

# АЗОТ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

## Состав воздуха

объемные доли газов

Азот 78,09 %

Кислород 20,95 %

Аргон 0,93 %

Углекислый газ 0,03%



Символ - N

Атомный вес - 14.0067

Плотность - 0.808 (при  
-195.8°C)

Температура плавления  
- -209.86 °C

Температура кипения -  
-195.82 °C

Открыт - Д. Резерфордом  
в 1772 г.

- ▣ Жидкий азот — не взрывоопасен и не ядовит.



# Жидкий азот

жидкость

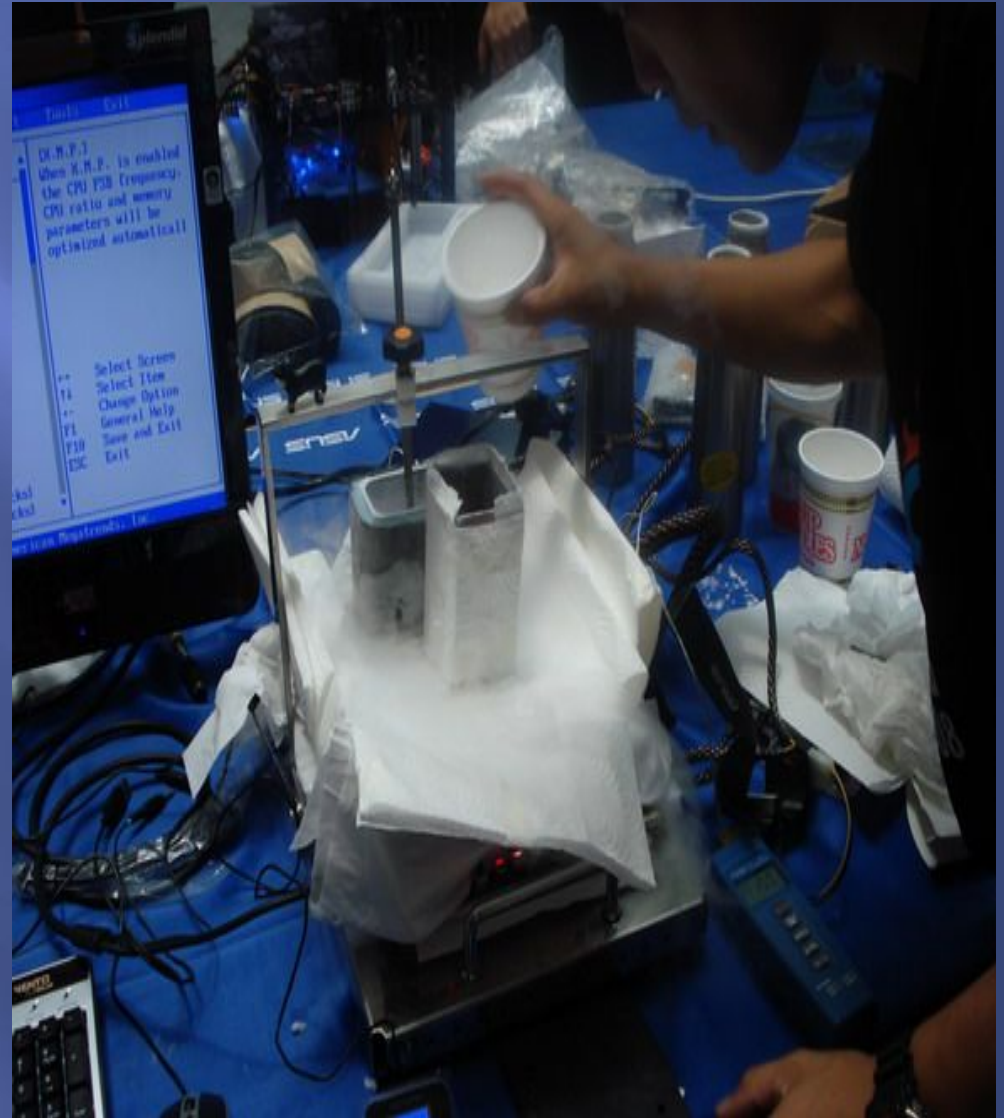
прозрачного цвета.

