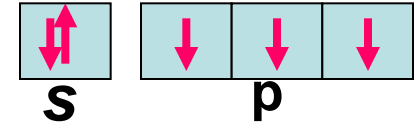
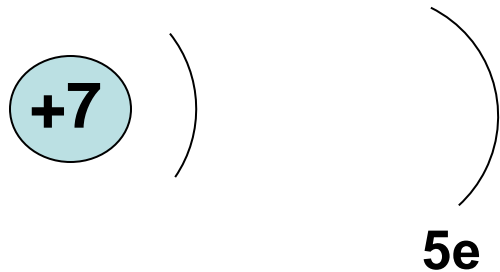




- **ХИМИЯ p-ЭЛЕМЕНТОВ**

A30T

Строение и свойства атома Азота

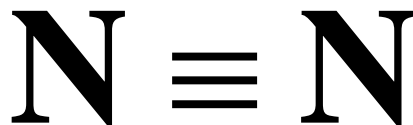


валентность = I, II, III и IV

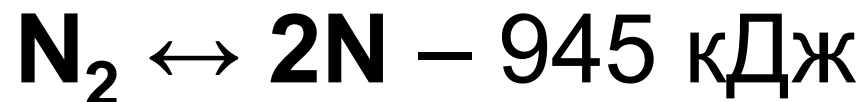
степени окисления = - 3, +1, +2, +3, +4, +5

в организме человека = N -3

Физические свойства АЗОТа



длина связи = 0,1095 нм



константа скорости реакции $K = 10^{-120}$

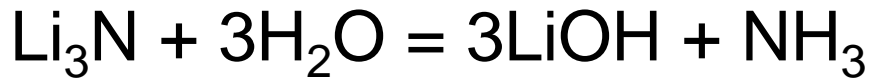
При 3000°C , выход 0,1%

В воздухе: $\varphi = 78,09\%$; $\omega = 76\%$

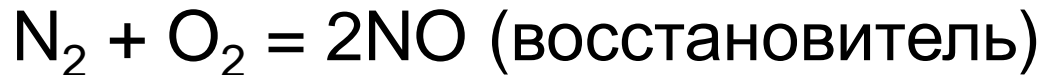
Молекулярный азот N_2 – газ, инертен, $t_{\text{кип}} = -196^\circ\text{C}$, плохо растворим в воде (в 100 мл воды – 1,54 мл азота).

Химические свойства АЗОТа

Непосредственно в обычных условиях:



При активации молекулы: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$
(окислитель)



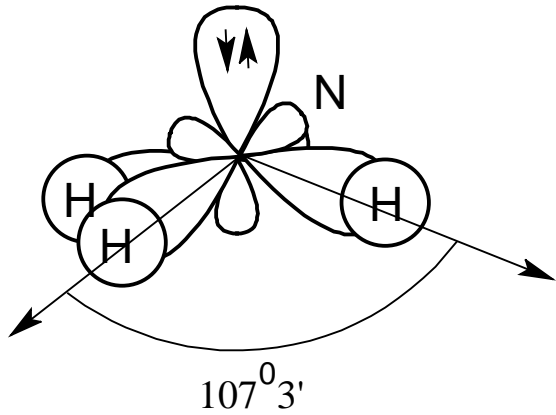
Получение

В промышленности – фракционная перегонка жидкого воздуха (ежегодно 10^6 т)



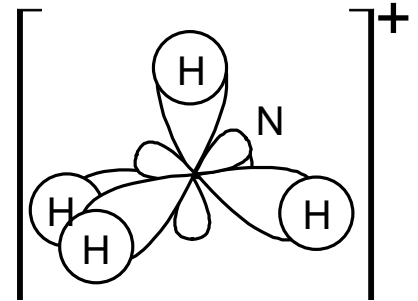
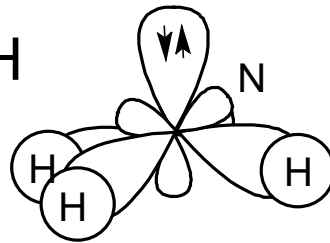
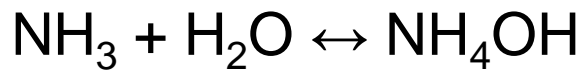
Свойства соединений азота

ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ АЗОТА (НИТРИДЫ)

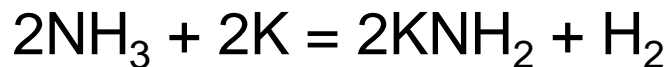


НИТРИД ВОДОРОДА (АММИАК) N^3H_3 – бесцветный газ с удушливым запахом, хорошо растворим в воде (в 1 л воды – 700 мл NH_3), легко сжижается.

10 % р-р аммиака – нашатырный спирт.

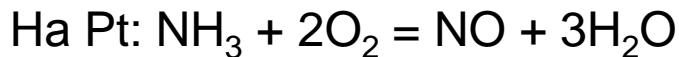
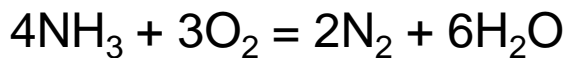


Аммиак в жидком состоянии реагирует с металлами, образуя АМИДЫ:



С кислотами: $NH_3 + HCl = NH_4Cl$ (нашатырь)

Восстановительные свойства аммиака:

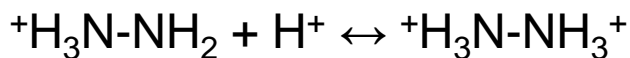


ГИДРАЗИН $\text{H}_2\text{N} - \text{NH}_2$

-бесцветная жидкость с запахом аммиака, ядовит, взрывчат

Получение (м-д Рашига): $2\text{NH}_3 + \text{NaOCl} = \text{N}_2\text{H}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

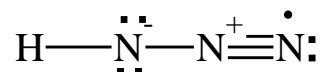
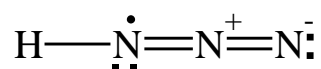
Обладает основными свойствами: $\text{H}_2\text{N}-\text{NH}_2 + \text{H}^+ \leftrightarrow {}^+\text{H}_3\text{N}-\text{NH}_2$



