

СОЕДИНЕНИЯ СЕРЫ



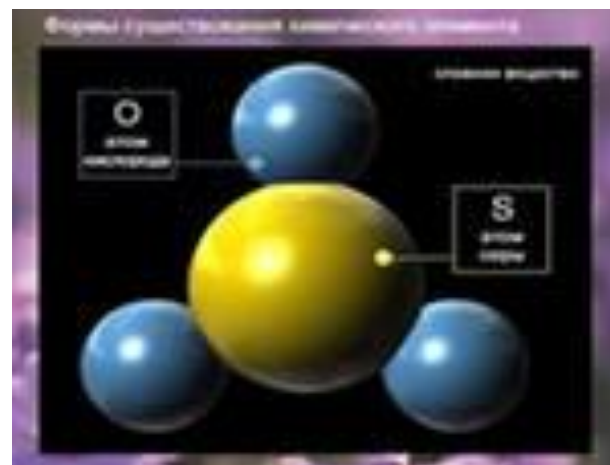
СЕРОВОДОРОД



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



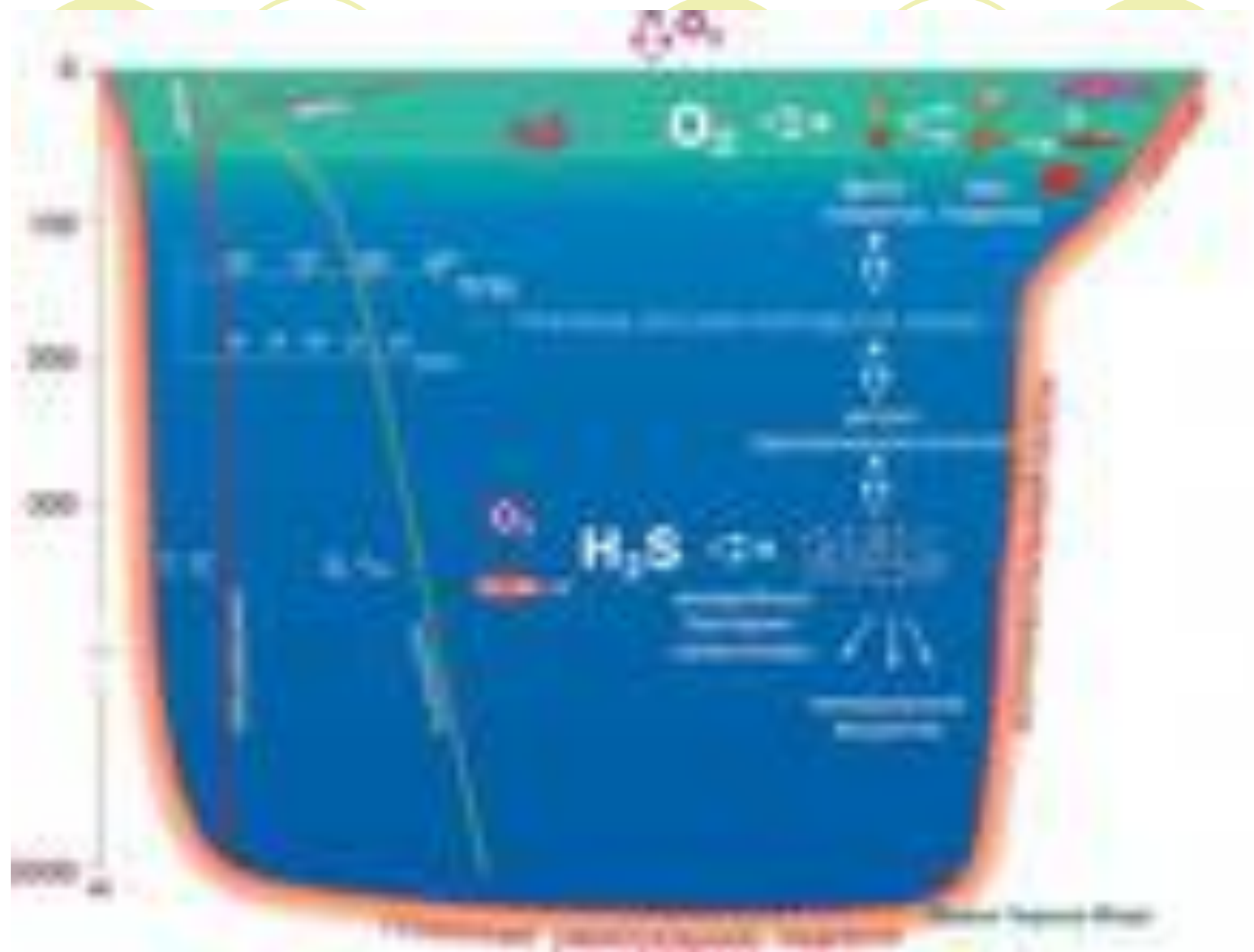
Сероводород в районах вулканов



