

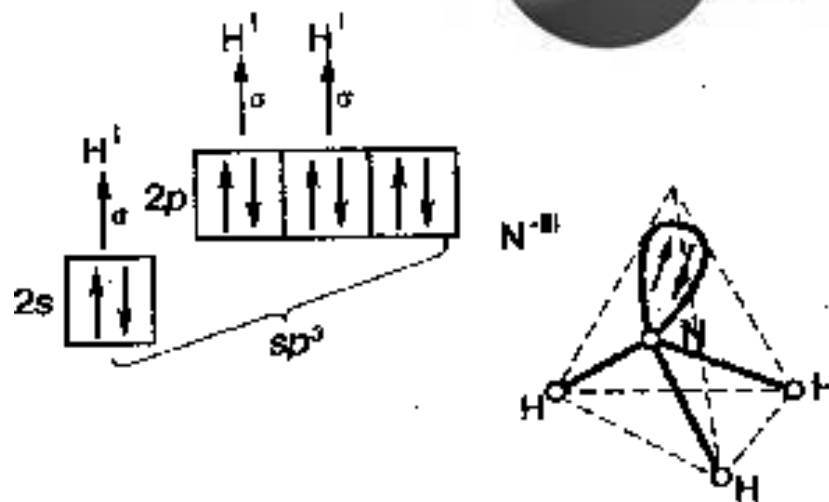
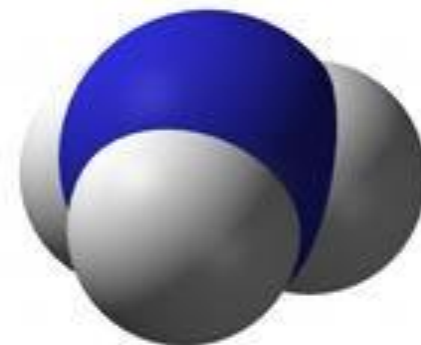
# Аммиак. Соли аммония.

Методы получения.

Химические свойства аммиака и солей аммония

# Строение молекулы аммиака

- ✓ Молекула аммиака имеет форму тригональной пирамиды с атомом азота в вершине;
- ✓ Атом азота образует с тремя атомами водорода три ковалентные полярные связи по обменному механизму за счет трех неспаренных электронов;
- ✓ У атома азота имеется одна электронная пара, за счет которой может быть образована одна связь по донорно-акцепторному механизму



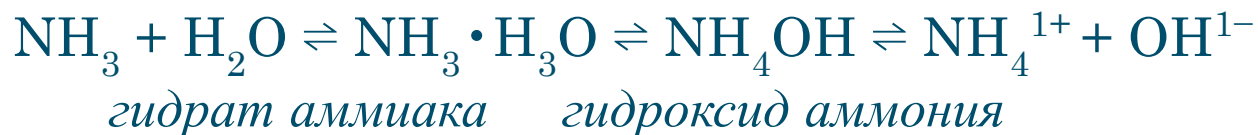
# Аммиак – слабое основание

Аммиак – это слабое основание, водные растворы аммиака имеют слабощелочную среду и окрашивают растворы индикатора:

лакмуса – в синий цвет;

метилового оранжевого – в желтый цвет;

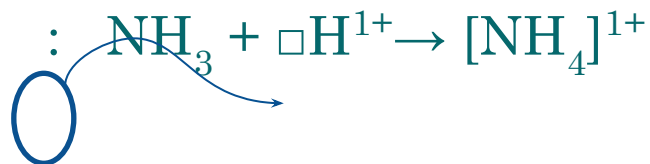
фенолфталеина – в малиновый цвет



## Водный раствор аммиака – слабое основание

Механизм образования катиона аммония:

Электронная пара атома азота (донор)  $\text{NH}_3$  взаимодействует с вакантной электронной орбиталью протона водорода  $\text{H}^{1+}$  (акцептор):



# Взаимодействие аммиака

## с хлороводородом и раствором соляной кислоты

2. При взаимодействии:

а) газообразного аммиака с газообразным хлороводородом образуется твердый мелкокристаллический хлорид аммония



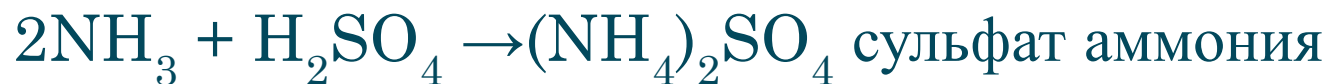
б) раствора аммиака с раствором соляной кислоты происходит образование раствора хлорида аммония:



## Взаимодействие раствора аммиака с растворами кислот

3. Аммиак взаимодействует с кислотами, образуя соли аммония:

а) с серной кислотой – сульфат или гидросульфат аммония:

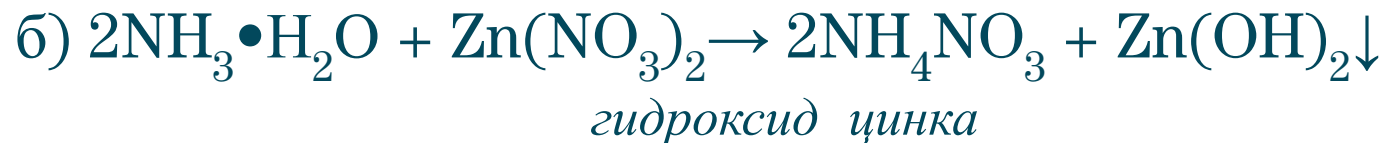
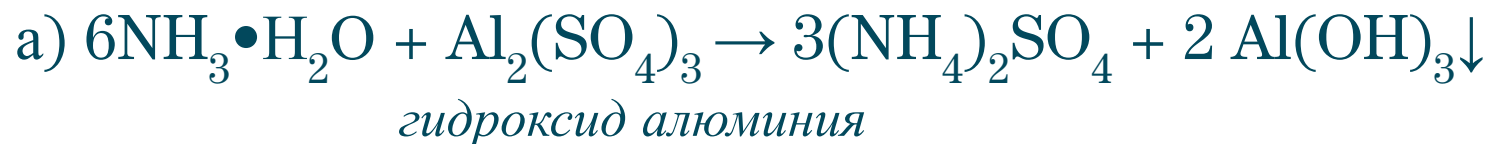


б) с азотной кислотой – нитрат аммония:



## Взаимодействие раствора аммиака с растворами солей

4. Аммиака или гидроксид аммония реагирует с растворами солей, образуя нерастворимые основания или нерастворимые амфотерные гидроксиды:



## Взаимодействие аммиака с соединениями меди (II) и другими солями

5. Комплексообразование – молекулы  $\text{NH}_3$  могут входить в качестве лиганда в комплексные соединения, благодаря своим электронодонорным свойствам.

Введение избытка аммиака в растворы солей приводит к образованию их амминокомплексов:

$\text{CuSO}_4 + 4\text{NH}_3 \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$  – изменение окраски раствора с голубой на ярко-синюю

$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 4\text{NH}_3 \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$  – растворение осадка голубого цвета, образование прозрачного ярко-синего раствора

$\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + 6\text{NH}_3 \rightarrow [\text{Ni}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_2$  – изменение окраски раствора с зеленой на сине-фиолетовую

# Аммиак – сильный восстановитель

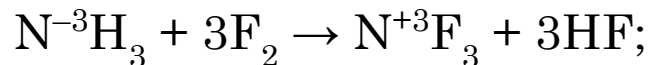
Так как в аммиаке атом  $N^{-3}$  находится в низшей степени окисления, то аммиак проявляет свойства сильного восстановителя



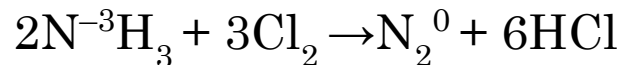
# Свойства аммиака как восстановителя

1. Взаимодействие с галогенами:

а) Фтор мгновенно окисляет аммиак до трифторида:

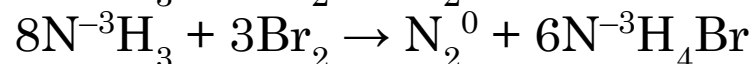
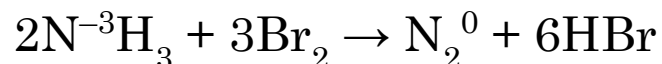


б) Хлор окисляет аммиак до свободного азота:



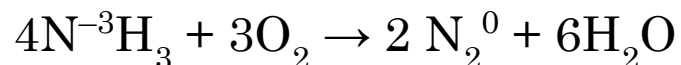
$8\text{N}^{-3}\text{H}_3 + 3\text{Cl}_2 \rightarrow \text{N}_2^0 + 6\text{N}^{-3}\text{H}_4\text{Cl}$  (при избытке аммиака образуется не хлороводород, а хлорид аммония)

