сульфидов, содержащих металлы в высоких степенях окисления ( $\text{Al}_2\text{S}_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{S}_3$  и др.) часто проходит необратимо.
- Многие природные сульфиды в виде минералов являются ценными рудами (пирит Многие природные сульфиды в виде минералов являются ценными рудами (пирит, халькопирит Многие природные сульфиды в виде минералов являются ценными рудами (пирит, халькопирит, киноварь)).

### **Получение**

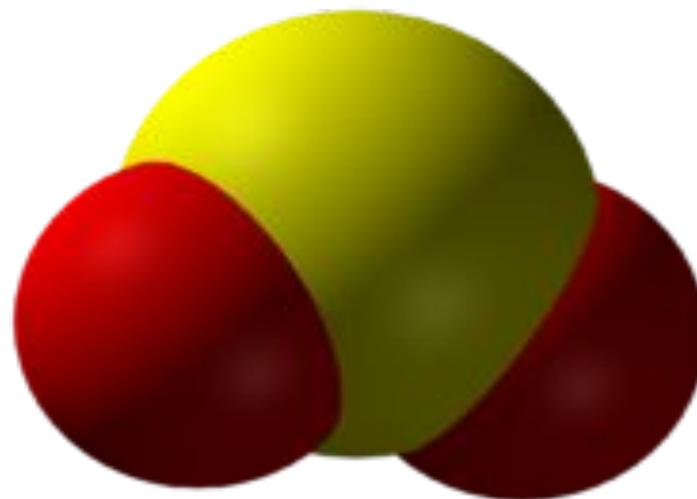
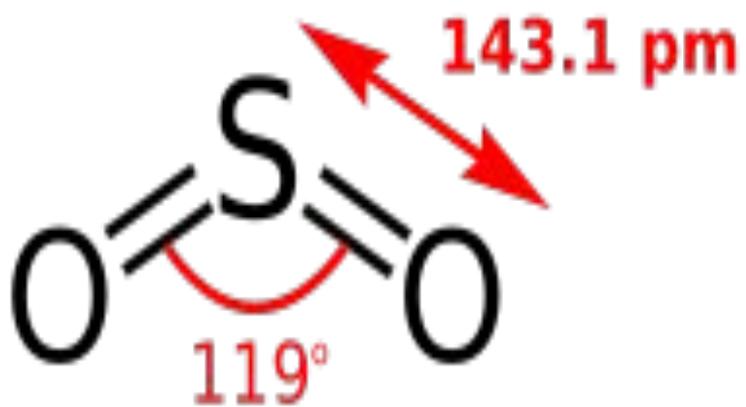
- Взаимодействие разбавленных кислот на сульфиды:
- Взаимодействие сульфида алюминия Взаимодействие сульфида алюминия с водой (эта реакция отличается чистотой полученного сероводорода):

# Применение сероводорода



- Сероводород из-за своей токсичности находит ограниченное применение.
- В аналитической химии сероводород и сероводородная вода в аналитической химии сероводород и сероводородная вода используются как реагенты для осаждения тяжёлых металлов в аналитической химии сероводород и сероводородная вода используются как реагенты для осаждения тяжёлых металлов, сульфиды которых очень слабо растворимы
- В медицине — в составе природных и искусственных сероводородных ванн, а также в составе некоторых минеральных вод
- Сероводород применяют для получения серной кислоты, элементарной серы, сульфидов
- Используют в органическом синтезе Используют в органическом синтезе для получения тиофена Используют в органическом синтезе для получения тиофена и меркаптанов
- В последние годы рассматривается возможность использования сероводорода, накопленного в глубинах Чёрного моря В последние годы рассматривается возможность использования сероводорода, накопленного в глубинах Чёрного моря, в качестве энергетического (сероводородная энергетика) и химического

# Оксид серы (IV)





# Оксид серы (IV)

---

## Общие свойства

Систематическое наименование Оксид серы(IV)

Химическая формула  $\text{SO}_2$

Относительная молекулярная масса Относительная молекулярная масса 64.054 а. е. м.

