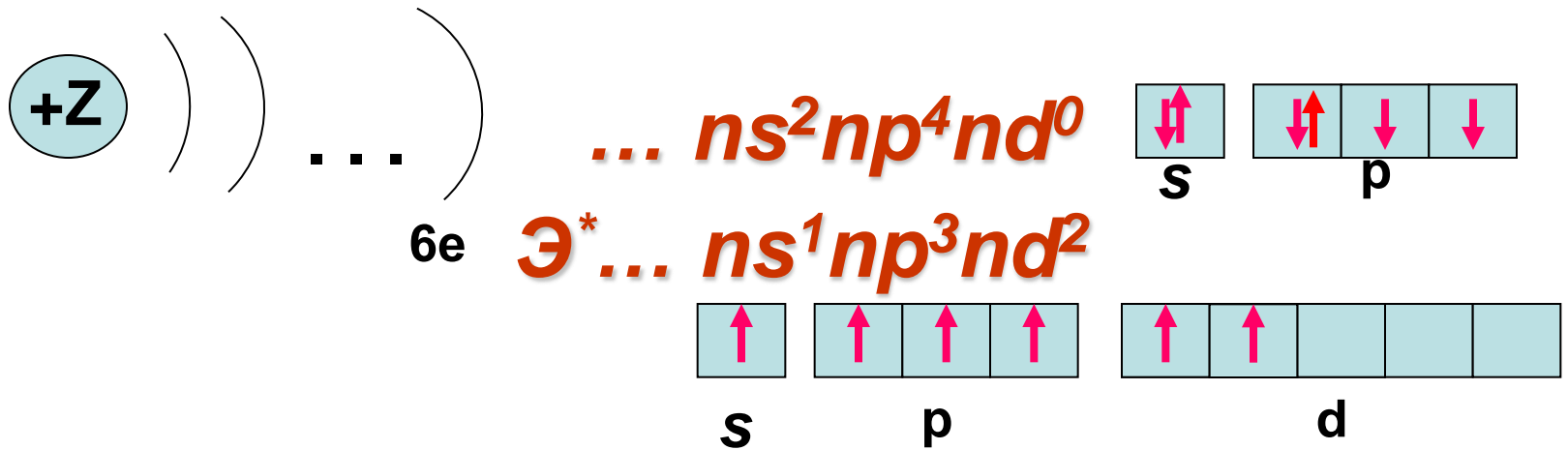


VIA ГРУППА (ХАЛЬКОГЕНЫ)

Строение и свойства атомов



валентность = II, IV и VI

степени окисления = -2, -1, +1, +2, +4, +6

в организме человека = O -2

S +6, -2

O	62 %
S	0.16 %
Se	10^{-5}-10^{-7}
TI	-
Po	-

Содержание в организме человека

Вода

Без воды человек мог бы прожить не более 2...3 дней, (без питательных же веществ он может жить несколько недель).

Потеря организмом человека более 10 % воды может привести к смерти.

В организме же человека вода составляет около 65 % (в теле новорожденного до 75 %, у взрослого 60 %)

КИСЛОРОД



валентность = II

степени окисления = -2, -1, +2

в организме человека = 0 -2

КИСЛОРОД O₂:

-В земной коре ~50 % (масс.), в воздухе ~21 % (об.)

-Плохо растворим в воде (6,4 мл в 1 л воды)

-Газообразный O₂ - бесцветен, не имеет запаха, твердый O₂ – синие кристаллы с T_{пл} = -218⁰С, жидкий O₂ – бледно-синяя жидкость с T_{кип} = -183⁰С

-В 1,107 раза тяжелее воздуха (1 л O₂ = 1,429 г)



-Парамагнетик, в твердом состоянии притягивается магнитом

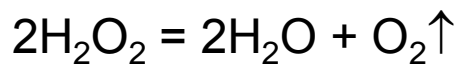
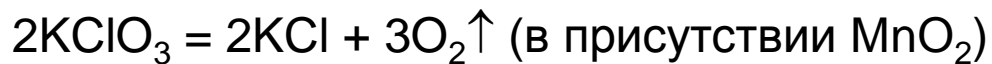
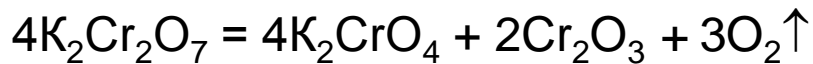
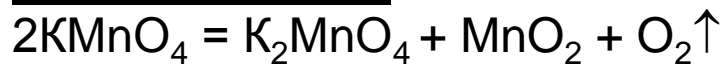
-Диссоциация O₂ = 2[O] при 5000⁰С

