



# ХИМИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ АЗОТ (N) И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

# АЗОТ И ФОСФОР

химический знак	Размещение $\bar{e}$ по энергетическим уровням	электронная формула	Размещение $\bar{e}$ по орбиталям (последний слой)	степень окисления	валентность
<b>N</b>	${}^7\text{N} \quad +7 \left. \begin{array}{l} \left. \right) \right) \\ 2\bar{e} \quad 5\bar{e} \end{array} \right)$	$1s^2 2s^2 2p^3$  донорно-акцепторная связь: $\text{NH}_4^+$		$\underline{-3}$ +1, +2, +3, +4, $\underline{+5}$	$\underline{\text{III}}$  $\underline{\text{IV}}$
<b>P</b>	${}^{15}\text{P} \quad +15 \left. \begin{array}{l} \left. \right) \right) \\ 2\bar{e} \quad 8\bar{e} \quad 5\bar{e} \end{array} \right)$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$  возбужденное состояние		$\underline{-3}, +3$	$\underline{\text{III}}$  $\underline{\text{V}}$

# АЗОТ

(открыт Д. Резерфордом в 1772 г., назван А. Лавуазье в 1787г.)

# N<sub>2</sub>

Mr= 28

:N ≡ N:

«азот» (греч.) - безжизненный

↑, В, Ц, З, М

(в 100V H<sub>2</sub>O растворяется 1,54V N<sub>2</sub> при T=20°C p=1атм),

T<sub>кип</sub> = -196°C T<sub>пл</sub> = -210°C

**Получение** 1) в промышленности - из жидкого воздуха  
(T<sub>кип</sub>(O<sub>2</sub>) = -183°C, T<sub>кип</sub>(N<sub>2</sub>) = -196°C

2) в лаборатории - разложением нитритов  
$$\text{NH}_4\text{NO}_2 \xrightarrow{t} \text{N}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$$

## Нахождение в природе

### Применение

Создание инертной среды  
Производство аммиака



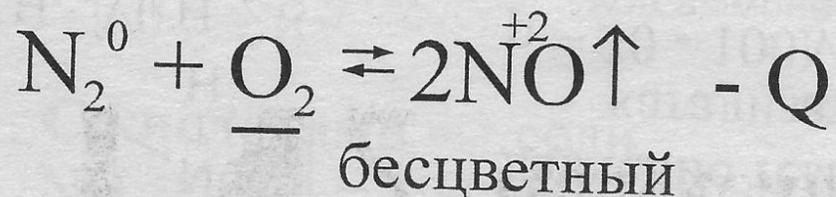
в воздухе - 78,09% (по объему)  
в земной коре - 0,01% (по массе)  
входит в состав важнейших органических соединений (белков), содержится во всех живых организмах.

# АЗОТ. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Молекула азота ( $:N \equiv N:$ ) очень устойчива (три ковалентные связи) -  
 - низкая реакционная способность.

**восстановитель**  $N_2^0 \rightarrow 2N^{+2}$

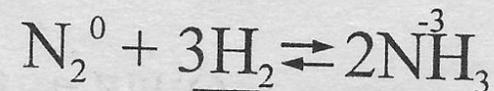
Высокая температура  
 (электрическая дуга,  $3000^\circ C$ )



(в природе - во время грозы)

**окислитель**  $N_2^0 \rightarrow 2N^{-3}$

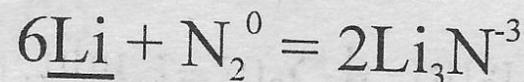
1. С водородом  $T=500^\circ C$ , kat, p



2. С активными металлами

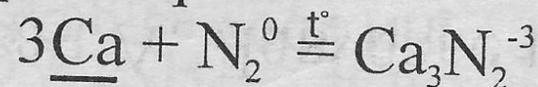
а) при комнатной температуре

**только с литием**



нитрид лития

б) при нагревании



нитрид кальция

# NH<sub>3</sub>

## АММИАК

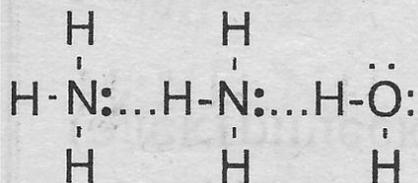
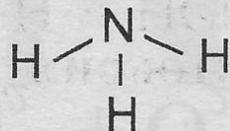
↑

запах (резкий, удушливый),

Р (в 1V H<sub>2</sub>O р-ся 700V NH<sub>3</sub> при t°=20°C p=1 атм)

T<sub>кип</sub> = -33,4°C  
T<sub>пл</sub> = -77,8°C

Mr = 17  
(легче воздуха)



водородная связь

### Применение

NH<sub>3</sub> → HNO<sub>3</sub> → соли аммония  
(азотные удобрения).