Горюч: $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{O}_2 = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 622 \text{ кДж}$

АЗИДОВОДОРОД N_3H

-бесцветная жидкость с резким запахом, ядовит, взрывоопасен (разб. растворы неопасны – медленно разлагается: $\text{N}_3\text{H} + \text{H}_2\text{O} = \text{N}_2 + \text{NH}_2\text{OH}$ гидроксилламин)



P-р HN_3 – азидоводородная или азотистоводородная кислота, слабая. Соли – азиды – взрывчаты (за искл. азидов щелочных металлов, кроме LiN_3)

КИСЛОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ АЗОТА

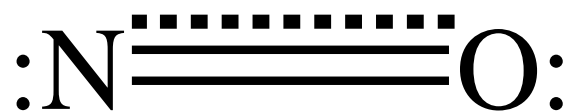
N_2O – закись азота, оксид азота (I) или «веселящий газ» - газ со слабым сладковатым запахом и вкусом.



Получение: $NH_4NO_3 = N_2O + 2H_2O$ (при $250^\circ C$)

При слабом нагревании разлагается: $2N_2O = 2N_2 + O_2$

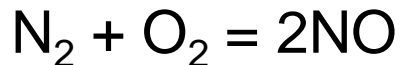
NO – окись азота, монооксид азота, оксид азота (II) – бесцветный газ не растворимый в воде и не реагирующий с ней. Молекула парамагнитна, порядок связи 2,5



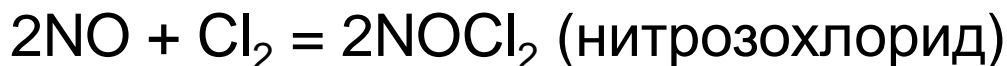
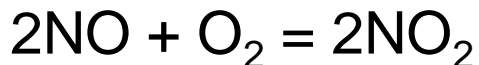
Получение:

В лаборатории: $Cu + HNO_3 (k) = Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$

В промышленности: $4NH_3 + 5O_2 = 4NO + 6H_2O$ (на Pt) или

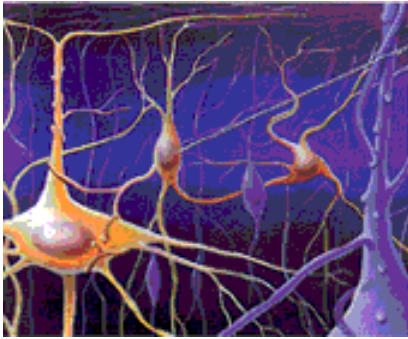


Химически активен:



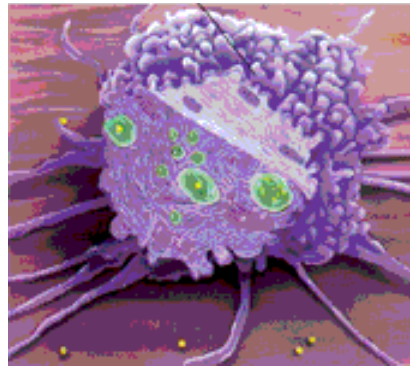
NO выполняет множество функций в организме

Нейроны в мозге

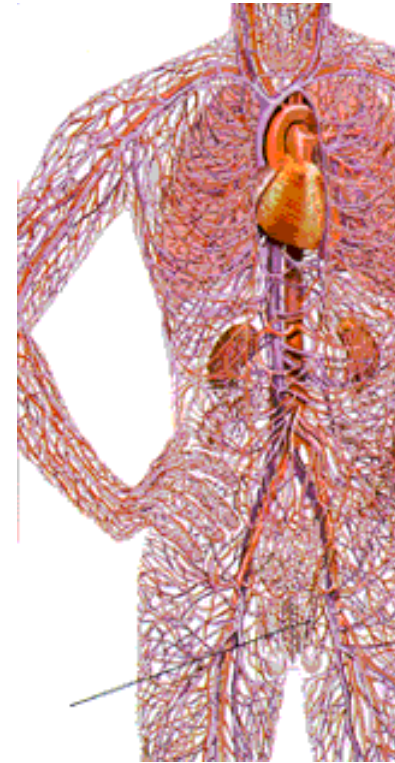


NO важно для передачи сигнала между нервными клетками в мозге

Макрофаг



NO участвует в защите от бактериальной инфекции и паразитов

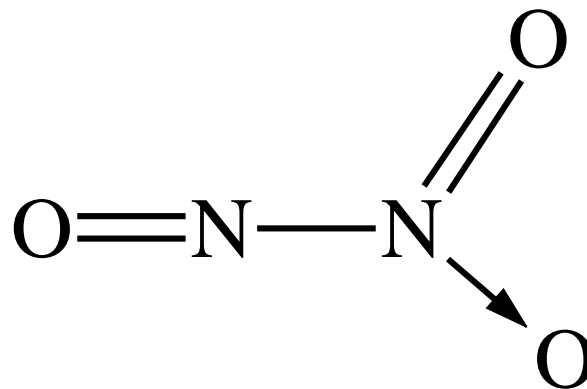
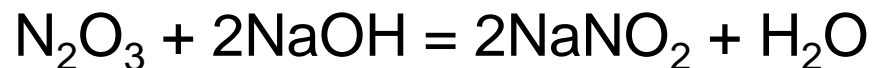


NO выделяется в больших количествах при воспалении, что может быть использовано в целях диагностики

N_2O_3 – оксид азота (III), азотистый ангидрид – жидкость синезеленого цвета, при (-120 С) образует светло-синие кристаллы

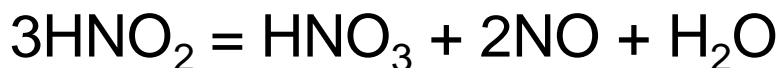
Получение: $NO + NO_2 \leftrightarrow N_2O_3$ (при 25⁰С равновесие смещено влево)

Химические свойства:



HNO_2 – азотистая кислота – очень слабая, существует только в разбавленных растворах. Соли – нитриты – обладают окислительно-восстановительной двойственностью.