Молярная масса Молярная масса 64.054 г/моль

## Физические свойства

Состояние (норм. условия )бесцветный газ,

Плотность 2,927 г/л ( $\text{г/см}^3$ )

## Термические свойства

Температура плавления  $-75,5 \text{ }^\circ\text{C}$

Температура кипения  $-10,01 \text{ }^\circ\text{C}$

## Химические свойства

Растворимость в воде 11,5 г/100 мл

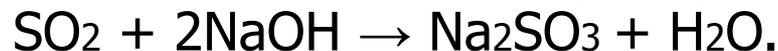
Классификация Рег. номер CAS [7446-09-5]

# Химические свойства оксида серы (IV)

- Относится к кислотным оксидам. Растворяется в воде с образованием сернистой кислоты (при обычных условиях реакция обратима):



- Со щелочами образует сульфиты:

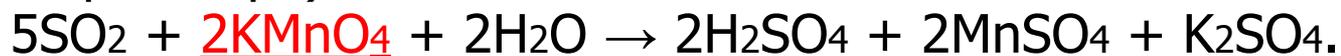


- Химическая активность  $\text{SO}_2$  весьма велика. Наиболее ярко выражены восстановительные свойства  $\text{SO}_2$ , степень окисления серы в таких реакциях повышается:

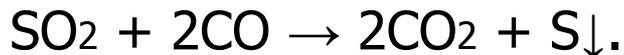


# Химические свойства оксида серы (IV)

- Данная реакция является качественной реакцией на сульфит-ион  $\text{SO}_3^{2-}$  и на  $\text{SO}_2$  (обесцвечивание фиолетового раствора).



- В присутствии сильных восстановителей  $\text{SO}_2$  способен проявлять окислительные свойства. Например, для извлечения серы из отходящих газов металлургической промышленности используют восстановление  $\text{SO}_2$  оксидом углерода(II):



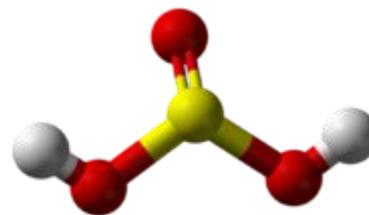
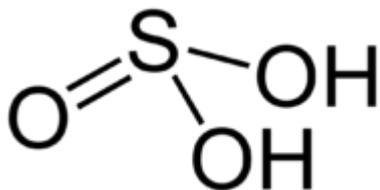
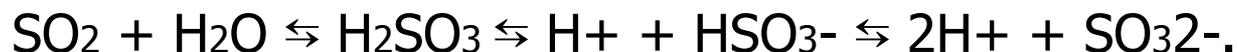
Или для получения фосфорноватистой кислоты:



# Сернистая кислота



Неустойчивая двухосновная кислота Неустойчивая двухосновная кислота средней силы, существует лишь в разбавленных водных растворах (в свободном состоянии не выделена):



# Химические свойства

## Сернистой кислоты $\text{H}_2\text{SO}_3$

- Кислота средней силы:  
 $\text{H}_2\text{SO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HSO}_3^-$ ,  $K_I = 2 \cdot 10^{-2}$   
 $\text{HSO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-}$ ,  $K_{II} = 6 \cdot 10^{-8}$
- Растворы  $\text{H}_2\text{SO}_3$  всегда имеют резкий специфический запах (похожий на запах зажигающейся спички всегда имеют резкий специфический запах (похожий на запах зажигающейся спички), обусловленный наличием химически не связанного водой  $\text{SO}_2$ .
- Двухосновная кислота Двухосновная кислота, образует два ряда солей: кислые — гидросульфиты Двухосновная кислота, образует два ряда солей: кислые — гидросульфиты (в недостатке щёлочи): и средние — сульфиты и средние — сульфиты (в избытке щёлочи):
- Как и сернистый газ, сернистая кислота и её соли являются сильными восстановителями:
- При взаимодействии с ещё более сильными восстановителями может играть роль окислителя:
- Качественная реакция на сульфит-ионы — обесцвечивание  
$$5 \text{SO}_3^{2-} + 6 \text{H}^+ + 2 \text{MnO}_4^- \rightarrow 5 \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{Mn}^{2+} + 3 \text{H}_2\text{O}$$

