

AZOTE

I- Généralité :

Elément chimique (N), n. at. 7, p. at. 14,0067, p. f. $-209,86^{\circ}\text{C}$, p. éb. $-195,8^{\circ}\text{C}$, dens. Du gaz dans des conditions normales $1,2506\text{ g/cm}^3$, du liquide $0,808\text{ g/cm}^3$; réseau cristallin hexagonal (à l'état solide).

Il doit son nom (dérivé du grec) au chimiste **A. Lavoisier** qui constata que la respiration, et donc la vie, étaient impossibles en **atmosphère** d'azote.

A l'état gazeux, il constitue environ **80%** de l'atmosphère, sous forme de molécule biatomique ; à l'état combiné, c'est un constituant fondamental que l'on trouve dans les protéines animales et végétales et dans un très grand nombre de composés organiques.

Le principal minéral contenant de l'azote est le nitrate de sodium **NaNO_3** , ou **salpêtre du Chili**. Même si l'azote en tant que tel trouve des emplois limités (on l'utilise par exemple pour créer une atmosphère chimique inerte), sa production à l'état pur (**rectification de l'air**) présente un grand intérêt industriel en ce qui concerne la préparation de composés comme l'**ammoniac**, les **sels d'ammonium**, l'**acide nitrique**, l'**urée** et les **engrais azotés**.

II- Propriétés chimiques et physiques :

C'est un gaz incolore, inodore, insipide ; sa molécule est constituée de deux atomes reliés par une triple liaison **covalente** $\text{N} = \text{n}$, d'une grande stabilité, qui donne à cet élément sa grande inertie chimique : en fait, l'azote moléculaire ne réagit qu'à des températures très élevées, avec certains métaux pour former des **nitrures**, avec l'**oxygène** ($2000 - 3000^{\circ}\text{C}$) pour donner l'acide **NO**, avec l'**hydrogène**, dans les conditions catalytiques adéquates, pour produire l'ammoniac.

III- Composés :

En ce qui concerne les composés organiques, voire les entrées respectives **amides, amines, amino-acides, amino-alcools, nitryles**, etc.

Pour ce qui est des composés minéraux, l'azote présente un caractère typiquement **non métallique**, et on peut lui attribuer des degrés d'oxydation variant entre **-3, +3 et +5** (les principaux étant **-3, +3, et +5**).

Lorsqu'il possède cinq électrons externes (**2** dans l'orbite **2s** et **3** dans l'orbite **2p**), il forme en général trois liaisons covalentes auxquelles on peut en ajouter une quatrième issue de la donation (**coordination**) du couple d'électrons **2s**.

On trouve le degré d'oxydation le plus bas (**-3**) dans l'ammoniac et ses dérivés inorganiques comme les amides (par exemple : le **sodamide NaNH₂**), ainsi que dans les nombreux nitrures ou **azotures** (selon le type de liaison).

Au degré d'oxydation **-2** s'inscrit l'**hydrazine H₂N – NH₂**, liquide au **p. éb. 114°C**, provenant de la **chloramine** et de l'**ammoniac** ; en solution aqueuse, elle se comporte en base **mono-** ou **bivalente** et présente un remarquable pouvoir réducteur.

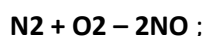
L'acide azothydrique HN₃, composé explosif à l'état pur, se comportant en acide faible, constitue un autre composé hydrogéné, dans lequel l'azote a une valence formelle de **-1/3**.

C'est encore un degré d'oxydation négatif, **-1**, que l'on retrouve dans l'**hydroxylamine NH₂OH**, produit de réduction de composés oxygénés de l'azote, plutôt instable dans la mesure où elle se transforme en ammoniac et en **azote** (ou **oxyde d'azote**) ; elle est dotée d'un pouvoir réducteur élevé.

Les composés oxygénés correspondent aux degrés d'oxydation de **+1 à +5**. Le premier terme (valence formelle de l'azote **+1**) est l'**oxyde diazote N₂O**, ou **protoxyde d'azote**, qui peut être préparé par décomposition à chaud du nitrate d'ammonium :



C'est un gaz inodore et insipide utilisé comme anesthésique (**gaz hilarant**). L'oxyde d'azote (valence formelle de l'azote **+2**) **NO** s'obtient par réduction de l'**acide nitrique** en **acide nitreux** ; mais il peut être préparé industriellement par synthèse à l'arc électrique à **2 000°C** :



C'est un gaz incolore capable de réagir avec l'oxygène pour former **NO₂** et de s'unir à l'**ion ferreux** pour former un complexe d'une couleur brune intense.