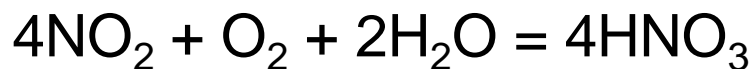
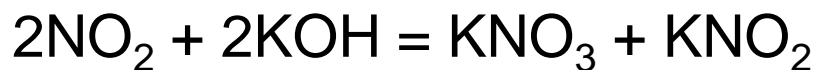
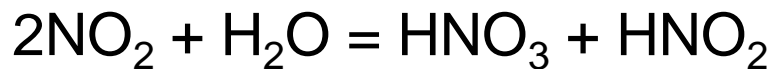
При хранении азотистая кислота диспропорционирует:



NO₂ – оксид азота (IV), диоксид азота – газ бурого цвета, токсичен. Молекула NO₂ диамагнитна, частично димеризована в бесцветный газ N₂O₄.

Химически активен:

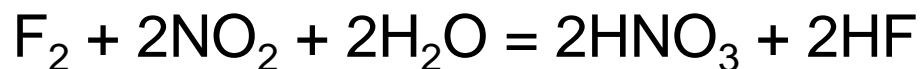
Взаимодействует с водой:



Сильный окислитель – в нем горят P, C, S:

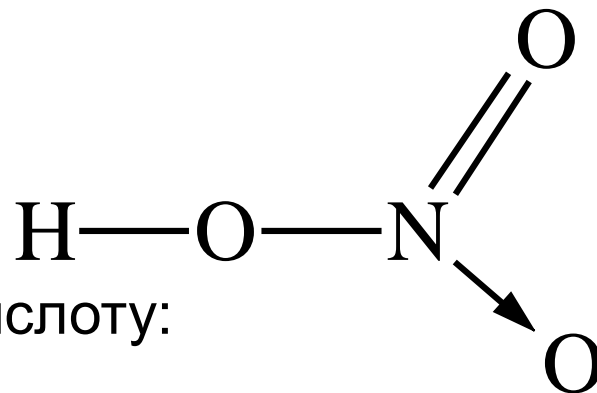
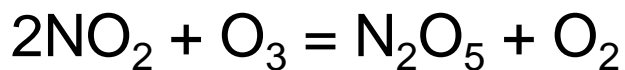
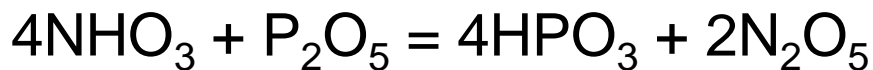


Реагирует со фтором:



N_2O_5 – азотный ангидрид, оксид азота (V) – белое кристаллическое вещество. При хранении постепенно разлагается: $2N_2O_5 = 2NO_2 + 3O_2$, при нагревании – взрывается.

Получение:

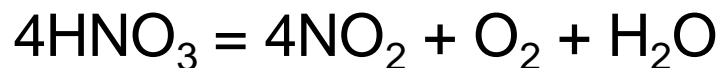


При растворении в воде дает азотную кислоту:



HNO_3 – азотная кислота (68.4%) или триоксонитрат водорода – бесцветная жидкость с $T_{кип} = 82,6^{\circ}C$, а при $(-41,6)^{\circ}C$ – затвердевает в прозрачную кристаллическую массу.

Летуча – «дымящая», при нагревании и/или освещении разлагается:

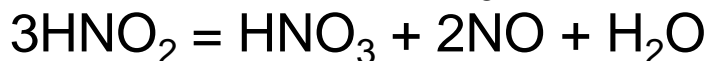
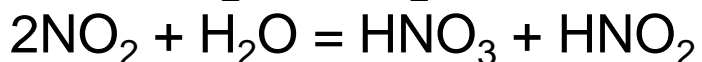


С водой смешивается в любых соотношениях.

Получение:

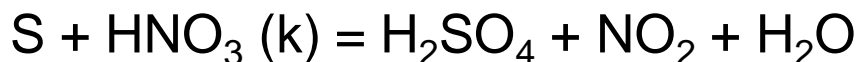
В лаборатории: $2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{k}) = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HNO}_3$

В промышленности – по стадиям:



Химические свойства – сильный окислитель – «Царица кислот»

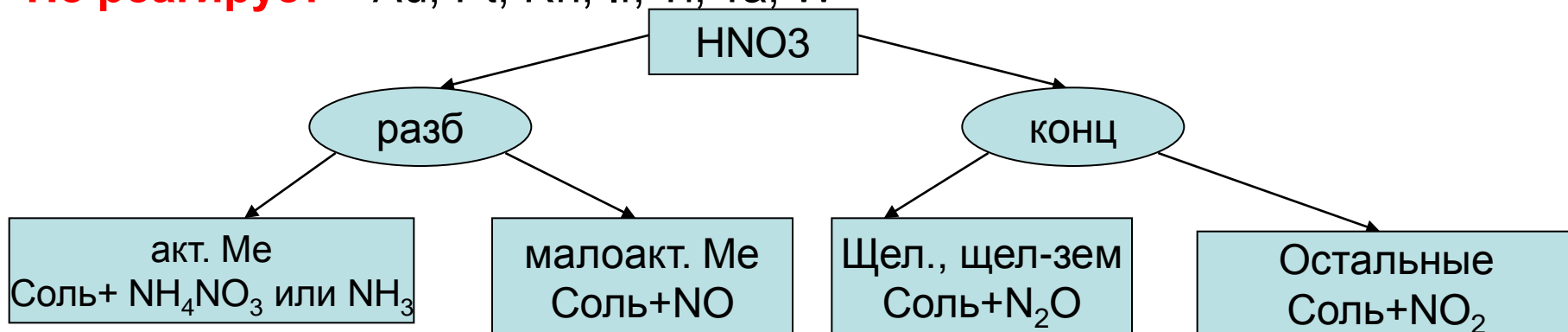
С неметаллами:



С металлами:

