

# L'azote et ses composés

Z: n° atomique

7

N

Azote

M: masse molaire

14,01

E.I: énergie  
d'ionisation

14,53

3,0

X: Electronégativité

$1s^2 2s^2 2p^3$

-3 +1 +2 +3 +4 +5

D° d'oxydation

## Les degrés d'oxydation **D.O.** de l'azote

L'azote ( $Z = 7$ ) a pour structure électronique  **$1s^2 2s^2 2p^3$**

Tous les **d° d'oxyd. (D.O)** sont possibles entre **-III** et **+V**.

**D.O= -III**       $\text{NH}_3$  (**ammoniac**),       $\text{NH}_4^+$  (ion **ammonium**),  
 $\text{NH}_2^-$  (ion **amidure**),       $\text{NH}^{2-}$  (ion **imidure**),  
 $\text{N}^{3-}$  (ion **nitru**)

**D.O= -II**       $\text{NH}_2\text{NH}_2$  (**hydrazine**)

**D.O= -I**       $\text{NH}_2\text{OH}$  (**hydroxylamine**)

**D.O= 0**       $\text{N}_2$  (**diazote**)

**D.O= +I**       $\text{N}_2\text{O}$  (**hémioxyde d'azote**  
ou **monoxyde de diazote**  
ou **oxyde nitreux**)

**D.O= +2**       $\text{NO}$  (**monoxyde d'azote** ou **oxyde nitrique**)

D.O= **-III**       $\text{NH}_3$  (ammoniac),       $\text{NH}_4^+$  (ion ammonium),  
 $\text{NH}_2^-$  (ion amidure),  $\text{NH}^{2-}$  (ion imidure),  
 $\text{N}^{3-}$  (ion nitrure)

D.O= **-II**       $\text{NH}_2\text{NH}_2$  (hydrazine)

D.O= **-I**       $\text{NH}_2\text{OH}$  (hydroxylamine)

D.O= **0**       $\text{N}_2$  (diazote)

D.O= **+I**       $\text{N}_2\text{O}$  (hémioxyde d'azote  
ou monoxyde de diazote  
ou oxyde nitreux)

D.O= **+2**       $\text{NO}$  (monoxyde d'azote ou oxyde nitrique)

D.O= **+3**       $\text{HNO}_2$  (acide nitreux),  
 $\text{NO}_2^-$  (ion nitrite),  
 $\text{N}_2\text{O}_3$  (trioxyde de diazote  
ou sesquioxyde d'azote  
ou anhydride nitreux)

D.O= **+1**       $N_2O$  (monoxyde de diazote  
ou hémioxyde d'azote  $NO_{1/2}$   
ou oxyde nitreux)

D.O= **+2**       $NO$  (monoxyde d'azote ou oxyde nitrique)

D.O= **+3**       $HNO_2$  (acide nitreux),  
 $NO_2^-$  (ion nitrite),  
 $N_2O_3$  (trioxyde de diazote  
ou sesquioxyde d'azote  
ou anhydride nitreux)

D.O= **+4**       $NO_2$  (dioxyde d'azote),  
 $N_2O_4$  (tétraoxyde de diazote)

D.O= **+5**       $HNO_3$  (acide nitrique),  
 $NO_3^-$  (ion nitrate),  
 $N_2O_5$  (pentaoxyde de diazote)

D.O= +3      HNO<sub>2</sub> (acide nitreux),  
NO<sub>2</sub><sup>-</sup> (ion nitrite),  
N<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (trioxyde de diazote  
ou sesquioxyde d'azote  
ou anhydride nitreux)

D.O= +4      NO<sub>2</sub> (dioxyde d'azote),  
N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> (tétraoxyde de diazote)

D.O= +5      HNO<sub>3</sub> (acide nitrique),  
NO<sub>3</sub><sup>-</sup> (ion nitrate),  
N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> (pentaoxyde de diazote)

**L'azote** → composition des engrais (engrais binaires NP, NK et engrais ternaires NPK). La teneur d'un engrais est donnée, par convention, par un groupe de 3 nombres qui représentent, dans l'ordre :

« % d'azote, % de P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> que donnerait le phosphore présent, % de K<sub>2</sub>O que donnerait le potassium présent ».

