

- Calculer la masse molaire d'une entité chimique
- Calculer une quantité de matière à partir d'une masse d'entité chimique
- Calculer une quantité de matière à partir d'un volume de gaz
- Déterminer la composition permettant la description d'un système chimique

Chapitre 1

Composition chimique d'un système

I. La masse molaire

I.1. Mélange isotopique

Exercice 1 :

La proportion isotopique de l'élément chlore ($Z = 17$) sur Terre est de 75% de chlore 35 et 25% de chlore 37.

1. A quelle condition deux atomes peuvent-ils être qualifiés d'isotopes ?
2. Donner l'écriture conventionnelle des ces deux isotopes du chlore.
3. Sachant qu'un atome de chlore 35 possède une masse de $5,812 \cdot 10^{-23} \text{ g}$, déterminer la masse d'une mole de cet atome.
4. Même question pour une mole de l'isotope 37 avec une masse de $6,144 \cdot 10^{-23} \text{ g}$.
5. En déduire la masse molaire de l'élément chlore pris dans les proportions isotopiques terrestres.
6. Sur Terre, les deux isotopes les plus abondants de l'élément carbone sont le carbone 12 et le carbone 13. Sachant que la masse molaire de cet élément chimique sur Terre est de $M_C = 12,011 \text{ g/mol}$, que peut-on en déduire sur l'abondance respective de ces deux isotopes ?

Chaque atome possède une masse molaire qui dépend du nombre de nucléons qu'il possède dans son noyau. Ainsi, différents isotopes d'un même élément chimique ont une masse molaire différente.



Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro (1776-1856)

- Une mole (abrév. mol) est un ensemble de $6,022 \times 10^{23}$ éléments.
- Ce nombre d'éléments par mole est appelé "nombre d'Avogadro" et est noté N_A ou N ($N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$) C'est en hommage aux travaux des années 1810 de l'italien Amedeo Avogadro sur le volume des gaz qu'on a donné ce nom à la constante N un siècle plus tard, après avoir déterminé précisément sa valeur.
- La masse molaire d'un élément chimique est la masse d'une mole de cet élément pris dans les proportions isotopiques naturelles :

$$M = N_A \times m_{\text{élément}}$$

$$\left. \begin{array}{l} M \text{ en } g \cdot mol^{-1} \\ N_A \text{ en } mol^{-1} \\ m \text{ en } g \end{array} \right\}$$

- Masses molaires à connaître :

$$M(H) = 1,0 \text{ g} \cdot mol^{-1} \quad ; \quad M(C) = 12,0 \text{ g} \cdot mol^{-1} \quad ; \quad M(N) = 14,0 \text{ g} \cdot mol^{-1} \quad ; \quad M(O) = 16,0 \text{ g} \cdot mol^{-1}$$

I.2. Masse molaire moléculaire

Exercice 2 :

1. Rappeler la formule brute de la molécule d'eau.
2. Dans une mole de molécules d'eau, combien de moles d'atomes d'oxygène trouve-t-on ? Combien de moles d'atomes d'hydrogène trouve-t-on ?
3. En déduire et effectuer une méthode de calcul permettant de déterminer la masse d'une mole de molécules d'eau.
4. De la même manière, déterminer la masse molaire de la molécule de glucose de formule brute $C_6H_{12}O_6$.
5. Déterminer la masse molaire du dioxyde de carbone et du diazote.

- La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole d'une molécule donnée. Elle se calcule à partir de la masse molaire de chaque élément chimique présent dans la molécule.

II. La quantité de matière

Remarque :

« Déterminer la quantité de matière... » signifie « Déterminer le nombre de moles... ».

II.1. Détermination à partir d'une masse

Exercice 3 :

1. Sachant qu'un litre d'eau pure contient 55,6 mol de molécules d'eau, en déduire la masse d'une mole de molécules d'eau.
2. Combien de molécules d'eau trouve-t-on dans ce litre ?
3. Sachant que 2,50 mol de saccharose ont une masse de 855 g, déterminer la masse molaire M du saccharose.
4. Déduire des questions précédentes l'expression littérale permettant de calculer la masse m correspondant à une quantité de matière n d'une espèce chimique de masse molaire M .