Имеет точку кипения  
–195,75 °C

Испаряясь, азот охлаждает очаг возгорания и вытесняет кислород, необходимый для горения, поэтому пожар прекращается. Так как азот, в отличие от воды, пены или порошка, просто испаряется и выветривается, азотное пожаротушение, наряду с углекислотным, — наиболее эффективный с точки зрения сохранности ценностей способ тушения пожаров.

# Применение жидкого азота

- ;
- для охлаждения различного оборудования и техники;
- для охлаждения компонентов компьютера при экстремальном разгоне



# Применение жидкого азота

- В косметологии жидкий азот применяется для лечения вульгарных, подошвенных и плоских бородавок, папиллом, гипертрофических рубцов, вульгарной угревой сыпи, розовых угрей.



В пищевой промышленности азот зарегистрирован в качестве пищевой добавки E941, как газовая среда для упаковки и хранения, хладагент, а жидкий азот применяется при разливе масел и негазированных напитков для создания избыточного давления и инертной среды в мягкой таре.

# Поведение веществ в жидком азоте

Вещества в жидком азоте  
становятся хрупкими



# Ожоги жидким азотом



- Следует охладить поражённые участки тела водой или холодными предметами, ввести обезболивающие препараты, наложить на раны повязки из стерильных перевязочных средств или подручных материалов.

# Кессонная болезнь

Кессонная болезнь возникает при быстром снижении давления (например, при всплытии с глубины, выхода из кессона или барокамеры, или подъеме на высоту). При этом газ азот, ранее растворенный в крови или тканях, образует газовые пузырьки в кровеносных сосудах. Характерные симптомы включают боль или неврологические нарушения. Тяжелые случаи могут быть фатальными.



# Химические свойства азота

- ▣ В химическом отношении азот довольно инертный газ из-за прочной ковалентной связи, атомарный же азот химически очень активен. Из металлов свободный азот реагирует в обычных условиях только с литием, образуя нитрид:  
$$6\text{Li} + \text{N}_2 = 2\text{Li}_3\text{N}$$
- ▣ С повышением температуры активность молекулярного азота увеличивается. При взаимодействии азота с водородом при нагревании, повышенном давлении и присутствии катализатора образуется аммиак:  
$$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$$
- ▣ С кислородом азот соединяется только в электрической дуге с образованием оксида азота (II):  
$$\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$$



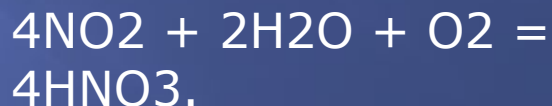
# Оксиды азота

С водой и щелочами не реагируют

Оксид азота(I)  
(N<sub>2</sub>O)  
Оксид азота  
(II) (NO)

Оксид азота(III)  
(N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>)  
Оксид азота(IV)  
(NO<sub>2</sub>)

Оксид азота(V)  
(N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>)



# Азотная кислота

- Температура кипения азотной кислоты +83 °С, температура замерзания –41 °С, т.е. при обычных условиях это жидкость. Резкий запах и то, что при хранении она желтеет, объясняется тем, что концентрированная кислота малоустойчива и под действием света или при нагревании частично разлагается.
- $4\text{HNO}_3 = 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ .

# Взаимодействие с металлами

- Концентрированная азотная кислота  
 $\text{Me} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{соль} + \text{вода} + \text{NO}_2$
- С концентрированной азотной кислотой не взаимодействуют благородные металлы (Au, Ru, Os, Rh, Ir, Pt), а ряд металлов (Al, Ti, Cr, Fe, Co, Ni) при низкой температуре пассивируются концентрированной азотной кислотой. Реакция возможна при повышении температуры
- $+ 2\text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2\uparrow$  <sup>Ag</sup>

