



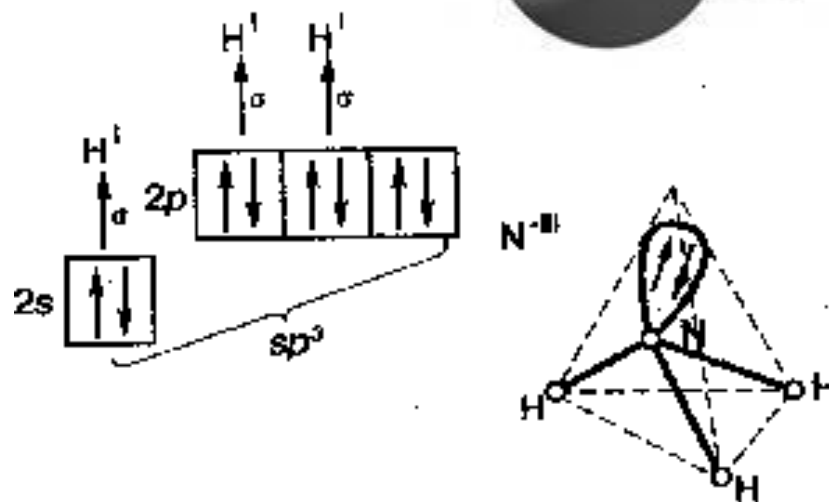
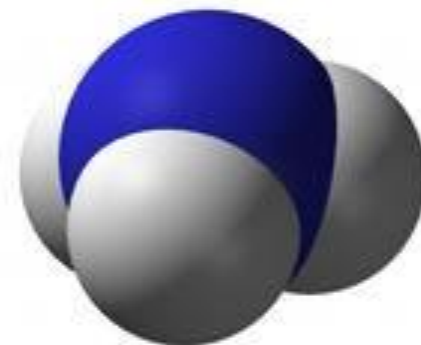
Аммиак. Соли аммония.

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



Химические свойства аммиака

УХР взаимодействия аммиака с водой,
газообразного аммиака с газообразным хлороводородом,
а также раствора аммиака с растворами кислот,
с растворами солей – хлоридом алюминия, цинка – реакции
обмена,
сульфатом меди (II) – реакция обмена и комплексообразования

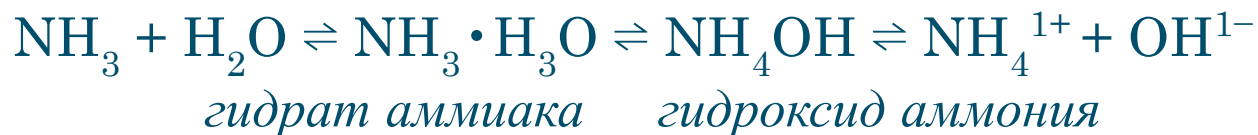
Аммиак – слабое основание

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

лакмуса – в синий цвет;

метилового оранжевого – в желтый цвет;

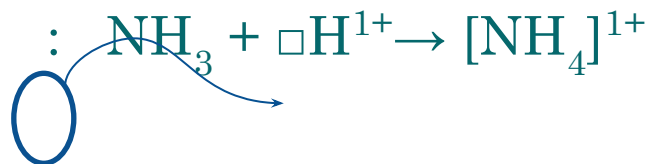
фенолфталеина – в малиновый цвет



Водный раствор аммиака – слабое основание

Механизм образования катиона аммония:

Электронная пара атома азота (донор) NH_3 взаимодействует с вакантной электронной орбиталью протона водорода 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



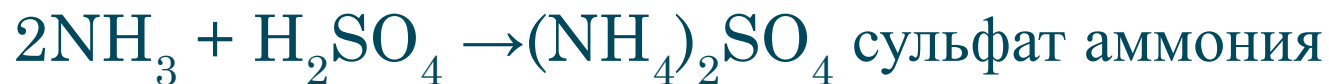
б) раствора аммиака с раствором соляной кислоты происходит образование раствора хлорида аммония:



Взаимодействие раствора аммиака с растворами кислот

3. Аммиак взаимодействует с кислотами, образуя соли аммония:

а) с серной кислотой – сульфат или гидросульфат аммония:

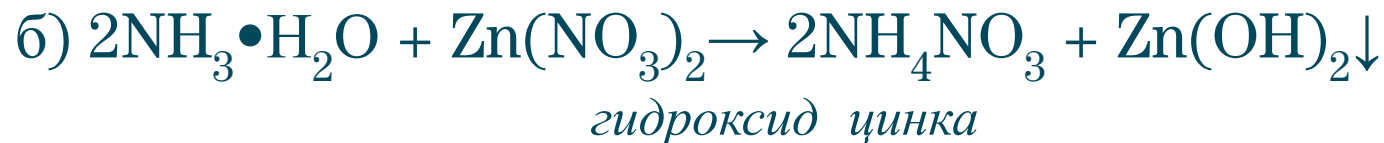
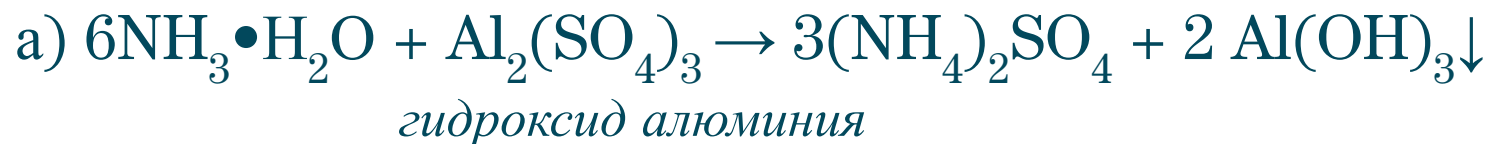


б) с азотной кислотой – нитрат аммония:



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 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

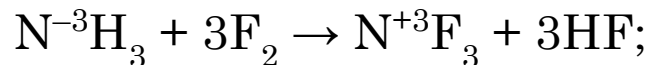
Аммиак – сильный восстановитель

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

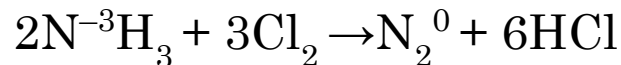
Свойства аммиака как восстановителя

1. Взаимодействие с галогенами:

а) Фтор мгновенно окисляет аммиак до трифторида:

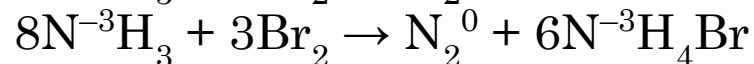
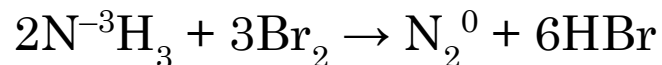


б) Хлор окисляет аммиак до свободного азота:



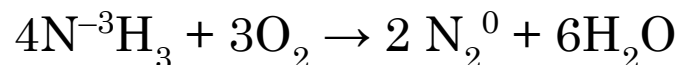
$8\text{N}^{-3}\text{H}_3 + 3\text{Cl}_2 \rightarrow \text{N}_2^0 + 6\text{N}^{-3}\text{H}_4\text{Cl}$ (при избытке аммиака образуется не хлороводород, а хлорид аммония)

в) Бром также окисляет аммиак до свободного азота:



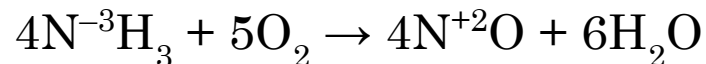
2. Взаимодействие с кислородом:

а) аммиак в кислороде горит зеленовато-желтым пламенем:

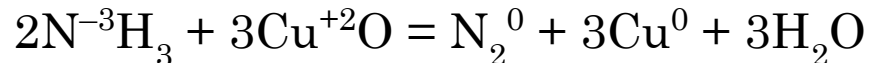


б) каталитическое окисление

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



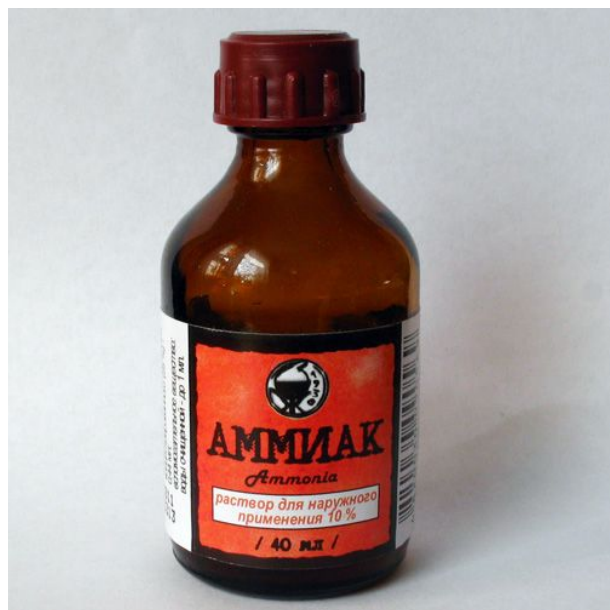
3. Восстановление металлов из оксидов



Методы получения аммиака

Промышленные методы получения аммиака;