Пассивирует – Al, Fe, Co, Ni, Cr

Не реагирует – Au, Pt, Rh, Ir, Ti, Ta, W



«Царская водка» - $\text{HNO}_3 : \text{HCl} = 1 : 3$



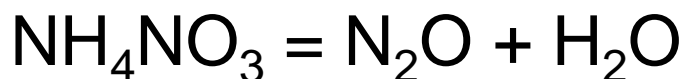
НИТРАТЫ

Растворимы. При нагревании – разлагаются:

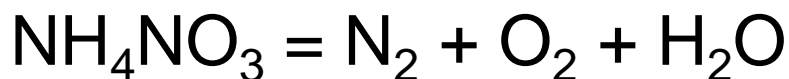


4. Нитрат аммония

при 250°C

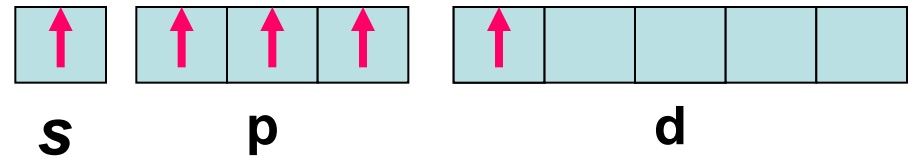
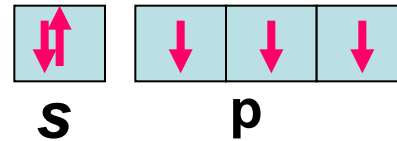


при $> 500^\circ\text{C}$



ФОСФОР

Строение и свойства фосфора



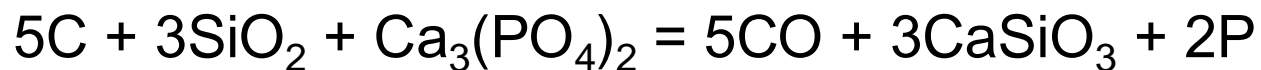
валентность = III и V

степени окисления = - 3, +3, +5

в организме человека = +5

ПОЛУЧЕНИЕ ФОСФОРА

(сплавление в электрической печи)



НАХОЖДЕНИЕ В ПРИРОДЕ

Образует около 190 минералов, важнейшими из которых являются:

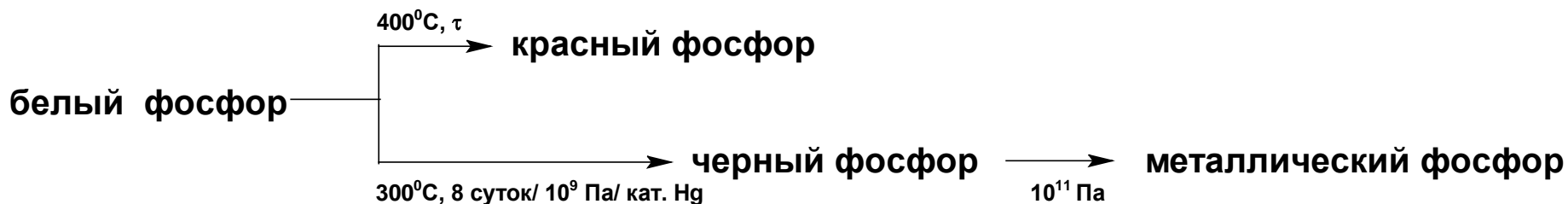
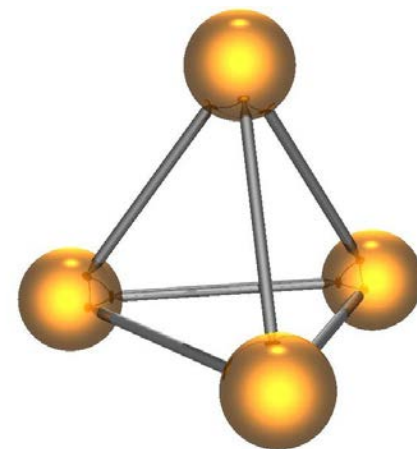
апатит $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{F}, \text{Cl}, \text{OH})$, фосфорит $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.



