

# *Аммиак. Соли аммония*

---

# Происхождение названия



- Аммиак также может быть обязан своим названием оазису бога Аммона в Северной Африке, находящемуся на перекрестке караванных путей.
- В очень жарком климате мочевины  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ , разлагается особенно быстро. Одним из основных продуктов разложения и является аммиак.



Оазис «Аммон»  
в Северной Африке

# Происхождение названия



- По некоторым другим сведениям, аммиак мог получить современное название от древнеегипетского слова «амониан». Так называли всех верующих людей, поклоняющихся богу Амону.
- Люди во время своих ритуальных обрядов нюхали  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , который при нагревании издаёт запах аммиака.



Бог Амон в образе барана  
VIII в. до н.э. (Музей г. Мероз, Судан)

# Происхождение названия

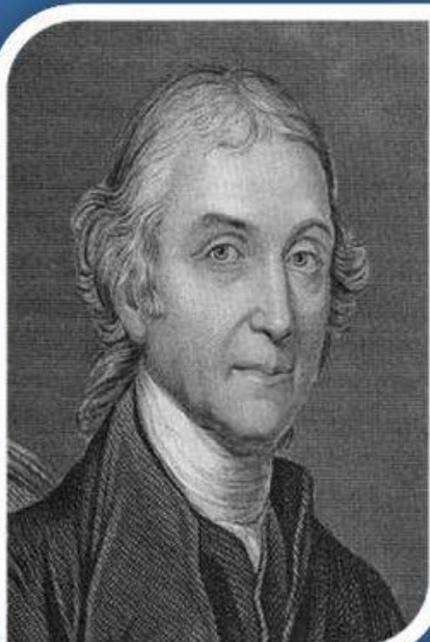


- Сокращенное название «аммиак» которым мы всегда пользуемся, ввел в обиход в 1801 году русский ученый-химик, академик Яков Дмитриевич Захаров, который впервые разработал также и систему русской химической номенклатуры.



1781-1852 г.

# История открытия аммиака

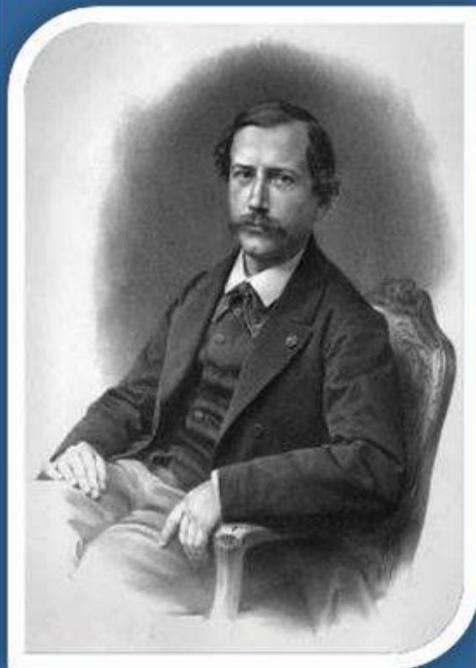


1711-1794 г.

Аммиак был получен в чистом виде в 1774 г. английским химиком Джозефом Луи Пристли. Он нагревал аммонияк (хлорид аммония) с гашеной известью (гидроксид кальция).

Пристли назвал газ «щелочным воздухом или летучей щелочью», поскольку водный раствор аммиака имел все признаки щелочи.

# История открытия аммиака



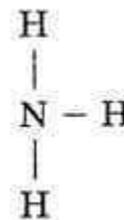
1723-1802 г.

В 1784 французский химик Бертолле разложением аммиака доказал его элементный состав, который в 1787 получил официальное название «нашатырь» – от латинского названия нашатырной щелочи – sal ammoniac.

Это название сохраняется и до сих пор в большинстве западноевропейских языков (нем. Ammonium chloride, англ. Ammonia, фр. ammoniaque).