-Поддерживает горение



Получение кислорода:

В лаборатории:



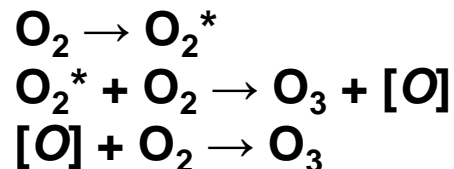
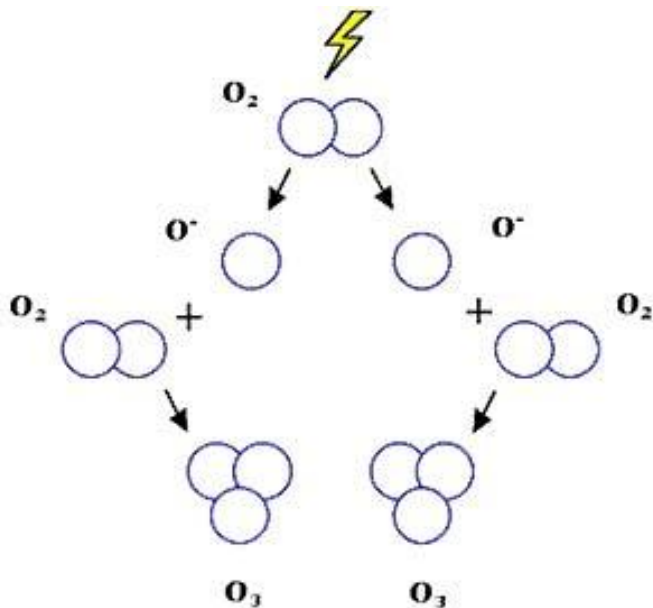
В промышленности:

Перегонка жидкого воздуха



ОЗОН O_3

-Образуется под действием грозового разряда или УФ лучей, высота 25 км



-Синий газ с резким запахом, жидкий O_3 – темно-синяя жидкость, твердый O_3 – черный.

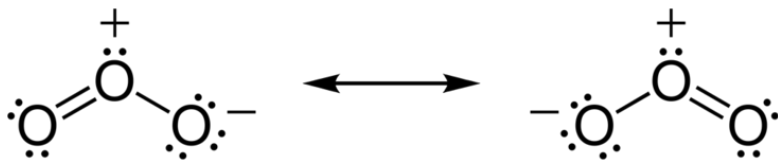
-Ядовит. Токсичен в концентрации 10^{-4} мг/л

-Взрывчат

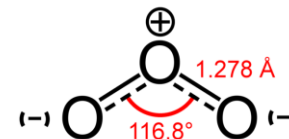
-В жидком состоянии смешивается с O_2 в любых соотношениях

-Получают: $3F_2 + 3H_2O (г) = 6HF + O_3$

Строение и химические свойства озона



или



Сильный окислитель: $2\text{Ag} + \text{O}_3 = \text{Ag}_2\text{O} + \text{O}_2$

Количественный анализ: $2\text{I}^- + \text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{I}_2 + 2\text{OH}^- + \text{O}_2$

Строение и химические свойства кислорода

Образует соединения со всеми элементами за искл. He, Ne, Ar.

Непосредственно реагирует со всеми элементными веществами, кроме галогенов и благородных металлов (Ag, Au, Pt).

Кислород – окислитель, HO с фтором – восстановитель: $2\text{F}_2 + \text{O}_2 = 2\text{OF}_2$

Кислород образует 4 типа соединений: оксиды O⁻², пероксиды (O₂)⁻², надпероксида (O₂)⁻ и озониды (O₃)⁻.