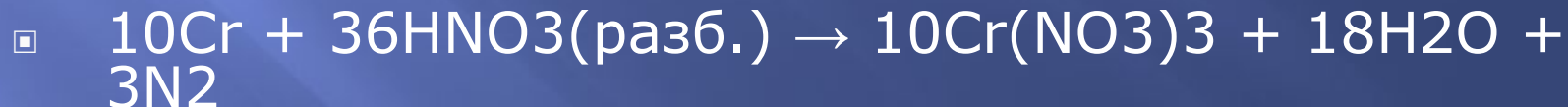
# Взаимодействие с металлами

- ▣ Разбавленная азотная кислота
- ▣ Продукт восстановления азотной кислоты в разбавленном растворе зависит от активности металла, участвующего в реакции:

- ▣ Активный металл



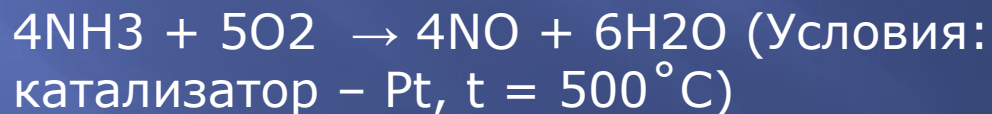
- ▣ Металл средней активности



Металл малоактивный



# Получение азотной кислоты



# Применение азотной кислоты



- Производство азотных и комплексных удобрений.
- Производство взрывчатых веществ.
- Производство красителей.



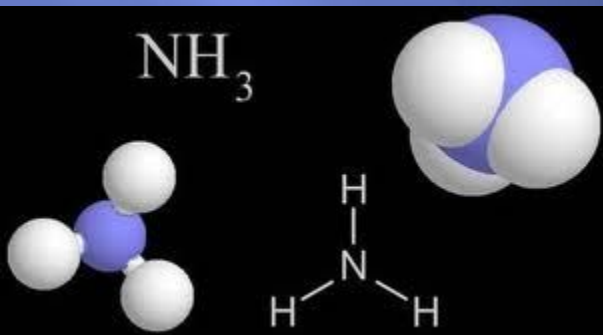
- Производство лекарств.
- Производство пленок, нитролаков, нитроэмалей.
- Производство искусственных волокон.
- Как компонент нитрующей смеси, для травления металлов в металлургии.



# Аммиак

Аммиак —  $\text{NH}_3$ , нитрид водорода, при нормальных условиях — бесцветный газ с резким характерным запахом (запах нашатырного спирта).

Аммиак почти вдвое легче воздуха. Растворимость  $\text{NH}_3$  в воде чрезвычайно велика — около 1200 объёмов (при  $0\text{ }^\circ\text{C}$ ) или 700 объёмов (при  $20\text{ }^\circ\text{C}$ ) в объёме



Аммиак (в европейских языках его название звучит как «аммониак») своим названием обязан оазису Аммона в Северной Африке, расположенному на перекрестке караванных путей. В жарком климате мочевины  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ , содержащаяся в продуктах жизнедеятельности животных, разлагается особенно быстро. Одним из продуктов разложения и является аммиак. По другим сведениям, аммиак получил своё название от древнеегипетского слова амониан. Так называли людей, поклоняющихся богу Амону. Они во время своих ритуальных обрядов нюхали нашатырь  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , который при нагревании испаряет аммиак.

# Аммиак - опасен

- В медицине 10% водный раствор аммиака известен как нашатырный спирт. Резкий запах аммиака раздражает специфические рецепторы слизистой оболочки носа и способствует возбуждению дыхательного и сосудодвигательного центров, поэтому при обморочных состояниях или алкогольном отравлении пострадавшему дают вдыхать пары нашатырного

Аммиак опасен при вдыхании. При остром отравлении аммиак поражает глаза и дыхательные пути, при высоких концентрациях возможен смертельный исход. Вызывает сильный кашель, удушье, при высокой концентрации паров — возбуждение, бред. При контакте с кожей — жгучая боль, отек, ожег с пузырями.



Первая медицинская помощь: промыть глаза и лицо водой, надеть противогаз или ватно-марлевую повязку, смоченную 5% раствором лимонной кислоты, открытые участки кожи обильно промыть водой, немедленно покинуть очаг заражения. При попадании аммиака в желудок надо выпить несколько стаканов теплой воды с добавлением одной чайной ложки столового уксуса на стакан воды и вызвать рвоту.