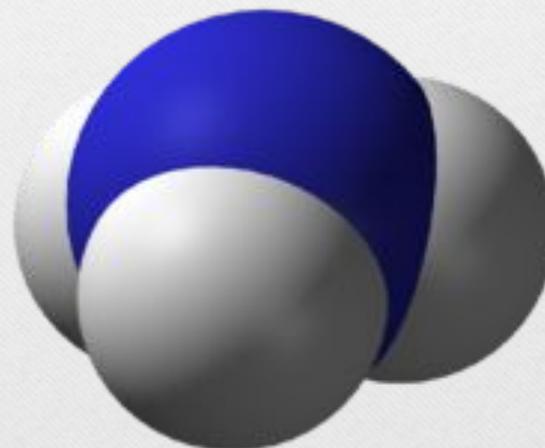
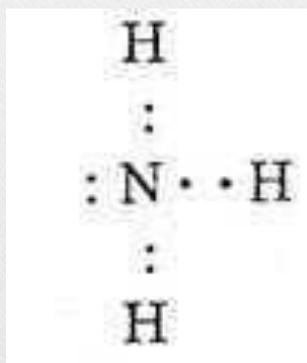
## Строение молекулы аммиака.

Структурная формула



Молекулярная формула **аммиака NH<sub>3</sub>**

Электронная формула

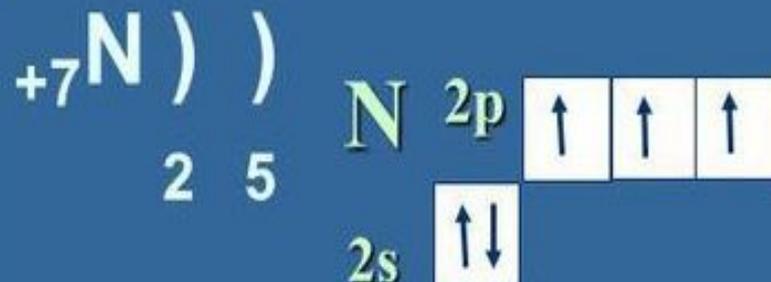


Масштабная модель

# Строение атома азота



<b>N</b>	<b>7</b>
Азот	
14,0067	
	<b>2</b>
<b>2s<sup>2</sup>2p<sup>3</sup></b>	<b>5</b>

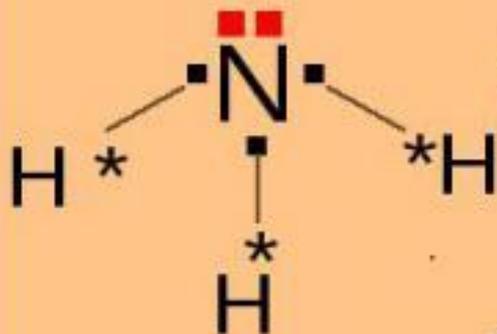


Электронная формула имеет вид:



Таким образом, атом азота имеет на последней (2 p) орбитали 3 неспаренных электрона.

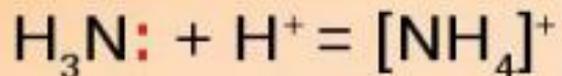
# Строение молекулы аммиака



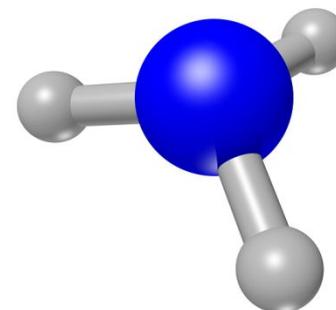
Атом азота за счет своих трех неспаренных электронов образует с атомами водорода 3 ковалентные полярные связи => валентность N равна III

• Неподделенная электронная пара атома азота способна участвовать в образовании четвертой ковалентной связи с атомами, имеющими вакантную (свободную) орбиталь по **донорно-акцепторному механизму**. Валентность N равна IV

Механизм донорно-акцепторной связи:



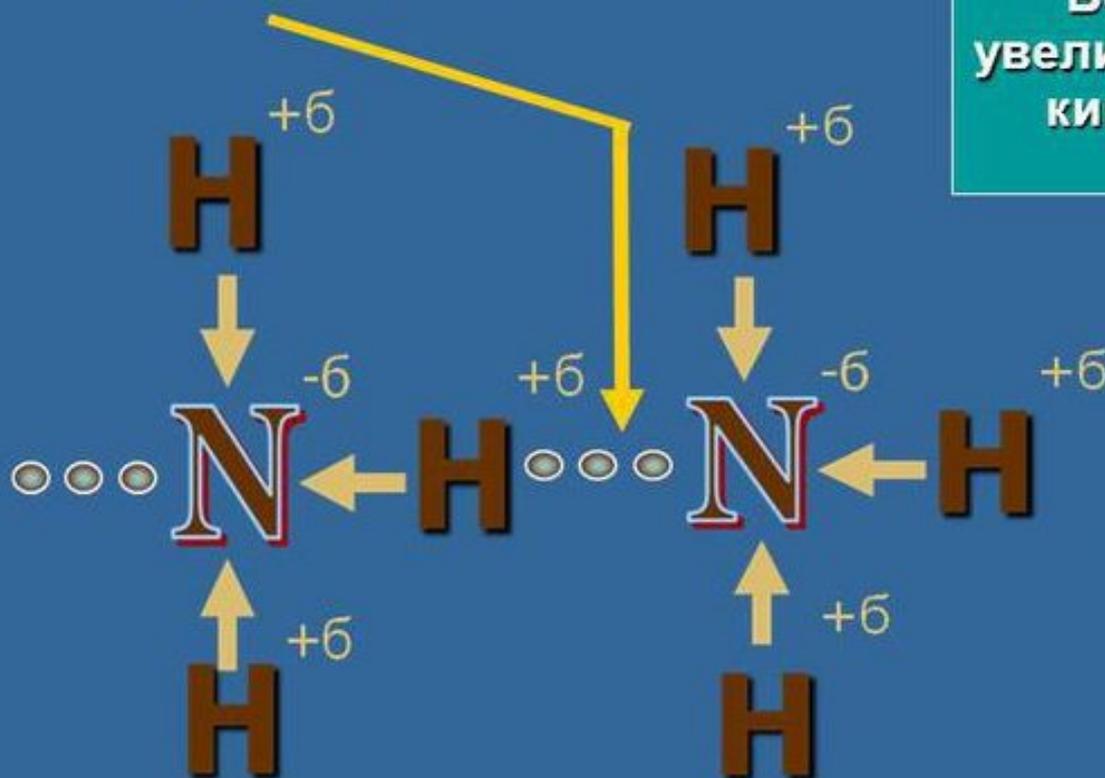
ион аммония



Между молекулами аммиака образуются водородные связи, т.е аммиак в жидком состоянии ассоциирован.



Водородная связь



Водородные связи увеличивают температуры кипения и плавления

1. Хорошая растворимость.

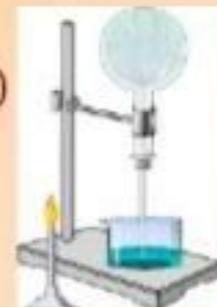


# Физические свойства аммиака



$\text{NH}_3$  аммиак - газ: без цвета, с характерным запахом, легче воздуха (собирают в перевернутый вверх дном сосуд)

$\text{NH}_3$  - ЯДОВИТ!

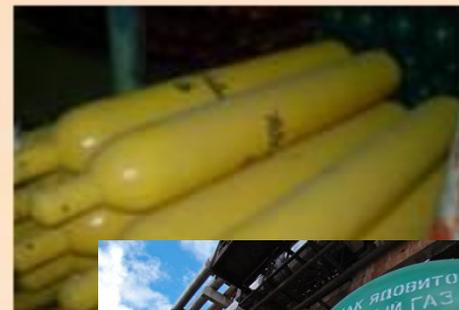


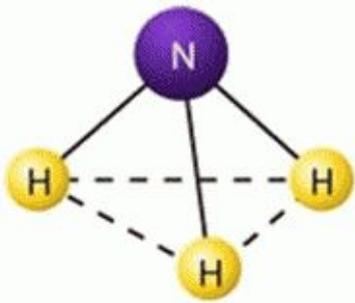
*Смесь аммиака с воздухом взрывоопасна!*

Нашатырный спирт – 3-10 % раствор аммиака

Аммиачная вода - 18 -25 % раствор аммиака

Жидкий аммиак вызывает сильные ожоги кожи; обычно его перевозят в стальных баллонах (окрашены в желтый цвет, имеют надпись "Аммиак" черного цвета)