в) Бром также окисляет аммиак до свободного азота:



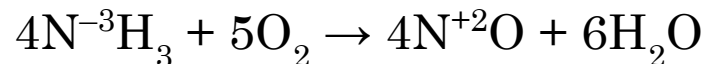
2. Взаимодействие с кислородом:

а) аммиак в кислороде горит зеленовато-желтым пламенем:

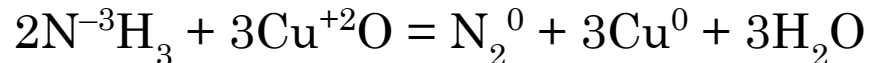


б) каталитическое окисление

$t^\circ\text{C}, \text{Pt}$



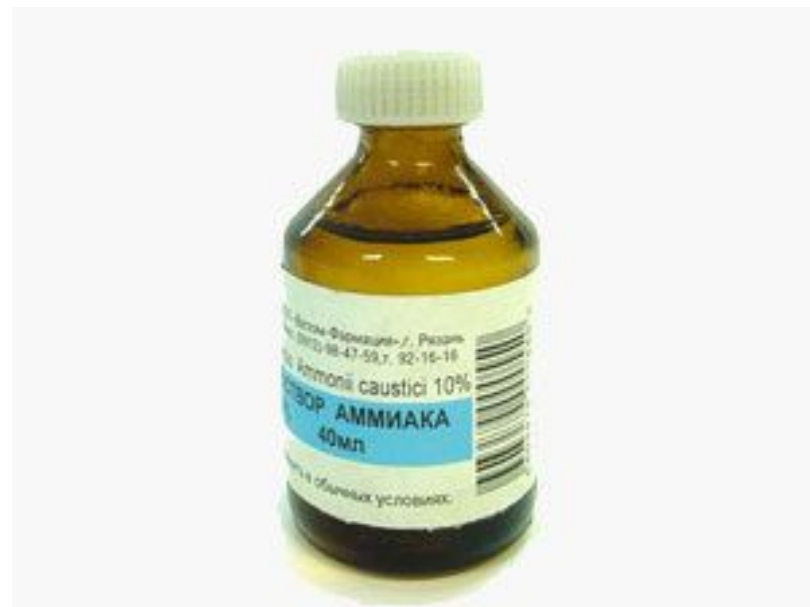
3. Восстановление металлов из оксидов



# Методы получения аммиака

Промышленные методы получения аммиака;

Лабораторные методы получения аммиака



# Промышленный метод получения аммиака

Прямое взаимодействие водорода и азота (процесс Габера):

*p=200 атм*



*Катализатор: пористое железо с примесями Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, K<sub>2</sub>O*

# Лабораторные методы получения

## Аммиака

1. Взаимодействие солей аммония со щелочами при нагревании:



2. Гидролиз нитридов металлов:



# Получение и термолиз солей аммония

Все соли аммония при нагревании разлагаются;

При этом возможны:

- 1) Не ОВР процессы – для галогенидов, сульфидов, карбонатов, сульфатов, фосфатов;
- 2) ОВР процессы – для сульфитов, нитратов, нитритов, бихроматов

# Термолиз солей аммония (не ОВР)

## 1.1. Карбонат аммония

$t^{\circ}\text{C}$



## 1.2. Гидрокарбонат аммония

$t^{\circ}\text{C}$



## 1.3. Галогениды аммония

$t^{\circ}\text{C}$



## 1.4. Сульфид аммония

$t^{\circ}\text{C}$



## 1.5. Гидросульфид аммония

$t^{\circ}\text{C}$



# Термолиз солей аммония (ОВР)

## 2.1. Нитрит аммония

$t^{\circ}\text{C}$



## 2.2. Нитрат аммония

$t^{\circ}\text{C}$



## 2.3. Бихромат аммония

$t^{\circ}\text{C}$



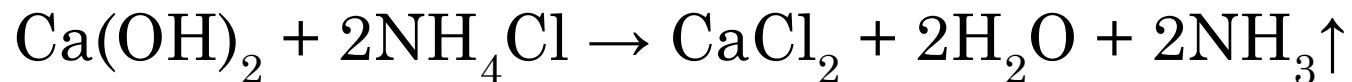
## 2.4. Сульфит аммония

$t^{\circ}\text{C}$



# Свойства солей аммония

1. Все соли аммония при нагревании взаимодействуют со щелочами:



2. Все соли аммония гидролизуются по катиону