

C4. La quantité de matière

Cours

I Un si grand nombre d'atomes... : quelle unité utiliser ?

Une mole correspond à un très grand nombre d'entités chimiques toutes identiques. Son symbole est **mol**.
Le nombre d'entités identiques contenues dans une mole est défini par la **constante d'Avogadro** et notée N_A :

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ entités/mol}$$

Cette valeur a été définie comme étant le nombre d'atomes contenus dans 12 g de $^{12}_6\text{C}$.

Le nombre d'entités chimiques N contenues dans un échantillon de matière étant toujours extrêmement grand, on exprime cette quantité en moles que l'on appelle **quantité de matière**. La quantité de matière est notée n .
Pour un échantillon contenant un nombre d'entités toutes identiques N , la quantité de matière n s'obtient par la relation :

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

en mol^{-1}

n en mol, N sans unités, N_A

II Déterminer la quantité de matière à partir de la masse

La **masse molaire atomique** d'un élément chimique est la masse d'une mole de cet élément pris à l'état naturel, c'est-à-dire en prenant en compte tous ses isotopes et leur abondance relative.

On la note M et elle s'exprime en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

La masse molaire atomique de chacun des éléments est indiquée dans la classification périodique des éléments.

Ex : Masse molaire de l'oxygène $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Remarque : Et pour les ions ? Les électrons ayant une masse faible par rapport à celle des nucléons, on considère que la masse molaire d'un ion monoatomique est la même que la masse molaire de l'atome dont il est issu.

Ex : $M(\text{Na}^+) = M(\text{Na}) = 23,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

La quantité de matière n contenue dans un échantillon de matière de masse m et constitué d'une espèce chimique de masse molaire M s'obtient à l'aide de la relation :

$$n = \frac{m}{M}$$

m en g, M en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$, n en mol

III Déterminer la quantité de matière à partir du volume

Masse volumique d'une espèce chimique

La **masse volumique** ρ d'une espèce chimique correspond à la masse par unité de volume de cette espèce chimique. Elle est définie par la formule :

$$\rho = \frac{m}{V}$$

m en g, V en L et ρ en g.L^{-1}

où m est la masse de l'échantillon considéré et V son volume.
La masse volumique peut aussi s'exprimer en kg/L ou en g/cm^3 .

La masse volumique de l'eau H_2O à l'état liquide vaut $\rho_{\text{eau}} = 1,0 \text{ kg.L}^{-1}$, ce qui correspond aussi à $\rho_{\text{eau}} = 1,0 \cdot 10^3 \text{ g.L}^{-1}$ ou $\rho_{\text{eau}} = 1,0 \text{ g.cm}^{-3}$.

On peut donc calculer la quantité de matière n contenue dans un échantillon de volume V contenant une espèce chimique de masse molaire M et de masse volumique ρ par la relation :

$$n = m / M \quad \text{et} \quad m = \rho \times V \quad \text{donc} \quad n = \frac{\rho \times V}{M} \quad \rho \text{ en } \text{g.L}^{-1}, \quad V \text{ en L}, \quad M \text{ en } \text{g.mol}^{-1}, \quad n \text{ en mol}$$

Densité d'une espèce chimique

La **densité** d d'une espèce chimique correspond au rapport de sa masse volumique par la masse volumique de l'eau (pour un liquide ou un solide) ou de l'air (pour un gaz). C'est un coefficient qui n'a donc pas d'unité.

Pour un liquide ou un solide :

$$d = \frac{\rho}{\rho_{\text{eau}}}$$

ρ et ρ_{eau} exprimées dans la même unité

Pour un gaz :

$$d = \frac{\rho}{\rho_{\text{air}}}$$

avec par exemple $\rho_{\text{air}} = 1,2 \text{ g.L}^{-1}$ à 20°C et à pression atmosphérique

Volume molaire d'une espèce chimique

On appelle **volume molaire** d'une espèce chimique le volume occupé par une mole de cette espèce chimique.

Le volume molaire est noté V_m et s'exprime en L.mol^{-1} .

La quantité de matière n contenue dans un échantillon de matière de volume V et constitué d'une espèce chimique de volume molaire V_m s'obtient à l'aide de la relation :

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

V en L, V_m en L.mol^{-1} , n en mol

IV Déterminer la quantité de matière d'un gaz

Loi des gaz parfaits

La plupart des gaz ont des comportements physiques similaires quelque soit leur composition. Ces gaz suivent le modèle dit du **gaz parfait** et s'en éloignent pour des conditions de pression très élevées (plus de 100 fois la pression atmosphérique) ou des températures très basses (inférieures à -200 °C).

La loi des gaz parfaits est donnée par :

$$P V = n R T$$

P : pression du gaz en **Pascal (Pa)**
V : volume occupé par le gaz en **m³**
n : quantité de matière de gaz en **mol**
T : température du gaz en **Kelvin (K)**

R est la **constante des gaz parfaits** :

$$R = 8,314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

On définit l'échelle **Kelvin** des températures par la relation : $T \text{ (K)} = T \text{ (}^\circ\text{C)} + 273,15$

Ainsi $T = 0 \text{ K} = -273,15^\circ\text{C}$ est la température du zéro absolu.

L'unité de la pression dans le système international d'unités est le **Pascal (Pa)**.

1 Pa représente une pression très faible ; ainsi, les unités de pression couramment utilisées sont :

- L'hectopascal (hPa) : $1 \text{ hPa} = 10^2 \text{ Pa}$
- Le bar (bar) : $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$

La pression atmosphérique au niveau de la mer vaut : $P_{\text{atm}} = 1013 \text{ hPa}$.

Volume molaire des gaz

Rappel : On appelle **volume molaire** d'une espèce chimique le volume occupé par une mole de cette espèce chimique.

Pour un gaz parfait, une mole de gaz occupe un volume indépendant de la nature du gaz : le volume molaire d'un gaz parfait ne dépend que de la température et de la pression.

En effet, pour $n = 1,0 \text{ mol}$ $P V_m = 1 \times R T$ donc $V_m = \frac{RT}{P}$

Le volume molaire V_m d'un gaz parfait à la pression atmosphérique $P = 1013 \text{ hPa}$ et $T = 20^\circ\text{C}$ vaut donc :

$$V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$$