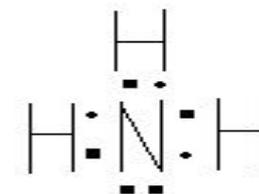


Соединения АЗОТА

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



Электронная формула молекулы аммиака такова:

Получение аммиака.

В лаборатории:

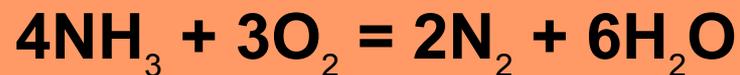


В промышленности:

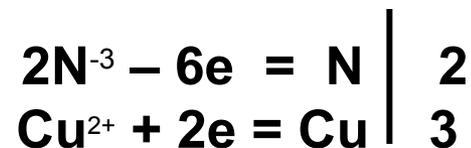
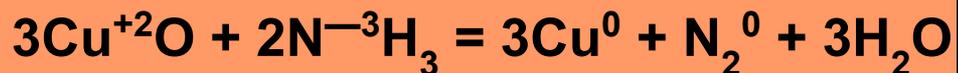


Химические свойства

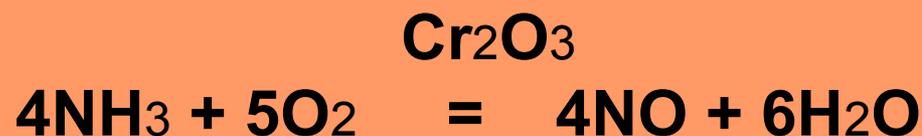
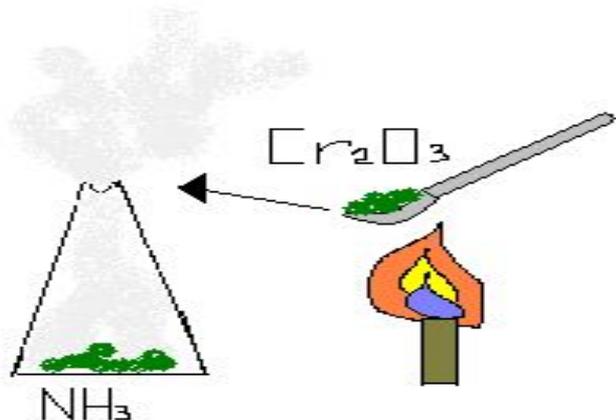
1. Аммиак – сильный восстановитель.



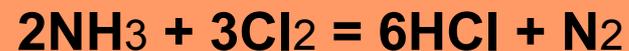
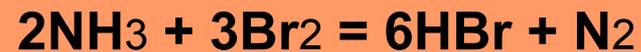
Восстановление металлов из их оксидов:



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



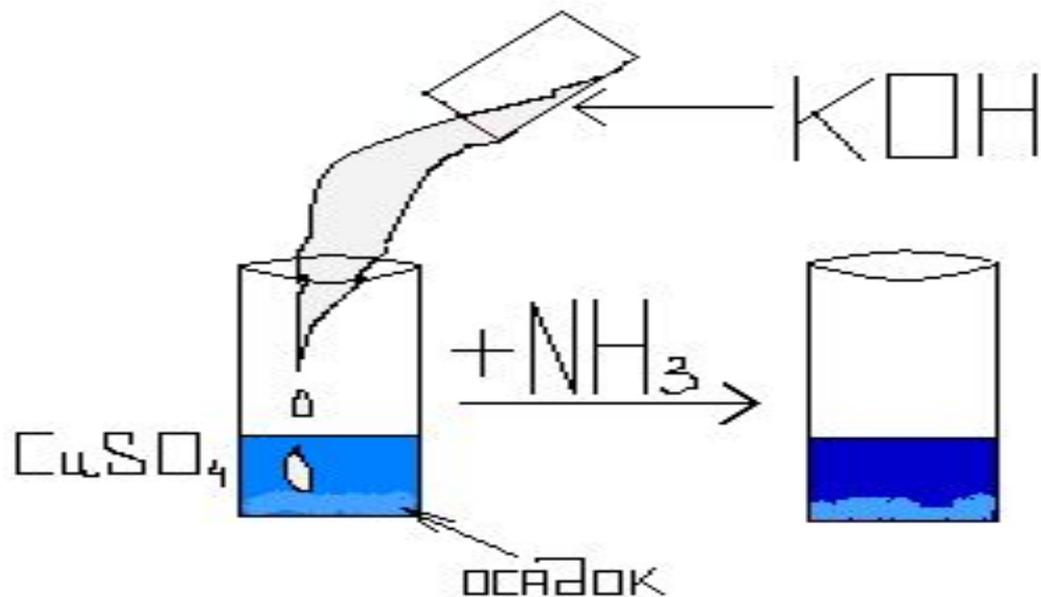
Взаимодействие с галогенами:



Аммиак взаимодействует с перманганатом калия:

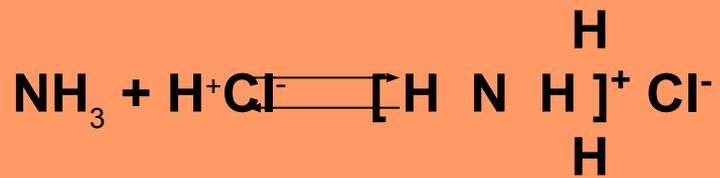
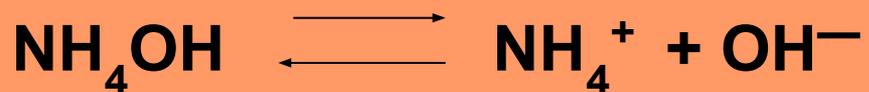


Добавление аммиака изменяет цвет раствора:



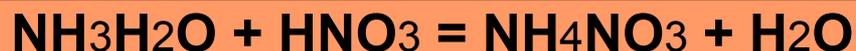
2. образование солей аммония.

Реакции с образованием донорно – акцепторной связи.

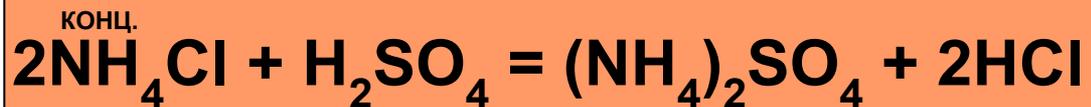


СОЛИ АММОНИЯ

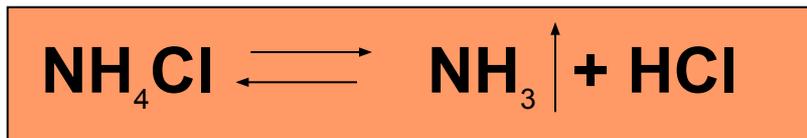
Соли аммония получаются при взаимодействии аммиака или его водных растворов с кислотами.



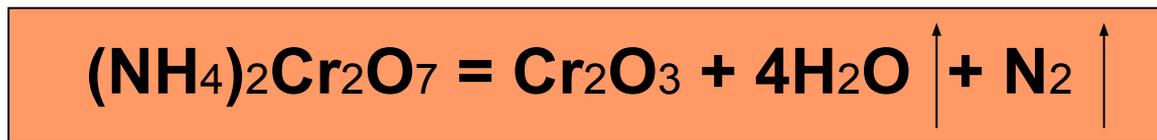
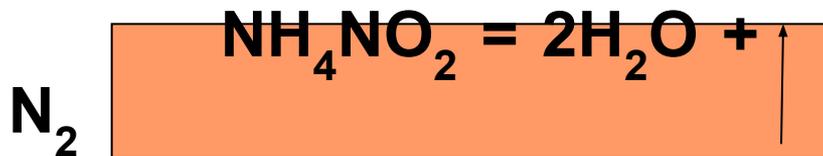
Соли аммония взаимодействуют с растворами щелочей, кислот и других солей:



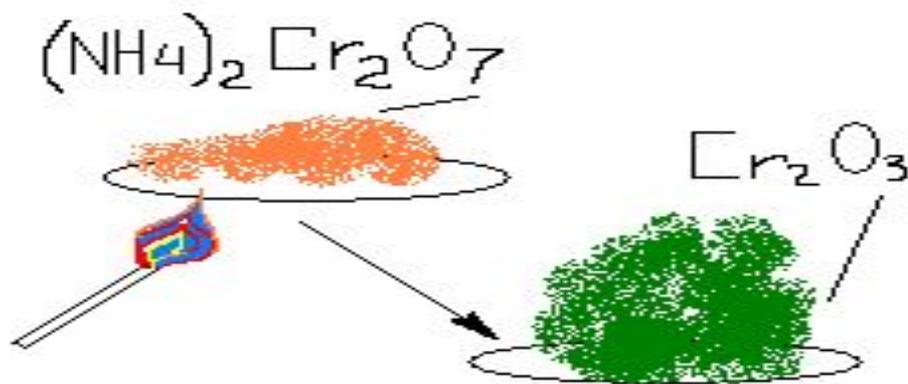
Все аммонийные соли при нагревании разлагаются.



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 N₂O

+2 NO

+3 N₂O₃

+4 NO₂, N₂O₄

+5 N₂O₅

+
1

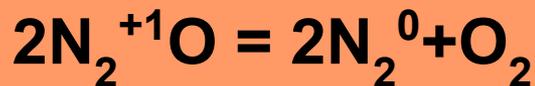


Получение:

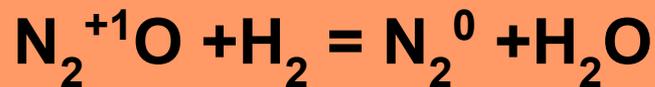


Химические свойства:

1. разложение при нагревании



2. с водородом



несолеобразующий

+
2

NO

Получение:

1. В природе:



2. В промышленности:



Химические свойства:

1. легко окисляется:



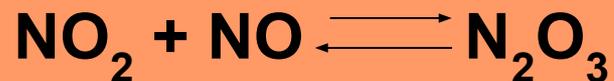
2. окислитель:



несолеобразующий



Получение:



Химические свойства:

ВСЕ свойства кислотных оксидов.