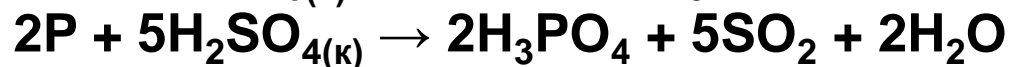
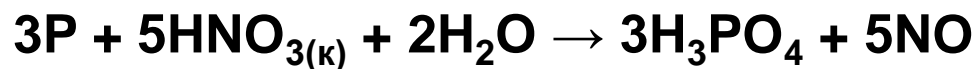
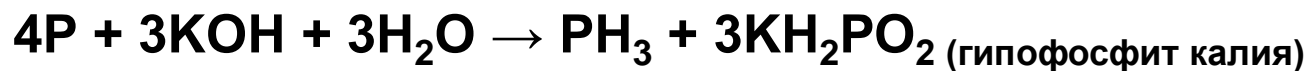
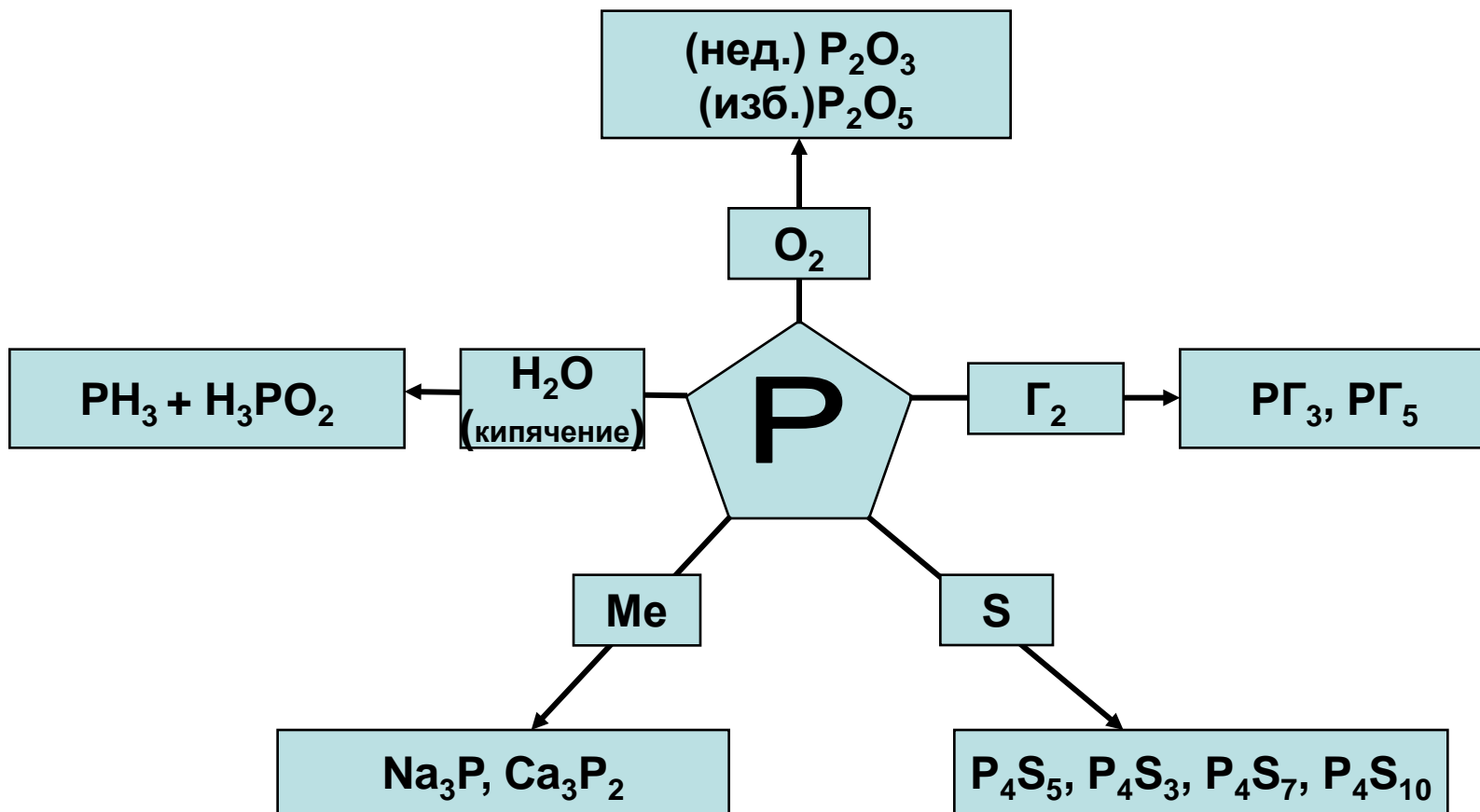
Аллотропные модификации



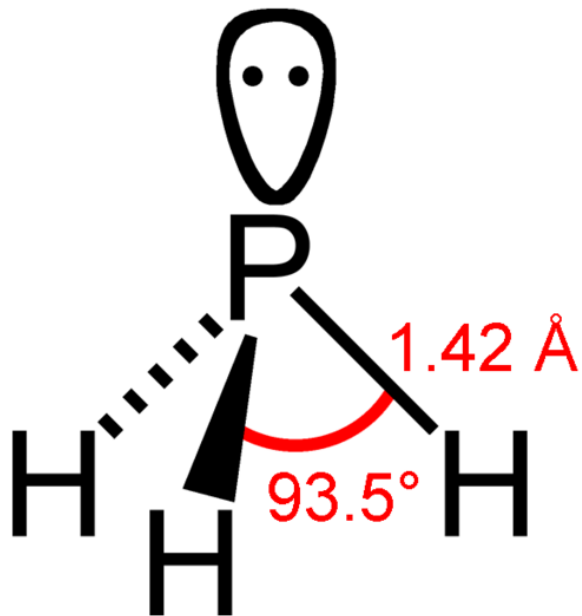
Белый фосфор - P_4 , имеет запах чеснока, нерастворим в воде, но растворяется в органических растворителях, летуч, $T_{пл} = 44^{\circ}C$, имеет молекулярная кристаллическая решётка, активен, на воздухе окисляется, в темноте светится, **ЯДОВИТ!!!**



ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ФОСФОРА



СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ ФОСФОРА



ГИДРИД

PH_3 – фосфин – бесцветный газ с резким запахом, ядовит, воспламеняется в присутствии элементарного фосфора

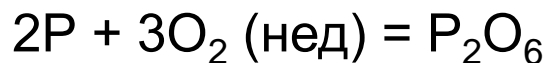
Легко окисляется воздухом: $\text{PH}_3 + 2\text{O}_2 = \text{H}_3\text{PO}_4$

Является сильным восстановителем:

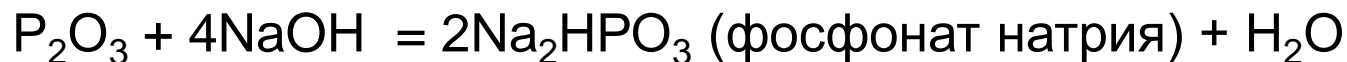
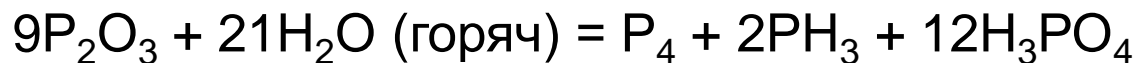


КИСЛОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

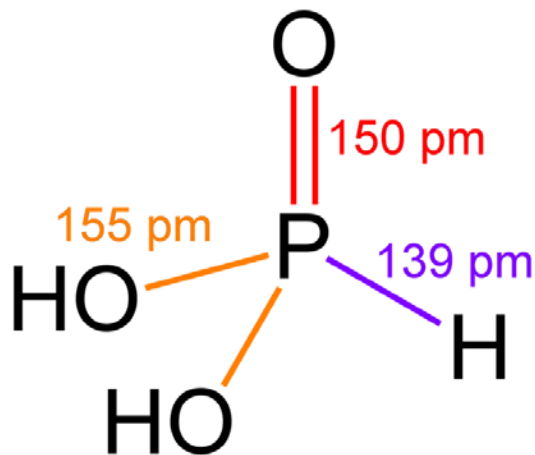
P_4O_6 – фосфористый ангидрид – белое кристаллическое вещество.