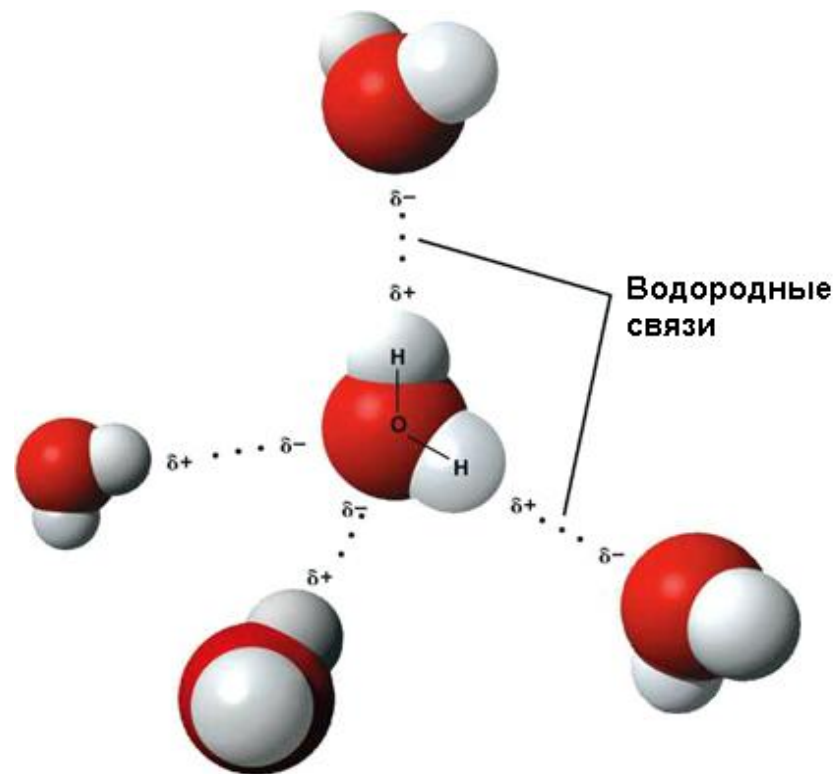
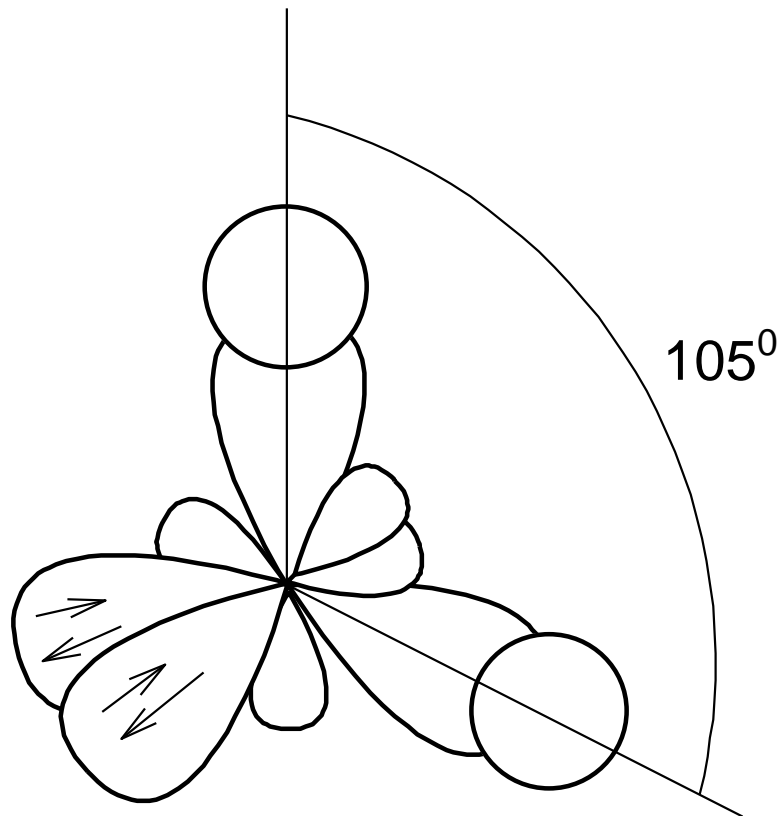
Озониды – окрашены в красный цвет: $\text{K} + \text{O}_3 = \text{KO}_3$ (озонид калия)

СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ КИСЛОРОДА

ВОДА H_2O – бесцветная жидкость, без запаха, $T_{\text{кип}} = 100^\circ\text{C}$, $T_{\text{кр}} = 0^\circ\text{C}$

- Среди существующих в природе жидкостей вода обладает наибольшей теплоемкостью
- Является универсальным растворителем
- В природе существует шесть изотопов кислорода. Три из них радиоактивны. Стабильными изотопами являются O^{16} , O^{17} и O^{18} . При испарении в водяной пар в основном переходит изотоп O^{16} .
- В составе обычной воды H_2O имеется небольшое количество тяжелой воды D_2O и совсем незначительное количество сверхтяжелой воды T_2O .
- Тяжелая вода D_2O бесцветна, не имеет ни запаха, ни вкуса и живыми организмами не усваивается. Температура ее замерзания $3,8^\circ\text{C}$, температура кипения $101,42^\circ\text{C}$.
- вода прозрачна только для видимых лучей и сильно поглощает инфракрасную радиацию (поэтому на инфракрасных фотографиях водная поверхность всегда получается черной).
- Вода отражает 5% солнечных лучей, в то время как снег – около 85%.
- Обладает низкой электропроводностью (электропроводность химически чистой воды при 18°C равна $3,8 \cdot 10^{-8} \text{ Ом}^{-1} \cdot \text{см}^{-1}$ а электропроводность морской воды около $5 \cdot 10^{-2} \text{ Ом}^{-1} \cdot \text{см}^{-1}$).

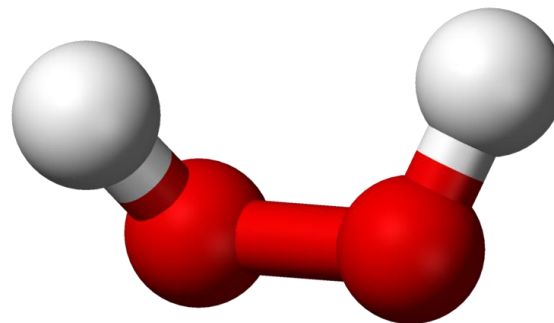
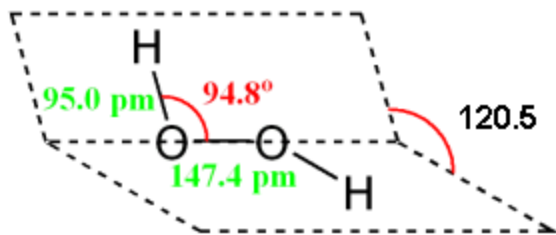
Атом кислорода, входящий в состав каждой молекулы воды, способен соединяться водородными мостиками с четырьмя другими атомами кислорода



Молекула воды имеет тетраэдрическое строение

ПЕРЕКИСЬ ВОДОРОДА H_2O_2 – вязкая бесцветная жидкость с «металлическим» вкусом, неограниченно растворимая в воде, спирте и эфире $T_{\text{кип}} = 150^\circ\text{C}$.

- При нагревании разлагается $2\text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
- Взрывается при соприкосновении с органическими соединениями.

