

7 – LA MOLE, UNITE DE QUANTITE DE MATIERE

I. DE L'ECHELLE MICROSCOPIQUE A L'ECHELLE MACROSCOPIQUE

1. Nécessité de changer d'échelle (cf. TP)

On ne peut pas compter individuellement les atomes ou les molécules (échelle microscopique), or on a besoin de savoir avec précision combien peuvent réagir à notre échelle (échelle macroscopique). Tout comme le grain de semoule, la masse d'un atome nous est complètement inaccessible par un moyen de mesure simple, on va donc prendre un « paquet » d'atomes et mesurer sa masse.

Combien d'entités ce paquet contient-il ? On a pris comme référence le carbone 12, et on a déterminé N , le nombre d'atomes de carbone $^{12}_6\text{C}$ contenus dans $m = 12,0\text{g}$ de carbone pur.

2. Définition de la mole

Une quantité de matière se note n et s'exprime en mole (symbole mol).

Une mole d'entités (atomes, molécules, ions) est une quantité de matière contenant le même nombre d'entités qu'il y a d'atomes de carbone $^{12}_6\text{C}$ dans $m = 12,0\text{g}$ de carbone pur, c'est-à-dire $6,02 \cdot 10^{23}$ entités.

On définit la constante d'Avogadro N_A comme étant le nombre d'entité par unité de quantité de matière, c'est-à-dire par mole. Cette constante vaut $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Le nombre N d'entités (atomes, molécules ou ions) présent dans un système est directement proportionnel à la quantité de matière n :

$$\text{Pas d'unité} \longrightarrow N = \overset{\text{mol}}{n} \times N_A \longleftarrow \text{mol}^{-1}$$

Faire le parallèle avec le carton contenant 10 ramettes de 500 feuilles de papier.

II. MASSE MOLAIRES

1. Masse molaire atomique

La masse molaire atomique d'un isotope est la masse d'une mole de cet isotope, elle se note $M(\text{isotope})$ et s'exprime en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

$$M(\text{isotope}) = N_A \times m(\text{isotope})$$

Exemples :

$$M(^{12}_6\text{C}) = N_A \times m(^{12}_6\text{C}) = N_A \times A \times m_{\text{NUCLEON}} = 6,02 \cdot 10^{23} \times 12 \times 1,67 \cdot 10^{-27} = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(^{16}_8\text{O}) = N_A \times m(^{16}_8\text{O}) = N_A \times A \times m_{\text{NUCLEON}} = 6,02 \cdot 10^{23} \times 16 \times 1,67 \cdot 10^{-27} = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(^1_1\text{H}) = N_A \times m(^1_1\text{H}) = N_A \times A \times m_{\text{NUCLEON}} = 6,02 \cdot 10^{23} \times 1 \times 1,67 \cdot 10^{-27} = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

On constate qu'il y a un rapport direct entre la masse molaire et le nombre de nucléons contenus dans le noyau de l'isotope.

Le problème c'est qu'on n'a jamais un seul isotope pour un élément, on a un mélange de plusieurs isotopes. Si l'on veut calculer la masse molaire atomique pour un élément donné, il faut tenir compte des proportions de chaque isotope de cet élément. Exemple avec l'élément chlore, qui contient 75,8% de $^{35}_{17}\text{Cl}$ et 24,2% de $^{37}_{17}\text{Cl}$:

$$M(\text{Cl}) = \frac{75,8}{100} \times M(^{35}_{17}\text{Cl}) + \frac{24,2}{100} \times M(^{37}_{17}\text{Cl}) = 0,758 \times 35,0 + 0,242 \times 37,0 = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Il est inutile de calculer ces masses molaires atomiques, elles sont données dans la classification périodique des éléments.

2. Masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécules, elle se note $M(\text{molécule})$ et s'exprime en g.mol^{-1} .

Prenons l'exemple de l'eau H_2O :

$$M(\text{H}_2\text{O}) = N_A \times m(\text{H}_2\text{O}) = N_A \times [2m(\text{H}) + m(\text{O})] = 2 \times N_A \times m(\text{H}) + N_A \times m(\text{O})$$

Or $N_A \times m(\text{H}) = M(\text{H})$ et $N_A \times m(\text{O}) = M(\text{O})$

$$\text{D'où } M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \times 1,0 + 16,0 = 18,0 \text{ g.mol}^{-1}$$

Pour calculer la masse molaire moléculaire d'une molécule donnée, on additionne les masses molaires atomiques de chaque atome qui constitue cette molécule.

III. DETERMINATION DE QUANTITES DE MATIERE

1. Cas général

Une ramette de papier a une masse de $M=1,5\text{kg}$, le carton a une masse de $m=15\text{kg}$, quel est le nombre n de ramettes dans le carton ?

$$n(\text{A}) = \frac{m(\text{A})}{M(\text{A})}$$

Diagram showing unit cancellation: mol (from $n(\text{A})$) and g (from $m(\text{A})$) cancel out, leaving g.mol^{-1} (from $M(\text{A})$) in the denominator.