Лабораторные методы получения аммиака и фосфина



Промышленный метод получения аммиака

Прямое взаимодействие водорода и азота (процесс Габера):

p=200 атм

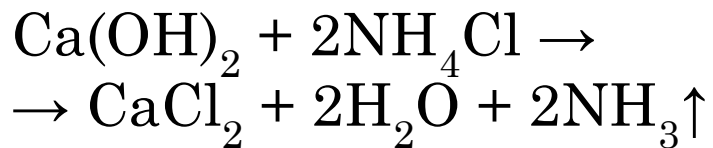


Катализатор: пористое железо с примесями Al₂O₃, K₂O

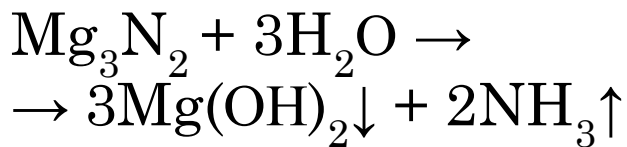
Лабораторные методы получения

Аммиака

1. Взаимодействие солей аммония со щелочами при нагревании:

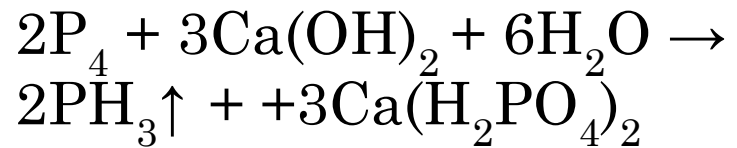


2. Гидролиз нитридов металлов:

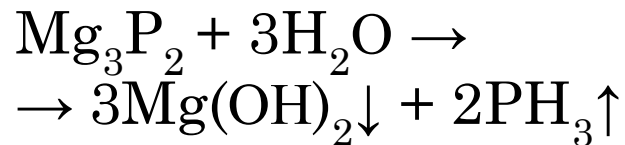


Фосфина

1. Взаимодействию белого фосфора с горячей щёлочью:



2. Гидролиз фосфидов 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

Получение и термолитиз солей аммония (не ОВР)

Получение

1.1. Карбонат аммония



1.2. Гидрокарбонат аммония



1.3. Галогениды аммония



1.4. Сульфид аммония



1.5. Гидросульфид аммония



Термолитиз

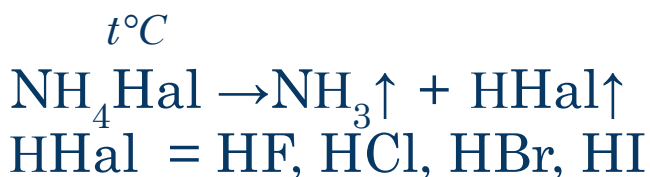
1.1. Карбонат аммония



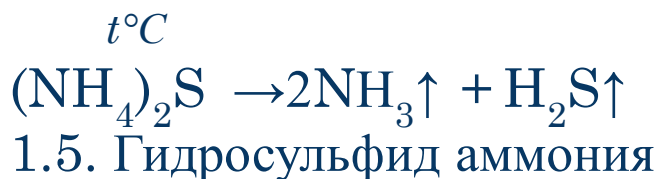
1.2. Гидрокарбонат аммония



1.3. Галогениды аммония



1.4. Сульфид аммония



1.5. Гидросульфид аммония



Получение и термолитиз солей аммония (не ОВР)

Получение

1.6. Сульфат аммония



1.7. Гидросульфат аммония



1.8. Гидрофосфат аммония



1.9. Дигидрофосфат аммония



Термолитиз

1.6. Сульфат аммония



1.7. Гидросульфат аммония



1.8. Гидрофосфат аммония



1.9. Дигидрофосфат аммония

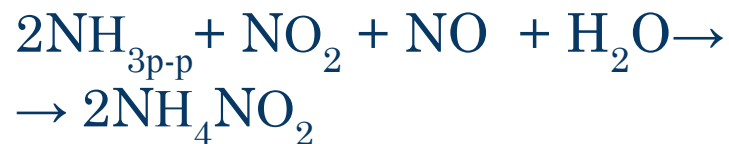


Получение и термоллиз солей аммония (ОВР)