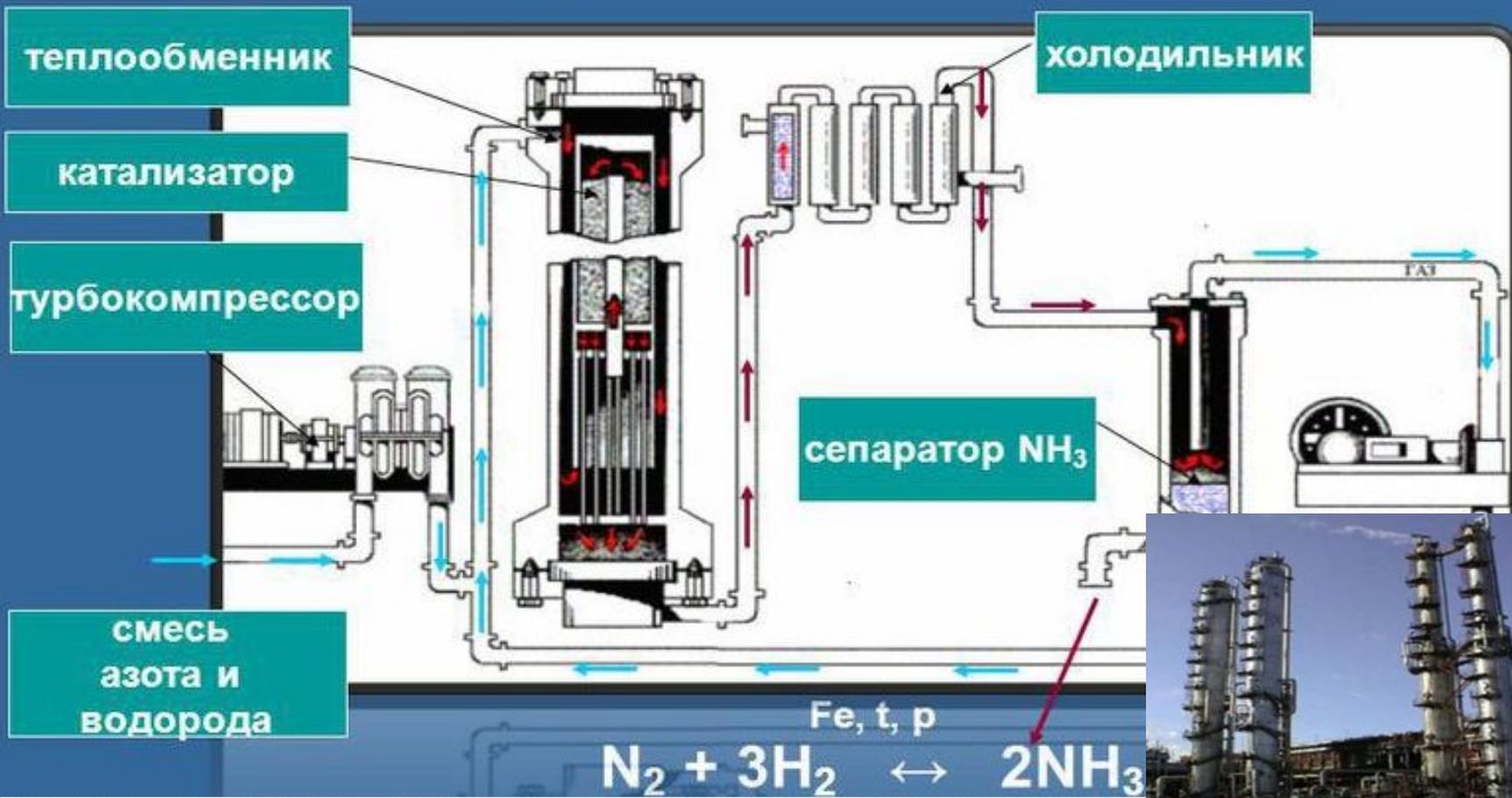


## Физические свойства

- Аммиак при нормальных условиях — бесцветный газ с резким характерным запахом (запах нашатырного спирта), почти вдвое легче воздуха, ядовит.
- Пары аммиака вызывают обильное слезотечение, химический ожог роговицы глаза и, как следствие, потерю зрения, приступы кашля, покраснение и зуд кожи.
- Сжижается при температуре  $-35^{\circ}\text{C}$ .
- Молекула аммиака обладает высокой полярностью, что приводит к хорошей растворимости аммиака в воде (в 1л воды при комнатной температуре растворяется 700л аммиака!). Поэтому при получении аммиака **нельзя** использовать воду!