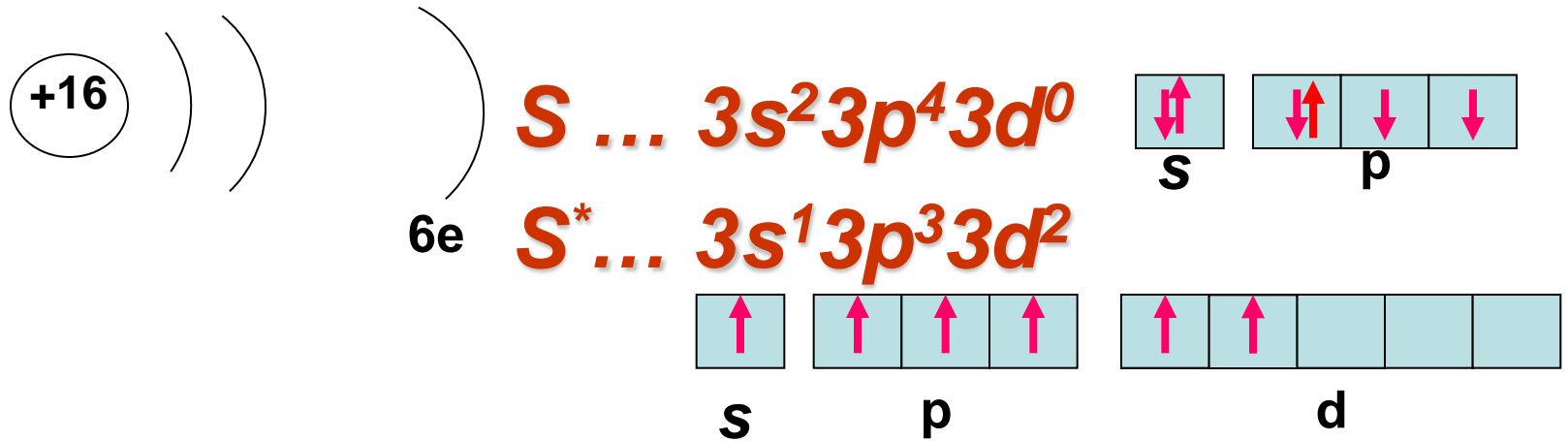


- Выпускается в виде водных растворов, стандартная концентрация 3, 30, 38, 50, 60, 85, 90 и 98%. 30% водный раствор пероксида водорода, стабилизированный добавлением фосфатов натрия, называется **пергидролем**.
- H_2O_2 – слабая кислота: $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- Сильный окислитель: $5\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 5\text{O}_2 + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$

CEPA

S

Строение и свойства серы



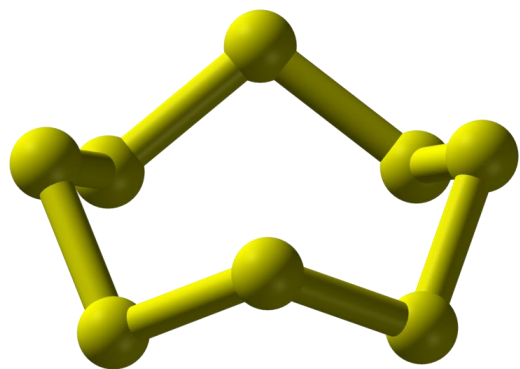
валентность = II, IV и VI

степени окисления = -2, +2, +4, +6

в организме человека = S +6, -2

Аллотропные модификации СЕРЫ

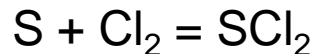
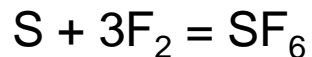
Наиболее стабильны циклические молекулы S_8 , имеющие форму «короны» с углом 108° , образующие ромбическую (α) и моноклинную (β) серу. Это кристаллическая сера — хрупкое вещество желтого цвета, нерастворима в воде и труднорастворима в эфире и спирте. **α -Сера** устойчива при температурах ниже $95,6^\circ\text{C}$. Не проводит тепла и электричества. **β -Сера** (призматическая) — устойчива при температурах выше $95,6^\circ\text{C}$. Кристаллизуется в виде длинных иглообразных призм бледно-желтого цвета.



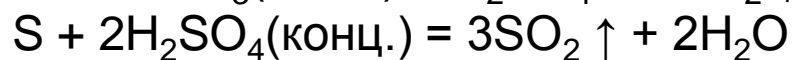
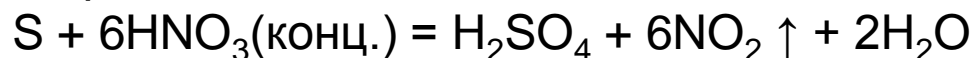
Кроме того, возможны молекулы с замкнутыми (S_4 , S_6) цепями и открытыми цепями (S_∞). Такой состав имеет аморфная или пластическая сера, вещество коричневого цвета - малоустойчива. Существует 2-х видов: растворимая в сероуглероде и нерастворимая в нем.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СЕРЫ

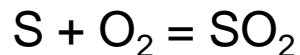
Химически активна



С концентрированными кислотами-окислителями (HNO_3 , H_2SO_4) сера реагирует только при длительном нагревании, окисляясь:

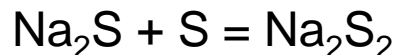


На воздухе сера горит, образуя SO_2 **сернистый ангидрид** — бесцветный газ с резким запахом:



При взаимодействии с металлами образует сульфиды $2\text{Na} + \text{S} = \text{Na}_2\text{S}$

При добавлении к этим сульфидам серы образуются полисульфиды:



При нагревании сера реагирует с C, Si, P, H₂: $\text{C} + 2\text{S} = \text{CS}_2$ (сероуглерод)

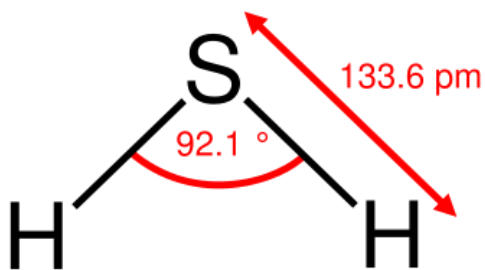
Сера при нагревании растворяется в щёлочах – диспропорционирует:



При дальнейшем действии серы: $\text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_3 = \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (тиосульфат)

СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ СЕРЫ

ГИДРИД СЕРЫ H_2S – СЕРОВОДОРОД – бесцветный ядовитый газ с неприятным запахом. Молекула имеет угловую форму. В отличие от молекул воды, молекулы сероводорода не образуют прочных водородных связей, поэтому H_2S — газ. Сжижается в бесцветную жидкость, а затем затвердевает в белую кристаллическую массу.



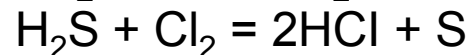
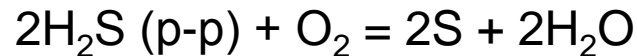
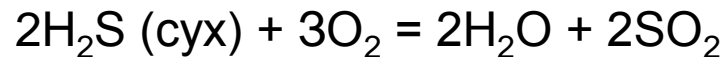
Разлагается: $\text{H}_2\text{S} \leftrightarrow \text{H}_2 + \text{S}$

Водный раствор (3 л в 1 л воды) – очень слабая двухосновная кислота.

$\text{NaOH} + \text{H}_2\text{S} = \text{NaHS} + \text{H}_2\text{O}$ (гидросульфид)

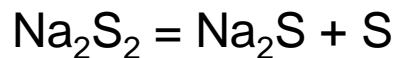
$\text{NaOH} + \text{NaHS} = \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$ (сульфид)

Сильный восстановитель:



ПЕРСУЛЬФИД ВОДОРОДА H_2S_2 - аналог перекиси водорода.

Проявляет окислительно-восстановительную двойственность:



пирит

ПЕРСУЛЬФИДЫ M_2S_n - имеют цепочечное строение.

Если $n = 2 - 23$ – сульфаны (многосернистые водороды).

SO₂ – ОКСИД СЕРЫ (IV), ДИОКСИД СЕРЫ, СЕРНИСТЫЙ АНГИДРИД, СЕРНИСТЫЙ ГАЗ – бесцветный газ с резким характерным запахом (запах загорающейся спички). Под давлением сжижается.

Является восстановителем: $\text{SO}_2 + \text{Cl}_2 = \text{SO}_2\text{Cl}_2$ (хлористый сульфурил)

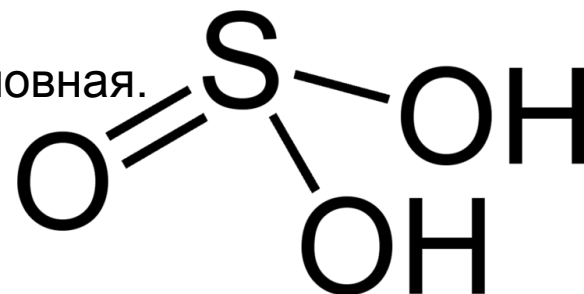
При действии сильных восстановителей: $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{S} = \text{S} + \text{H}_2\text{O}$

Растворим в воде (40 л газа в 1 л воды): $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$

H₂SO₃ – СЕРНИСТАЯ КИСЛОТА – слабая двухосновная.

$\text{SO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHSO}_3$ (гидросульфит)

$\text{SO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3$ (сульфит) + H₂O.