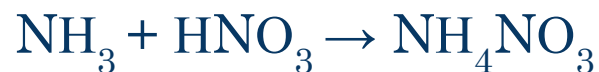
Получение

2.1. Нитрит аммония

Поглощение смеси газообразных окислов NO и NO₂ водным раствором аммиака



2.2. Нитрат аммония



2.3. Бихромат аммония

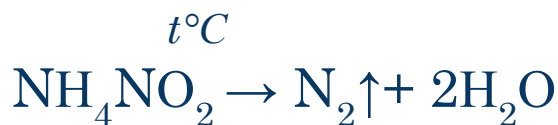


2.4. Сульфит аммония

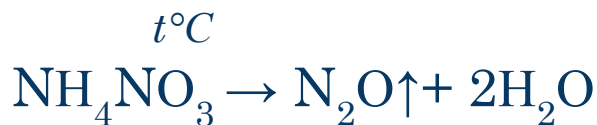


Термоллиз

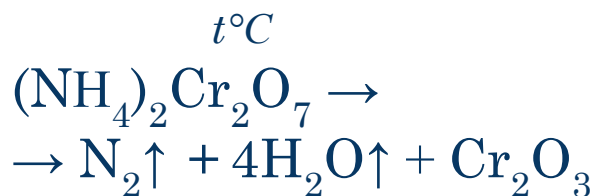
2.1. Нитрит аммония



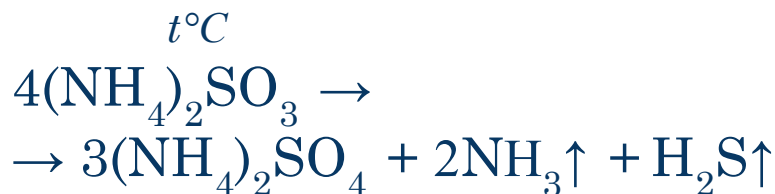
2.2. Нитрат аммония



2.3. Бихромат аммония

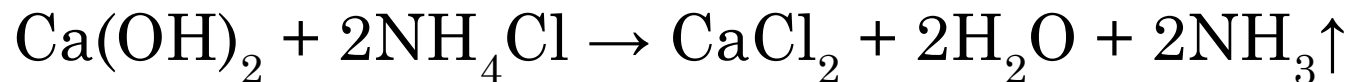


2.4. Сульфит аммония



Свойства солей аммония

1. Все соли аммония при нагревании взаимодействуют со щелочами:



2. Все соли аммония гидролизуются по катиону

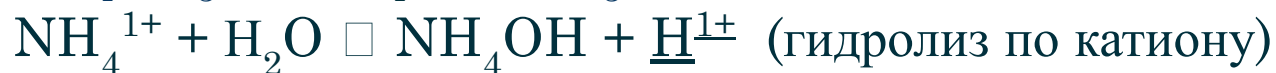
1. Гидролиз солей аммония, образованных сильными кислотами

1.1. Галогениды аммония (хлориды, бромиды, йодиды)



pH < 7, среда – кислотная;

1.2. Нитрат аммония



pH < 7, среда – кислотная;

1.3. Сульфат аммония



pH < 7, среда – кислотная

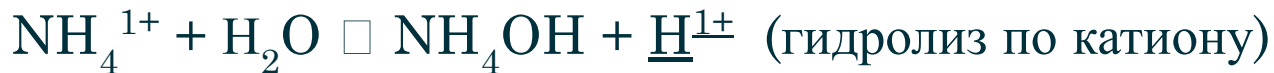
2. Гидролиз солей аммония, образованных слабыми кислотами

2.1. Фторид аммония



pH \approx 7, среда – нейтральная;

2.2. Нитрит аммония



pH \approx 7, среда – нейтральная

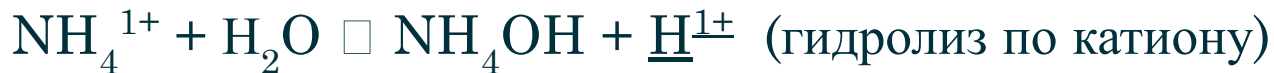
2. Гидролиз солей аммония, образованных слабыми кислотами

2.3. Сульфид аммония



pH \geq 7, среда – слабощелочная;

2.4. Карбонат аммония



pH \geq 7, среда – слабощелочная

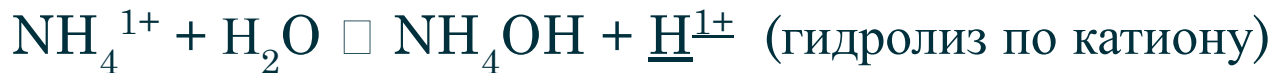
2. Гидролиз солей аммония, образованных слабыми кислотами

2.5. Сульфит аммония



pH ≥ 7 , среда – слабощелочная;

2.6. Гидросульфит аммония



pH ≈ 7 , среда – нейтральная;