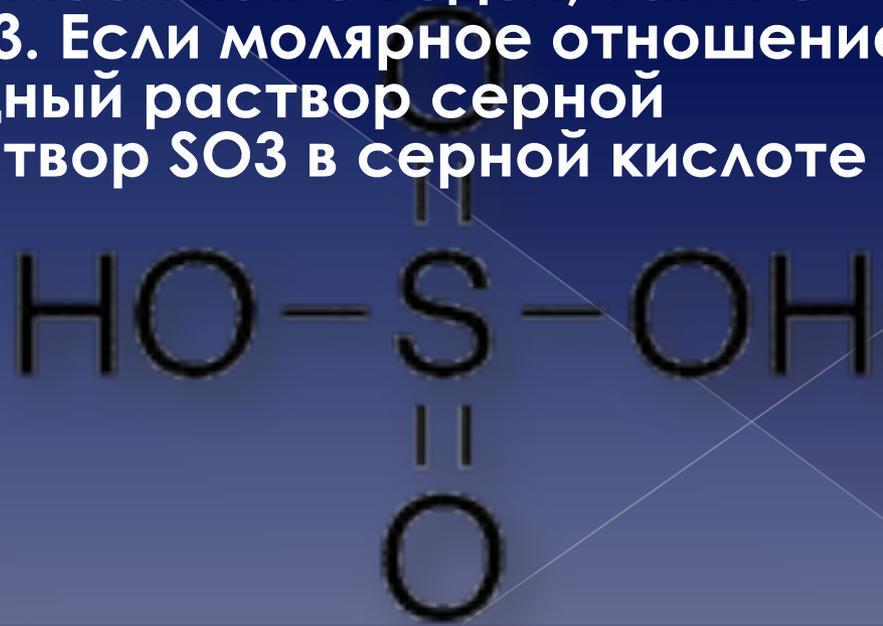


**Свойства кислот
Сульфюра
 H_2SO_4 , H_2SO_3 , H_2S**

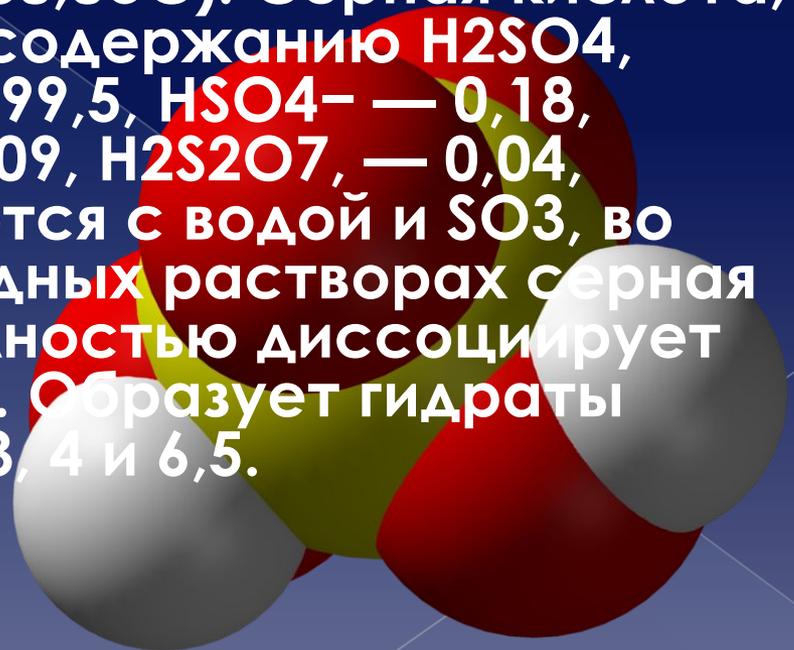
Сёрная кислотá H_2SO_4

Сёрная кислотá H_2SO_4 — 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 SO_3 . Если молярное отношение $SO_3 : H_2O < 1$, то это водный раствор серной кислоты, если > 1 — раствор SO_3 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° , OSO 119° ; 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 $6,5$.



