

QUANTITES DE MATIERE

1- La mole

La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires (atomes, ions ou molécules) qu'il y a d'atomes de carbone dans 12g de carbone 12, c'est-à-dire $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes de carbone.

Une mole d'atomes, de molécules ou d'ions contient $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes, molécules ou ions.

Ce nombre est la constante d'Avogadro, notée:

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

Par exemple:

- Dans une mole d'atomes d'oxygène, il y a $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes d'oxygène.
- Dans une mole de molécules d'eau, il y a $6,02 \cdot 10^{23}$ molécules d'eau.
- Dans une mole d'ions sulfate, il y a $6,02 \cdot 10^{23}$ ions sulfate.
- Dans une mole de balles de tennis, il y a $6,02 \cdot 10^{23}$ balles de tennis.

Le nombre d'entités chimiques élémentaires N contenues dans un échantillon de matière est proportionnel à la quantité de matière n . Le coefficient de proportionnalité est la constante d'Avogadro N_A .

$$N = n \times N_A \quad \text{ou} \quad n = \frac{N}{N_A}$$

<p>N: Nombre d'entité (sans unité)</p> <p>n: Quantité de matière (mol)</p> <p>N_A: Nombre d'Avogadro (mol^{-1})</p>
--

Par exemple:

- Le nombre d'atomes de cuivre N contenus dans 2,5mol est:

$$N = 2,5 \times 6,02 \cdot 10^{23} = 1,5 \cdot 10^{24} \text{ atomes}$$
- La quantité de matière cuivre représentée par $2,0 \cdot 10^{22}$ atomes de cuivre est:

$$n = \frac{2,0 \cdot 10^{22}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

2- La masse molaire

2.1- Masse molaire atomique

La masse molaire atomique M d'un échantillon est la masse d'une mole de cet élément. Son unité est le $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Les masses molaires atomiques des 18 premiers éléments de la classification sont données dans le tableau suivant.

$\begin{matrix} 1 \\ 1 \\ \text{H} \\ 1s^1 \\ 1,00\text{g.mol}^{-1} \end{matrix}$							$\begin{matrix} 4 \\ 2 \\ \text{He} \\ 1s^2 \\ 4,00\text{g.mol} \end{matrix}$
$\begin{matrix} 7 \\ 3 \\ \text{Li} \\ 1s^2 2s^1 \\ 6,94\text{g.mol}^{-1} \end{matrix}$	$\begin{matrix} 9 \\ 4 \\ \text{Be} \\ 1s^2 2s^2 \\ 9,01\text{g.mol}^{-1} \end{matrix}$	$\begin{matrix} 11 \\ 5 \\ \text{B} \\ 1s^2 2s^2 2p^1 \\ 10,81\text{g.mol}^{-1} \end{matrix}$	$\begin{matrix} 12 \\ 6 \\ \text{C} \\ 1s^2 2s^2 2p^2 \\ 12,01\text{g.mol}^{-1} \end{matrix}$	$\begin{matrix} 14 \\ 7 \\ \text{N} \\ 1s^2 2s^2 2p^3 \\ 14,02\text{g.mol}^{-1} \end{matrix}$	$\begin{matrix} 16 \\ 8 \\ \text{O} \\ 1s^2 2s^2 2p^4 \\ 16,00\text{g.mol}^{-1} \end{matrix}$	$\begin{matrix} 19 \\ 9 \\ \text{F} \\ 1s^2 2s^2 2p^5 \\ 19,00\text{g.mol}^{-1} \end{matrix}$	$\begin{matrix} 20 \\ 10 \\ \text{Ne} \\ 1s^2 2s^2 2p^6 \\ 20,18\text{g.mol}^{-1} \end{matrix}$
$\begin{matrix} 23 \\ 11 \\ \text{Na} \\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \\ 23,00\text{g.mol}^{-1} \end{matrix}$	$\begin{matrix} 24 \\ 12 \\ \text{Mg} \\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 \\ 24,31\text{g.mol}^{-1} \end{matrix}$	$\begin{matrix} 27 \\ 13 \\ \text{Al} \\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1 \\ 26,98\text{g.mol}^{-1} \end{matrix}$	$\begin{matrix} 28 \\ 14 \\ \text{Si} \\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2 \\ 28,09\text{g.mol}^{-1} \end{matrix}$	$\begin{matrix} 31 \\ 15 \\ \text{P} \\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 \\ 30,97\text{g.mol}^{-1} \end{matrix}$	$\begin{matrix} 32 \\ 16 \\ \text{S} \\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 \\ 32,07\text{g.mol}^{-1} \end{matrix}$	$\begin{matrix} 35 \\ 17 \\ \text{Cl} \\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \\ 35,45\text{g.mol}^{-1} \end{matrix}$	$\begin{matrix} 40 \\ 18 \\ \text{Ar} \\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \\ 39,95\text{g.mol}^{-1} \end{matrix}$

2.2- Masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécules. C'est aussi la somme des masses molaires atomiques des atomes composant la molécule.