# Применение

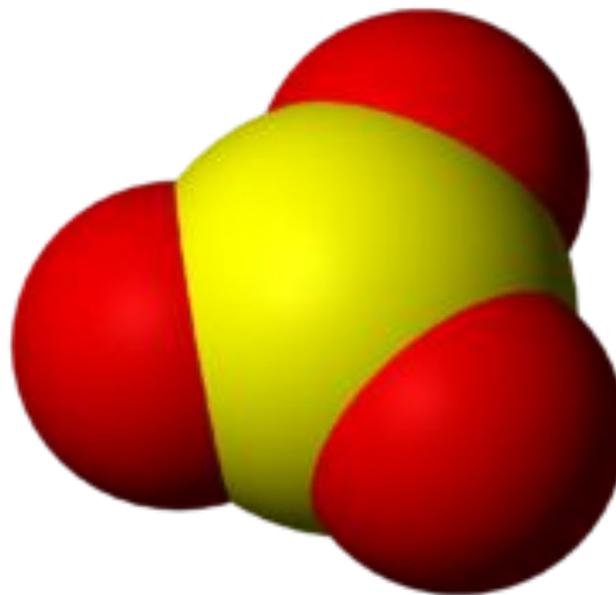
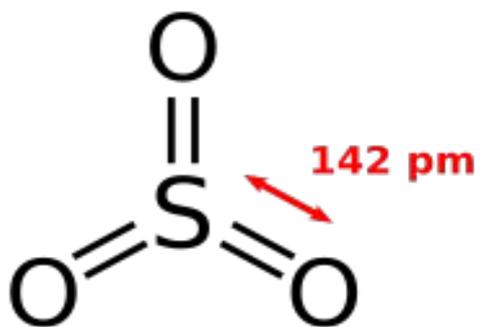
## Сернистой кислоты $H_2SO_3$

Сернистая кислота и её соли применяют как восстановители, для беления шерсти Сернистая кислота и её соли применяют как восстановители, для беления шерсти, шелка Сернистая кислота и её соли применяют как восстановители, для беления шерсти, шелка и других материалов, которые не выдерживают отбеливания с помощью сильных окислителей (хлора).

Сернистую кислоту применяют при консервировании плодов и овощей.

Гидросульфит кальция  $Ca(HSO_3)_2$  (сульфитный щелок) используют для переработки древесины в так называемую сульфитную целлюлозу Гидросульфит кальция  $Ca(HSO_3)_2$  (сульфитный щелок) используют для переработки древесины в так называемую сульфитную целлюлозу (раствор гидросульфита кальция растворяет лигнин Гидросульфит кальция  $Ca(HSO_3)_2$  (сульфитный щелок) используют для переработки древесины в так называемую сульфитную целлюлозу (раствор гидросульфита кальция растворяет лигнин — вещество, связывающее

# Оксид серы (VI)





# Оксид серы (VI)

---

## Общие свойства

Систематическое наименование Оксид серы(VI)

Химическая формула SO<sub>3</sub>

Отн. молек. Масса Отн. молек. Масса 80.06 а. е. м.

Молярная масса Молярная масса 80.06 г/моль

## Физические свойства

Состояние Состояние (ст. усл.) бесцветный газ

Плотность 1.92 г/см<sup>3</sup>

## Термические свойства

Температура плавления 16,9 °C

Температура кипения 45 °C

Энтальпия образования Энтальпия образования (ст. усл.)

–397.77 кДж/моль **Классификация** Рег. номер

CAS[7446-11-9]



# Оксид серы (VI)

## Физические свойства

---

**Оксид серы(VI)** (*серный ангидрид, трёокись серы, серный газ*)

SO<sub>3</sub> — высший оксид серы,

тип химической связи: ковалентная полярная

В обычных условиях легколетучая бесцветная жидкость с удушающим запахом.

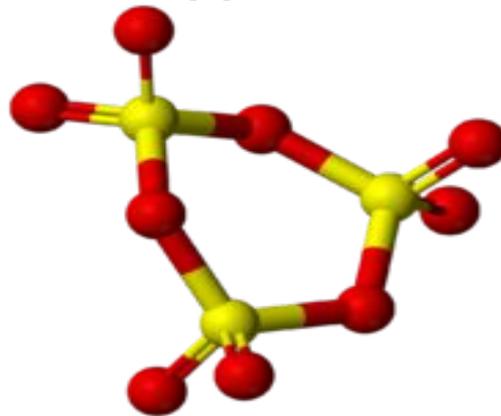
При температурах ниже 16,9 °С застывает с образованием смеси различных кристаллических модификаций твёрдого SO<sub>3</sub>.

# Оксид серы (VI)

---

При переходе в жидкое и кристаллическое состояния образуются циклический тример и зигзагообразные цепи.

