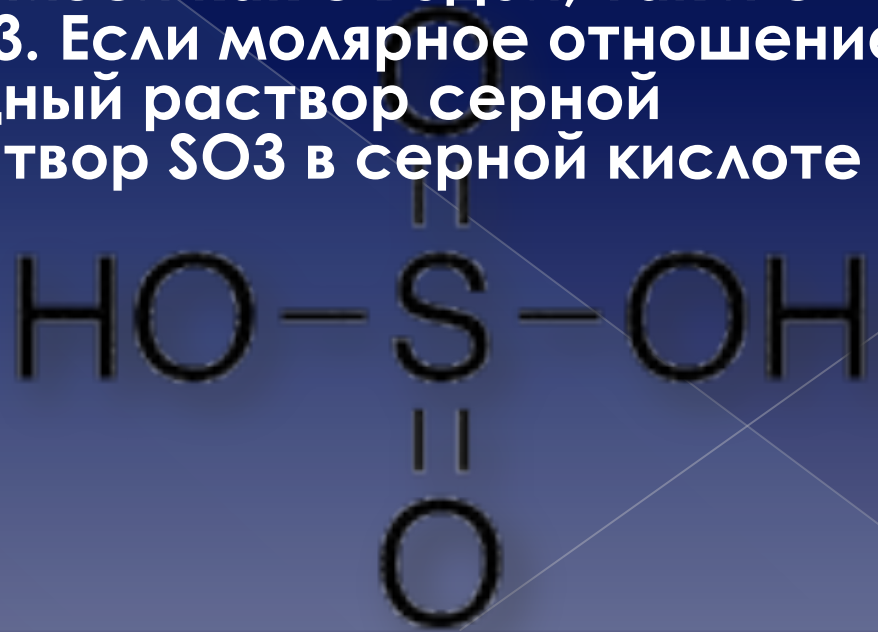


**Свойства кислот  
Сульфюра  
 $H_2SO_4$ ,  $H_2SO_3$ ,  $H_2S$**

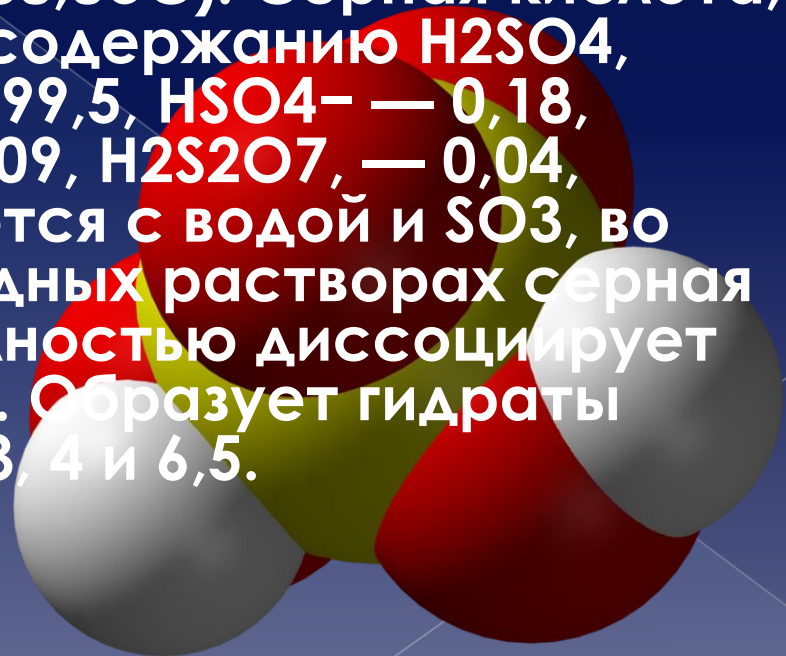
# Сёрная кислотá H2SO4

Сёрная кислотá H2SO4 — сильная двухосновная кислота, отвечающая высшей степени окисления серы (+6). При обычных условиях концентрированная серная кислота — тяжёлая маслянистая жидкость без цвета и запаха, с кислым «медным» вкусом. В технике серной кислотой называют её смеси как с водой, так и с серным ангидридом SO3. Если молярное отношение SO3 : H2O < 1, то это водный раствор серной кислоты, если > 1 — раствор SO3 в серной кислоте (олеум).



# Физические и физико-химические свойства

- Очень сильная кислота, при 18°C  $pK_a(1) = -2,8$ ,  $pK_a(2) = 1,92$  ( $K_2 1,2 \cdot 10^{-2}$ ); длины связей в молекуле  $S=O$  0,143 нм,  $S-OH$  0,154 нм, угол  $HOSON$   $104^\circ$ ,  $OSO$   $119^\circ$ ; кипит, образуя азеотропную смесь (98,3 %  $H_2SO_4$  и 1,7 %  $H_2O$  с температурой кипения  $338,8^\circ C$ ). Серная кислота, отвечающая 100%-ному содержанию  $H_2SO_4$ , имеет состав (%):  $H_2SO_4$  99,5,  $HSO_4^-$  — 0,18,  $H_3SO_4^+$  — 0,14,  $H_3O^+$  — 0,09,  $H_2S_2O_7$  — 0,04,  $HS_2O_7^-$  — 0,05. Смешивается с водой и  $SO_3$ , во всех соотношениях. В водных растворах серная кислота практически полностью диссоциирует на  $H_3O^+$ ,  $HSO_4^-$ , и  $2HSO_4^-$ . Образует гидраты  $H_2SO_4 \cdot nH_2O$ , где  $n = 1, 2, 3, 4$  и  $6,5$ .