Par exemple:

- Dans la molécule d'eau de formule H_2O , il y a deux atomes d'hydrogène H et un atome d'oxygène O. La masse molaire moléculaire M de l'eau est:

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

2.3- Masse molaire ionique

Un ion monoatomique ne diffère d'un atome que par un défaut ou un excès d'un ou plusieurs électrons or la masse de ces derniers est négligée lors du calcul d'une masse molaire atomique. Par conséquent on peut faire l'approximation que la masse molaire d'un ion monoatomique est la même que celle de l'atome dont il dérive.

Par exemple:

- La masse molaire de l'ion sodium Na^+ correspond à celle de l'atome sodium Na:

$$M(\text{Na}^+) = 23,0 \text{ g/mol}$$

On peut faire la même approximation concernant la masse molaire d'un ion polyatomique, elle est la somme des masses molaires atomiques de ses éléments.

Par exemple:

- L'ion carbonate a pour formule chimique CO_3^{2-} , sa masse molaire est:

$$M(\text{CO}_3^{2-}) = M(\text{C}) + 3 \cdot M(\text{O}) = 12,0 + 3 \times 16,0 = 60,0 \text{ g/mol}$$

3- Détermination des quantités de matière

3.1- Relation entre quantité de matière et masse

Si la masse (m) et la masse molaire (M) d'un échantillon d'une espèce chimique pure sont connues alors la quantité de matière peut être calculée grâce la relation:

$$n = \frac{m}{M} \quad \left| \begin{array}{l} n: \text{Quantité de matière de l'espèce chimique (mol)} \\ m: \text{Masse de l'espèce chimique (g)} \\ M: \text{Masse molaire de l'espèce chimique (g}\cdot\text{mol}^{-1}) \end{array} \right.$$

Par exemple:

- La quantité de matière d'une masse $m = 39,9\text{g}$ de sulfate de cuivre CuSO_4 de masse molaire $M = 159,6 \text{ g/mol}$ est:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{39,9}{159,6} = 0,25 \text{ mol}$$

3.2- Relation entre quantité de matière et volume d'un liquide

Dans le cas des liquides, il est plus pratique d'accéder à des volumes. Ainsi il est nécessaire de connaître la masse volumique ρ du liquide.

La masse volumique ρ d'un liquide correspond au rapport de sa masse par le volume qu'il occupe.

$$\rho = \frac{m}{V} \quad \left| \begin{array}{l} \rho: \text{Masse volumique du liquide (g/mL ou g/cm}^3\text{)} \\ m: \text{Masse du liquide (g)} \\ V: \text{Volume occupée par le liquide (mL ou cm}^3\text{)} \end{array} \right.$$

La quantité de matière n d'un liquide est donnée par la relation:

$$n = \frac{\rho \times V}{M} \quad \left| \begin{array}{l} n: \text{Quantité de matière de l'espèce chimique (mol)} \\ \rho: \text{Masse volumique du liquide (g/mL ou g/cm}^3\text{)} \\ V: \text{Volume occupée par le liquide (mL ou cm}^3\text{)} \\ M: \text{Masse molaire de l'espèce chimique (g}\cdot\text{mol}^{-1}) \end{array} \right.$$

Par exemple:

- La quantité de matière contenu dans un volume $V = 10\text{mL}$ de cyclohexane C_6H_{12} de masse molaire $M = 84 \text{ g/mol}$ et de masse volumique $\rho = 0,77 \text{ g/mL}$ est:

$$n = \frac{\rho \times V}{M} = \frac{0,77 \times 10}{84} = 0,094 \text{ mol}$$

3.3- Relation entre quantité de matière et volume d'un gaz

Le volume molaire d'une espèce chimique gazeuse, noté V_m , est le volume occupé par une mole de cette espèce gazeuse. Ce volume s'exprime en L/mol.

Le volume molaire d'un gaz V_m ne dépend pas de sa nature mais dépend de sa pression et de sa température. Tous les gaz ont le même volume molaire pour une pression et une température donnée.

Dans les conditions normales de température (25 °C) et de pression (1016 hPa) on aura:

$$V_m = 24,0 \text{ L/mol}$$

La relation qui donne la quantité de matière n d'un volume V d'un gaz est:

$$n = \frac{V}{V_m} \quad \left| \begin{array}{l} n: \text{Quantité de matière de l'espèce chimique (mol)} \\ V: \text{Volume du gaz (L)} \\ V_m: \text{Volume molaire du gaz (L/mol)} \end{array} \right.$$

Par exemple, la quantité de matière contenu dans un volume $V = 72,0 \text{ L}$ de dioxyde de carbone CO_2 dans les conditions normales de température et de pression est:

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{72,0}{24,0} = 3,0 \text{ mol}$$

4- Exercices d'application corrigés

Exercice 1

Calculer la masse d'une molécule d'acide sulfurique de formule H_2SO_4 . En déduire ensuite la masse d'une mole.

Calculer la masse molaire de l'acide sulfurique.