# Способы получения В промышленности:

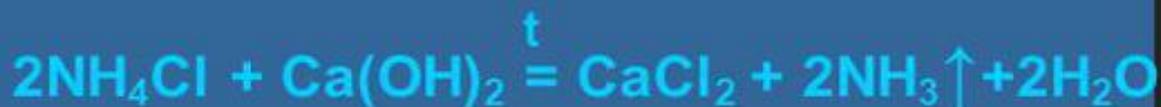
$\text{NH}_3$



**NH<sub>3</sub>**

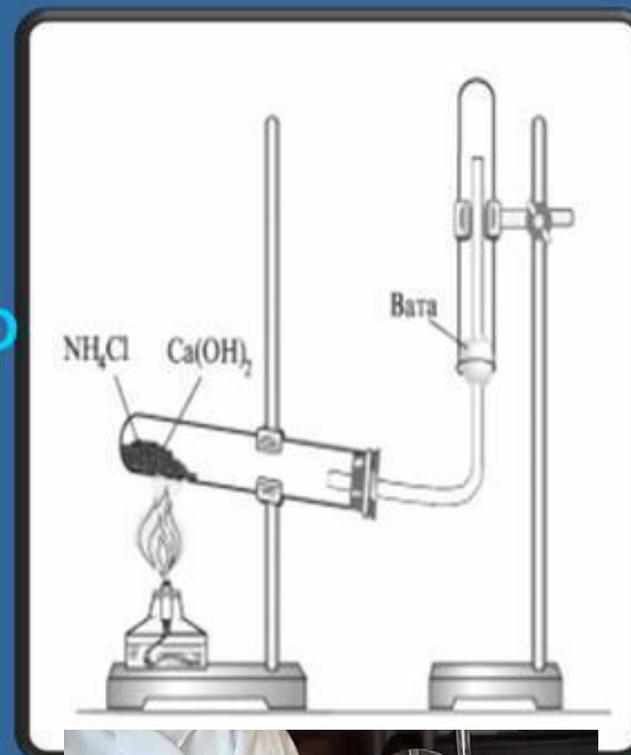
## В лаборатории:

### 1. Действием щелочей на соли аммония:



Нашатырь + гашеная известь

### 2. Гидролиз нитридов:



# Химические свойства



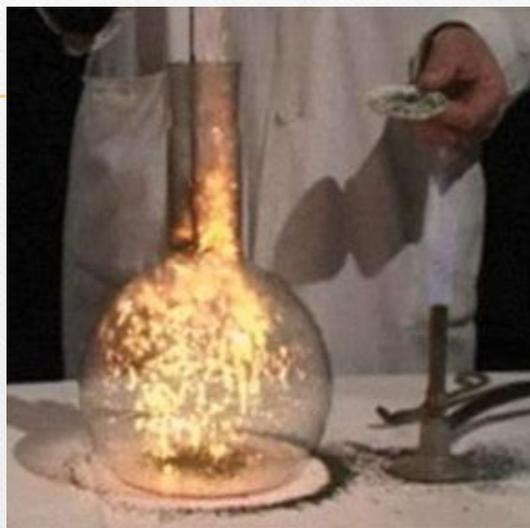
-3

$\text{NH}_3$  – низшая степень окисления азота.

1. Аммиак – восстановитель
2. Основные свойства  
(неподеленная пара электронов)
3. Специфические свойства

# Химические свойства аммиака. Аммиак-восстановитель

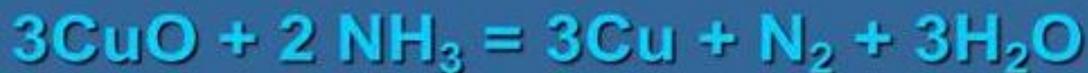
## Горение аммиака в кислороде



### **Аммиак на воздухе не горит!**

Но в чистом кислороде он сгорает, окисляясь до азота. Осторожно нагреем раствор аммиака и подадим в горелку кислород. Поднесем зажженную лучинку к отверстию горелки. Аммиак загорается и горит желтовато-зеленым пламенем.

- ❖ Аммиаком можно восстановить некоторые неактивные металлы:



- ❖ Аммиак обесцвечивает перманганат калия:



- ❖ Аммиак обесцвечивает бромную воду:



# Основные свойства

## Взаимодействие с водой



❖ Аммиак реагирует с водой, образуя гидрат аммиака (аммиачная вода):



Изменяет окраску индикаторов:

Фенолфталеин – б/цв → **малиновый**

Лакмус становится → **синим**

Гидроксид аммония проявляет все свойства щелочей !!!