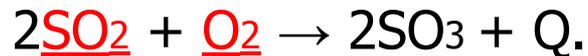
Пространственная модель молекулы  $\text{SO}_3$





# Получение оксида серы (VI)

- Получают, окисляя оксид серы(IV) кислородом воздуха при нагревании, в присутствии катализатора (V<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, Pt, Pt или Na<sub>2</sub>VO<sub>3</sub>):



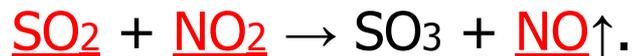
- Можно получить термическим разложением сульфатов:



- или взаимодействием SO<sub>2</sub> с озоном:



- Для окисления SO<sub>2</sub> используют также NO<sub>2</sub>:



Эта реакция лежит в основе исторически первого, нитрозного способа получения серной кислоты.

# Оксид серы (VI)

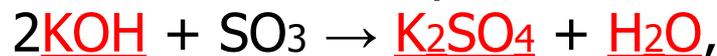
## Химические свойства

**1. Кислотно-основные:** SO<sub>3</sub> — типичный кислотный оксид — типичный кислотный оксид, ангидрид — типичный кислотный оксид, ангидрид серной кислоты. Его химическая активность достаточно велика.

- При взаимодействии с водой образует серную кислоту:



- Взаимодействует с основаниями:



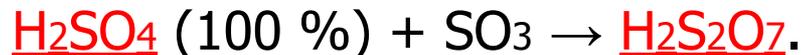
- основными оксидами:



- с амфотерными оксидами:



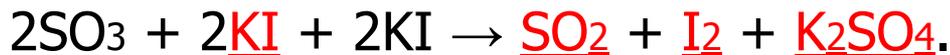
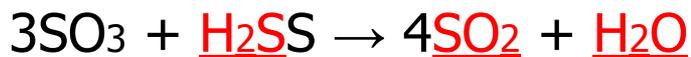
- SO<sub>3</sub> растворяется в 100%-й серной кислоте, образуя олеум:



# Оксид серы (VI)

## Химические свойства

**2. Окислительно-восстановительные:** SO<sub>3</sub> характеризуется сильными окислительными свойствами, восстанавливается, обычно, до сернистого ангидрида:



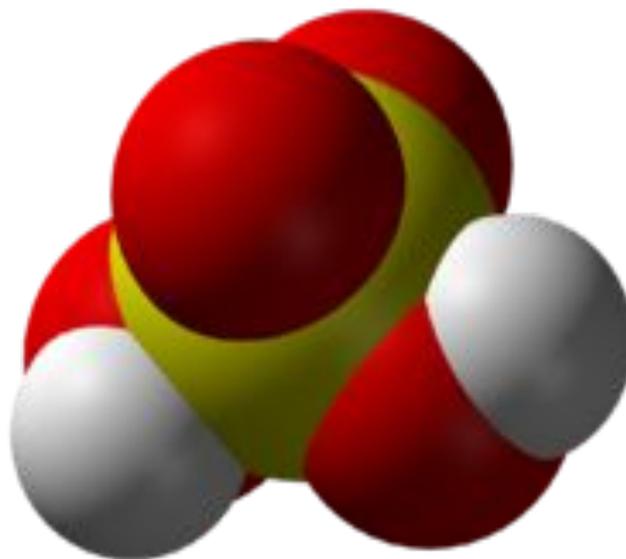
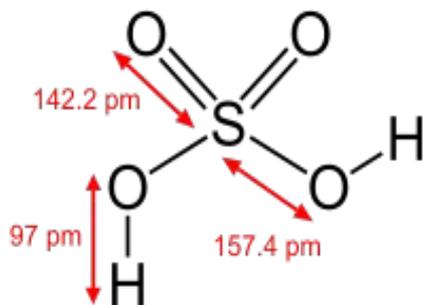
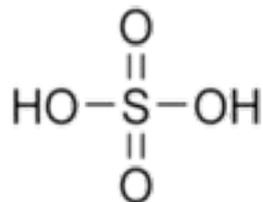
**3.** При взаимодействии с хлороводородом образуется хлорсульфоновая кислота:

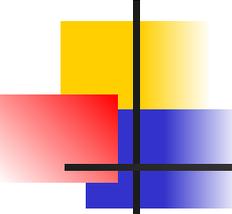


Также присоединяет хлор, образуя тионилхлорид:



# Серная кислота $\text{H}_2\text{SO}_4$





# Серная кислота $H_2SO_4$

---

## Общие свойства

Систематическое наименование серная кислота

Химическая формула  $H_2SO_4$

Отн. молек. Масса Отн. молек. Масса 62.03 а. е. м.