# Получение аммиака

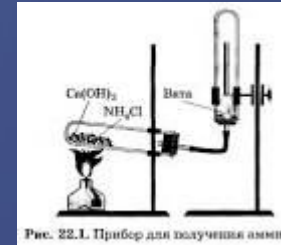
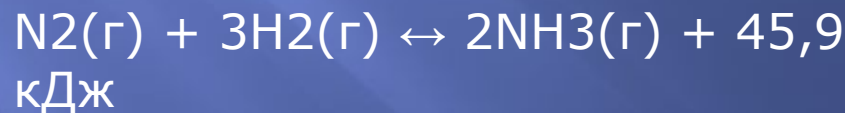


Рис. 22.1. Прибор для получения аммиака

- лаборатории используют действие сильных щелочей на соли аммония:
- $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} = \text{NH}_3\uparrow + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = 2\text{NH}_3\uparrow + \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

Промышленный способ получения аммиака основан на прямом взаимодействии водорода и азота:

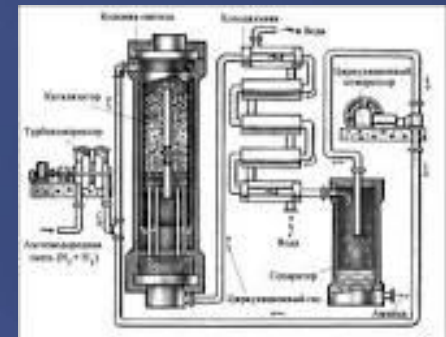


Условия:

катализатор – пористое железо

температура – 450 – 500 °С

давление – 25 – 30 атм



Аммиачное производство

# Химические свойства аммиака

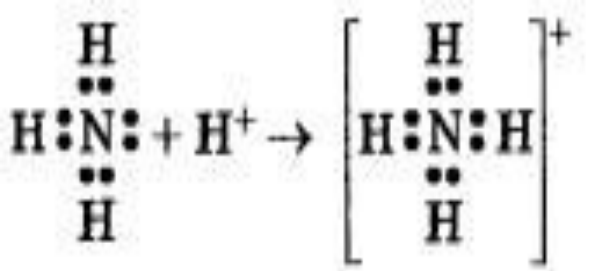
- $\text{NH}_3$  – сильный восстановитель.
- 1. Горение аммиака (при нагревании)
- $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
- 2. Каталитическое окисление аммиака (катализатор Pt – Rh, температура)
- $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$



# ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ АММИАКА С ВОДОЙ И КИСЛОТАМИ

И водный раствор аммиака, и соли аммония содержат особый ион — катион аммония  $\text{NH}_4$ , играющий роль катиона металла. Он получается в результате того, что атом азота имеет свободную (неподеленную) электронную пару, за счет которой и формируется еще одна ковалентная связь с катионом водорода, переходящего к аммиаку от молекул кислот или воды:

Такой механизм образования ковалентной связи, которая возникает не в результате обобществления непарных электронов, а благодаря свободной электронной паре, имеющейся у одного из атомов, называется донорно-акцепторным.

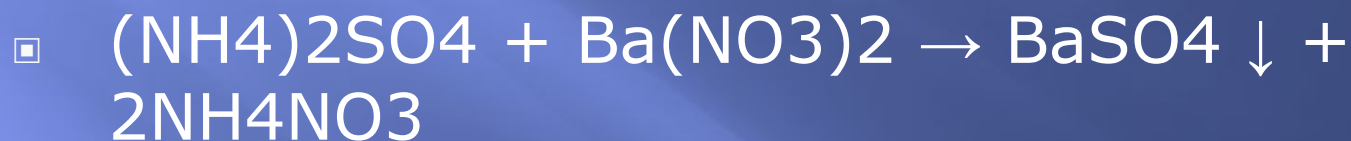


Если к раствору аммиака прилить несколько капель фенолфталеина, то он окрасится в малиновый цвет, т. е. покажет щелочную среду:



# Соли аммония

- вступают в обменную реакцию с кислотами и солями:



взаимодействуют с растворами щелочей с образованием аммиака – качественная реакция на ион аммония:



- разлагаются при нагревании  
 $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_3 \uparrow + \text{HCl}$