Application : quelle quantité de matière y a-t-il dans $m(\text{Cu})=12,7\text{g}$ de cuivre ?

$$n(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu})}{M(\text{Cu})} = \frac{12,7}{63,5} = 2,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

2. Cas particulier des liquides

Quelle est la quantité de matière d'éthanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ contenue dans $V(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})=20,0\text{mL}$, sachant que $d(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})=0,79$?

La masse volumique d'un corps A, notée $\rho(\text{A})$, est la masse du corps $m(\text{A})$ divisée par le volume occupé par ce corps $V(\text{A})$:

$$\rho(\text{A}) = \frac{m(\text{A})}{V(\text{A})}$$

Diagram showing unit cancellation: kg.m^{-3} (from $\rho(\text{A})$) and kg (from $m(\text{A})$) cancel out, leaving m^3 (from $V(\text{A})$) in the denominator.

La masse volumique de l'eau vaut $\rho(\text{eau}) = 1,00 \cdot 10^3 \text{ kg.m}^{-3}$,
ou encore $\rho(\text{eau}) = 1,00 \text{ kg.L}^{-1} = 1,00 \text{ g.cm}^{-3}$.

La densité d'un corps A solide ou liquide, notée $d(\text{A})$, est la masse volumique de ce corps $\rho(\text{A})$ divisée par la masse volumique de l'eau $\rho(\text{eau})$.

$$d(\text{A}) = \frac{\rho(\text{A})}{\rho(\text{eau})}$$

Diagram showing unit cancellation: kg.m^{-3} (from $\rho(\text{A})$) and kg.m^{-3} (from $\rho(\text{eau})$) cancel out, leaving **PAS D'UNITE !**

Pour connaître la quantité de matière d'éthanol contenue dans $V(C_2H_6O) = 20,0\text{mL}$, il faut d'abord calculer la masse volumique de l'éthanol, puis en déduire sa masse.

$$\text{Masse volumique de l'éthanol : } d(C_2H_6O) = \frac{\rho(C_2H_6O)}{\rho(\text{eau})}$$

$$\text{D'où } \rho(C_2H_6O) = d(C_2H_6O) \times \rho(\text{eau}) = 0,79 \times 1,00 = 0,79\text{g.cm}^{-3} \text{ avec } \rho(\text{eau}) = 1,00\text{g.cm}^{-3}$$

$$\text{Masse d'éthanol : } \rho(C_2H_6O) = \frac{m(C_2H_6O)}{V(C_2H_6O)}$$

$$\text{D'où } m(C_2H_6O) = \rho(C_2H_6O) \times V(C_2H_6O) = 0,79 \times 20,0 = 16\text{g} \text{ avec } V(C_2H_6O) = 20,0\text{mL} = 20,0\text{cm}^3$$

Une fois qu'on connaît la masse d'éthanol, on peut calculer sa quantité de matière comme dans le cas général :

$$M(C_2H_6O) = 2M(C) + 6M(H) + M(O) = 2 \times 12,0 + 6 \times 1,0 + 16,0 = 46,0\text{g.mol}^{-1}$$

$$n(C_2H_6O) = \frac{m(C_2H_6O)}{M(C_2H_6O)} = \frac{16}{46,0} = 0,34\text{mol}$$

3. Cas particulier des gaz

Le volume molaire d'un gaz, noté V_m , est le volume occupé par une mole de gaz. Ce volume molaire dépend de la température et de la pression du gaz, mais ne dépend pas de la nature du gaz.

On se place bien souvent aux Conditions Normales de Température et de Pression (CNTP), qui sont les suivantes : température $\theta = 0^\circ\text{C}$ et pression $p = 1,013.10^5\text{Pa}$.

Aux CNTP, le volume molaire d'un gaz vaut $V_m = 22,4\text{L.mol}^{-1}$.

$$n(\text{gaz}) = \frac{V(\text{gaz})}{V_m}$$

mol →
 L →
 $L.mol^{-1}$ ←

Application : quelle quantité de matière d'hélium y a-t-il dans un ballon de rayon $R = 30,0\text{cm}$ aux CNTP ? En déduire la masse d'hélium.

$$\text{Volume d'hélium : } V(He) = \frac{4}{3}\pi \times R^3 = \frac{4}{3}\pi \times (3,00.10^{-1})^3 = 1,13.10^{-1}\text{m}^3 = 113\text{L}$$

$$\text{Quantité de matière d'hélium : } n(He) = \frac{V(He)}{V_m} = \frac{113}{22,4} = 5,04\text{mol}$$

$$\text{Masse d'hélium : } m(He) = n(He) \times M(He) = 5,04 \times 4,0 = 20,2\text{g}$$