Сульфиты – малорастворимы в воде (искл. сульфитов щел. металлов).
Восстановители.

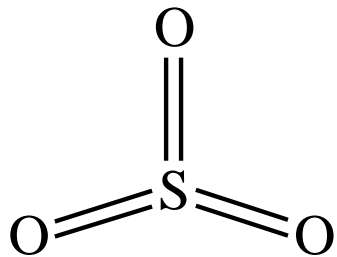
Диспропорционируют:

$2\text{NaHSO}_3 = \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5$ (пиросульфит) + H₂O

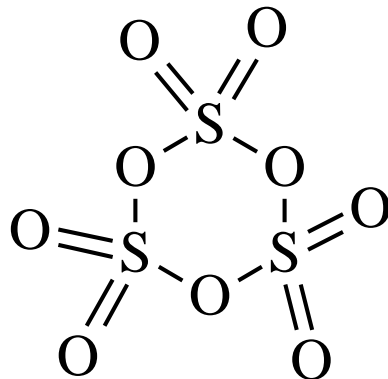
$\text{Na}_2\text{SO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_4$ (сульфат) + Na₂S (сульфид)

SO₃ – ОКСИД СЕРЫ (VI), СЕРНЫЙ АНГИДРИД, ТРИОКСИД СЕРЫ, СЕРНЫЙ ГАЗ

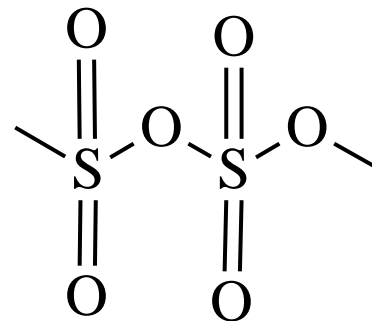
В обычных условиях легколетучая бесцветная жидкость с удушающим запахом. Существует в газовой фазе. При охлаждении газовой фазы, переходит в жидкое и кристаллическое состояния (образуются циклический тример и зигзагообразные цепи).



SO₃



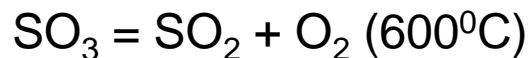
(SO₃)_n



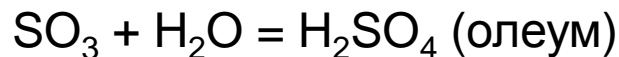
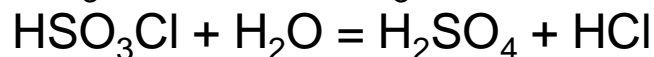
(SO₃)_∞

Получают: $\text{SO}_2 + 2\text{O}_2 = 2\text{SO}_3$ (кат:Pt, V₂O₃)

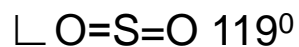
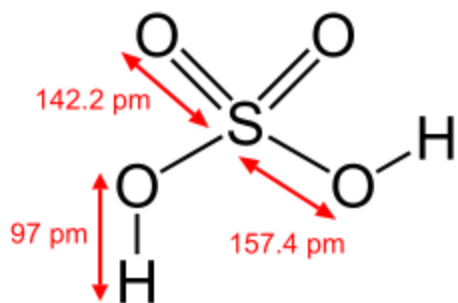
Химические свойства:



$\text{SO}_3 + \text{HCl} = \text{HSO}_3\text{Cl}$ (хлорсульфоновая кислота), подвергается полному гидролизу:



H₂SO₄ – СЕРНАЯ КИСЛОТА – 94-96% (моногидрат) – вязкая жидкость, Tпл = 10⁰C, сильная двухосновная кислота, образует сульфаты и гидро(би)сульфаты.