раствор аммиака в воде - «аммиачная вода»

или «нашатырный спирт» - в быту, в медицине, в с/х.

легко сжигается, затем испаряется с

поглощением теплоты => в холодильниках.

### Получение

1) в промышленности



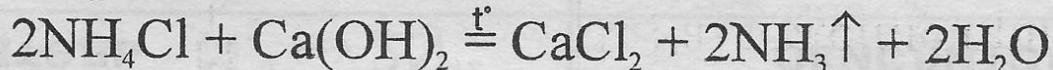
← давление температура

катализатор

p = 30 - 100 МПа, T = 450° - 500°C, kat = Fe + Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>; SiO<sub>2</sub>; K

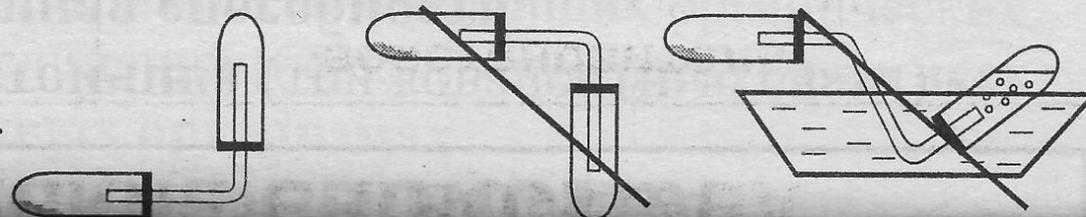
2) в лаборатории

нагревание солей аммония со щелочами



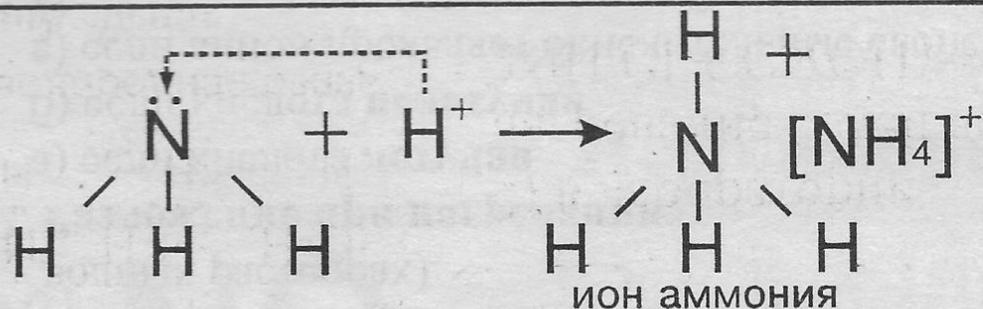
### ЯДОВИТ

### Способы собирания



# АММИАК. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Образование ковалентной связи по донорно-акцепторному механизму (как основание)



1. С кислотами => соли



хлорид аммония «дым без огня»

2. С водой => основание



среда щелочная, ф-ф малиновый

$\text{NH}_4\text{OH}$  - гидроксид аммония,

аммиачная вода, нашатырный спирт

**ВОССТАНОВИТЕЛЬ**

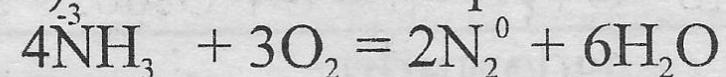
Окисляется до  $\text{N}^0$  или  $\text{N}^{+2}$

1. Разложение при нагревании



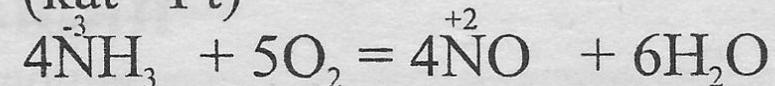
2. Горение в кислороде

а) без катализатора



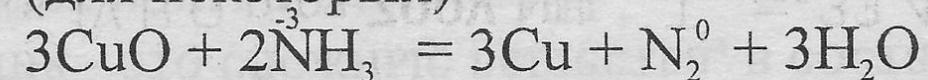
б) каталитическое окисление

(kat - Pt)