# Из сложных веществ аммиак реагирует с кислотами:

**Аммиак  $\text{NH}_3$**  взаимодействует с концентрированными кислотами – **соляной  $\text{HCl}$ , азотной  $\text{HNO}_3$  и серной  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .**

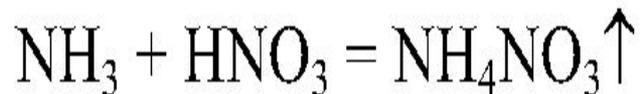
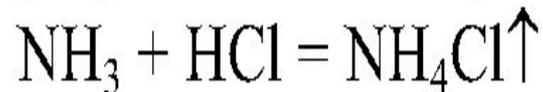
При добавлении кислоты к раствору аммиака появляется белый дым - выделяется соль -



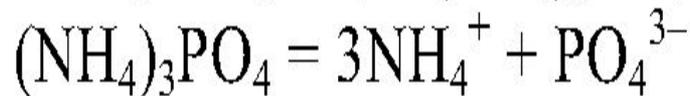
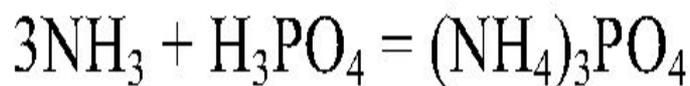
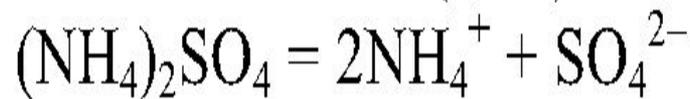
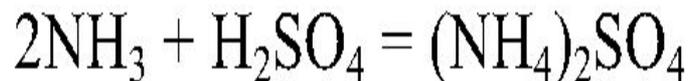
**Аммиак взаимодействует со всеми растворимыми в воде кислотами с образованием солей аммония**

Дым без огня ?!  
(Образуется за счет  
образования  
хлорида аммония)

В пробирке с  $\text{NH}_3$  образуется белый пар:



С серной и фосфорной кислотой опыт не получается потому, что  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  и  $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$  не летучи.

