

## Les constituants de l'atome

Ce chapitre constitue une première approche de l'atomistique vue au cours des deux années de BTS. Il contient quelques définitions importantes.

### Rappels

**L'électron** est une particule **élémentaire**, ponctuelle (taille inférieure à  $10^{-18}$  m) chargée négativement, se déplaçant autour du noyau atomique. La distance entre le centre de l'atome et les électrons est environ  $10^4$  à  $10^5$  fois plus grande que le rayon du noyau.

Il a pour charge :  $q_e = -1,6022 \cdot 10^{-19}$  C et pour masse :  $m_e = 9,1095 \cdot 10^{-31}$  kg.

Le **noyau atomique** est constitué de deux types de **nucléons** (= particules stable, constituants du noyau), les **protons** et les **neutrons**.

Le proton a pour charge :  $q_p = 1,6022 \cdot 10^{-19}$  C et pour masse :  $m_p = 1,6726 \cdot 10^{-27}$  kg.  
Le neutron a pour charge :  $q_n = 0$  C et pour masse :  $m_n = 1,6749 \cdot 10^{-27}$  kg.

Ces deux particules sont assimilables à des sphères rigides de rayon :

$$r_0 = \sqrt{2} \cdot 10^{-15} \text{ m} = \sqrt{2} \text{ fm} = \sqrt{2} \text{ fermi.}$$

Un nucléide est noté :  ${}^A_Z X$ .

**X** : symbole de l'atome, lettre majuscule ou lettre majuscule suivi d'une lettre minuscule)

**A** : nombre de masse (représente le nombre total de nucléons).

**Z** : nombre de charge (représente le nombre total de protons).

(A - Z) donne donc le nombre de neutrons.

Z donne aussi le nombre d'électrons présents dans **l'atome** (et non pas dans les ions).

La relation entre le rayon du noyau atomique R et le rayon d'un nucléon  $r_0$  est approximativement :

$$R = r_0 \cdot (A)^{1/3}$$

### Savoir

Définition de la mole :

C'est la **quantité de matière** d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes de  ${}^{12}_6\text{C}$  dans 12 grammes de  ${}^{12}_6\text{C}$ .

Ce nombre d'atomes est le **nombre d'Avogadro**  $N_A$ , avec  $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .

La charge d'une mole d'électrons est  $Q = N_A \cdot q_e = 96\,485 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1} = 1 \text{ F}$  (1 Faraday).

L'unité de masse atomique (notée **u** ou **uma**) :

L'unité de masse atomique est définie comme le douzième de la masse d'un atome de  $^{12}_6\text{C}$  :

$$1 \text{ u} = \frac{m_{(\text{atome de } ^{12}_6\text{C})}}{12}$$

On montre que  $1 \text{ u} = \frac{1}{N_A} \text{ g}$  , soit  $1 \text{ u} = \frac{10^{-3}}{N_A} \text{ kg} = 1,6606 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ .

Cette unité est plus adaptée aux systèmes microscopiques que les unités usuelles. On remarque qu'une unité de masse atomique représente la masse fictive d'un nucléon.

Élément - Nucléide - Isotope:

Un élément est l'ensemble des noyaux de même **nombre de charge Z**.

Un nucléide est un type de noyau atomique caractérisé par son **nombre de charge Z** et son **nombre de masse A**.

Deux atomes (ou deux nucléides) sont dits isotopes s'ils ont le même **nombre de charge Z**, mais différent par leur **nombre de masse A**.

Un élément est donc constitué de plusieurs nucléides isotopes.

Masse atomique relative d'un isotope (ou masse isotopique relative) notée **Ar** ou **Mi** :

La masse atomique relative d'un isotope est le rapport de la masse d'un atome de cet isotope sur le douzième de la masse d'un atome de carbone 12,  $^{12}_6\text{C}$ .

$$\text{Ar}(\text{}^{\text{A}}_{\text{Z}}\text{X}) = \frac{m_{\text{un atome } \text{}^{\text{A}}_{\text{Z}}\text{X}}}{\frac{1}{12} \cdot m_{\text{un atome } ^{12}_6\text{C}}} \quad \text{sans unité.}$$

Ar est en général proche du nombre de masse A. La masse d'un atome  $\text{}^{\text{A}}_{\text{Z}}\text{X}$  est donc **Ar u**, alors que la masse **molaire** de  $\text{}^{\text{A}}_{\text{Z}}\text{X}$  est **Ar g.mol<sup>-1</sup>**.

Masse atomique relative d'un élément :

La masse atomique relative d'un élément est le rapport de la masse moyenne d'un atome pour la composition isotopique naturelle sur le douzième de la masse d'un atome de  $^{12}_6\text{C}$ .

$$\text{Ar}(\text{}_{\text{Z}}\text{X}) = \sum_i \frac{y_i}{100} \cdot \text{Ar}_i \quad \text{sans unité.}$$

Avec  $y_i$  l'abondance isotopique (en nombre d'atome) de l'isotope  $i$  de masse isotopique relative  $\text{Ar}_i$ . L'abondance isotopique peut aussi être donnée en masse (et notée  $y'_i$ ) :

$$y'_i = \frac{\frac{y_i}{100} \cdot \text{Ar}_i}{\sum_i \frac{y_i}{100} \cdot \text{Ar}_i} = \frac{\frac{y_i}{100} \cdot \text{Ar}_i}{\text{Ar}(\text{}_{\text{Z}}\text{X})}$$