H₂SO₄ - сильная двухосновная кислота, водный раствор изменяет окраску индикаторов (лакмус и универсальный индикатор краснеют)

1) Диссоциация протекает ступенчато:

H₂SO₄ → H⁺ + HSO₄⁻ (первая ступень, образуется гидросульфат – ион)

HSO₄⁻ → H⁺ + SO₄²⁻ (вторая ступень, образуется сульфат – ион)

H₂SO₄ 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:

Zn⁰ + H₂SO₄(разб) → Zn²⁺ + SO₄²⁻ + H₂↑

Zn⁰ + 2H⁺ → Zn²⁺ + H₂↑

3) Взаимодействие с основными и амфотерными оксидами:

CuO + H₂SO₄ → CuSO₄ + H₂O

CuO + 2H⁺ → Cu²⁺ + H₂O

4) Взаимодействие с основаниями:

H₂SO₄ + 2NaOH → Na₂SO₄ + 2H₂O (реакция нейтрализации)

H⁺ + OH⁻ → H₂O

Если кислота в избытке, то образуется кислая соль:

H₂SO₄ + NaOH → NaHSO₄ + H₂O

H₂SO₄ + Cu(OH)₂ → CuSO₄ + 2H₂O

2H⁺ + Cu(OH)₂ → Cu²⁺ + 2H₂O

5) Обменные реакции с солями:

образование осадка

BaCl₂ + H₂SO₄ → BaSO₄↓ + 2HCl

Ba²⁺ + SO₄²⁻ → BaSO₄↓

Сернистая кислота H_2SO_3

Сернистая кислота — неустойчивая двухосновная неорганическая кислота средней силы. Отвечает степени окисления серы +4. Химическая формула H_2SO_3 .

Химические свойства сернистой кислоты

1. Сернистая кислота (формула H_2SO_3) может использоваться в качестве восстановителя или окислителя.

H_2SO_3 является хорошим восстановителем. С ее помощью можно из свободных галогенов получить галогеноводороды. Например:

H_2SO_3 (кислота сернистая) + Cl_2 (хлор, газ) + H_2O (вода) = H_2SO_4 (кислота серная) + 2HCl (соляная кислота)

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

H_2SO_3 (кислота сернистая) + $2\text{H}_2\text{S}$ (сероводород) = 3S (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 (H_2SO_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) = Na_2S (сульфид натрия) + $3\text{Na}_2\text{SO}_4$ (сульфат натрия)

Сульфиты натрия и калия (Na_2SO_3 и K_2SO_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_2S

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_2S . 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 H₂S

В воде сероводород мало растворим, водный раствор H₂S 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:

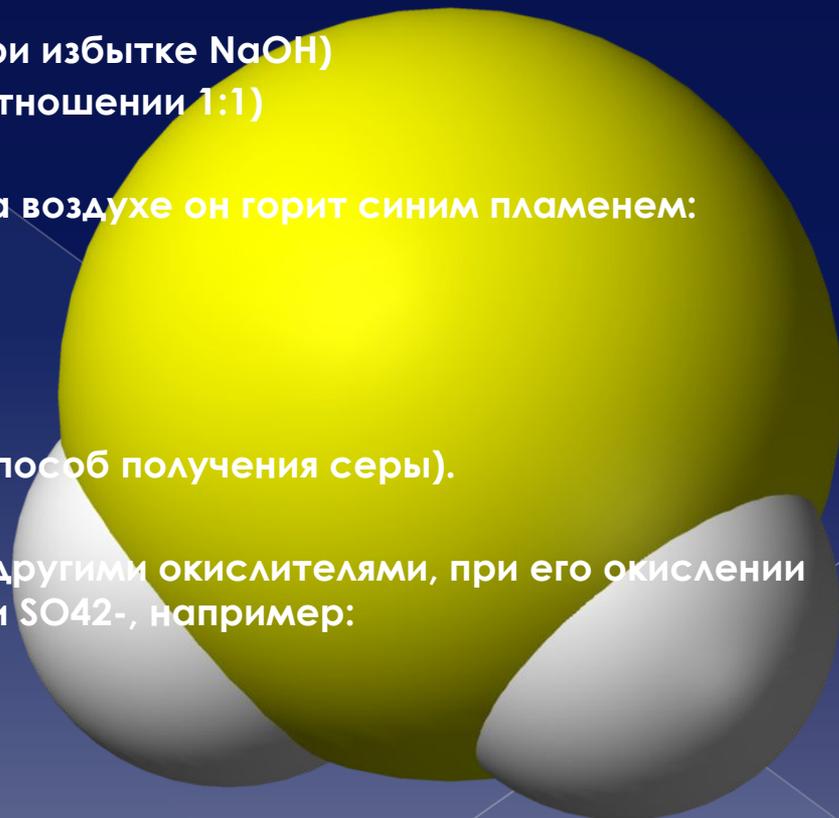
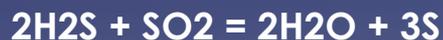


при недостатке кислорода:



(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_4^{2-} , например:



Зюзина Дарина
Ф-103