Молярная масса Молярная масса 98.078 г/моль

## Физические свойства

Состояние Состояние (ст. усл.) бесцветная маслянистая жидкость без запаха

Плотность 1,8356 г/см<sup>3</sup>

## Термические свойства

Температура плавления 10,38 °C

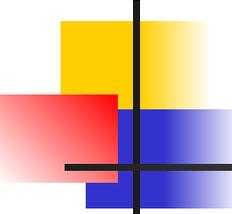
Температура кипения 279,6 °C

## Химические свойства

Растворимость в водесмешивается во всех соотношениях г/100 мл

## Классификация

Рег. номер CAS 7664-93-



# Физические свойства серной кислоты $\text{H}_2\text{SO}_4$

---

**Сёрная кислотá**  $\text{H}_2\text{SO}_4$  — сильная двухосновная кислота, отвечающая высшей степени окисления серы (+6).

При обычных условиях концентрированная серная кислота — тяжёлая маслянистая жидкость. При обычных условиях концентрированная серная кислота — тяжёлая маслянистая жидкость без цвета. При обычных условиях концентрированная серная кислота — тяжёлая маслянистая жидкость без цвета и запаха.

В технике серной кислотой называют её смеси как с водой, так и с серным ангидридом  $\text{SO}_3$ .

Если молярное отношение  $\text{SO}_3:\text{H}_2\text{O} < 1$ , то это водный раствор серной кислоты, если  $> 1$ , —

# Химические свойства серной кислоты $H_2SO_4$

Серная кислота - сильная двухосновная кислота, диссоциация ее протекает по двум ступеням:



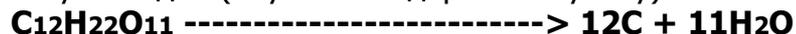
В концентрированных растворах диссоциация серной кислоты по второй ступени незначительна.

Серная кислота - сильнейшее дегидратирующее (водоотнимающее) вещество. Она поглощает влагу из воздуха (гигроскопична), отнимает воду

1. от кристаллогидратов:



2. углеводов (обугливает дерево и бумагу):



3. спиртов:



В окислительно-восстановительных реакциях разбавленная серная кислота проявляет свойства обычной кислоты (неокислитель) - при этом восстанавливаются ионы  $H^+$ , например:



Разбавленная  $H_2SO_4$  не взаимодействует с металлами, стоящими в ряду напряжений правее водорода.

Концентрированная серная кислота - кислота-окислитель, при этом восстанавливается сера (+6).

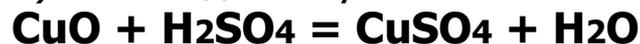
Она окисляет металлы, стоящие в ряду напряжений правее водорода:



# Химические свойства серной кислоты $\text{H}_2\text{SO}_4$

Серная кислота проявляет все свойства сильных кислот:

а) взаимодействует с основными оксидами:



б) с основаниями:



в) вытесняет другие кислоты из их солей, например те, которые слабее нее:



или более летучие (обладающие температурами кипения ниже, чем у серной кислоты):

$\text{NaNO}_3$  твердый +  $\text{H}_2\text{SO}_4$  конц. =  $\text{NaHSO}_4$  +  $\text{HNO}_3$  - при нагревании

и металлы, стоящие левее водорода, при этом сера восстанавливается до степени окисления +4, 0 и -2:



# Химические свойства серной кислоты $\text{H}_2\text{SO}_4$

Железо, алюминий, хром концентрированной серной кислотой пассивируются, однако при сильном нагревании реакция начинается, например:



Концентрированная серная кислота окисляет неметаллы, например:

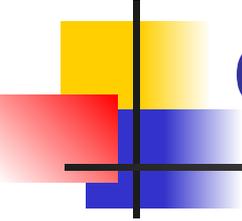


Концентрированная серная кислота окисляет также сложные вещества, например HI и HBr:



соли железа (2):





# Задания для самостоятельной работы:

---

Напишите уравнения взаимодействия разбавленной серной кислоты с

- металлами;
- основными оксидами;
- амфотерными оксидами;
- основаниями;
- амфотерными гидроксидами.