**L'azote** → composition des engrais (engrais binaires NP, NK et engrais ternaires NPK). La teneur d'un engrais est donnée, par convention, par un groupe de 3 nombres qui représentent, dans l'ordre :

« % d'azote, % de  $P_2O_5$  que donnerait le phosphore présent, % de  $K_2O$  que donnerait le potassium présent ».

## Synthèse de l'acide nitrique $HNO_3$

Depuis 1920,  $HNO_3$  est essentiellement préparé par oxydation de  $NH_3$ . Cette oxydation donne  $NO$ , puis on passe à  $NO_2$  et enfin à  $HNO_3$ .

Passage de  $NH_3$  à  $NO$

L'oxydation de  $NH_3$  par  $O_2$  de l'air conduit principalement à 2 réactions :

\* Oxydation en azote



La réaction (1) est à éviter

# Synthèse de l'acide nitrique $\text{HNO}_3$

Depuis 1920,  $\text{HNO}_3$  est essentiellement préparé par oxydation de  $\text{NH}_3$ . Cette oxydation donne  $\text{NO}$ , puis on passe à  $\text{NO}_2$  et enfin à  $\text{HNO}_3$ .

Passage de  $\text{NH}_3$  à  $\text{NO}$

L'oxydation de  $\text{NH}_3$  par  $\text{O}_2$  de l'air conduit principalement à 2 réactions :

\* Oxydation en azote



La réaction (1) est à éviter

\* Oxydation en oxyde d'azote



c'est la réaction (2) qui est la seule intéressante industriellement.

Il est donc nécessaire d'effectuer un contrôle cinétique pour n'obtenir que l'oxydation en  $\text{NO}$  (réaction 2).

\* Oxydation en azote



La réaction (1) est à éviter

\* Oxydation en oxyde d'azote



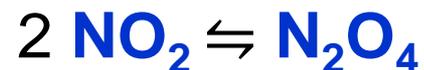
c'est la réaction (2) qui est la seule intéressante industriellement.

Il est donc nécessaire d'effectuer un contrôle cinétique pour n'obtenir que l'oxydation en NO (réaction 2).



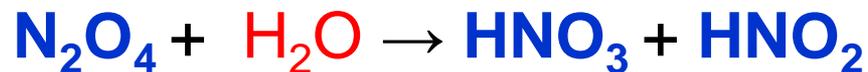
Dans ces conditions, le taux de conversion de  $\text{NH}_3$  en  $\text{NO}$  est voisin de **98%**

Passage de **NO** à **NO<sub>2</sub>**



Passage de **N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>** à **HNO<sub>3</sub>**

**Dismutation** de **N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>** en **HNO<sub>3</sub>** et **HNO<sub>2</sub>**

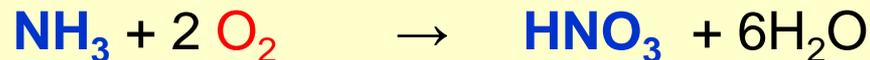


**Dismutation** de **HNO<sub>2</sub>** (instable T > 0°C)  
en **HNO<sub>3</sub>** et **NO**



Le **NO<sub>(g)</sub>** est immédiatement réoxydé

Le bilan global peut s'écrire :



# Utilisation de l'acide nitrique

- \* dans l'industrie des engrais (70%) pour la fabrication des **nitrate**s et des **ammonitrate**s ;
- \* en chimie organique, pour la préparation de :
  - \*\***dérivés nitrés** (industrie des colorants, obtention de solvants) ;
- \* pour la préparation de nitrates métalliques (ex: nitrate d'argent).