Химические свойства:



$H_2[HPO_3]$ – фосфоновая (фосфористая) кислота – белое гигроскопичное соединение, легко растворимое в воде. Средней силы.

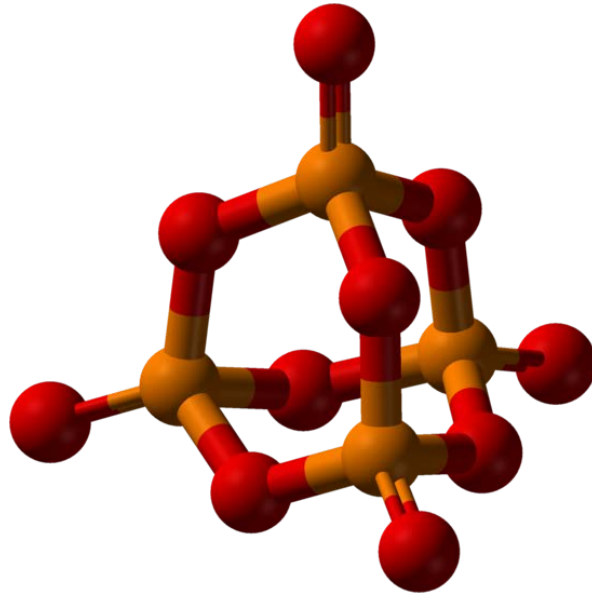


Получают: $PCl_3 + 3H_2O = H_3PO_3 + 3HCl$

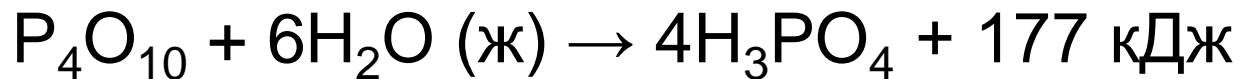
Сильный восстановитель

Соли – фосфонаты – плохо растворимы в воде (искл. – s-элементы I группы)

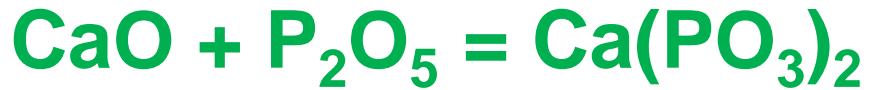
P_4O_{10} – фосфорный ангидрид, оксид фосфора (V) – белый гигроскопичный порошок, превосходит по осушающему действию все известные вещества. α -модификация – отдельные молекулы P_4O_{10} , β - и γ -модификации – полимерное строение.



Очень активно взаимодействует с водой:



Образование оксофосфатов:



(метафосфат)



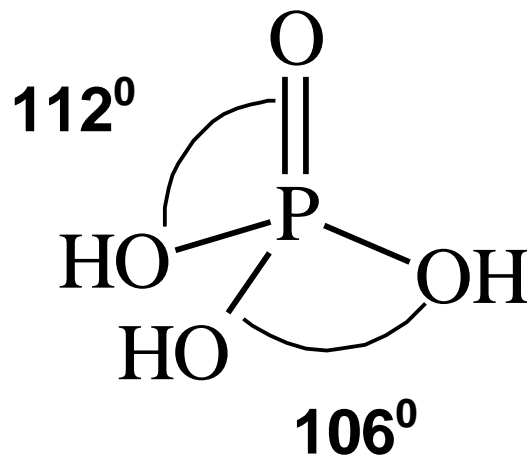
(пирофосфат, дифосфат)



(ортофосфат)

Оксофосфат водорода – фосфорная кислота –

H_3PO_4 - слабая трехосновная кислота.



Получение:



Соли (окислительными свойствами не обладают):

