

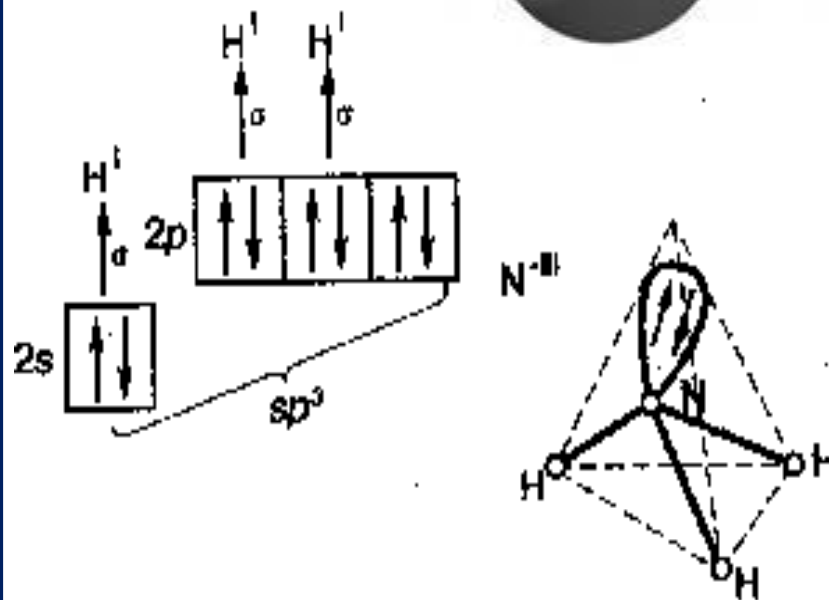
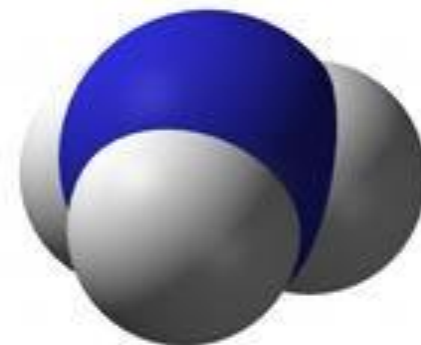
# АММИАК, СОЛИ АММОНИЯ.



К УРОКУ ХИМИИ  
В 9 КЛАССЕ  
МАОУ СОШ №1  
г. СЕВЕРОУРАЛЬСКА  
учитель химии Наседкина Л.В.

# 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

Уравнения химических реакций взаимодействия :

- ❑ аммиака с водой,
- ❑ газообразного аммиака с газообразным хлороводородом,
- ❑ раствора аммиака с растворами кислот,
- ❑ Раствора аммиака с растворами солей – хлоридом алюминия и хлоридом цинка – реакции обмена,
- ❑ Раствора аммиака с раствором сульфата меди (II) – реакция обмена и комплексообразования .

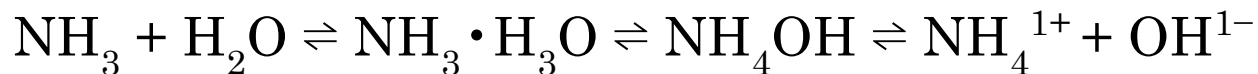
# Аммиак – слабое основание

**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



*гидрат аммиака      гидроксид аммония*

## Водный раствор аммиака – слабое основание

Механизм образования катиона аммония:

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

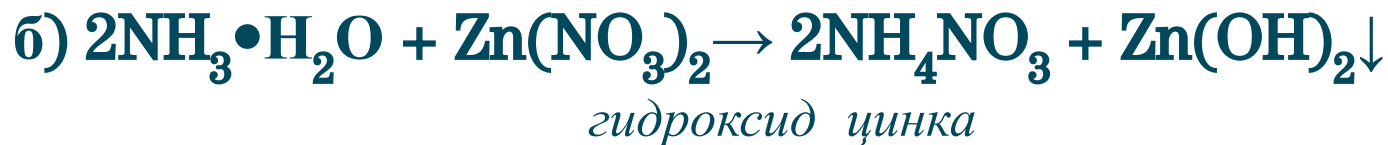
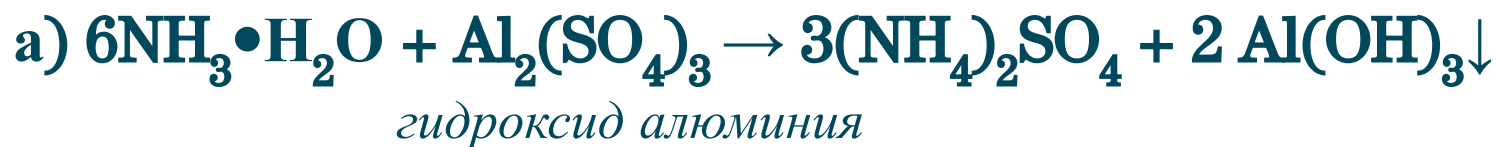


**б) с азотной кислотой – нитрат аммония:**



## 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



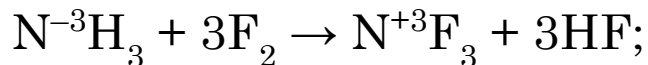
# Аммиак – сильный восстановитель :

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

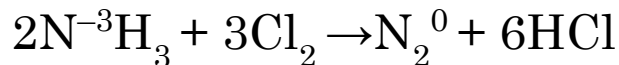
# Свойства аммиака как восстановителя

## 1. Взаимодействие с галогенами:

а) Фтор мгновенно окисляет аммиак до трифторида:

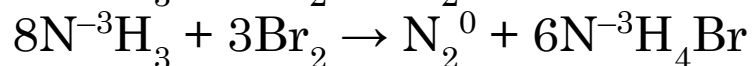
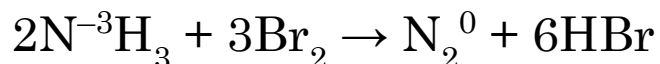


б) Хлор окисляет аммиак до свободного азота:



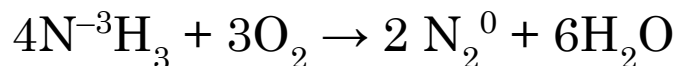
$8\text{N}^{-3}\text{H}_3 + 3\text{Cl}_2 \rightarrow \text{N}_2^0 + 6\text{N}^{-3}\text{H}_4\text{Cl}$  (при избытке аммиака образуется не хлороводород, а хлорид аммония)

в) Бром также окисляет аммиак до свободного азота:



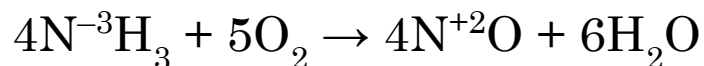
## 2. Взаимодействие с кислородом:

а) аммиак в кислороде горит зеленовато-желтым пламенем:

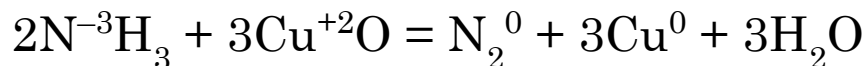


б) каталитическое окисление

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



## 3. Восстановление металлов из оксидов



# Методы получения аммиака

Промышленные методы получения аммиака;

Лабораторные методы получения аммиака и фосфина



# Промышленный метод получения аммиака

Прямое взаимодействие водорода и азота (процесс Габера):

*p=200 атм*

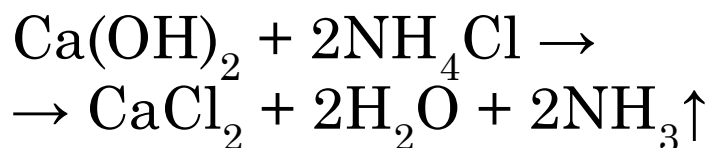


*Катализатор: пористое железо с примесями Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, K<sub>2</sub>O*

