

СОЕДИНЕНИЯ СЕРЫ



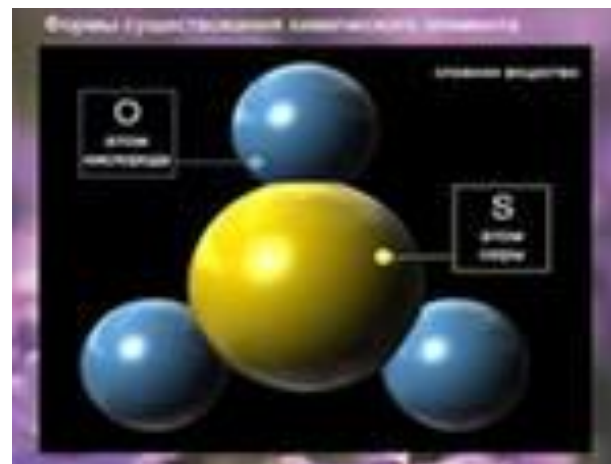
СЕРОВОДОРОД



ОКСИД СЕРЫ (IV)



СЕРНАЯ КИСЛОТА



ОКСИД СЕРЫ (VI)

СЕРОВОДОРОД

- Бесцветный газ с запахом «тухлых яиц».
- Тяжелее воздуха.
- Ядовит (блокирует металлопротеидные центры ферментов, гемоглобина).
- Хорошо растворим в воде, раствор – слабая 2-х основная сероводородная кислота.



СЕРОВОДОРОД В ПРИРОДЕ



Сероводородные ванны



Сероводород в районах вулканов



Сероводородные минеральные воды

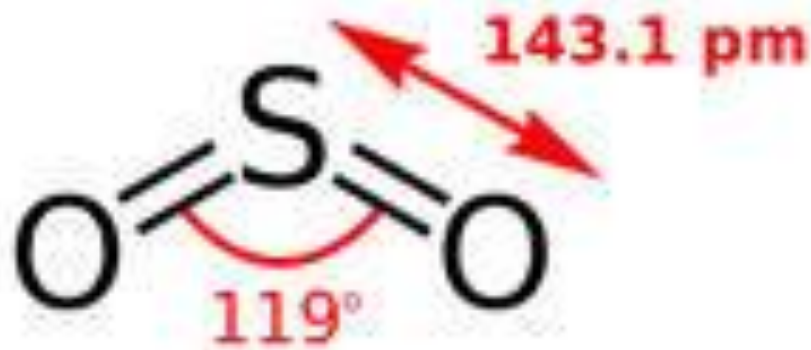
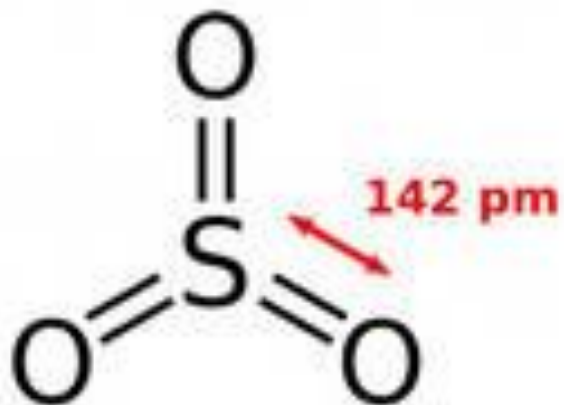
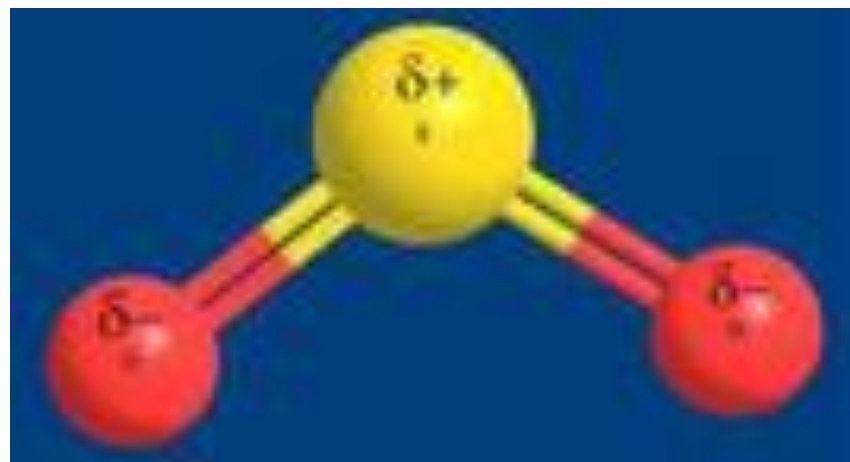
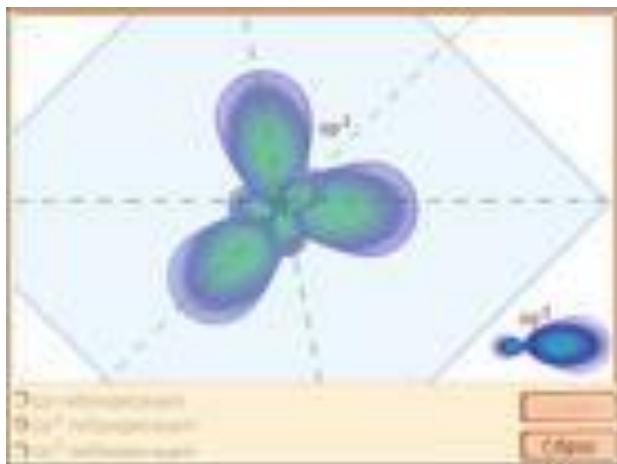