КИСЛОТНЫЙ ОКСИД

+
4

NO₂

ТОКСИЧЕН

Получение:



Химические свойства:

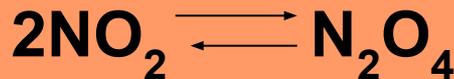
1. с водой



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 NO₂:



3. Поглощение NO₂ водой в присутствии избытка кислорода:





разбавленная

концентрированная

| |
|---|
| щелочные и щелочно-земельные Fe, Su |
| NH_4NO NH_3 |

| |
|-----------------|
| тяжелые металлы |
| NO |

| |
|------------------------------|
| щелочные и щелочно-земельные |
| N_2O |

| |
|-----------------|
| тяжелые металлы |
| 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.

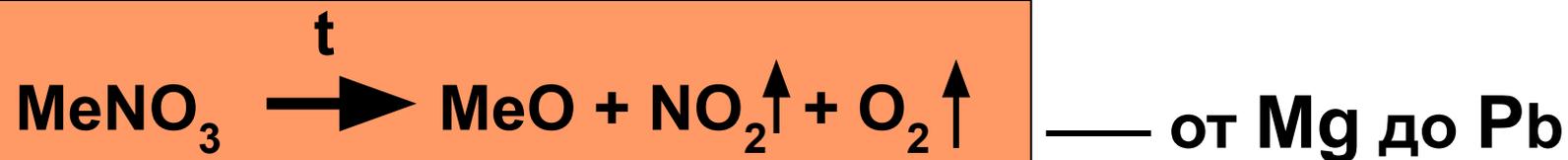
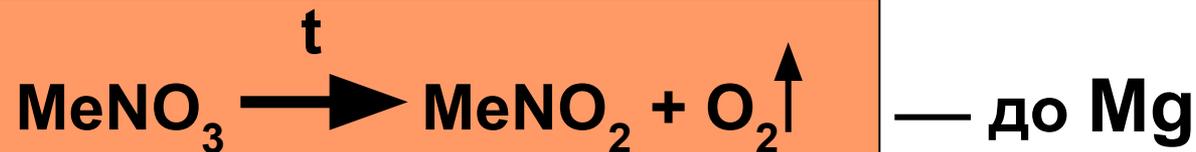
NaNO_3 – натриевая селитра

KNO_3 – калийная селитра

NH_4NO_3 – аммиачная селитра

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

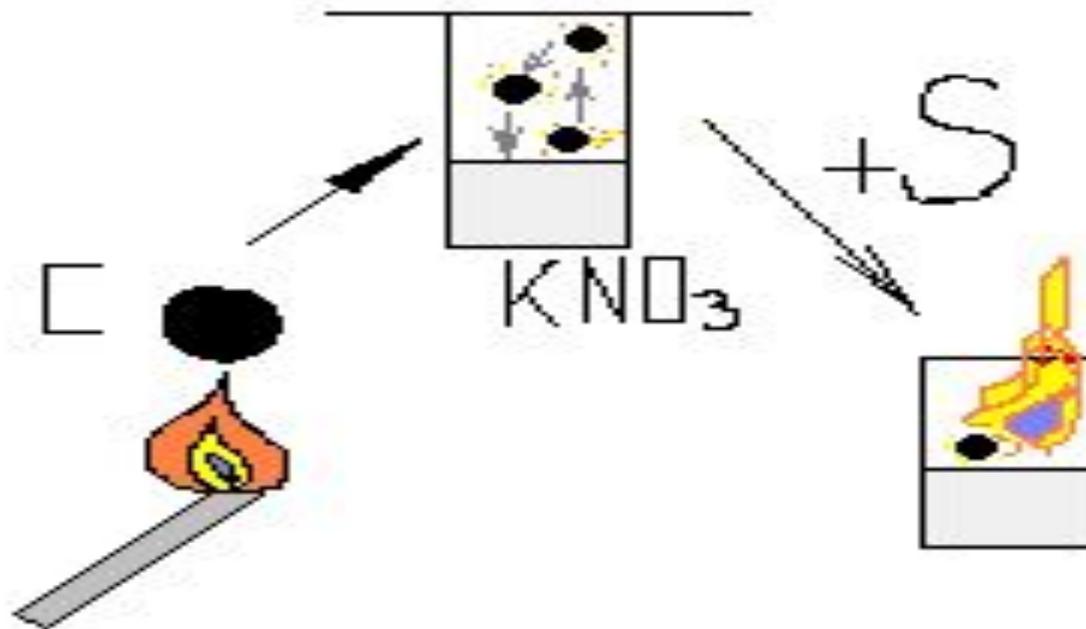
При нагревании нитраты разлагаются
с выделением кислорода (O₂)



Селитры используются как удобрения.

KNO_3 применяется для приготовления черного пороха.

ДЕЙСТВИЕ ПОРОХА



**Спасибо за
внимание!**