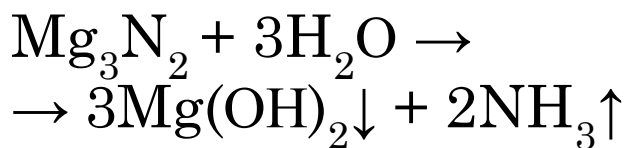
# Лабораторные методы получения

## Аммиака

1. Взаимодействие солей аммония со щелочами при нагревании:

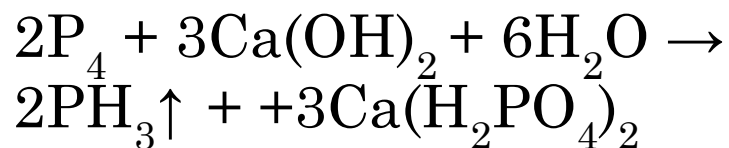


2. Гидролиз нитридов металлов:

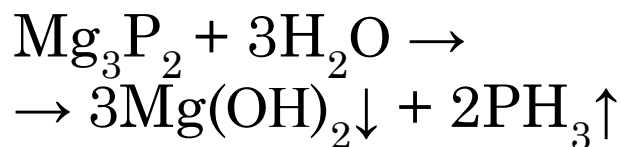


## Фосфина

1. Взаимодействию белого фосфора с горячей щёлочью:



2. Гидролиз фосфидов металлов:



# СОЛИ АММОНИЯ :

**Все соли аммония при нагревании разлагаются;**

**При этом возможны:**

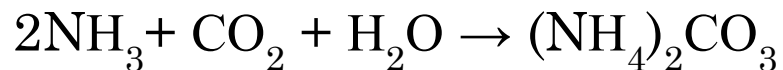
**1) Не ОВР процессы – для галогенидов, сульфидов, карбонатов, сульфатов, фосфатов;**

**2) ОВР процессы – для сульфитов, нитратов, нитритов, бихроматов**

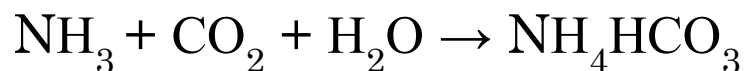
# Получение и термоллиз солей аммония (не ОВР)