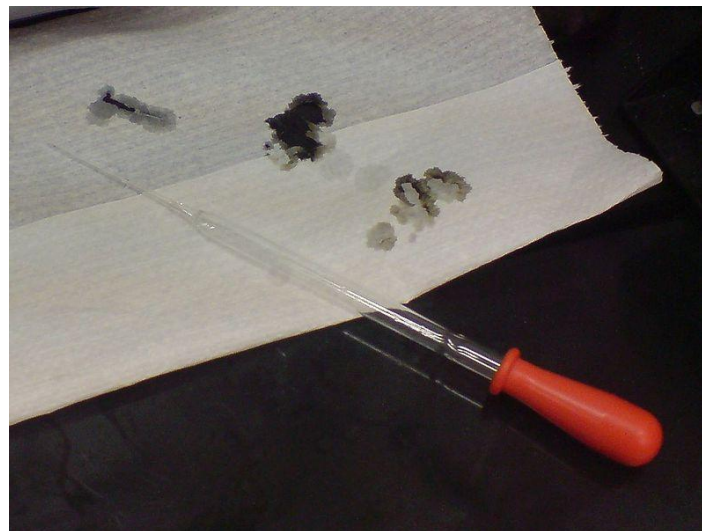
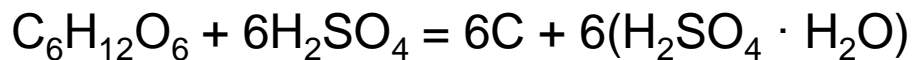
Получение:

1-ый метод – контактный: SO₃ + H₂O + H₂SO₄ = олеум

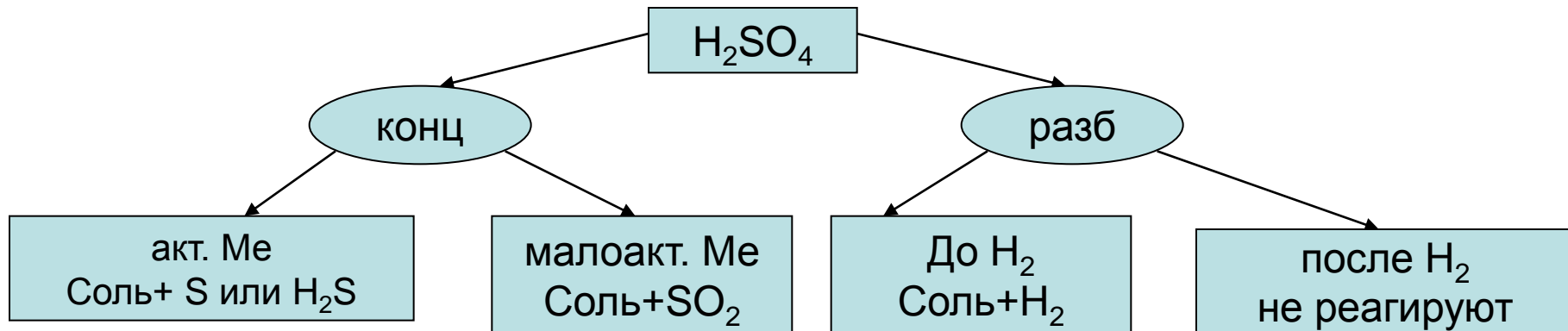
2-ой метод – нитрозный: 2SO₂ + O₂ + 2H₂O = 2H₂SO₄

(кат: NO+NO₂, конц 75%)

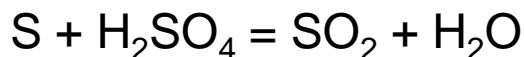
Сильное водоотнимающее средство:



H₂SO₄ -сильный окислитель. Пассивирует: Be, Bi, Co, Fe, Mg, Nb



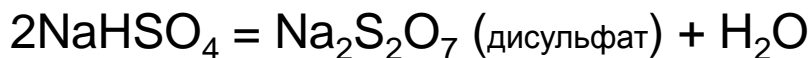
С неметаллами:



Большинство сульфатов растворимы в воде. Малорастворимы: CaSO₄, SrSO₄, BaSO₄, и практически нерастворим PbSO₄.

При термическом разложении = оксид металла + SO₂. Термическая стабильность сульфатов увеличивается с ростом активности металла (Na₂SO₄ не разлагается даже при 1000⁰C, CuSO₄ разлагается при 600⁰C).

При нагревании гидросульфатов:



ИСТОЧНИКИ

- <http://www.chemie-master.de/>
- В. Арабаджи «Загадки простой воды»
- <http://ru.wikipedia.org/>
- Ахметов Н.С. "Общая и неорганическая химия" М.:Высшая школа, 2001
- Карапетьянц М.Х. Дракин С.И. Общая и неорганическая химия. М.: Химия 1994