

# Corrigé exercice 1

## MASSE MOLAIRE DU NICKEL

1) Deux atomes sont des isotopes s'ils font partie du même élément chimique, c'est-à-dire s'ils ont même numéro atomique  $Z$ , mais que leurs noyaux ont des masses différentes.

Deux isotopes ont donc dans leurs noyaux :  
- le même nombre de protons  $Z$  ;  
- des nombres de neutrons  $N$  différents.

2) Le nombre  $A$  identifiant un isotope est le nombre total de nucléons (protons + neutrons,  $A = Z + N$ ) et est appelé

nombre de masse

Cette appellation vient du fait que la masse d'un atome est approximativement proportionnelle à  $A$ . En effet, on admet généralement pour simplifier que :

- proton et neutrons ont sensiblement la même masse ;
- le défaut de masse correspondant à l'énergie de cohésion nucléaire est négligeable ;
- la masse des électrons est négligeable devant celle des nucléons.

On peut apporter les précisions suivantes :

On définit l'**unité de masse atomique u.m.a.** (symbole u ou ua) comme « le douzième de la masse d'un atome de carbone 12 ». Autrement dit, par définition, un atome de carbone 12,  $^{12}\text{C}$ , a une masse de 12 u. C'est une grandeur dont la valeur en kg est issue de mesures, et qui vaut  $1 \text{ u} \approx 1,66054 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ .

Comme il y a douze nucléons dans l'atome de carbone 12 (6 protons et 6 neutrons) et douze électrons, on en déduit que **l'u.m.a. est la masse moyenne pour un nucléon dans un atome.**

Cette masse moyenne contient la moitié de la masse d'un électron et tient compte du « défaut de masse » correspondant à l'énergie de liaison du noyau. Ces deux grandeurs sont inférieures au centième de l'u.m.a., mais si on veut être très précis, l'u.m.a. rend mieux compte de ce qu'est la masse d'un nucléon « dans un atome » que la masse des nucléons isolés. Pour s'en convaincre, un proton a une masse de  $m_p = 1,67262 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,0073 \text{ u}$  et un neutron de  $m_n = 1,67495 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,0087 \text{ u}$  ; les particules convertissent donc près d'un centième de leur masse en énergie de cohésion du noyau (force nucléaire forte) lors de la constitution de celui-ci.

Un noyau ne contient pas toujours le même nombre de protons que de neutrons ; de plus, le défaut de masse n'est pas rigoureusement proportionnel au nombre de nucléons ; la masse d'un atome d'un isotope de nombre de masse  $A$  n'est donc pas rigoureusement égale à  $A \times (1 \text{ u})$ , à part bien sûr pour le carbone 12 par définition.

Néanmoins, cette approximation est très bonne (mieux de 1/100 et même de 1/1000 pour la plupart des atomes) et comme on n'a généralement pas besoin de connaître les masses molaires avec plus de trois chiffres significatifs, elle convient tout à fait la plupart du temps.

**CONCLUSION :** la masse d'un atome d'un isotope de nombre de masse  $A$  est, avec trois chiffres significatifs, de  $A$  unités de masse atomique.

Utilisation de la mole : Par définition, « la mole est le nombre d'entités correspondant au nombre d'atomes qu'il y a dans 12 grammes de carbone 12 ».

Ce nombre est appelé nombre d'Avogadro, est issu de mesures, et vaut  $N_a = 6,0221 \cdot 10^{23}$  entités par mole (on écrit  $N_a = 6,0221 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ ).

Par définition, 1 mole d'atomes de carbone 12 a donc exactement une masse de 12 g.

On a donc la relation exacte :  $N_a \times (1 \text{ u}) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

CONCLUSION : la masse molaire d'un isotope de nombre de masse  $A$  est, avec trois chiffres significatifs, de  $A \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

3) On applique la relation rappelée précédemment :  $M(^A\text{X}) = A \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  **avec trois chiffres significatifs.**

Le numéro atomique  $Z = 28$  caractérise l'élément nickel, c'est le nombre de **protons** dans tous les noyaux de nickel.

Le nombre de **neutrons** de chaque isotope est donc  $N = A - 28$  :

Isotope	Abondance (%)	$Z$	$N$	$M/(\text{g}\cdot\text{mol}^{-1})$
$^{58}\text{Ni}$	68,1	28	30	58,0
$^{60}\text{Ni}$	26,2	28	32	60,0
$^{61}\text{Ni}$	1,1	28	33	61,0
$^{62}\text{Ni}$	3,6	28	34	62,0
$^{64}\text{Ni}$	0,9	28	36	64,0

4) La masse molaire d'un élément chimique est la moyenne de la masse molaire de ses isotopes pondérée par l'abondance naturelle :

$$M(\text{Ni}) = \frac{68,1 \times 58,0 + 26,2 \times 60,0 + 1,1 \times 61,0 + 3,6 \times 62,0 + 0,9 \times 64,0}{100} \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{Ni}) = 58,7 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Attention à bien donner trois chiffres significatifs : ni plus, ni moins !