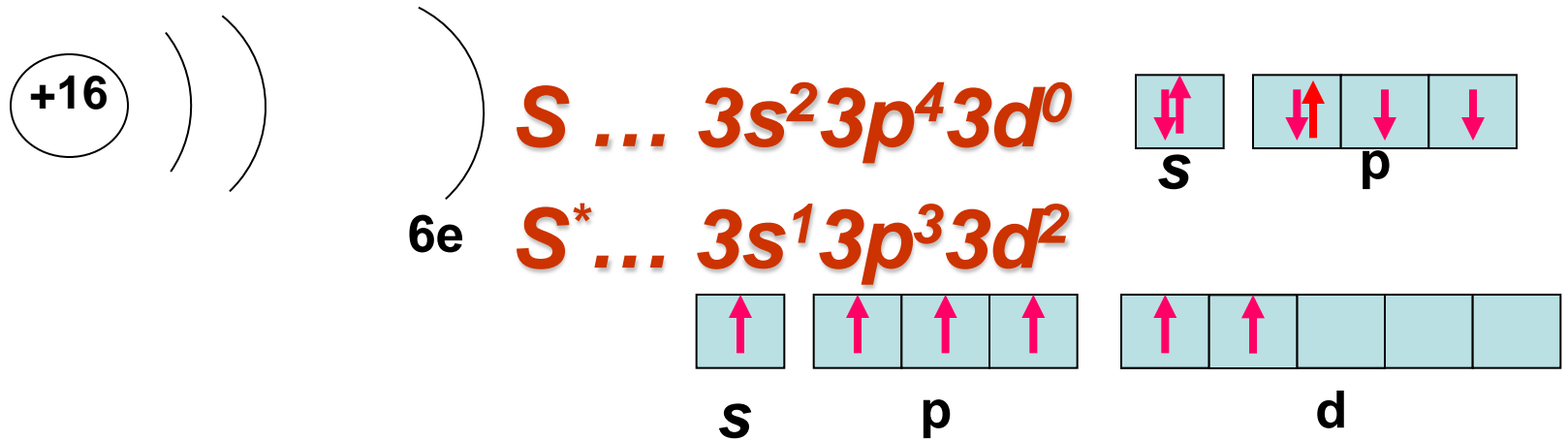
PO_4^{3-} фосфаты

HPO_4^{2-} гидрофосфаты

H_2PO_4^- дигидрофосфаты

CEPA

Строение и свойства серы



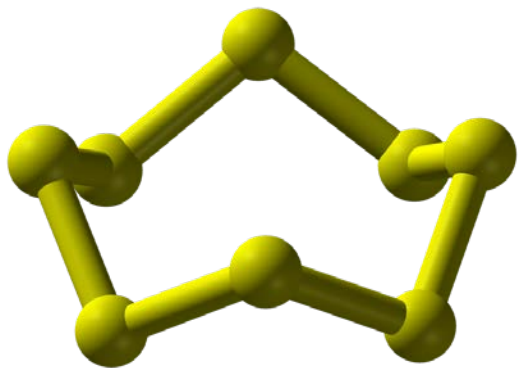
валентность = II, IV и VI

степени окисления = -2, +2, +4, +6

в организме человека = S +6, -2

Аллотропные модификации СЕРЫ

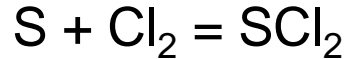
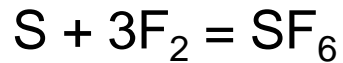
Наиболее стабильны циклические молекулы S_8 , имеющие форму «короны» с углом 108° , образующие ромбическую (α) и моноклинную (β) серу. Это кристаллическая сера — хрупкое вещество желтого цвета, нерастворима в воде и труднорастворима в эфире и спирте. **α -Сера** устойчива при температурах ниже $95,6^\circ\text{C}$.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



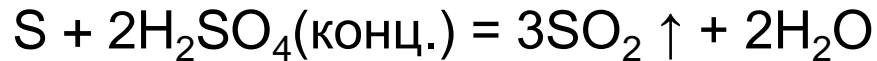
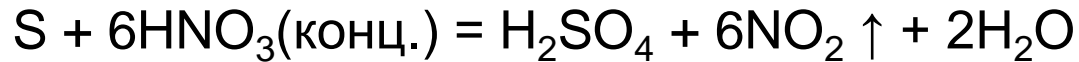
Кроме того, возможны молекулы с замкнутыми (S_4 , S_6) цепями и открытыми цепями (S_∞). Такой состав имеет аморфная или пластическая сера, вещество коричневого цвета - малоустойчива. Существует 2-х видов: растворимая в сероуглероде и нерастворимая в нем.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СЕРЫ

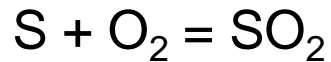
Химически активна



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

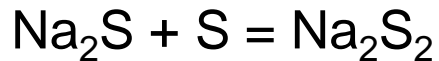


На воздухе сера горит, образуя **SO_2 сернистый ангидрид** — бесцветный газ с резким запахом:



При взаимодействии с металлами образует сульфиды $2Na + S = Na_2S$

При добавлении к этим сульфидам серы образуются полисульфиды:



При нагревании сера реагирует с C, Si, P, H₂: $C + 2S = CS_2$

(сероуглерод)

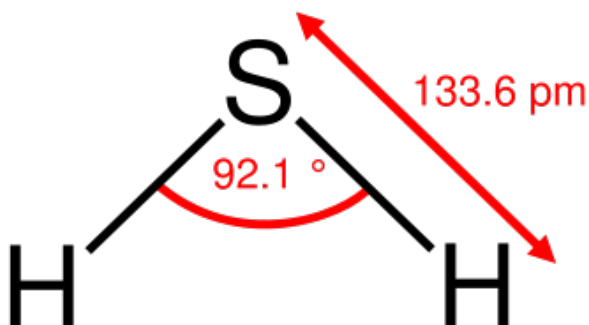
Сера при нагревании растворяется в щёлочах – диспропорционирует:



При дальнейшем действии серы: $S + Na_2SO_3 = Na_2S_2O_3$ (тиосульфат)

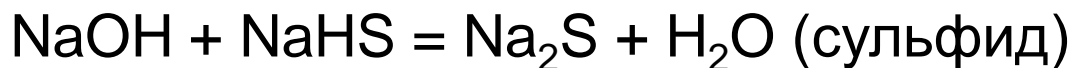
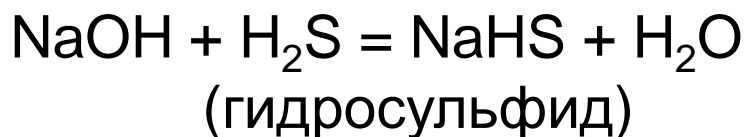
СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ СЕРЫ

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.

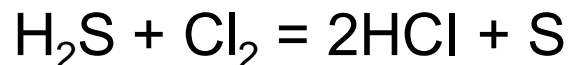
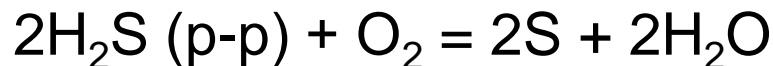
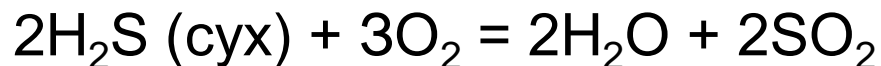


Разлагается: $\text{H}_2\text{S} \leftrightarrow \text{H}_2 + \text{S}$

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



Сильный восстановитель:



ПЕРСУЛЬФИД ВОДОРОДА H_2S_2

- аналог перекиси водорода.

