

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
N	${}^7\text{N} \quad \left. \begin{array}{l} +7 \\ \left. \right) \right) \\ 2\bar{e} \quad \underline{5\bar{e}} \end{array} \right)$	$1s^2 \underline{2s^2 2p^3}$ донорно-акцепторная связь: NH_4^+		$\underline{-3}$ $+1, +2, +3,$ $+4, \underline{+5}$	$\underline{\text{III}}$ $\underline{\text{IV}}$
P	${}^{15}\text{P} \quad \left. \begin{array}{l} +15 \\ \left. \right) \right) \right) \\ 2\bar{e} \quad 8\bar{e} \quad \underline{5\bar{e}} \end{array} \right)$	$1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2 3p^3}$ возбужденное состояние		$\underline{-3}, +3$ $\underline{+5}$	$\underline{\text{III}}$ $\underline{\text{V}}$

АЗОТ

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

N₂

Mr= 28

:N ≡ N:

«азот» (греч.) - безжизненный

↑, В, Ц, З, М

(в 100V H₂O растворяется 1,54V N₂ при T=20°C p=1атм),

T_{кип} = -196°C T_{пл} = -210°C

Получение 1) в промышленности - из жидкого воздуха
(T_{кип}(O₂) = -183°C, T_{кип}(N₂) = -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



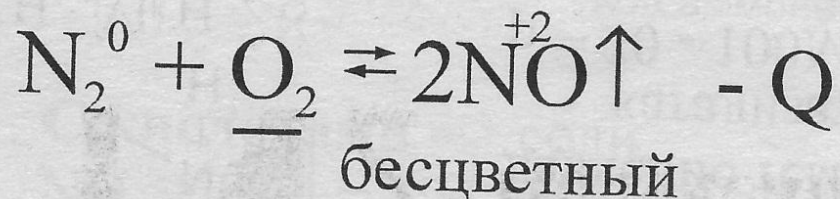
в воздухе - 78,09% (по объему)
в земной коре - 0,01% (по массе)
входит в состав важнейших органических соединений (белков), содержится во всех живых организмах.

АЗОТ. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

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

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

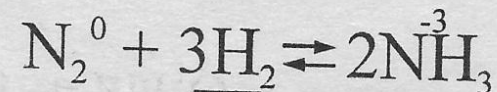
Высокая температура
 (электрическая дуга, $3000^\circ C$)



(в природе - во время грозы)

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

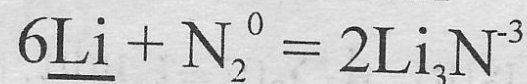
1. С водородом $T=500^\circ C$, kat, p



2. С активными металлами

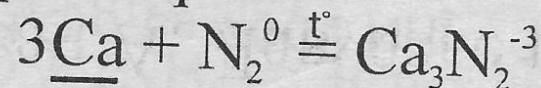
а) при комнатной температуре

только с литием



нитрид лития

б) при нагревании



нитрид кальция

NH₃

АММИАК

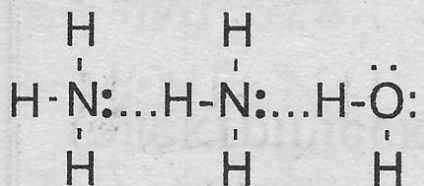
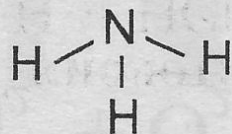
↑

запах (резкий, удушливый),

Р (в 1V H₂O р-ся 700V NH₃ при t°=20°C p=1 атм)

T_{кип} = -33,4°C
T_{пл} = -77,8°C

Mr = 17
(легче воздуха)



