

# Chapitre

## Éléments introductifs

### 1.1 Unités

#### 1.1.1 Distance

$$1\text{pm} = 1 \times 10^{-12}\text{m}$$

$$1 \text{ \AA}^{\times} = 1 \times 10^{-10}\text{m} = 100 \text{ pm}$$

$\times$  Difficulté

Un atome a un ordre de grandeur de  
100pm = 1 Å

#### 1.1.2 Énergie

$$1\text{eV} = 1.60218 \times 10^{-19}\text{J}.$$

$$1 \text{ MeV} = 1 \times 10^6 \text{ eV} = 1.60218 \times 10^{-13}\text{J}.$$

#### 1.1.3 unité de masse atomique



##### Définition

On définit l'uma comme le 12e de la masse atomique d'un carbone 12. Ainsi, Un atome de carbone pèse 12 uma

$$1 \text{ u} = \frac{1}{N_A} = 1\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

$$m_u = \frac{1}{N_A \times 10^3} \simeq 1,660 \, 539 \, 068 \, 92(52) \times 10^{-27} \text{ kg}$$

## 1.1.4 Structure des atomes

On note un atome  ${}^A_ZX$  avec A le nombre de masse et Z le numéro atomique, le nombre de protons.

La masse de l'atome est concentrée dans le noyau de taille  $10^{-15}$  m.

Neutrons + Protons = Nucléons

Nom	Charge	Masse
Neutron	$0\ C$	$1,674710^{-27}\ kg$
Proton	$e = 1,60210^{-19}\ C$	$1,672410^{-27}\ kg$
Électron	$-e = -1,60210^{-19}\ C$	$0,9110^{-30}\ kg$

### Anion

On rajoute un électron : chargé négativement

### Cation

On enlève un électron : chargé positivement

## 1.2 Isotopes

Ils ont un nombre identique de protons et d'électrons mais avec un nombre de neutrons différents. C'est un phénomène naturel.



### Masse d'un élément (mélange d'isotopes)

La masse atomique d'un élément constitué de plusieurs isotopes vaut la moyenne des masses des différents isotopes stables pondérée par leur abondance naturelle.

## 1.3 Méthode et astuces

### 1.3.1 Comparer 2 volumes

Le rapport de 2 volumes vaut rapport des rayons au cube :

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{\frac{4}{3}\pi r_1^3}{\frac{4}{3}\pi r_2^3} = \left(\frac{r_1}{r_2}\right)^3$$

## 1.3.2 Calculer un nombre d'atome contenu dans un volume

On connaît la masse volumique et la masse molaire. De plus,  $\rho = \frac{m}{V}$  et  $M = \frac{m}{n}$ . Donc  $n = \frac{\rho \times V}{M}$ . Pour obtenir le nombre d'atomes, on multiplie par  $N_A$ . Finalement,  $Nb(atomes) = N_A \frac{\rho \times V}{M}$

## 1.3.3 Calculer les proportions de 2 isotopes

Soit  $M_1$  et  $M_2$  les masses molaire respectives et  $M_m$  la masse molaire moyenne.

On résout le système :  $M_m = \frac{x}{100}M_1 + (1 - \frac{x}{100})M_2$

## 1.3.4 Défaut de masse et énergie de cohésion d'un noyau

La masse d'un noyau est légèrement inférieure à la somme des masses des protons et des neutrons qui le constituent. La différence entre ces deux masses est appelée défaut de masse et se noté  $\Delta m$ . La masse réelle du noyau se calcule par la relation suivante :

$$m_{\text{noyau}} = [Z \cdot m_p + (A - Z) \cdot m_n] - \Delta m$$

où  $Z$  et  $A$  sont le numéro atomique et le nombre de masse du noyau et  $m_{\text{noyau}}$  la masse du noyau. On peut trouver  $\Delta m$  avec  $E = \Delta mc^2$ .



### Aparté sur le lien matière - énergie

La perte des atomes est de l'ordre du dixième d'unité de masse atomique et est négligeable par rapport à la masse totale du noyau. La masse d'un élément se rapproche donc de la masse de son noyau.