

CONSTITUTION ET TRANSFORMATION DE LA MATIÈRE

A. Constitution de la matière

1. Composition chimique d'un système

Rappel : La mole

Il est possible de déterminer la masse d'un atome en additionnant la masse de ses composants : protons, neutrons et électrons. Toutefois, la masse de l'électron est tellement faible qu'elle est négligeable puisqu'elle représente un 2000^e de la masse d'un nucléon.

Les masses du proton et du neutron étant très proches, on peut calculer avec une bonne précision la masse d'un atome en multipliant simplement le nombre de nucléons A par la masse du proton.

Exemple : pour un atome de carbone ^{12}C la masse sera de :

$$m = 1,67 \times 10^{-27} \times 12 \simeq 2,00 \times 10^{-26} \text{ kg} = 2,00 \times 10^{-23} \text{ g}$$

Nous voyons ici que cette masse est extrêmement faible et que « peser » un seul atome ne serait pas facile et même totalement impossible avec nos balances de laboratoire.

Pour ne pas travailler avec un seul atome, les chimistes travaillent sur **des « paquets » d'atomes (ions, molécules...), appelés « mole »**.

Une mole représente le nombre d'atomes contenus dans 12 g de carbone 12. Ce nombre est appelé constante d'Avogadro (ou nombre d'Avogadro), noté N_A , du nom du chimiste italien Amedeo Avogadro qui en établit la théorie en 1811.

$$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Cela signifie qu'il y a $6,02 \times 10^{23}$ éléments dans une mole de matière, d'où l'unité en mol^{-1} (ce qui signifie par mole).

En passant aux moles, les chimistes peuvent donc manipuler des chiffres beaucoup plus clairs pour leurs calculs.

Remarque : on peut savoir de combien de moles d'un corps on dispose en effectuant le calcul suivant :

$$n = \frac{N}{N_A}$$

Avec n qui représente le nombre de moles et N qui représente le nombre d'éléments.

Masse molaire

La masse molaire est la masse d'une mole de la matière étudiée et elle s'exprime en gramme par mole (g.mol⁻¹).

Si on étudie des atomes seuls, on parle de masse molaire atomique, M. On retrouve cette masse molaire dans la classification périodique des éléments où **elle représente la masse molaire moyenne** des différents isotopes d'un élément donné.

Pour un atome donné, il est possible de calculer sa masse molaire atomique par la relation suivante :

Masse molaire atomique (M) = masse de l'atome (m) x Constante d'Avogadro (N_A)

Exemple : Calculer la masse molaire atomique du calcium 40 : ${}^{40}_{20}\text{Ca}$

Cet atome contient 40 nucléons dont la masse est de $1,67 \times 10^{-24}$ g. On peut donc déterminer que $M = 40 \times 1,67 \times 10^{-24} \times 6,02 \times 10^{23} = 40,21 \text{ g.mol}^{-1}$

On remarquera que la masse molaire atomique a une valeur très proche du nombre de nucléons dans le noyau de l'atome. Ainsi elle est de 40,1 g.mol⁻¹ pour le calcium dans la classification périodique des éléments.

Comme indiqué plus haut, la masse molaire indiquée dans la classification périodique des éléments dépend des isotopes d'un élément donné et donne donc rarement un nombre entier.

Exemple : l'élément carbone est constitué de deux isotopes principaux, le ${}^{12}_6\text{C}$ a une abondance de 98,93% et le ${}^{13}_6\text{C}$ a une abondance de 1,07%. La masse molaire du carbone est donc calculée de la façon suivante :

$$M_c = \frac{98,93}{100} \times 12 + \frac{1,07}{100} \times 13 = 12,011 \text{ g.mol}^{-1}$$

Masse molaire moléculaire

Pour calculer la masse molaire d'une molécule, nommée masse molaire moléculaire, il suffit **d'additionner la masse molaire de tous les atomes que contient cette molécule en se basant sur sa formule moléculaire.**

Exemple : déterminer la masse molaire moléculaire du dioxyde de carbone CO₂

Cette molécule contient un atome de carbone (M_c = 12,0 g.mol⁻¹) et deux atomes d'oxygène (M_o = 16,0 g.mol⁻¹) donc $M(\text{CO}_2) = 12 \times 1 + 16 \times 2 = 44 \text{ g.mol}^{-1}$

Du fait de la masse très faible des électrons, les ions ont la même masse molaire que les atomes qui sont à leur origine.

Note : vous avez vu ci-dessus qu'il est possible d'écrire la masse molaire deux façons : avec l'élément en indice (M_c) ou entre parenthèse (M(C)).

Déterminer la quantité de matière à partir de la masse

La relation entre la masse d'un corps et sa masse molaire va donc s'établir de la façon suivante :

$$m = n \times M \text{ ou } n = \frac{m}{M} \text{ ou } M = \frac{m}{n}$$

Unités :

- m : Masse du corps en gramme (g)
- n : Nombre de moles en moles (mol)
- M : Masse molaire en gramme par mole (g.mol⁻¹)

Déterminer la quantité de matière à partir du volume d'un corps pur

Pour un **liquide** on a vu les années précédentes que la masse peut être déterminée à partir du volume, généralement plus simple à mesurer, avec la relation :

Pour traduire le fait que le même volume de différentes espèces chimiques n'a pas la même masse, on utilise la notion de **masse volumique : la masse d'un certain volume de matière**. La masse volumique est identifiée par la lettre grecque ρ (qui se prononce « rho »).

Il s'en suit la relation suivante : $\rho = \frac{m}{V}$ ou $m = \rho \times V$

Unités :

- ρ : Masse volumique en gramme par litre (g.L⁻¹)
- m : Masse en gramme (g)
- V : Volume en litre (L)

Note : on peut aussi utiliser d'autres unités, en particulier des kilogrammes (kg) et des kilogrammes par mètre cube (kg.m⁻³)

En reprenant la relation de la quantité de matière on arrive donc à :

$$n = \rho \times \frac{V}{M}$$

Unités :

- n : Quantité de matière en moles (mol)
- ρ : Masse volumique en kilogramme par mètre cube (kg.m⁻³)
- V : Volume en mètre cube (m³)
- M : Masse molaire en gramme par mole (g.mol⁻¹)

Pour un gaz, dans les mêmes conditions de température et de pression, une mole de gaz occupe un volume déterminé qui ne dépend pas de la nature du gaz considéré (loi d'Avogadro-Ampère). On exprime alors le volume molaire en litre par mole :

$$n = \frac{V}{V_m}$$

Unités :

- n : Quantité de matière en moles (mol)
- V : Volume en mètre cube (L^{-1})
- V_m : Volume molaire en litre par mole ($L \cdot mol^{-1}$)

Note : dans les conditions normales de température et de pression ($0^\circ C$ et 1013 hPa), le volume molaire d'un « gaz parfait » est de $22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$. A $20^\circ C$, sous la même pression, il vaut $24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$. On rappelle que les gaz les plus abondants dans l'atmosphère peuvent être considérés comme des « gaz parfaits » (diazote, dioxygène).