водородная связь

Применение

NH₃ → HNO₃ → 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



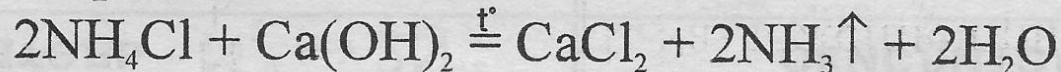
← давление температура

катализатор

p = 30 - 100 МПа, T = 450° - 500°C, kat = Fe + Al₂O₃; SiO₂; K

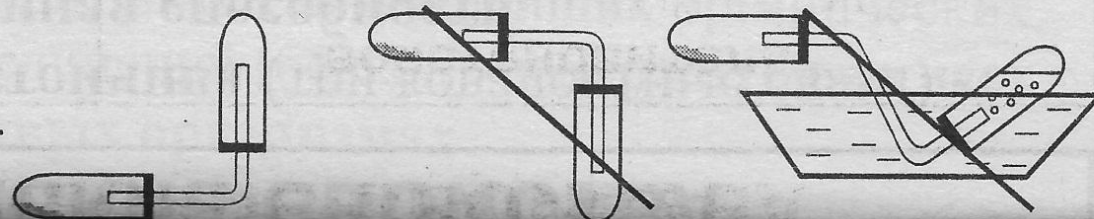
2) в лаборатории

нагревание солей аммония со щелочами



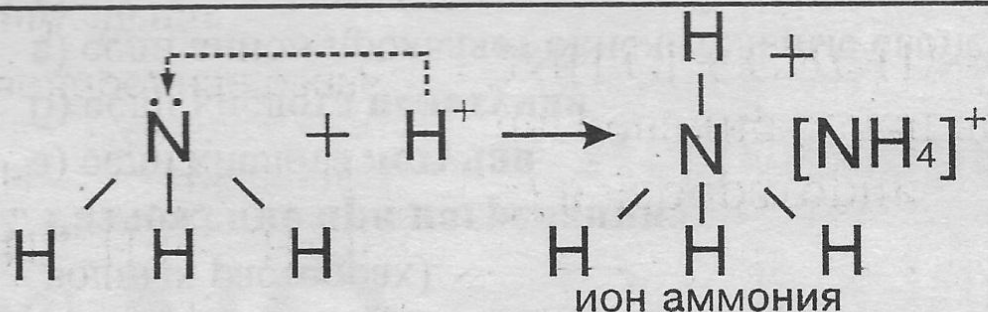
ЯДОВИТ

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

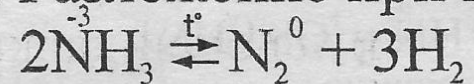
NH_4OH - гидроксид аммония,

аммиачная вода, нашатырный спирт

ВОССТАНОВИТЕЛЬ

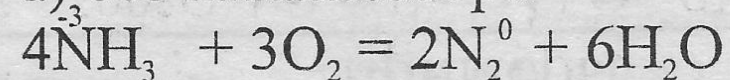
Окисляется до N^0 или N^{+2}

1. Разложение при нагревании

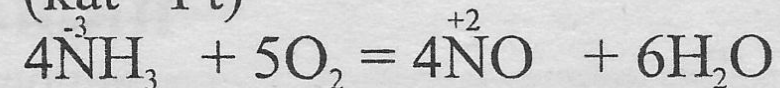


2. Горение в кислороде

а) без катализатора

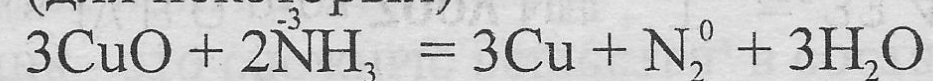


б) каталитическое окисление
(kat - Pt)



3. С оксидами металлов

(для некоторых)

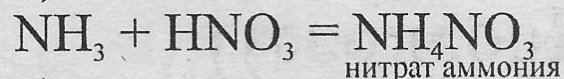


СОЛИ АММОНИЯ

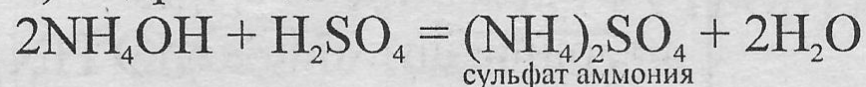


Соли аммония - это сложные вещества, в состав которых входят ионы аммония NH_4^+ , соединенные с кислотным остатком.

Получение 1) аммиак + кислота \Rightarrow соли аммония



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



химические свойства	примеры
<p>1. Сильные электролиты (диссоциируют в водных растворах).</p> <p>2. Разложение при нагревании:</p> <p>а) если кислота летучая</p> <p>б) если кислота нелетучая</p> <p>в) если анион проявляет окислительные свойства</p> <p>3. С кислотами (как все соли) $\Rightarrow \uparrow, \downarrow$</p> <p>4. С солями (как все соли) $\Rightarrow \downarrow$</p> <p>5. Соли аммония подвергаются гидролизу.</p> <p>Качественная реакция на NH_4^+</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

↑, \downarrow , запах сладковатый, Р,

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

Анестезирующее средство

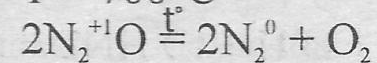
Получение $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \overset{+1}{\text{N}}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$

Несолеобразующий

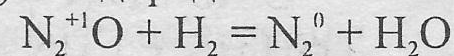
Химические свойства

1) разложение при нагревании

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



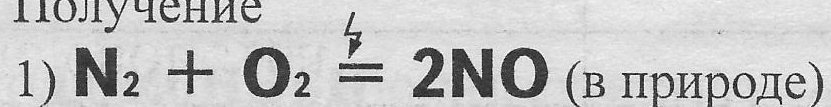
2) с водородом



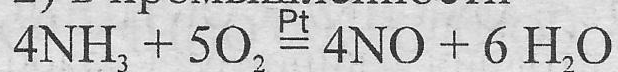
оксид азота (II)
окись азота

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

Получение



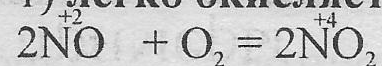
2) в промышленности



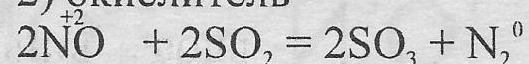
Несолеобразующий

Химические свойства

1) легко окисляется



2) окислитель



оксид азота (III)
азотистый ангидрид

N_2O_3 соответствует 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.