Сероводород в Чёрном море

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СЕРОВОДОРОДА

- **Восстановительные** (S^{-2} – минимальная степень окисления)
- Горение:
 - $2H_2S + 3O_2 \rightarrow 2SO_2 + 2H_2O$
 - Неполное окисление:
 - $2H_2S + O_2 \rightarrow 2S\downarrow + 2H_2O$
 - Взаимодействие с окислителями:
 - $H_2S + Br_2 \rightarrow S\downarrow + 2HBr$
 - **Кислотные** (H_2S – слабая 2х-основная кислота)
 - $H_2S \leftrightarrow H^+ + HS^- \leftrightarrow 2H^+ + S^{2-}$
 - Образует 2 ряда солей:
 - $H_2S + NaOH \rightarrow NaHS + H_2O$
 - $H_2S + 2NaOH \rightarrow Na_2S + 2H_2O$
 - Реагирует с солями тяжёлых металлов:
 - $H_2S + CuSO_4 \rightarrow CuS\downarrow + H_2SO_4$
 - Качественная реакция на сероводород – образование чёрного осадка с солями тяжёлых металлов

Сравнительная характеристика оксидов серы



Сравнительная характеристика оксидов серы

- SO_2 – **сернистый газ, сернистый ангидрид**
- Бесцветный газ с удушливым запахом «горелых спичек», ядовит.
- Тяжелее воздуха.
- Достаточно хорошо растворим в воде:
- $1\text{V H}_2\text{O} - 400\text{V SO}_2$
- Образуется слабая 2х-основная сернистая кислота.
- SO_3 – **серный ангидрид**
- Бесцветная жидкость
- С водой смешивается неограниченно
- Раствор SO_3 в концентрированной серной кислоте – **олеум**
- Олеум – основной продукт сернокислотного производства

Способы получения оксидов серы

• SO₂

- В промышленности – обжиг пирита:
- $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$
- В лаборатории – из сульфитов:
- $\text{CaSO}_3 = \text{CaO} + \text{SO}_2$
- $\text{CaSO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- Также SO₂ образуется при горении серы и сероводорода

• SO₃

- Единственный способ – каталитическое окисление SO₂
- $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$
- Катализаторы – V₂O₅, Pt
- T = 450°C, p = 400 МПа
- Процесс осуществляется в контактном аппарате
- Это 2-я стадия производства серной кислоты

Свойства кислотных оксидов

- Сернистый ангидрид
- $\text{SO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHSO}_3$
- $\text{SO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$
- $\text{SO}_2 + \text{CaO} \rightarrow \text{CaSO}_3$
- Со щелочами образуются кислые и средние соли, так как соответствует слабая сернистая кислота
- Серный ангидрид
- $\text{SO}_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
- $\text{SO}_3 + \text{CaO} \rightarrow \text{CaSO}_4$
- Со щелочами образуются только средние соли, так как соответствует сильная серная кислота