Проявляет окислительно-восстановительную двойственность:



пирит

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)

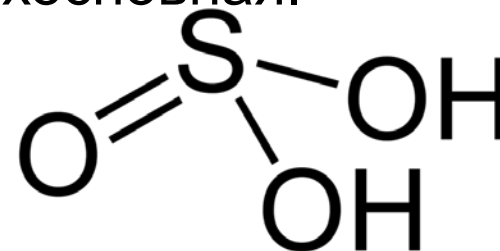
При действии сильных восстановителей: $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{S} = \text{S} + \text{H}_2\text{O}$

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:

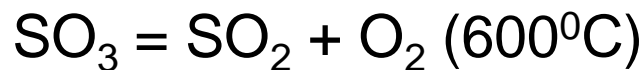
$\text{Na}_2\text{SO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_4$ (сульфат) + Na₂S (сульфид)

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

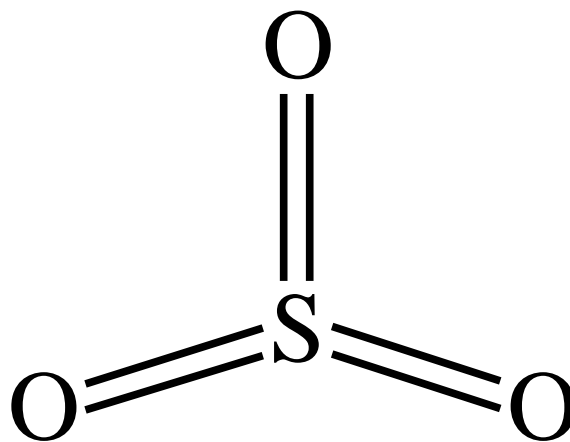
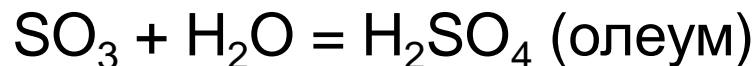
В обычных условиях легколетучая бесцветная жидкость с удушающим запахом. Существует в газовой фазе. При охлаждении газовой фазы, переходит в жидкое и кристаллическое состояния (образуются циклический тример и зигзагообразные цепи).

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

Химические свойства:



$\text{SO}_3 + \text{HCl} = \text{HSO}_3\text{Cl}$ (хлорсульфоновая кислота), подвергается полному гидролизу: $\text{HSO}_3\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$



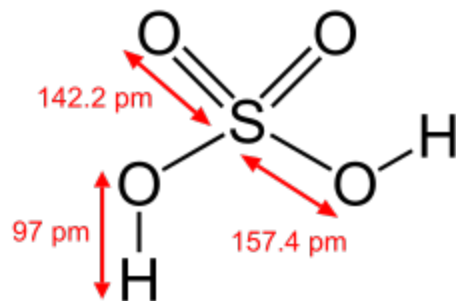
H₂SO₄ – СЕРНАЯ КИСЛОТА – 94-96% (моногидрат) – вязкая жидкость, T_{пл} = 10⁰C, сильная двухосновная кислота, образует сульфаты и гидро(би)сульфаты.

Получение:

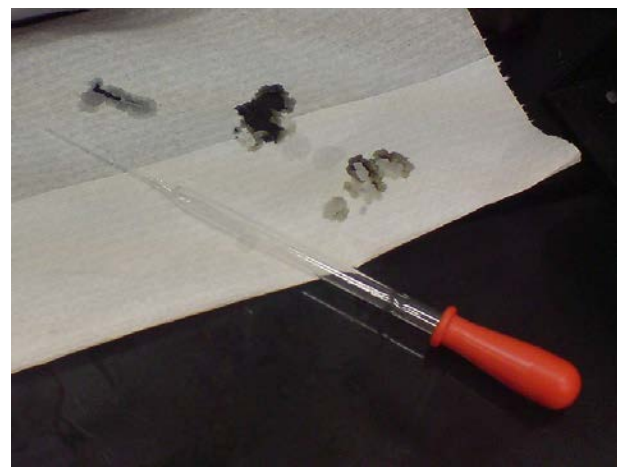
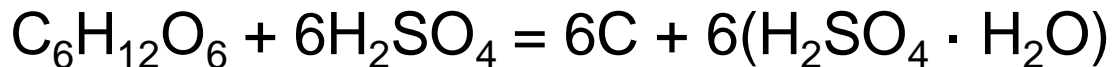
1-ый метод – контактный: SO₃ + H₂O + H₂SO₄ = олеум

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

(кат: NO+NO₂, конц 75%)

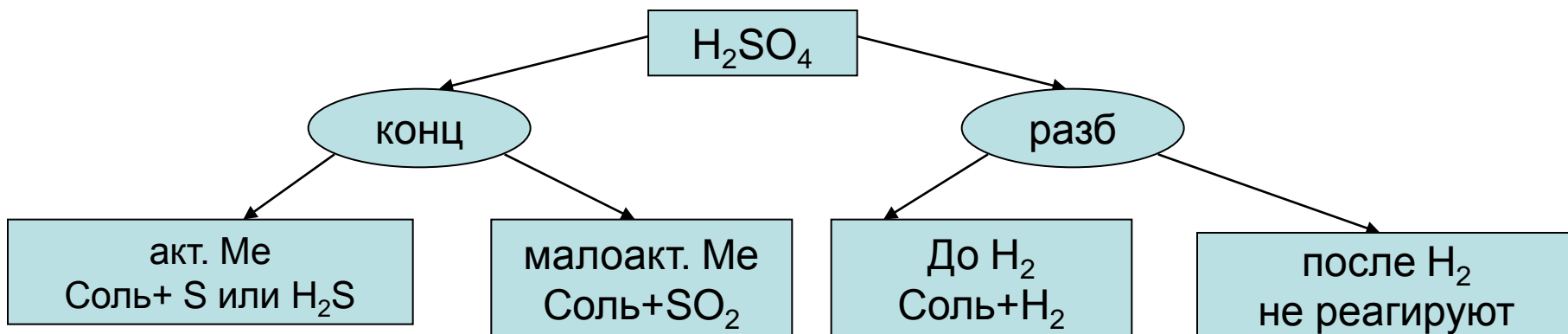


Сильное водоотнимающее средство:

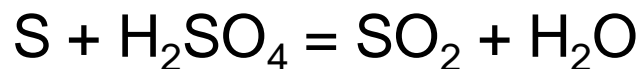


H_2SO_4 -сильный окислитель.

Пассивирует: Be, Bi, Co, Fe, Mg, Nb



С неметаллами:



Большинство сульфатов растворимы в воде. Малорастворимы: CaSO_4 , SrSO_4 , BaSO_4 , и практически нерастворим PbSO_4 .

При термическом разложении = оксид металла + SO_2 . Термическая стабильность сульфатов увеличивается с ростом активности металла (Na_2SO_4 не разлагается даже при 1000°C , CuSO_4 разлагается при 600°C).