**H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> - сильная двухосновная кислота, водный раствор изменяет окраску индикаторов (лакмус и универсальный индикатор краснеют)**

**1) Диссоциация протекает ступенчато:**

**H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → H<sup>+</sup> + HSO<sub>4</sub><sup>-</sup> (первая ступень, образуется гидросульфат – ион)**

**HSO<sub>4</sub><sup>-</sup> → H<sup>+</sup> + SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> (вторая ступень, образуется сульфат – ион)**

**H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> образует два ряда солей - средние (сульфаты) и кислые (гидросульфаты)**

**2) Взаимодействие с металлами:**

**Разбавленная серная кислота растворяет только металлы, стоящие в ряду напряжений левее водорода:**

**Zn<sup>0</sup> + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>(разб) → Zn<sup>2+</sup> + SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> + H<sub>2</sub>↑**

**Zn<sup>0</sup> + 2H<sup>+</sup> → Zn<sup>2+</sup> + H<sub>2</sub>↑**

**3) Взаимодействие с основными и амфотерными оксидами:**

**CuO + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → CuSO<sub>4</sub> + H<sub>2</sub>O**

**CuO + 2H<sup>+</sup> → Cu<sup>2+</sup> + H<sub>2</sub>O**

**4) Взаимодействие с основаниями:**

**H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> + 2NaOH → Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> + 2H<sub>2</sub>O (реакция нейтрализации)**

**H<sup>+</sup> + OH<sup>-</sup> → H<sub>2</sub>O**

**Если кислота в избытке, то образуется кислая соль:**

**H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> + NaOH → NaHSO<sub>4</sub> + H<sub>2</sub>O**

**H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> + Cu(OH)<sub>2</sub> → CuSO<sub>4</sub> + 2H<sub>2</sub>O**

**2H<sup>+</sup> + Cu(OH)<sub>2</sub> → Cu<sup>2+</sup> + 2H<sub>2</sub>O**

**5) Обменные реакции с солями:**

**образование осадка**

**BaCl<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → BaSO<sub>4</sub>↓ + 2HCl**

**Ba<sup>2+</sup> + SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> → BaSO<sub>4</sub>↓**

# Сернистая кислота $\text{H}_2\text{SO}_3$

Сернистая кислота — неустойчивая двухосновная неорганическая кислота средней силы. Отвечает степени окисления серы +4. Химическая формула  $\text{H}_2\text{SO}_3$ .

# Химические свойства сернистой кислоты

1. Сернистая кислота (формула  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ) может использоваться в качестве восстановителя или окислителя.

$\text{H}_2\text{SO}_3$  является хорошим восстановителем. С ее помощью можно из свободных галогенов получить галогеноводороды. Например:

$\text{H}_2\text{SO}_3$  (кислота сернистая) +  $\text{Cl}_2$  (хлор, газ) +  $\text{H}_2\text{O}$  (вода) =  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (кислота серная) +  $2\text{HCl}$  (соляная кислота)

Но при взаимодействии с сильными восстановителями данная кислота будет выполнять роль окислителя. Примером может послужить реакция сернистой кислоты с сероводородом:

$\text{H}_2\text{SO}_3$  (кислота сернистая) +  $2\text{H}_2\text{S}$  (сероводород) =  $3\text{S}$  (сера) +  $3\text{H}_2\text{O}$  (вода)

2. Рассматриваемое нами химическое соединение образует два вида солей - сульфиты (средние) и гидросульфиты (кислые). Эти соли являются восстановителями, так же, как и ( $\text{H}_2\text{SO}_3$ ) сернистая кислота. При их окислении образуются соли серной кислоты. При прокаливании сульфитов активных металлов образуются сульфаты и сульфиды. Это реакция самоокисления-самовосстановления. Например:

$4\text{Na}_2\text{SO}_3$  (сульфит натрия) =  $\text{Na}_2\text{S}$  (сульфид натрия) +  $3\text{Na}_2\text{SO}_4$  (сульфат натрия)

Сульфиты натрия и калия ( $\text{Na}_2\text{SO}_3$  и  $\text{K}_2\text{SO}_3$ ) применяются при крашении тканей в текстильной промышленности, при отбеливании металлов, а также в фотографии. Кальция гидросульфит ( $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$ ), существующий только в растворе, используется для переработки древесного материала в специальную сульфитную целлюлозу. Из нее потом делают бумагу.

# Сероводоро́д H<sub>2</sub>S

Сероводоро́д (серни́стый водоро́д, сульфид водоро́да, дигидросульфид) — бесцветный газ со сладковатым вкусом, имеющий запах протухших куриных яиц. Бинарное химическое соединение водорода и серы. Химическая формула — H<sub>2</sub>S. Плохо растворим в воде, хорошо — в этаноле. Ядовит. При больших концентрациях взаимодействует со многими металлами. Огнеопасен. Концентрационные пределы воспламенения в смеси с воздухом составляют 4,5—45 % сероводорода. Используется в химической промышленности для синтеза некоторых соединений, получения элементарной серы, серной кислоты, сульфидов. Сероводород также используют в лечебных целях, например, в сероводородных ваннах.

Н

Н

# Химические свойства H<sub>2</sub>S

В воде сероводород мало растворим, водный раствор H<sub>2</sub>S является очень слабой кислотой:  $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{HS}^- + \text{H}^+$

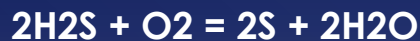
С основаниями реагирует:



Сероводород — сильный восстановитель. На воздухе он горит синим пламенем:

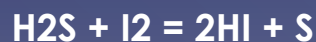
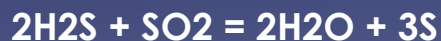


при недостатке кислорода:



(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:





**Зюзина Дарина**  
**Ф-103**