La masse m que représente une quantité n d'une espèce chimique de masse molaire M est donnée par la relation :

$$m = n \times M$$

$$\left| \begin{array}{l} M \text{ en } g \cdot mol^{-1} \\ n \text{ en } mol \\ m \text{ en } g \end{array} \right.$$

II.2. Détermination à partir d'un volume d'un liquide

- A partir d'une espèce chimique liquide, on utilise sa **densité** ou sa **masse volumique** pour en déduire la masse en jeu, puis on en déduit la quantité de matière grâce à la relation définie précédemment.

Exercice 4 :

L'acide sulfurique pur est un liquide incolore et hautement corrosif de formule brute H_2SO_4 et de densité 1,83. On cherche ici à déterminer la quantité de matière présente dans 200 mL de cet acide pur.

1. Déterminer la masse volumique ρ de cet acide en g/mL.
2. Calculer la masse m d'acide dans ces 200 mL.
3. En déduire la quantité de matière présente.

A retenir :

La masse volumique ρ d'une espèce chimique est donnée par la relation :

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

$$\left| \begin{array}{l} \rho \text{ en } g \cdot mL^{-1} \\ m \text{ en } g \\ V \text{ en } mL \end{array} \right.$$

La densité d d'une espèce chimique solide ou liquide est donnée par la relation :

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

La quantité de matière n d'une espèce chimique de volume V et de masse volumique ρ est donnée par la relation :

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

$$\left| \begin{array}{l} \rho \text{ en } g \cdot mL^{-1} \\ M \text{ en } mol^{-1} \\ V \text{ en } mL \end{array} \right.$$

II.2. Détermination à partir d'un volume d'un gaz

La quantité de matière n d'entités microscopiques (toutes identiques) d'un échantillon gazeux s'obtient, à partir de son volume V et du volume molaire V_m grâce à la relation:

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

$$\left| \begin{array}{l} n \text{ en } mol \\ V_m \text{ en } L \cdot mol^{-1} \\ V \text{ en } L \end{array} \right.$$

- A partir d'un gaz, on utilise la loi des gaz parfaits ou le **volume molaire** V_m .

Le volume occupé par une mole d'un gaz, appelé **volume molaire** et noté V_m , est indépendant de la nature de ce gaz. Il ne dépend que de la température et de la pression.

Ainsi, une mole de dioxygène occupera le même volume qu'une mole d'hélium ou de dioxyde de carbone.

	Température	Pression	Volume molaire
Conditions Normales de Température et Pression CNTP	$0^\circ\text{C} = 273\text{ K}$	1013 hPa	$22,4\text{ L/mol}$
Conditions Standards CS	$20^\circ\text{C} = 293\text{ K}$	1013 hPa	$24,0\text{ L/mol}$

Loi des gaz parfaits

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

avec $R = 8,314\text{ SI}$

P en Pa

V en m^3

n en mol

T en K

Exercice 5 :

Une réaction chimique produit $2,5\text{ m}^3$ de diazote à 20°C et à pression ambiante.

1. Déterminer la masse de diazote produite.
2. A l'aide de la loi des gaz parfaits, déterminer le volume de diazote produit si ce gaz sort en réalité à une température de 540°C et sous une pression de $3 \times 10^5\text{ Pa}$.

II.4 Solubilité

Lorsqu'on introduit une petite masse de glucose (sucre) dans un litre d'eau, il se dissout. Le mélange est alors homogène. A 200°C , lorsqu'on introduit plus de 700g de glucose dans un litre d'eau, une partie de glucose ne se dissout pas et reste visible à l'état solide. On dit que la solubilité du glucose dans l'eau est de 700 g/L .

Définition :

La **solubilité** d'une espèce chimique dans un solvant est la masse maximale de cette espèce chimique que l'on peut dissoudre dans un litre de solvant, à une température donnée. Elle se note **s** et s'exprime en **gramme par litre** (symbole : $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$). La solution ainsi obtenue est alors **saturée**.

Remarque : la solubilité dépend de la température.

Soluté	Solvant	Solubilité (en $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$)		
		0°C	20°C	100°C
$\text{NaCl}_{(s)}$ (chlorure de sodium)	Eau	356,5	358,9	389,9
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (Glucose)	Eau	?	700	900