## Получение

### 1.1. Карбонат аммония



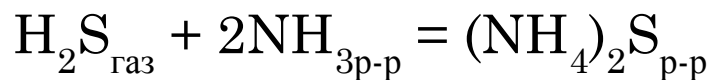
### 1.2. Гидрокарбонат аммония



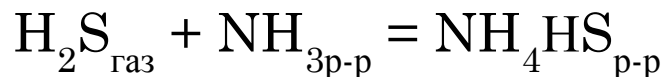
### 1.3. Галогениды аммония



### 1.4. Сульфид аммония

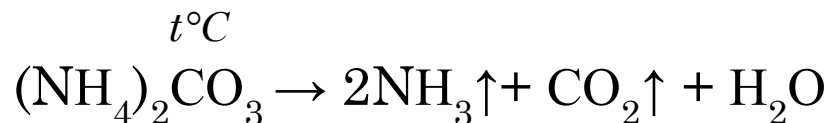


### 1.5. Гидросульфид аммония

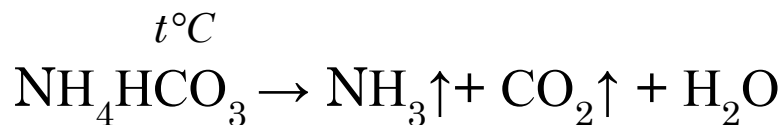


## Термоллиз(разложение)

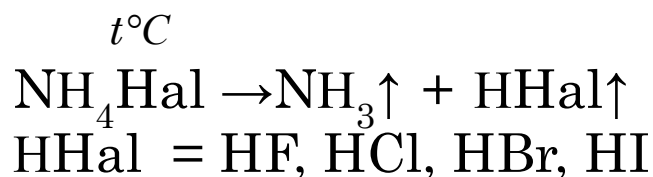
### 1.1. Карбонат аммония



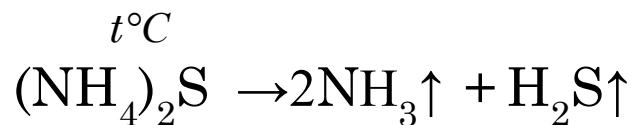
### 1.2. Гидрокарбонат аммония



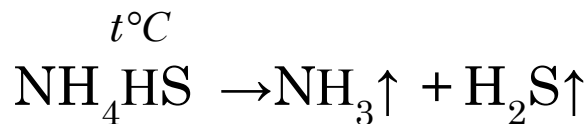
### 1.3. Галогениды аммония



### 1.4. Сульфид аммония



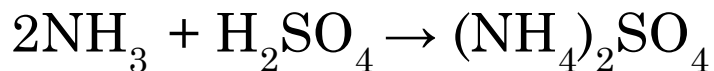
### 1.5. Гидросульфид аммония



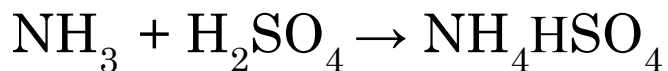
# Получение и термоллиз солей аммония (не ОВР)

## Получение

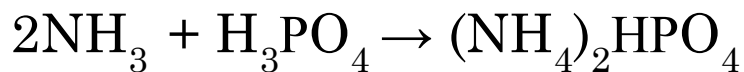
### 1.6. Сульфат аммония



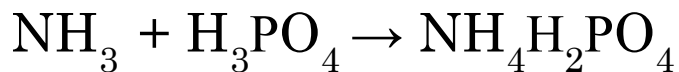
### 1.7. Гидросульфат аммония



### 1.8. Гидрофосфат аммония

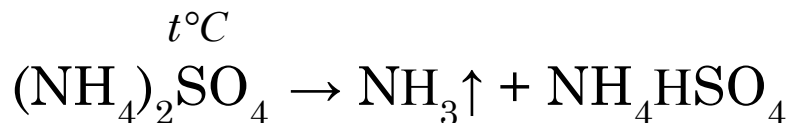


### 1.9. Дигидрофосфат аммония

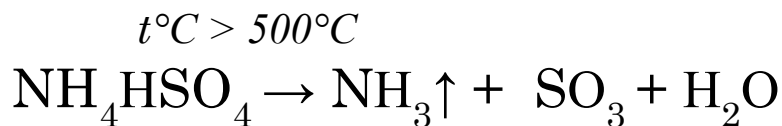


## Термолиз

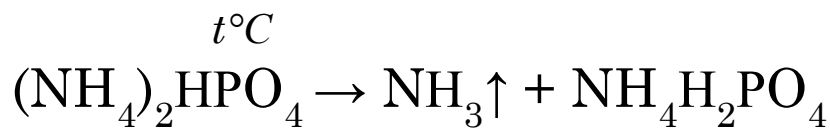
### 1.6. Сульфат аммония



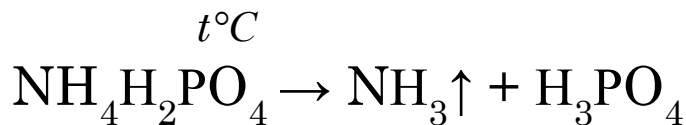
### 1.7. Гидросульфат аммония



### 1.8. Гидрофосфат аммония



### 1.9. Дигидрофосфат аммония



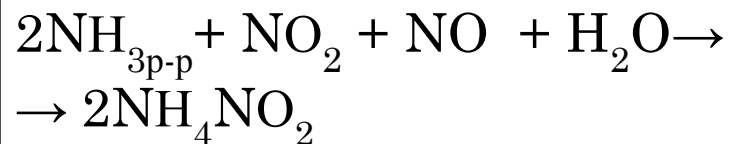


# Получение и термоллиз солей аммония (ОВР)

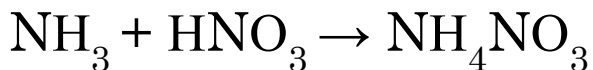
## Получение

### 2.1. Нитрит аммония

*Поглощение смеси газообразных окислов NO и NO<sub>2</sub> водным раствором аммиака*