Comparer la masse d'une mole et la masse molaire et conclure.

On donne: $m_H = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$, $m_O = 2,67 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$, $m_S = 5,36 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$, $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

$$M_H = 1,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}, M_O = 16,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}, M_S = 32,07 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La molécule d'acide sulfurique est constituée de 2 atomes d'hydrogène H, 1 atome de soufre S et de 4 atomes d'oxygène O. Nous aurons donc:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \times m_H + 1 \times m_S + 4 \times m_O = 2 \times 1,67 \cdot 10^{-27} + 1 \times 5,36 \cdot 10^{-26} + 4 \times 2,67 \cdot 10^{-26}$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,64 \cdot 10^{-25} \text{ kg}$$

Comme dans une mole il y a N_A molécules, alors la masse d'une mole d'acide sulfurique sera:

$$m = N_A \times m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 6,02 \cdot 10^{23} \times 1,64 \cdot 10^{-25} = 9,86 \cdot 10^{-2} \text{ kg} = 98,6 \text{ g}$$

Pour la masse molaire de l'acide sulfurique nous aurons:

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \times M_{\text{H}} + 1 \times M_{\text{S}} + 4 \times M_{\text{O}} = 2 \times 1,00 + 1 \times 32,07 + 4 \times 16,00 = 98,07 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La masse d'une mole de molécules d'acide sulfurique correspond à la masse molaire.

Exercice 2

Le filament en tungstène de symbole W d'une lampe à incandescence a une masse $m_{\text{filament}} = 5,00 \text{ mg}$.

Calculer le nombre d'atome de tungstène constituant le filament, puis en déduire la quantité de matière correspondante.

On donne: $m_W = 3,07 \cdot 10^{-25} \text{ kg}$, $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Le nombre d'atomes de tungstène dans le filament est:

$$N = \frac{m_{\text{filament}}}{m_W} = \frac{5,00 \cdot 10^{-6}}{3,07 \cdot 10^{-25}} = 1,63 \cdot 10^{19} \text{ atomes}$$

La quantité de matière correspondante est alors:

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{1,63 \cdot 10^{19}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 2,70 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

Exercice 3

Un comprimé d'aspirine contient une masse $m = 500 \text{ mg}$ d'acide acétylsalicylique de formule $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$.

Après avoir calculé la masse d'une molécule d'acide acétylsalicylique en déduire le nombre de molécules d'acide acétylsalicylique contenue dans un comprimé d'aspirine puis la quantité de matière correspondante.

On donne: $m_{\text{H}} = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$, $m_{\text{O}} = 2,67 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$, $m_{\text{C}} = 2,00 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$, $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

$$M_{\text{H}} = 1,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}, M_{\text{O}} = 16,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}, M_{\text{S}} = 32,07 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La molécule d'acide acétylsalicylique est constituée de 9 atomes de carbone, 8 atomes d'hydrogène H, 4 atomes d'oxygène O. Nous aurons donc:

$$m(\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4) = 9 \times m_{\text{C}} + 8 \times m_{\text{H}} + 4 \times m_{\text{O}} = 9 \times 2,00 \cdot 10^{-26} + 8 \times 1,67 \cdot 10^{-27} + 4 \times 2,67 \cdot 10^{-26}$$

$$m(\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4) = 3,00 \cdot 10^{-25} \text{ kg}$$

Le nombre de molécules d'acide acétylsalicylique dans le comprimé d'aspirine est:

$$N = \frac{m}{m(\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4)} = \frac{500 \cdot 10^{-6}}{3,00 \cdot 10^{-25}} = 1,66 \cdot 10^{21} \text{ molécules}$$

La quantité de matière correspondante est alors:

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{1,66 \cdot 10^{21}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 2,79 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Exercice 4

Une solution de déboucheur ménager de 1L contient 20% en masse de soude (hydroxyde de sodium) NaOH.

Après avoir calculé la masse m_{sol} de la solution en déduire la masse m_{soude} en soude puis la quantité de matière en soude n_{soude} .

On donne: $m_{NaOH} = 6,68 \cdot 10^{-26}$ kg, $\rho_{sol} = 1,20$ g.mL⁻¹, $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ mol⁻¹, $M_{NaOH} = 40,0$ g.mol⁻¹

La masse de la solution est:

$$m_{sol} = V \times \rho_{sol} = 1000 \times 1,20 = 1200 \text{ g}$$

La masse de soude correspond à 20% de cette masse, soit:

$$m_{soude} = m_{sol} \times 0,20 = 1200 \times 0,20 = 240 \text{ g}$$

La quantité de matière peut se calculer de deux façons différentes:

$$n_{soude} = \frac{m_{soude}}{M_{NaOH}} = \frac{240}{40,0} = 6,0 \text{ mol}$$
$$n_{soude} = \frac{m_{soude}}{m_{NaOH} \times N_A} = \frac{0,240}{6,68 \cdot 10^{-26} \times 6,02 \cdot 10^{23}} = 6,0 \text{ mol}$$