Сероводородные минеральные воды



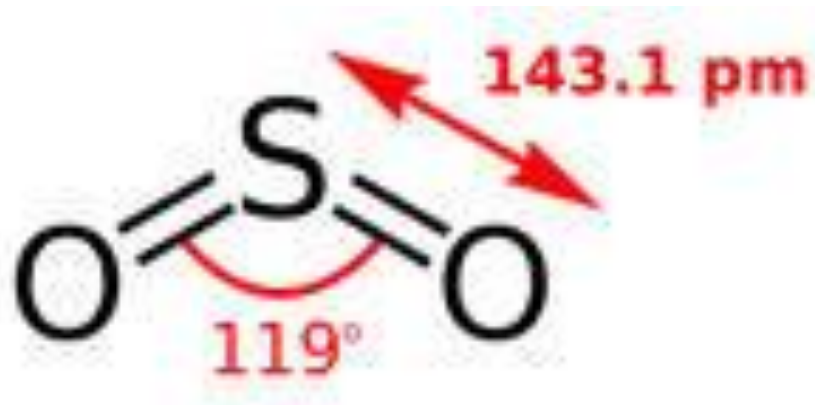
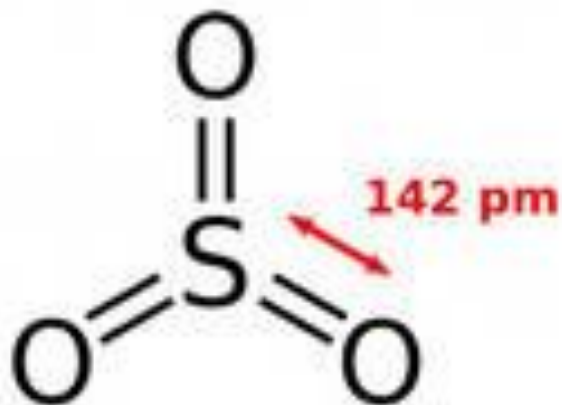
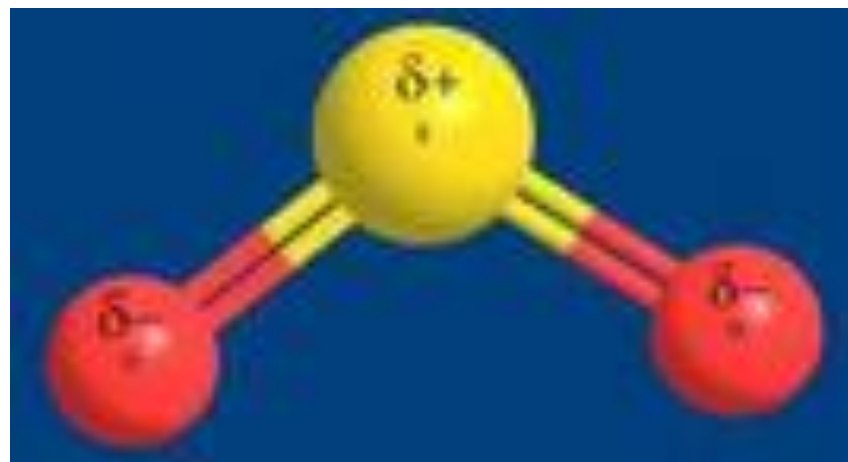
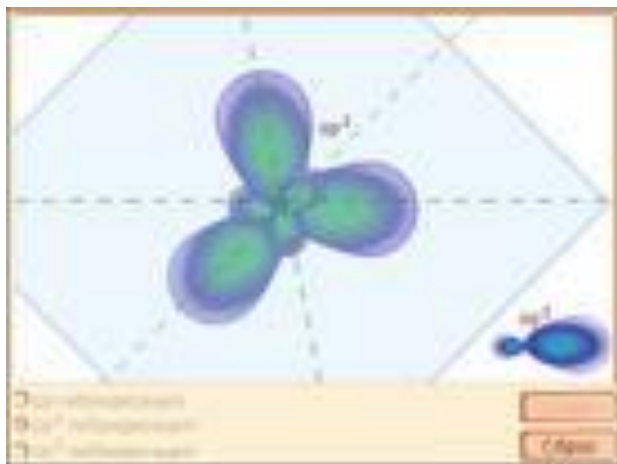
Сероводород в Чёрном море



