

LA MATIERE

LE MONDE ATOMIQUE

Définition :

Les atomes sont constitués de noyaux autour desquels tournent des électrons, en nombre et positions différentes suivant les atomes.

L'atome est électriquement neutre. Le noyau est chargé d'électricité +, et les électrons sont chargés d'électricité -.

Le rayon moyen d'un atome est $= 10^{-8}$ cm appelé Angstrom (Å).

L'atome le plus simple contient 1 seul électron : l'hydrogène (H).

Dans 1 g d'Hydrogène, il y a 6×10^{23} atomes.

L'électron :

Nous avons vu qu'un électron est une particule de charge électrique négative circulant à grande vitesse autour du noyau. On l'appelle aussi le négaton, par comparaison à certains électrons qui, dans des conditions particulières peuvent avoir une charge positive qui est alors appelée positon. Dans un atome, le nombre total d'électrons (Z), et en particulier le nombre d'électrons de la couche externe déterminent les propriétés chimiques (transport d'électron d'un atome à l'autre). Les atomes qui possèdent le même nombre d'électrons sur leur couche externe ont des propriétés chimiques ressemblantes.

Le noyau étant électriquement neutre, Z en tant que nombre d'électrons représente également le nombre de protons de l'atome.

Le noyau :

Le noyau est composé d'un ensemble de particules appelées nucléons, qui comprennent les protons et les neutrons.

Les neutrons et les protons sont formés de 3 quarks.

- Le proton :

Le proton comporte deux quarks u (up) et un quark d (down).

La masse d'un proton est $= 1,6726 \times 10^{-27}$ kg, (soit environ 1 836 fois celle d'un électron).

Charge électrique positive (+) $= 1,6 \times 10^{-19}$ C. Soit la valeur absolue de la charge d'un électron.

Le proton est stable sur des périodes de milliards d'années.

- Le neutron :

Le neutron est formé de deux quarks d (down) et d'un quark u (up).

La masse d'un neutron est $= 1,67 \cdot 10^{-27}$ kg, très proche de celle du proton.

Charge électrique est neutre.

- Le noyau atomique :

Le rayon moyen d'un noyau est $= 10^{-13}$ cm.

Le noyau est 100 000 fois plus petit que l'atome.

Pratiquement toute la masse de l'atome est située dans le noyau.

La densité nucléaire est = 10^{14} g/cm^3 (100 millions de tonnes par cm^3).

La diversité des noyaux connus (plusieurs milliers) est liée à leur composition différente en neutrons et protons. Pour définir un noyau on tient compte des éléments suivants :

N représente le nombre de neutrons.

Z représente le nombre de protons (donc d'électrons). Le nombre Z est appelé numéro atomique et caractérise un élément : Le fer est ainsi défini comme étant l'élément dont le noyau comporte 26 protons.

A représente le nombre total de nucléons d'un noyau. Soit $A = N + Z$.

Le nombre A est aussi appelé le nombre de masse.

En général, $Z = \frac{1}{2} A$.

A est un nombre entier très voisin de la masse atomique :

Exemple, pour H (hydrogène) $A = 1$, masse atomique = 1,0080.

Un noyau peut être représenté par n'importe quelle paire des trois nombres :

A, N, Z. Conventionnellement on utilise un symbole de l'élément (qui définit le numéro atomique Z), auquel on adjoint le nombre de masse A. Ainsi le noyau de fer-56 contient $Z = 26$ protons et $N = 30$ neutrons.

Tous les noyaux ayant le même numéro atomique Z et un nombre de neutrons N différent sont dits isotopes les uns des autres.

De même, les noyaux présentant un nombre de neutrons N identique pour diverses valeurs de Z sont dits isotones.

Z permet de classer les atomes dans une classification périodique des éléments qui les met à peu près par ordre de masses atomiques croissantes. Voir la classification périodique des éléments en annexe 2.

Z varie de 1 à plus de 100 et est appelé le N° atomique.

Notons que chaque atome possède un nombre déterminé de protons, alors que le nombre de neutrons peut varier.