# Соли серной кислоты

Серная кислота как двухосновная кислота образует два ряда солей - кислые - гидросульфаты и средние - сульфаты. В безводном состоянии выделены только гидросульфаты щелочных металлов. Средние сульфаты (безводные) - как правило, бесцветные кристаллические вещества, склонные к образованию кристаллогидратов (часто окрашенных), например:

**$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  - глауберова соль (мирабилит) - бесцветная**

**$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  - горькая (английская) соль - бесцветная**

**$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  - медный купорос - голубой**

**$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  - железный купорос - голубовато-зеленый**

**$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  - гипс - белый**

Сульфаты при нагревании разлагаются (кроме сульфатов щелочных металлов, которые термически устойчивы), например  $\text{CaSO}_4$  - при  $1400^\circ\text{C}$ :



Сульфаты переходных металлов разлагаются при более низких температурах, например  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  - при  $700\text{-}800^\circ\text{C}$ :



# Производство серной кислоты

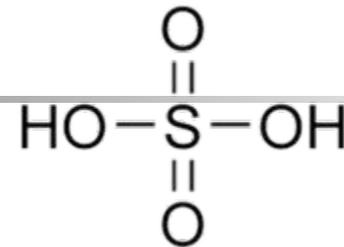
Сырьём для получения серной кислоты служат сера Сырьём для получения серной кислоты служат сера, сульфиды Сырьём для получения серной кислоты служат сера, сульфиды металлов Сырьём для получения серной кислоты служат сера, сульфиды металлов, сероводород Сырьём для получения серной кислоты служат сера, сульфиды металлов, сероводород, отходящие газы теплоэлектростанций, сульфаты Сырьём для получения серной кислоты служат сера, сульфиды металлов, сероводород, отходящие газы теплоэлектростанций, сульфаты железа Сырьём для получения серной кислоты служат сера, сульфиды металлов, сероводород, отходящие газы теплоэлектростанций, сульфаты железа, кальция и др.

**Основные этапы** получения серной кислоты:

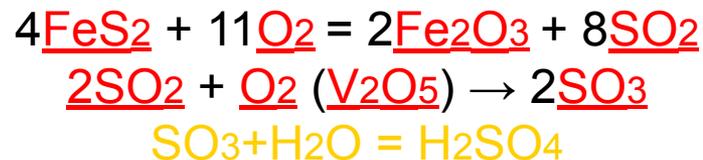
- Обжиг сырья с получением  $SO_2$
- Окисление  $SO_2$  в  $SO_3$
- Абсорбция Абсорбция  $SO_3$

В промышленности применяют два метода окисления  $SO_2$  в производстве серной кислоты: контактный — с