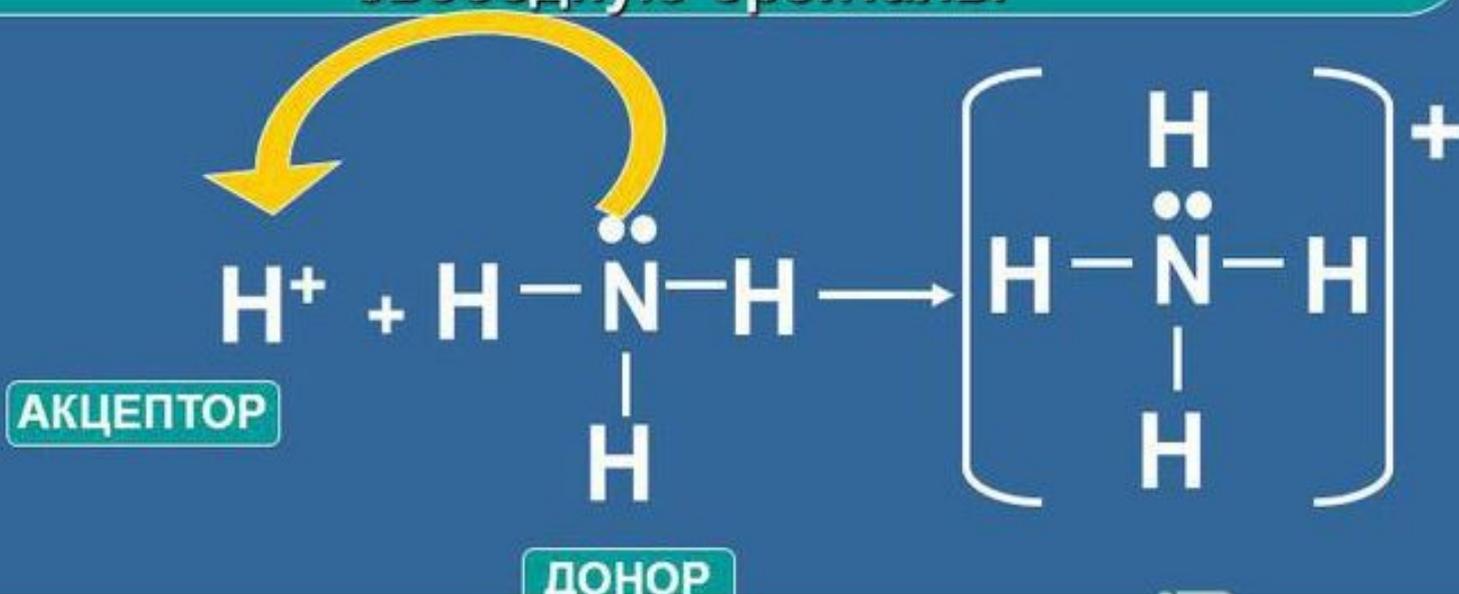


# Образование иона аммония



Три связи образованы по обменному механизму  
четвертая – по донорно-акцепторному.  
Донор - молекула или ион, имеющие свободную  
пару электронов.

Акцептор - молекула или ион, имеющие  
свободную орбиталь.

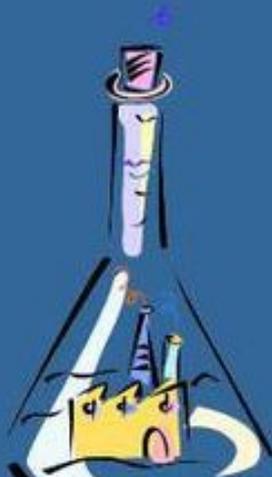
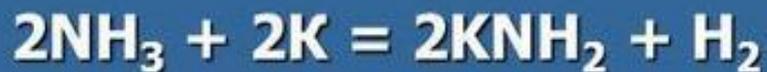


# Специфические свойства



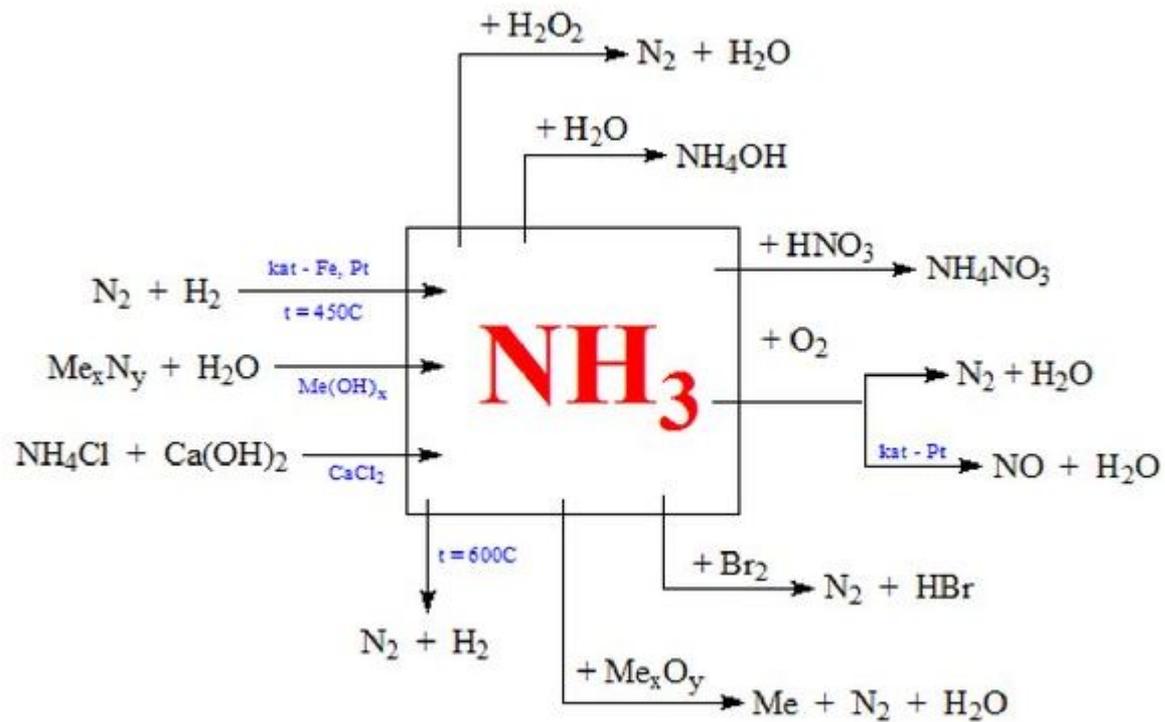
## 2. Взаимодействие с активными металлами