Exemples :

- L'atome de carbone (C) est constitué d'un noyau qui comporte 6 protons et 6 neutrons, avec un cortège de 6 électrons. Le nombre de masse (A) est = $6+6=12$.

La masse atomique est = 12,010. Le N° atomique (Z) est = 6

- L'uranium a un nombre de masse = 235. Son N° atomique est = 92. C'est à dire que l'atome est constitué d'un noyau de 143 neutrons et 92 protons, avec un cortège de 92 électrons.

- Pour l'hydrogène, H Masse $A = 1$, Charge $Z = 1$.

- pour l'hélium, He Masse $A = 4$, Charge $Z = 2$.

Les atomes sont classés sous la forme d'un tableau de classification périodique des éléments dit "de Mendeleïev". On en dénombre plus d'une centaine (annexe 2).

Remarques :

Un gr d'hydrogène contient plus de six cent mille milliards de milliards d'atomes.

Pour un nombre de masse A donné, seuls certains couples de nombres N et Z représentent des noyaux stables. Les noyaux possédant trop de neutrons ou trop de protons sont instables et présentent donc une durée de vie limitée. Ils se désintègrent par radioactivité ou par fission nucléaire. Au-delà de certaines valeurs limites de Z et de N, il est simplement impossible de former

un noyau stable ou instable.

Les isotopes :

Dans un atome, le nombre de neutrons peut varier, le nombre de protons et d'électrons restant le même. Les propriétés chimiques restent les mêmes bien que les atomes soient différents. Cela veut dire qu'il existe plusieurs types pour ces éléments.

La plupart des éléments à l'état naturel sont en fait un mélange de plusieurs isotopes. Le béryllium, l'aluminium, le phosphore et le sodium n'ont pas d'isotope connu. La masse atomique d'un élément est la moyenne pondérée des masses atomiques, ou nombres de masse, des isotopes.

Par exemple, le chlore naturel, de masse atomique 35,547, contient 76 % de chlore 35 et 24 % de chlore 37. La masse du chlore est donc la moyenne pondérée de la masse de ces deux isotopes. Tous les isotopes des éléments de numéro atomique supérieur à 83 (au-delà du bismuth dans le tableau périodique) sont radioactifs et certains isotopes plus légers, comme le potassium 40, sont également radioactifs. On connaît actuellement 280 isotopes naturels (non radioactifs) pour les 90 éléments identifiés.

Les isotopes se différencient donc entre eux par le nombre de neutrons. C'est la présence des isotopes qui explique que dans le tableau de Mendeleïev, les masses atomiques de certains éléments ne sont pas des nombres entiers.

Les isotopes sont rangés dans la même case de la classification périodique.

Exemples :

L'hydrogène possède 3 isotopes dont les nombres de masse A sont = 1,2,3.

Hydrogène, H : neutron = 0 proton = électron = 1

Deutérium, H : neutron = 1 proton = électron = 1

Tritium, H : neutrons = 2 proton = électron = 1

L'eau naturelle contient 3 variétés de molécules correspondant à de l'hydrogène (99,98%), du deutérium (0,02%), et du tritium (0,00000007%). Sa formule est H²O.

L'eau lourde contient 2 atomes de deutérium et 1 atome d'oxygène (D²O).

L'uranium naturel est constitué par 3 isotopes :

²³⁸ 92	²³⁵ 92	²³⁴ 92
U (99,29%)	U (0,71%)	U (0,006%).

LE MONDE MOLECULAIRE

Ce chapitre est nommé pour mémoire.

Tout objet vivant ou non vivant est constitué de molécules qui sont des assemblages divers et variés d'atomes qui aboutissent généralement à des structures extrêmement complexes.

Nous pouvons distinguer le règne minéral, le règne végétal, le règne animal.

Le cosmos, au-delà de la Terre, n'est actuellement constitué officiellement que du règne minéral.

Ces règnes sont développés dans l'ouvrage intitulé "Le monde scientifique".

Nous n'y reviendrons pas.