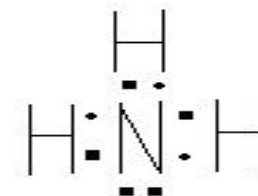


# Соединения АЗОТА

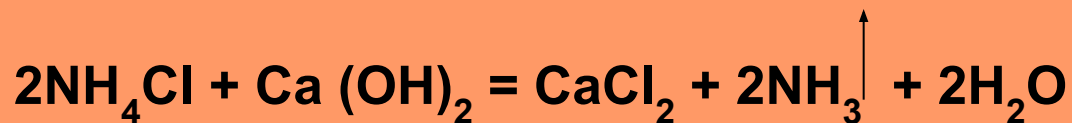
Азот образует с водородом несколько прочных соединений, из которых важнейшим является аммиак.



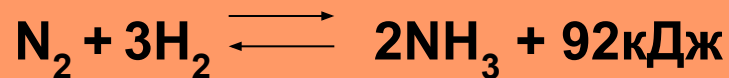
Электронная формула молекулы аммиака такова:

## Получение аммиака.

В лаборатории:

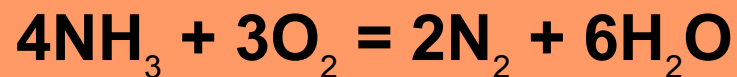


В промышленности:

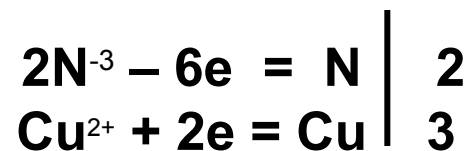
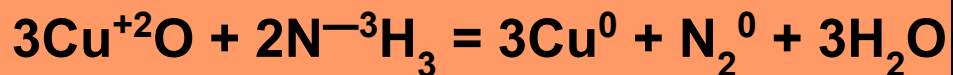


# Химические свойства

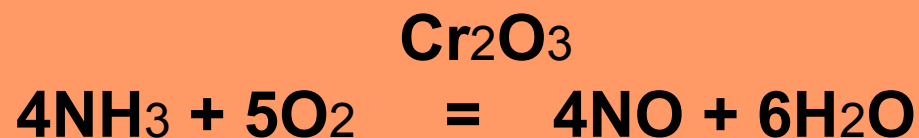
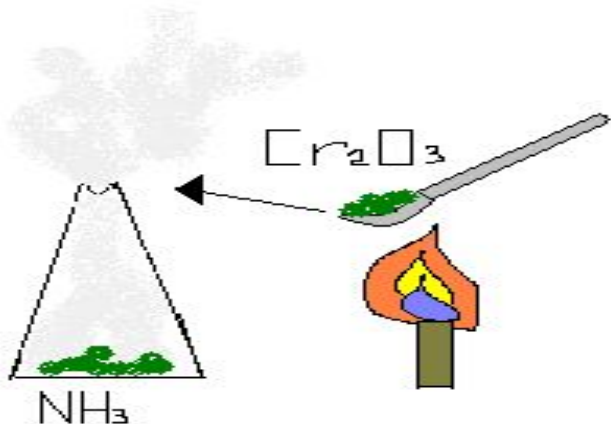
## 1. Аммиак – сильный восстановитель.



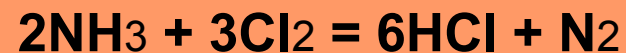
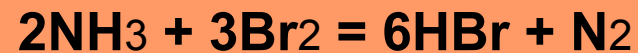
Восстановление металлов из их оксидов:



В присутствии катализатора, оксида хрома (III), реакция протекает с образованием оксида азота (II) и воды:



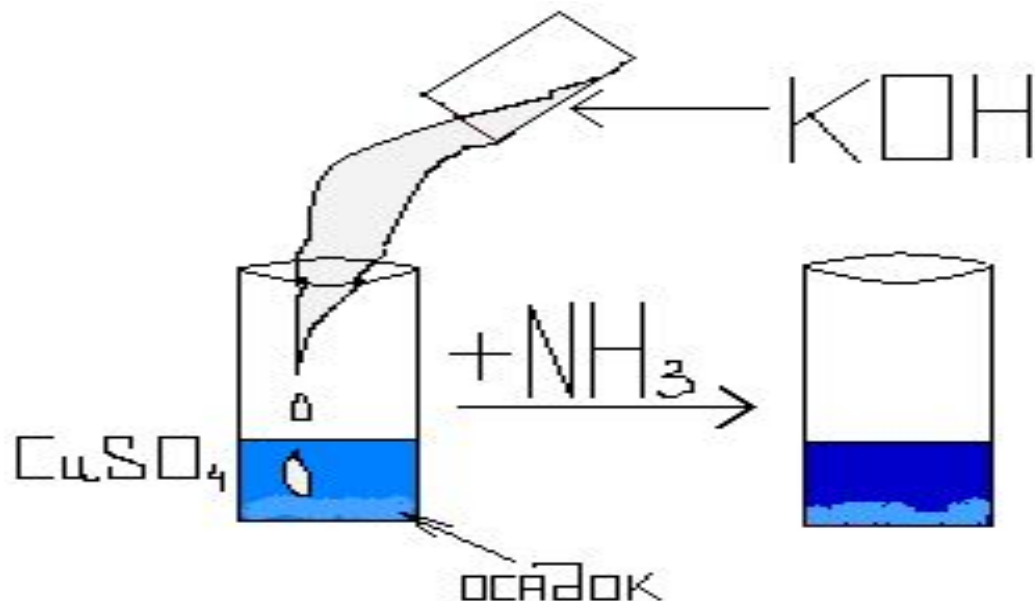
## Взаимодействие с галогенами:



## Аммиак взаимодействует с перманганатом калия:

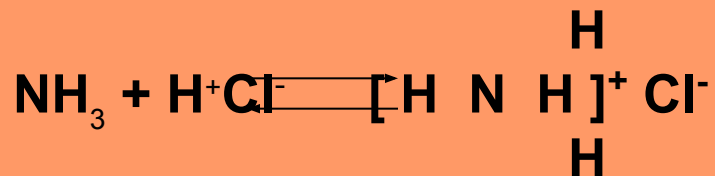
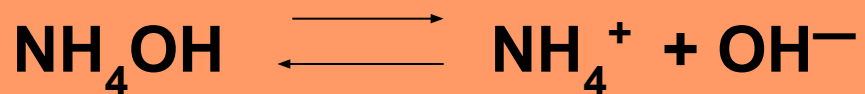


## Добавление аммиака изменяет цвет раствора:



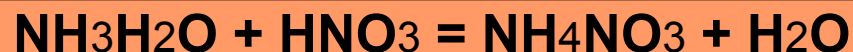
## 2. образование солей аммония.

Реакции с образованием донорно – акцепторной связи.

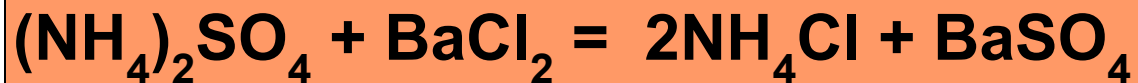
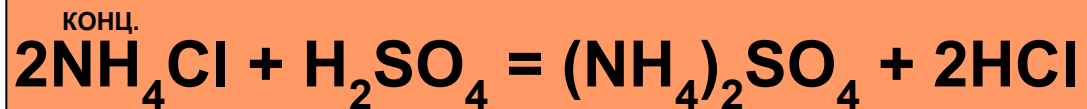
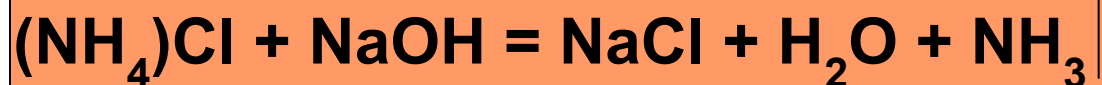


# СОЛИ АММОНИЯ

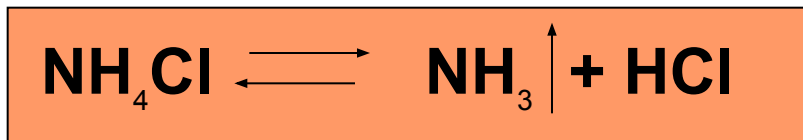
Соли аммония получаются при взаимодействии аммиака или его водных растворов с кислотами.