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

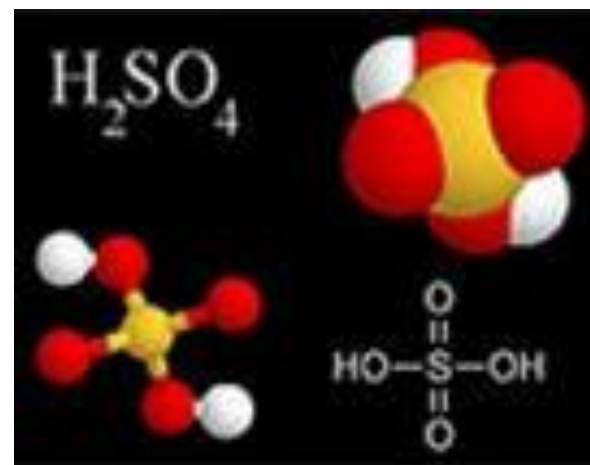


Серная кислота

DANGER
SULFURIC
ACID



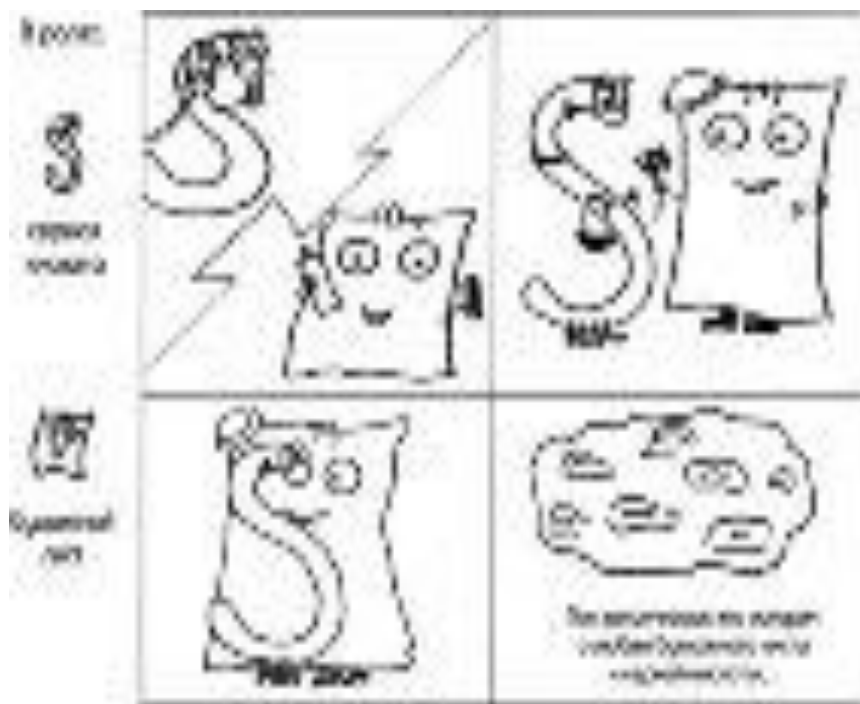
Сернокислотное озеро
вулкан Горелый на Камчатке



Обугливающее действие концентрированной серной кислоты



Разрушение бумаги под действием серной кислоты



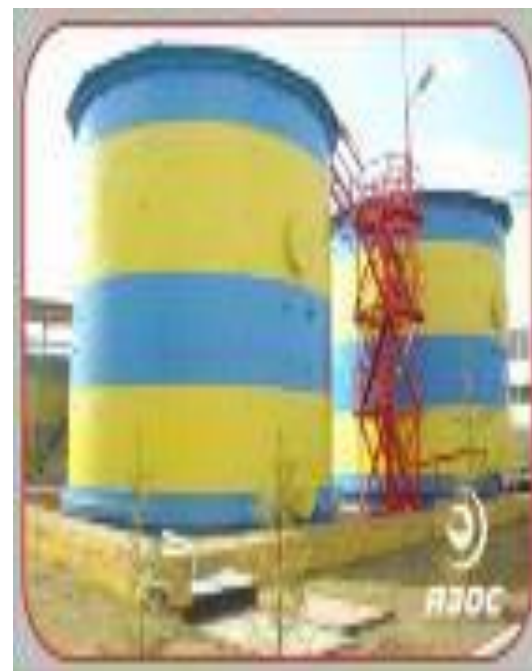
Химические свойства серной кислоты

- **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