3. С оксидами металлов

(для некоторых)

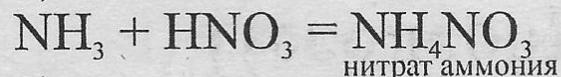


# СОЛИ АММОНИЯ

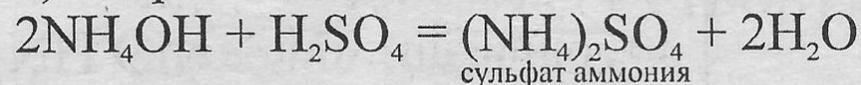


Соли аммония - это сложные вещества, в состав которых входят ионы аммония  $\text{NH}_4^+$ , соединенные с кислотным остатком.

Получение 1) аммиак + кислота  $\Rightarrow$  соли аммония



2) гидроксид аммония + кислота  $\Rightarrow$  соли аммония + вода



химические свойства	примеры
<p>1. <b>Сильные электролиты</b> (диссоциируют в водных растворах).</p> <p>2. <b>Разложение при нагревании:</b></p> <p>а) если кислота <b>летучая</b></p> <p>б) если кислота <b>нелетучая</b></p> <p>в) если анион проявляет окислительные свойства</p> <p>3. <b>С кислотами</b> (как все соли) <math>\Rightarrow \uparrow, \downarrow</math></p> <p>4. <b>С солями</b> (как все соли) <math>\Rightarrow \downarrow</math></p> <p>5. Соли аммония подвергаются гидролизу.</p> <p><b>Качественная реакция на <math>\text{NH}_4^+</math></b></p> <p>- реакция обмена со щелочами.</p>	$\text{NH}_4\text{Cl} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$ $\text{NH}_4\text{Cl} \xrightarrow{t} \text{NH}_3 \uparrow + \text{HCl} \uparrow$ <p style="text-align: center;">охлаждение</p> $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t} \text{NH}_3 \uparrow + \text{NH}_4\text{HSO}_4$ $\text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{t} \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$ $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$ $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$

# ОКСИДЫ АЗОТА



оксид азота (I)  
закись азота  
гемиоксид азота  
веселящий газ

↑,  $\backslash$ , запах сладковатый, Р,

$T_{\text{кип}} = -88,5^{\circ}\text{C}$   $T_{\text{пл}} = -91^{\circ}\text{C}$

Анестезирующее средство

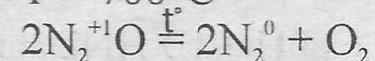
Получение  $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \overset{+1}{\text{N}}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$

**Несолеобразующий**

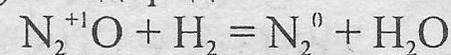
Химические свойства

1) разложение при нагревании

$T > 700^{\circ}\text{C}$



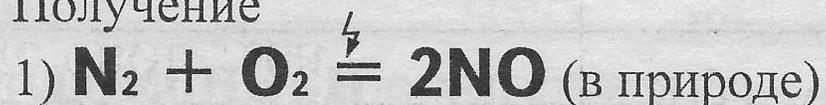
2) с водородом



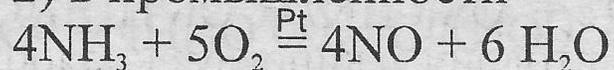
оксид азота (II)  
окись азота

↑,  $\backslash$ , м,  $T_{\text{кип}} = -151,6^{\circ}\text{C}$   $T_{\text{пл}} = -163,6^{\circ}\text{C}$

Получение



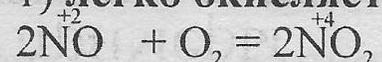
2) в промышленности



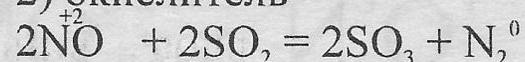
**Несолеобразующий**

Химические свойства

1) легко окисляется



2) окислитель



оксид азота (III)  
азотистый ангидрид

$\text{N}_2\text{O}_3$  соответствует  $\text{HNO}_2$

(азотистая кислота) существует  
только в разб. водных растворах.

Получение  $\text{NO}_2 + \text{NO} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_3$

**Кислотный оксид**

Химические свойства

все свойства

кислотных оксидов.