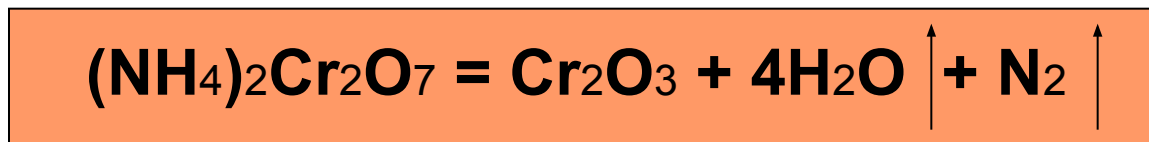
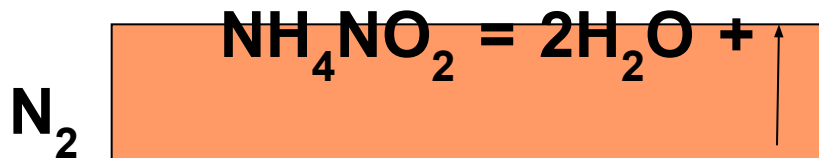
Соли аммония взаимодействуют с растворами щелочей, кислот и других солей:



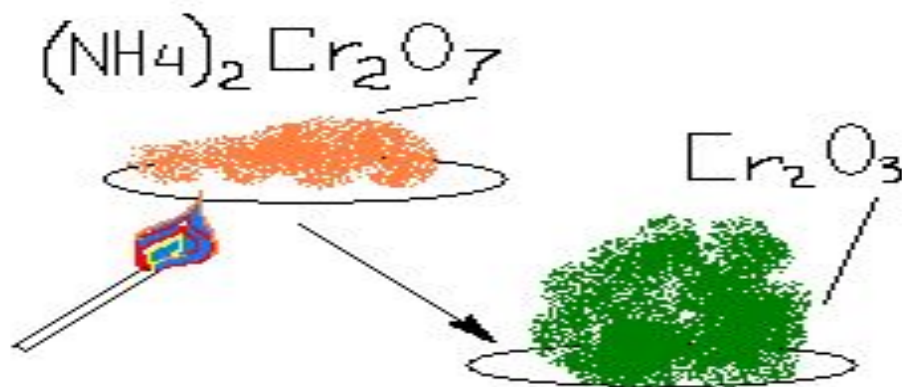
Все аммонийные соли при нагревании разлагаются.



соли летучих  
кислот

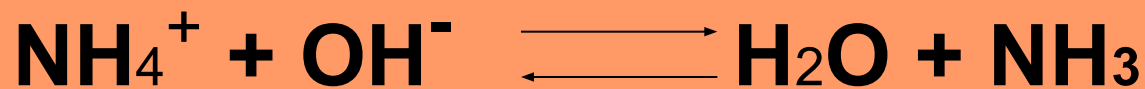


соли  
кислот  
окислителей



# Качественная реакция на ион аммония.

Очень важным свойством солей аммония является их взаимодействие с растворами щелочей





# ***Оксиды азота.***

Азот образует шесть кислородных соединений.

степени окисления +1 N<sub>2</sub>O

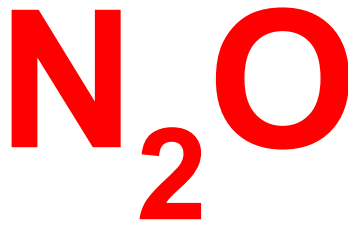
+2 NO

+3 N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

+4 NO<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>

+5 N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>

+  
1

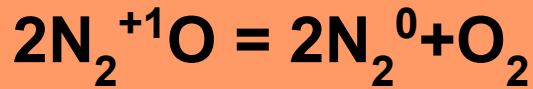


Получение:

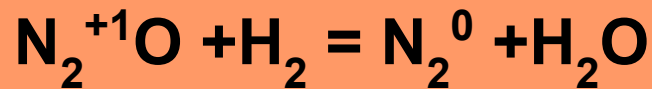


Химические свойства:

1. разложение при нагревании



2. с водородом



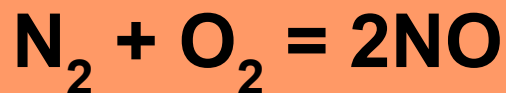
# несолеобразующий

+  
2

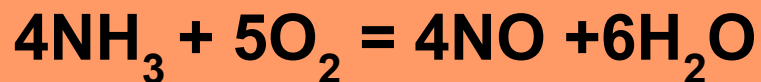
NO

### Получение:

1. В природе:



2. В промышленности:

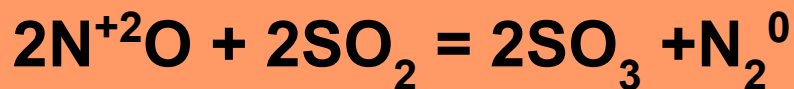


### Химические свойства:

1. легко окисляется:



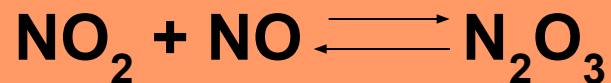
2. окислитель:



**несолеобразующий**



Получение:



Химические свойства:

**ВСЕ** свойства кислотных оксидов.

**КИСЛОТНЫЙ ОКСИД**

+  
4

**NO<sub>2</sub>**

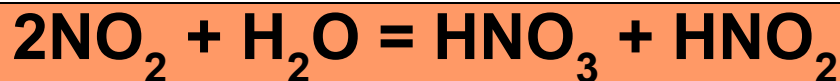
**ТОКСИЧЕН**

Получение:



Химические свойства:

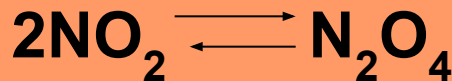
1. с водой



2. с щелочами



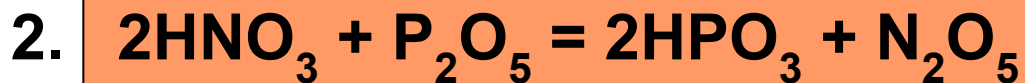
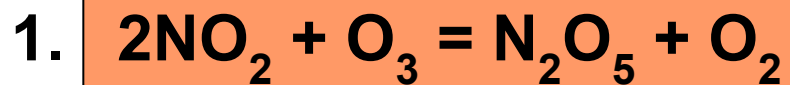
3. димеризация



+  
5



Получение:



Химические свойства:

1. легко разлагается



2. сильный окислитель

**КИСЛОТНЫЙ ОКСИД**

# Азотная кислота.

## Получение азотной кислоты:

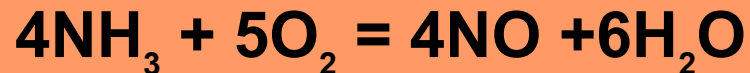
В лаборатории,  
при слабом нагревании:



В промышленности

процесс получения азотной кислоты можно разбить на три этапа:

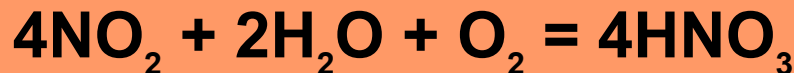
1. Окисление аммиака на платиновом катализаторе до NO:



2. Окисление кислородом воздуха NO до NO<sub>2</sub>:



3. Поглощение NO<sub>2</sub> водой в присутствии избытка кислорода:





разбавленная

концентрированная

щелочные и щелочно-земельные Fe, Su
$\text{NH}_4\text{NO}$ $\text{NH}_3$

тяжелые металлы
NO

щелочные и щелочно-земельные
$\text{N}_2\text{O}$

тяжелые металлы
$\text{NO}_2$

Fe Cr Au	<u>пассивирует</u>
Al Pt	<u>не взаимодействует</u>



## Концентрированная азотная кислота.



## Разбавленная азотная кислота.



**Азотная кислота взаимодействует со многими неметаллами, окисляя их до соответствующих кислот:**



**Нитраты** – соли азотной кислоты, получают при действии кислоты на металлы, их оксиды и гидроксиды.

**Свойства:** **ВСЕ** растворимы в воде.

**Селитры** – соли азотной кислоты и щелочных металлов.

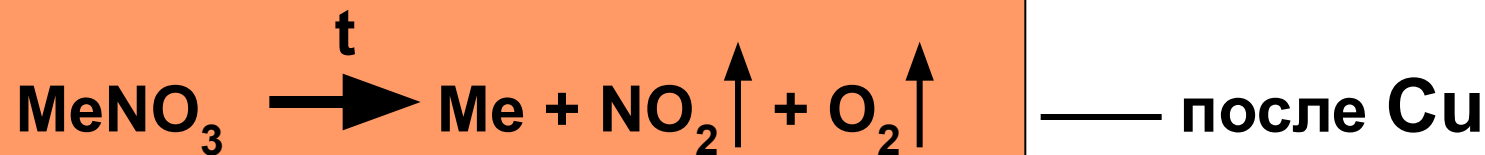
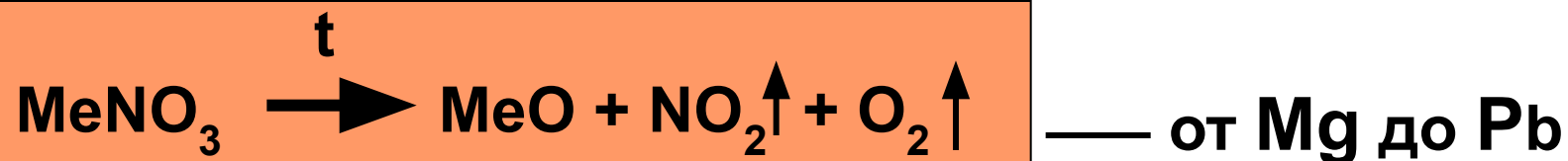
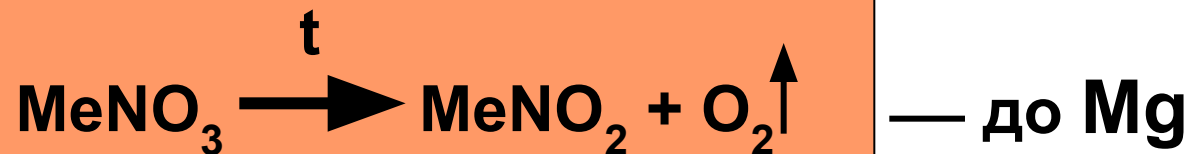
$\text{NaNO}_3$  – натриевая селитра

$\text{KNO}_3$  – калийная селитра

$\text{NH}_4\text{NO}_3$  – аммиачная селитра

$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  – кальциевая селитра

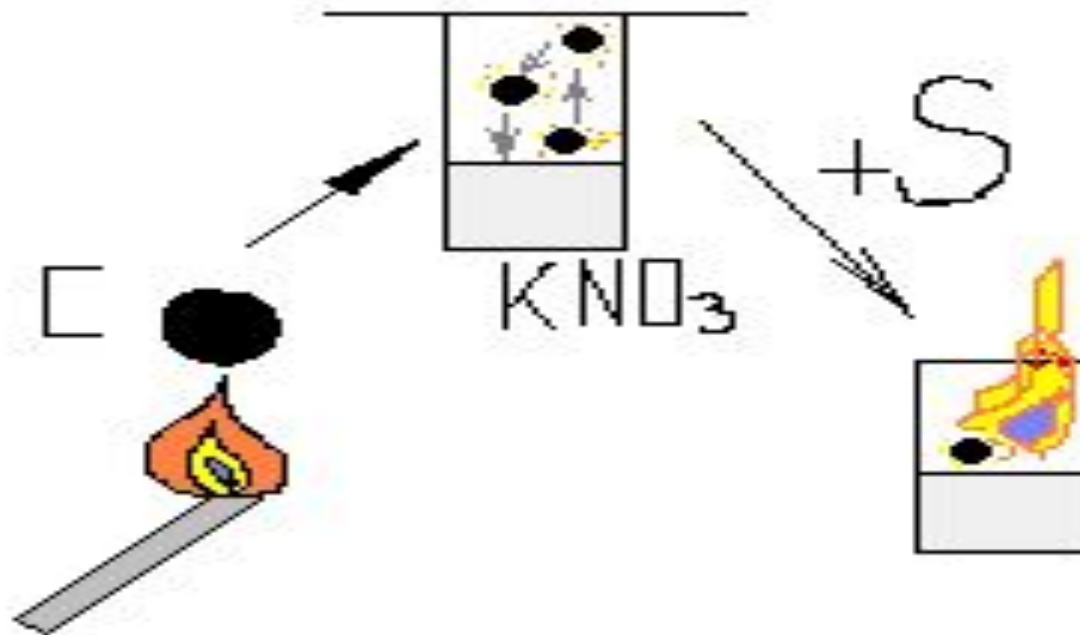
При нагревании нитраты разлагаются  
с выделением кислорода (O<sub>2</sub>)



Селитры используются как удобрения.

$\text{KNO}_3$  применяется для приготовления черного пороха.

## ДЕЙСТВИЕ ПОРОХА



**Спасибо за  
внимание!**