Окислительно-восстановительная активность оксидов серы

- SO_2 – и восстановитель, и окислитель, так как сера в промежуточной степени окисления +4
- SO_2 – восстановитель:
- $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$
- катализатор - V_2O_5
- SO_2 – окислитель:
- $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} \rightarrow 3\text{S}\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
- Регенерация серы из промышленных газов
- SO_3 – только окислитель, так как сера в максимально высокой степени окисления
- $\text{SO}_3 + \text{C} \rightarrow \text{SO}_2 + \text{CO}$

Сернистый газ используется для отбеливания тканей, но его присутствие в атмосфере чрезвычайно опасно для здоровья

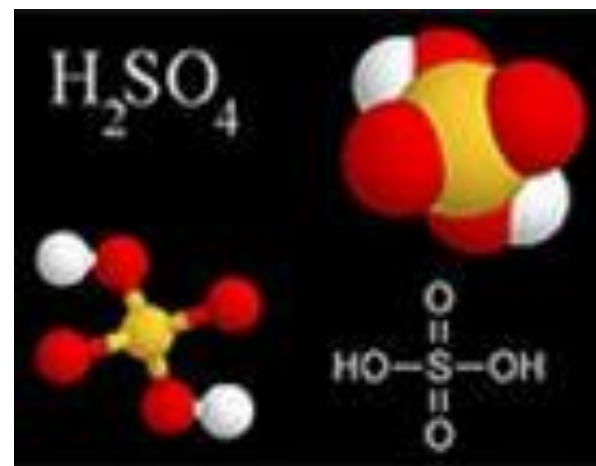


Серная кислота

DANGER
SULFURIC
ACID



Сернокислотное озеро
вулкан Горелый на Камчатке



Обугливающее действие концентрированной серной кислоты



Химические свойства серной кислоты

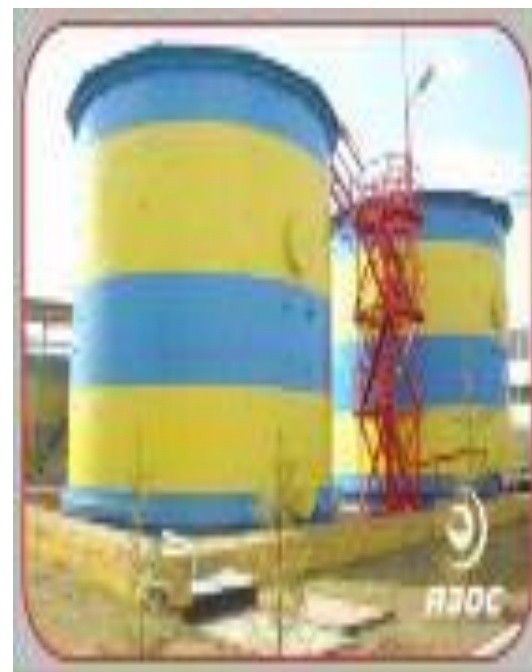
- Разбавленная H_2SO_4 проявляет общекислотные свойства:
- $\text{H}_2\text{SO}_4 \leftrightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HCl}$
- Образование с хлоридом или нитратом бария белого мелкокристаллического осадка – *качественная реакция на серную кислоту и растворимые сульфаты.*

- **Концентрированная** H_2SO_4 - сильный окислитель. реагирует с металлами, стоящими в ряду напряжений после водорода, с неметаллами:
- $2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 \uparrow$
- $2\text{P} + 5\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- ! Разбавлять концентрированную серную кислоту нужно, приливая небольшие порции кислоты в воду и тщательно перемешивая!

Серная кислота – «хлеб химической промышленности»



Сернокислотный завод



Цистерны с серной кислотой

Производство серной кислоты

- 1-я стадия – обжиг пирита (обжиговая печь)
- $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$
- 2-я стадия – окисление SO_2 в SO_3 (контактный аппарат): $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$ (катализатор - V_2O_5)
- 3-я стадия – поглощение SO_3 раствором H_2SO_4 (поглотительная башня): $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$



Производство серной кислоты



ПРИМЕНЕНИЕ СЕРНОЙ КИСЛОТЫ