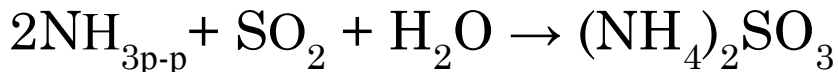
### 2.2. Нитрат аммония



### 2.3. Бихромат аммония

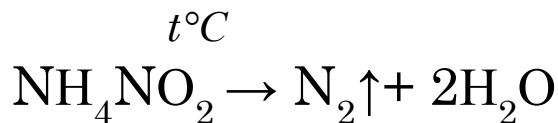


### 2.4. Сульфит аммония

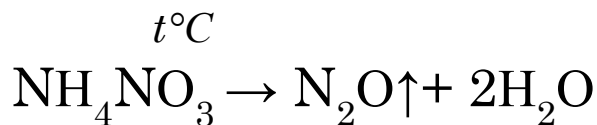


## Термоллиз

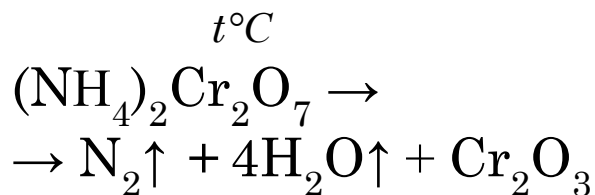
### 2.1. Нитрит аммония



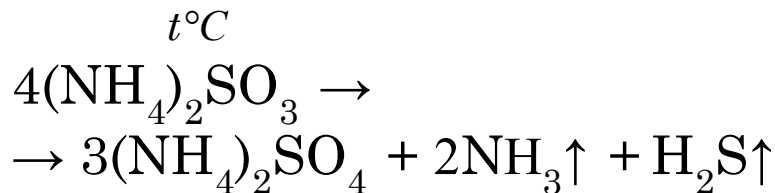
### 2.2. Нитрат аммония



### 2.3. Бихромат аммония

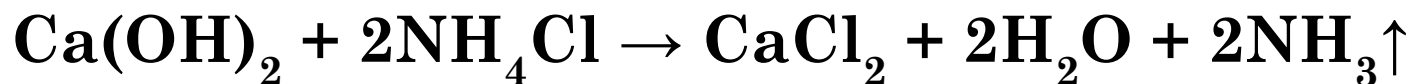


### 2.4. Сульфит аммония



# Свойства солей аммония

- ❑ Все соли аммония при нагревании взаимодействуют со щелочами:



- ❑ Все соли аммония гидролизуются по катиону

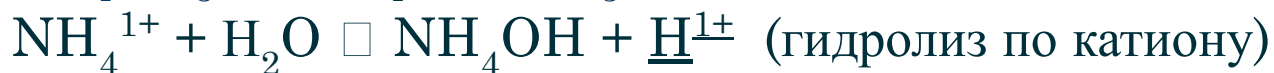
# 1. Гидролиз солей аммония, образованных сильными кислотами

## 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

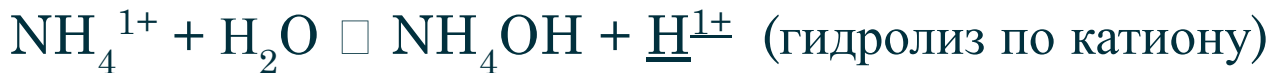
## 2. Гидролиз солей аммония, образованных слабыми кислотами

### 2.5. Сульфит аммония



pH  $\geq 7$ , среда – слабощелочная;

### 2.6. Гидросульфит аммония



pH  $\approx 7$ , среда – нейтральная;

# ДОМАШНЕЕ ЗАДАНИЕ

- О.С.Габриелян – учебник «ХИМИЯ 9»  
& 25,26.