

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 si leurs noyaux **ont le même nombre de protons Z** , mais **n'ont pas le même nombre de neutrons N** .

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

Cette appellation vient du fait que protons et neutrons constituent la quasi-totalité de la masse d'un atome. Comme ces deux particules ont des masses très voisines, la masse d'un isotope est quasiment proportionnelle à son nombre de masse. En particulier, la **masse molaire d'un isotope de nombre de masse A est de $A \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ avec une incertitude d'environ $\pm 0,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$** .

3) 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 $N = A - 28$.

Pour la masse molaire de chaque isotope, on applique la relation rappelée à la question précédente :

$M(^A\text{X}) = A \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ avec $u(M(^A\text{X})) = 0,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$. L'incertitude portant sur le chiffre des dixièmes de $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$, celui-ci est significatif. Il faut donc ajouter « ,0 » à la valeur entière de A quand on donne la valeur numérique de $M(^A\text{X})$:

| Isotope | Abondance (%) | nombre de protons Z | nombre de neutrons N | $M/(\text{g}\cdot\text{mol}^{-1})$ |
|------------------|---------------|-----------------------|------------------------|------------------------------------|
| ^{58}Ni | 68,0769 | 28 | 30 | 58,0 |
| ^{60}Ni | 26,2231 | 28 | 32 | 60,0 |
| ^{61}Ni | 1,1399 | 28 | 33 | 61,0 |
| ^{62}Ni | 3,6345 | 28 | 34 | 62,0 |
| ^{64}Ni | 0,9256 | 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 :

$$M(\text{Ni}) = \frac{68,0769 \times 58,0 + 26,2231 \times 60,0 + 1,1399 \times 61,0 + 3,6345 \times 62,0 + 0,9256 \times 64,0}{100} \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Lorsqu'on tape ce calcul sur la calculatrice, celle-ci affiche la valeur : 58,759575

Pour savoir quels chiffres sont significatifs dans cette valeur, il faut estimer son incertitude.

Pour cela, étant donné le nombre de chiffres fournis par l'énoncé sur les abondances isotopiques, on peut négliger l'incertitude sur ces valeurs et considérer que l'incertitude de cette détermination est essentiellement due au terme $u(M(^A\text{X})) = 0,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, que l'on notera $u(M_A)$.

Ainsi, comme :

$$M(\text{Ni}) = \sum_i x_i \cdot M(^{A_i}\text{Ni})$$

... la formule de combinaison des incertitudes pour une somme donne :

$$u(M(\text{Ni})) = \sqrt{\sum_i u(x_i \cdot M(^{A_i}\text{Ni}))^2}$$

Or si on néglige l'incertitude sur les abondances, $u(x_i \cdot M(^{A_i}\text{Ni})) = x_i \cdot u(M_A)$, donc :

$$\begin{aligned}
 u(M(\text{Ni})) &= u(M_A) \cdot \sqrt{\sum_i x_i^2} \\
 &= 0,1 \cdot (0,680769^2 + 0,262231^2 + 0,011399^2 + 0,036345^2 + 0,009256^2) \\
 &\approx 0,07 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}
 \end{aligned}$$

Ainsi, la masse molaire que l'on peut estimer du nickel naturel compte tenu de nos données est :

| |
|--|
| $ \begin{aligned} M(\text{Ni}) &= 58,76 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} \\ \text{avec } u(M(\text{Ni})) &= 0,07 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} \end{aligned} $ |
|--|

Dans la littérature, on trouve : $M(\text{Ni}) = 58,693 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

On peut calculer le « z-score » de notre valeur (ou écart normalisé) :

$$z = \frac{58,76 - 58,693}{0,07} = 1,0$$

Comme $z < 2$, on peut valider notre estimation.