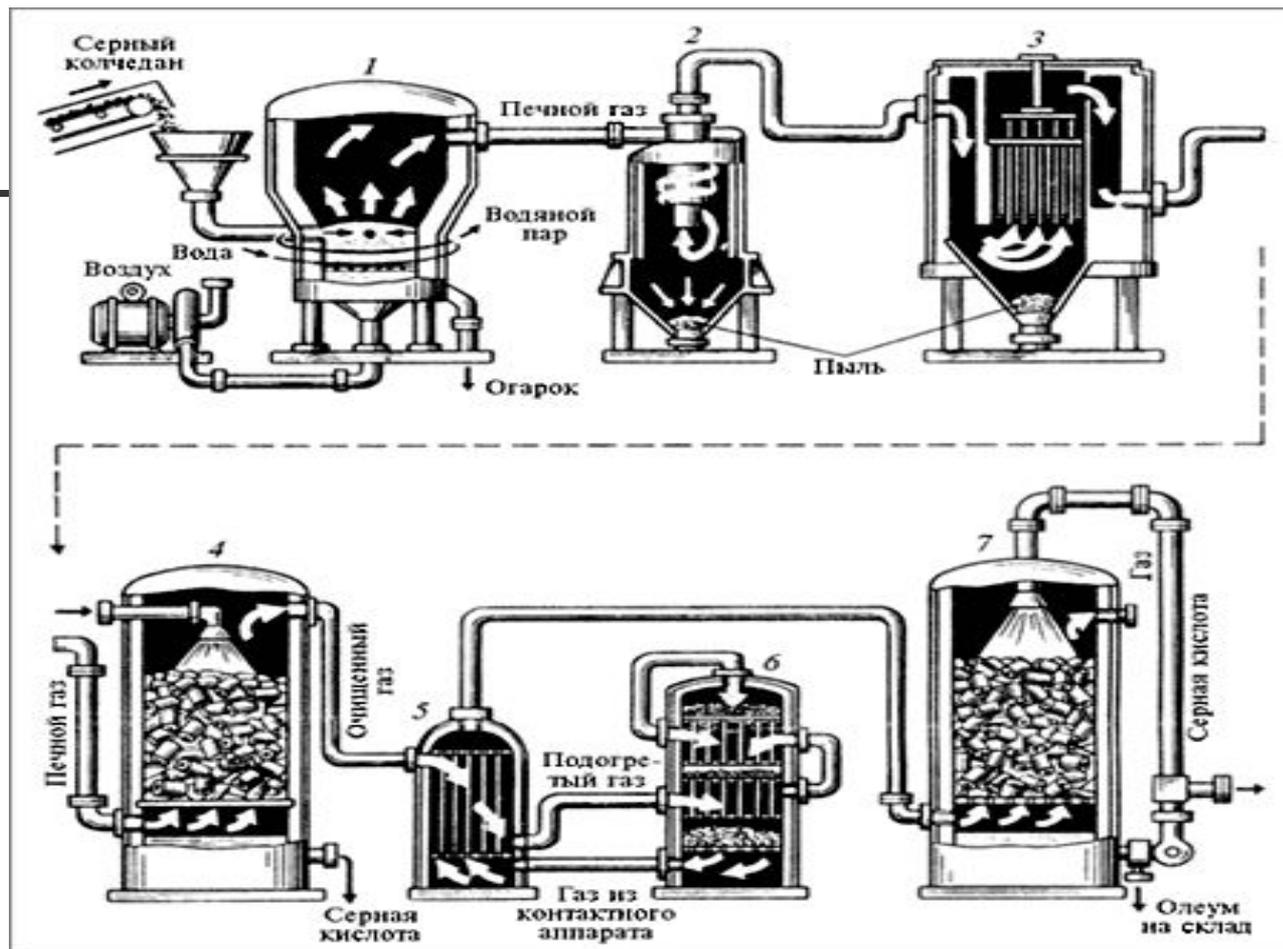
# Производство серной кислоты



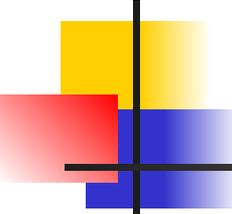
Реакции по производству серной кислоты из минерала пирита на катализаторе — оксиде ванадия (V).



# Схема «Производство серной кислоты контактным способом»:



- 1 – печь для обжига в кипящем слое; 2 –  
циклон;  
3 – электрофильтр, 4 – сушильная башня;  
5 – теплообменник; 6 – контактный  
аппарат;  
7 – поглотительная башня



# Применение серной кислоты

---

В производстве минеральных удобрений;

- как электролит в свинцовых аккумуляторах;
- для получения различных минеральных кислот и солей;
- в производстве химических волокон, красителей, дымообразующих веществ и взрывчатых веществ;
- в нефтяной, металлообрабатывающей, текстильной, кожевенной и др. отраслях промышленности;
- в пищевой промышленности — зарегистрирована в качестве пищевой добавки E513 (эмульгатор);
- в промышленном органическом синтезе в реакциях:
  - дегидратации (получение диэтилового эфира, сложных эфиров);
  - гидратации (этанол гидратации (этанол из этилена);
  - сульфирования (синтетические моющие средства и промежуточные продукты в производстве красителей);
  - алкилирования (получение изооктана алкилирования (получение изооктана, полиэтиленгликоля, капролактама) и др.

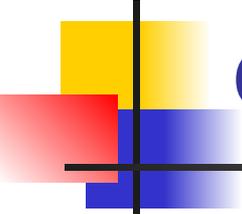
Самый крупный потребитель серной кислоты — производство минеральных удобрений.

# Исторические сведения о серной кислоте

Серная кислота известна с древности. Первое упоминание о кислых газах, получаемых при прокаливании квасцов Серная кислота известна с древности. Первое упоминание о кислых газах, получаемых при прокаливании квасцов или железного купороса Серная кислота известна с древности. Первое упоминание о кислых газах, получаемых при прокаливании квасцов или железного купороса «зеленого камня», встречается в сочинениях, приписываемых арабскому алхимику Джабир ибн Хайяну.

Позже, в IX веке персидский алхимик Ар-Рази Позже, в IX веке персидский алхимик Ар-Рази, прокаливая смесь железного и медного купороса ( $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ), также получил раствор серной кислоты. Этот способ усовершенствовал европейский алхимик Альберт Магнус, живший в XIII веке.