(образование амидов):



## КАЧЕСТВЕННОЕ ОПРЕДЕЛЕНИЕ АММИАКА

- То, что в ходе реакции выделяется аммиак, можно определить двумя способами.
- **Первый:** необходимо поднести к пробирке влажную лакмусовую бумажку. Выделяющийся аммиак будет реагировать с водой на поверхности бумажки, образуя гидроксид аммония. Бумажка посинеет, т.к. почувствует щелочную среду.
- **Второй:** к пробирке надо поднести стеклянную палочку, смоченную концентрированной соляной (азотной, серной) кислотой, появится белый дым – это кристаллы хлорида аммония (нитрат аммония, сульфат аммония).



# Применение аммиака





# СОЛИ АММОНИЯ

– это сложные вещества, в состав которых входят ионы  $\text{NH}_4^+$ , соединенные с кислотными остатками.

## Средние соли

$\text{NH}_4^+\text{Cl}^-$  - хлорид аммония

$(\text{NH})_2^+\text{SO}_4^{2-}$  - сульфат аммония

$(\text{NH}_4)_3^+\text{PO}_4^{3-}$  - фосфат аммония

## Кислые соли

$(\text{NH}_4)_2^+\text{HPO}_4^{2-}$  - гидрофосфат аммония

$(\text{NH}_4)^+\text{H}_2\text{PO}_4^-$  - дигидрофосфат фосфат



## Специфические свойства солей аммония

а) разложение при t (возгонка)

нагр.



охл.



гидросульфат аммония

комн. t

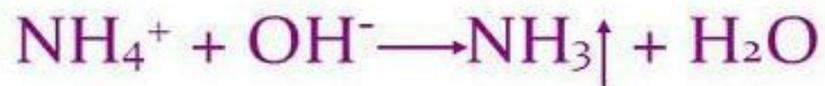
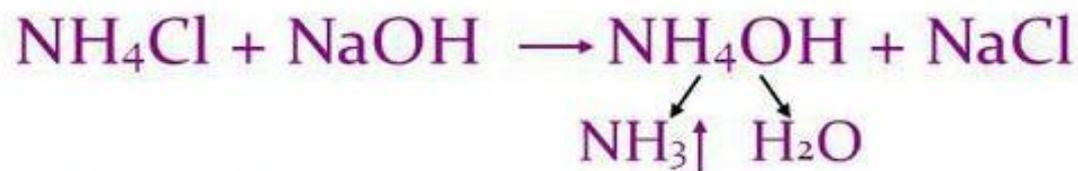
В пищев.  
пром-ти



**CO<sub>2</sub> ↑**  
**разрыхляет**  
**тесто**



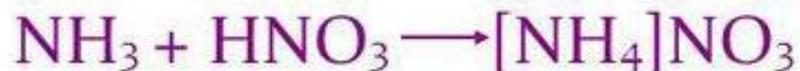
б) со щелочами – взаимодействуют иначе, чем все соли: с образованием  $\text{NH}_3$  и  $\text{H}_2\text{O}$  – качественные реакции на ион  $\text{NH}_4^+$



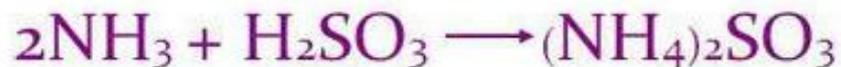
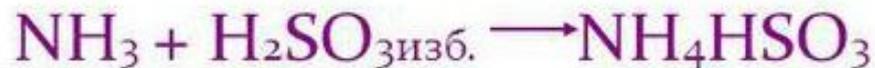
**Признак реакции:** лакмус, бумага (смоченная  $\text{H}_2\text{O}$ ) синеет.

# Получение солей аммония

1) Взаимодействие  $\text{NH}_3$  с кислотами



2) При нейтрализации аммиачной воды кислотами  
(при избытке кислот многоосновных – кислые соли)





# Применение солей аммония

Русский химик Д.Н Прянишников выяснил, что очень ценным удобрением является - нитрат аммония  $\text{NH}_4\text{NO}_3$