Le **trioxyde N2O2**, ou **anhydride nitreux** (valence formelle de l'azote +3), n'existe qu'à l'état solide et peut réagir à l'eau pour former l'acide nitreux et aux **alcalis** pour former des **nitrites**.

L'oxyde de l'azote **tétravalent NO2**, bioxyde d'azote ou **anhydride nitrosonitrique** (valence formelle de l'azote +4), également appelé **hypo-azotide**, se forme par oxydation de **NO** à l'air ou par décomposition du **nitrate de plomb** :



C'est un gaz d'une couleur rouge-brun intense, qui est en équilibre avec la forme **dimère incolore N2O4** et plus la température est basse, plus l'équilibre se déplace vers cette dernière forme.

Il a un pouvoir oxydant et, en réagissant à l'eau, il produit de l'acide nitrique et de l'oxyde d'azote ; en réagissant avec les alcalins, il forme des nitrites et des nitrates.

Le **pentoxyde N2O5** (valence formelle de l'azote +5) ou anhydride nitrique est produit par le traitement de l'acide nitrique avec **anhydride phosphorique**.

Acides oxydants et sels correspondants.

L'acide nitreux **HNO2**, correspondant à l'oxyde **N2O3**, est un acide faible, peu stable même en solution, et il fournit les sels appelés nitrites ; il peut réagir comme un oxydant (en se réduisant à **NO**), ou comme un réducteur (il s'oxyde alors en **HNO3**).

L'autre acide oxygéné de l'azote est l'acide nitrique **HNO3**, dérivé de l'oxyde **N2O5** ; produit autrefois par l'action de l'**acide sulfurique** sur le salpêtre du Chili, il est aujourd'hui obtenu par oxydation de l'ammoniac à **700°C** sur un catalyseur constitué d'un **filet de platine** ; c'est un acide très puissant ayant de fortes propriétés oxydantes, qui constitue une matière première dans la fabrication d'explosifs et d'engrais. Ses sels, les nitrates, sont tous solubles dans l'eau.

Oxydes d'azote.

Regroupés sous le symbole **NOx**, ils comportent différents composés dont les importants sont **NO** et **NO2**.

Ils se forment principalement pendant une combustion à haute température et représentent par conséquent le sous-produit typique des échappements des moteurs à **combustion interne** (aussi bien à **explosion** que **diesel**) et des processus industriels.

Le **protoxyde d'azote N2O**, obtenu par **dénitrification** du sol, peut constituer une autre source d'azote.

Les oxydes d'azote jouent un rôle important dans la chimie atmosphérique. Dans la **troposphère**, ils peuvent être transformés en acide nitrique, et contribuer ainsi à la formation des pluies acides ; de

plus, le bioxyde d'azote peut, dans certaines conditions (**smog photochimique**), fournir l'oxygène nécessaire à la production de grandes quantités d'**ozone** en présence d'**hydrocarbures**.

Dans la **stratosphère**, par un cycle catalytique, les oxydes d'azote ont tendance à réduire l'ozone, et c'est en partie pour cette raison que dans les **années 1970**, les programmes concernant les avions de ligne **supersoniques** ont été réduits voire annulés : leurs **réacteurs** auraient pu produire des quantités d'oxyde d'azote suffisamment importantes pour menacer la couche d'ozone qui protège la **Terre** des **radiations ultraviolettes** dangereuses.

IV- Cycle de l'azote :

Le **cycle** de l'azote est l'ensemble des transformations que subit l'azote dans la **nature**, afin de rendre son utilisation possible pour tous les organismes vivants, dont il est un constituant essentiel.

Le cycle de l'azote repose sur le fait suivant : alors que les végétaux sont capables d'absorber l'azote de l'atmosphère par voie directe, ou plus souvent par le sol où on le trouve à l'état inorganique, les animaux en ont besoin à l'état organique, c'est-à-dire qu'ils ne peuvent l'absorber que sous forme de protéines.

C'est pourquoi le cycle débute dans le sol, où les bactéries nitrifiantes (ou **nitrobactéries**) fixent l'azote atmosphérique en le transformant en nitrates et en nitrites assimilables par les plantes ; celles-ci, à leur tour, l'assimilent et le transforment en azote protéique, synthétisent les protéines, qui sont ensuite ingérées par les organismes animaux qui les utilisent par la synthèse de leurs propres molécules protéiques.

A leur tour, les animaux approvisionnent le sol en azote avec leurs déchets ; les organismes morts, attaqués par les **bactéries** de la **putréfaction**, détruisent les molécules protéiques, en les transformant en nitrates et nitrites utilisables par les plantes supérieures.