В XV веке алхимики обнаружили, что серную кислоту можно получить, сжигая смесь серы и селитры В XV веке алхимики обнаружили, что серную кислоту можно получить, сжигая смесь серы и селитры, или из пирита В XV веке алхимики обнаружили, что серную кислоту можно получить, сжигая смесь серы и селитры, или из пирита — серного колчедана, более дешевого и распространенного сырья, чем сера. Таким способом получали серную кислоту на протяжении 300 лет, небольшими количествами в стеклянных ретортах В XV веке алхимики обнаружили, что серную кислоту можно получить



# Дополнительные сведения о серной кислоте

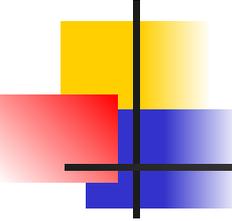
---

Мельчайшие капельки серной кислоты могут образовываться в средних и верхних слоях атмосферы в результате реакции водяного пара. Мельчайшие капельки серной кислоты могут образовываться в средних и верхних слоях атмосферы в результате реакции водяного пара и вулканического. Мельчайшие капельки серной кислоты могут образовываться в средних и верхних слоях атмосферы в результате реакции водяного пара и вулканического пепла, содержащего большие количества серы. Мельчайшие капельки серной кислоты могут образовываться в средних и верхних слоях атмосферы в результате реакции водяного пара и вулканического пепла, содержащего большие количества серы. Получившаяся взвесь, из-за высокого альбедо. Мельчайшие капельки серной кислоты могут образовываться в средних и верхних слоях атмосферы в результате реакции водяного пара и вулканического пепла, содержащего большие количества серы. Получившаяся взвесь, из-за высокого альбедо облаков серной кислоты, затрудняет доступ солнечных лучей к поверхности планеты. Поэтому (а также в результате большого количества мельчайших частиц вулканического пепла в верхних слоях атмосферы, также затрудняющих доступ солнечному свету к планете) после особо сильных вулканических извержений могут произойти значительные

## Производство серной кислоты контактным способом

В печь, где жар-огонь горит (поз. 1),  
Вносят раздробленный  
Серный колчедан, пирит ( $\text{FeS}_2$ ).  
Вот он, раскаленный,  
Серой струйкой пылевой  
Сверху вниз несется.  
Воздух мощною струей  
Снизу подается.  
Мощный стал противоток,  
Смерч тут настоящий,  
И, как огненный цветок,  
Слой частиц кипящий,  
В вихре раскаленных масс  
Кислород с пиритом  
Превратился в легкий газ  
В том процессе скрытом.  
Газ содержит пыль и грязь,  
От оксида серы ( $\text{SO}_2$ )

Их циклон отделит враз (поз. 2):  
В нем для них барьеры.  
Два цилиндра в нем, и вот,  
Сверху вниз обычно,  
По спирали газ идет.  
Пыль из газа упадет,  
Но не вся, частично.  
Смесь в электрофильтр подав (поз. 3),  
Где сплошные сетки  
И под током провода,  
Пыль, как птицу в клетку,  
Ловят каждый раз подряд,  
Ведь частички пыли  
Обретают здесь заряд,  
Подчиняясь силе  
Электрических полей.  
Минус-знак поймала  
Пыль, прилипнув массой всей  
К сетке из металла.  
В бункер или просто в ров  
Опадает сразу.  
Но очистить от паров  
Еще надо газы.



И в сушильной башне смесь (поз. 4)

С легкостью безмерной  
Будет высушена здесь  
Кислотой серной,

Сверху льется кислота,  
Поглощая воды,  
И огонь ей не чета,  
Он не той породы.

После этих процедур  
У оксида серы

Будет следующий тур:  
К нему из атмосферы

Подают воздушный слой,  
И в узле контактном

Он окислит сам собой

Газ неоднократно:  
А контактный аппарат (поз. 6)?  
 $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3 + Q.$

Что в нем происходит?

Кислород окислить рад

Газ, который входит.

Но нагреть должны мы  
смесь,

И в теплообменник (поз. 5)

Поступает газ наш весь,

Как под стражу пленник.

Но вот совсем холодный

Идет продукт, и тут-то

Последний пункт процесса

Есть на пути продукта.

Оксид направлен в башню (поз. 7),

Где поглощаться будет,

Но не водой обычной,

А кислотой его остудят здесь.

Недаром оксиды серы прочно

Вступают с водным паром

В контакт всегда досрочно:

$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + Q.$

И будет сернокислый

Туман вреднейший виснуть.

Другое дело, сразу

Чтоб серной кислотой

Продукты эти, газы,

Внутри за слоем слой

Поглощены бы были:

В реакцию вступили

С водой, которой много

Есть в серной кислоте.

Оксиды серы строго

Идут в контакт за тем,

Чтоб получился в чане

Безводный олеум.

На этом окончанье.

Пусть отдохнет ваш ум.