

Chapitre I. COMPOSITION CHIMIQUE D'UN SYSTEME

NOTIONS ET CONTENUS	CAPACITES EXIGIBLES <i>Activités expérimentales</i>
Relation entre masse molaire d'une espèce, masse des entités et constante d'Avogadro.	Déterminer la masse molaire d'une espèce à partir des masses molaires atomiques des éléments qui la composent.
Masse molaire atomique d'un élément.	Déterminer la quantité de matière contenue dans un échantillon de corps pur à partir de sa masse et du tableau périodique.
Volume molaire d'un gaz.	Utiliser le volume molaire d'un gaz pour déterminer une quantité de matière. Déterminer la quantité de matière de chaque espèce dans un mélange (liquide ou solide) à partir de sa composition.

1) Avogadro

Lorenzo Romano **Amedeo** Carlo **Avogadro**, comte de **Quaregna** et de **Cerreto**, connu sous le nom d'**Amedeo Avogadro**, est un physicien et chimiste italien né à Turin le 9 août 1776 et mort le 9 juillet 1856.

C'est en 1811 qu'il émet, pour la première fois, l'idée que « *le nombre de molécules dans les gaz est toujours le même à volume égal, ou est toujours proportionnel aux volumes* ».

Ce n'est qu'un siècle plus tard, en 1909, que le physicien Jean Perrin parvient à fixer le nombre d'Avogadro. Un nombre qui a accédé à la dénomination de « constante d'Avogadro » en 1971, date à laquelle **la mole** est devenue l'*unité de base des quantités de matière*. Historiquement, la **constante d'Avogadro**, notée N_A , était définie comme le nombre d'atomes de carbone dans 12 grammes de carbone 12.

Depuis le 20 mai 2019, le nombre d'Avogadro devient une constante fixée par convention, qui définit le nombre d'entités élémentaires (atomes, molécules, ou ions en général) qui se trouvent dans une mole de matière : $N_A = 6,022\ 140\ 76 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Remarque : Le nombre d'Avogadro correspond également au facteur de conversion entre le gramme et l'unité de masse atomique (u) : $1\text{g} = N_A \times u$



Amedeo Avogadro
Image : Edgar Fahs Smith Collection, Kislak Center for Special Collections, Rare Books and Manuscripts, University of Pennsylvania

Sources : www.futura-sciences.com & fr.wikipedia.org

En classe, nous utiliserons la valeur approchée :

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

Le nombre **N** d'entités contenues dans un échantillon de matière est proportionnel à la **quantité de matière**, notée **n**, contenue dans cet échantillon :

$$N = N_A \times n$$

N est un nombre, donc **sans unité** ; n s'exprime en **mol** et N_A en mol^{-1} .

La constante d'Avogadro, N_A , permet le passage de l'échelle **microscopique** à l'échelle **macroscopique**, et inversement.

2) La masse molaire

a) Définition

La **masse molaire** est la **masse d'une mole** d'entités chimiques (atomes, ions ou molécules).

$$M = N_A \times \text{masse d'une entité}$$

Elle se note M et s'exprime en g.mol^{-1}

b) Masse molaire atomique

Atome	O
A : nb de nucléons (nb de masse)	16
Masse d'un atome (g)	$26,7 \cdot 10^{-24}$
Masse d'une mole d'atomes (g)	16

La masse d'une mole d'atomes, exprimée en grammes, correspond au nombre de nucléons (ou nombre de masse) de l'atome considéré.

La masse d'une mole d'atome est appelée masse molaire atomique.

La masse molaire atomique se lit dans le tableau périodique des éléments.

Exemples : $M(\text{H}) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Au}) = 197 \text{ g.mol}^{-1}$

Remarque : dans le tableau périodique (voir couverture du livre), différence entre A et masse molaire atomique (O, Cl, U) et nombre non entier !

La masse molaire atomique utilisée en pratique en chimie tient compte des proportions naturelles des différents isotopes de l'élément considéré.

Exemple : l'élément chlore, Cl

Isotope	Chlore 35	Chlore 37
Pourcentage	75,8 %	24,2 %
Masse d'une mole d'atomes	35,0 g.mol ⁻¹	37,0 g.mol ⁻¹

Masse molaire atomique de l'élément chlore :

$$M(\text{Cl}) = 0,758 \times 35,0 + 0,242 \times 37,0 = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

c) Masse molaire moléculaire

La masse d'une mole de molécules est appelée masse molaire moléculaire.

La masse molaire moléculaire s'obtient en faisant la somme des masses molaires atomiques de tous les éléments présents dans la molécule.

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

3) Détermination d'une quantité de matière...

a) ... à partir de la masse.

Il existe une relation entre la masse molaire M d'une espèce chimique, la masse m de l'échantillon et la quantité de matière n correspondante :

$$n = m/M$$

où n s'exprime en mol, m en g et M en g.mol⁻¹.

Applications :

a) Calculer la quantité de matière contenue dans 28 g de fer.

Donnée : $M_{\text{Fe}} = 56 \text{ g.mol}^{-1}$

b) Déterminer la quantité de matière de saccharose, de formule $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, contenue dans un morceau de sucre de masse $m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 5,5 \text{ g}$.

b) ... à partir du volume d'un liquide : masse volumique et densité.

Pour prélever une quantité de matière d'une espèce chimique sous forme liquide, il peut être plus facile de prélever un volume plutôt qu'une masse.

Définitions :

- **La masse volumique ρ** d'une espèce chimique est égale à la masse m d'un échantillon de cette espèce divisée par le volume V occupé par cet échantillon

$$\rho = m/V$$

où ρ s'exprime en $\text{kg}\cdot\text{m}^{-3}$, V en m^3 et m en kg en unités S.I.

Rappel : 1 L d'eau pèse 1 kg. Attention : vrai uniquement pour l'eau !

- **La densité, d** , d'un solide ou d'un liquide, est égale au rapport entre la masse volumique de l'échantillon et la masse volumique de l'eau

$$d_{\text{corps/eau}} = \rho_{\text{corps}}/\rho_{\text{eau}}$$

La densité est un nombre sans unité, toujours positif.

Calculs : Il faut utiliser la formule $n = m/M$ en remplaçant m par la formule de la masse volumique $m = \rho \times V$, on obtient :

$$n = (\rho \times V)/M$$

ou, en utilisant la densité :

$$n = (d_{\text{corps/eau}} \times \rho_{\text{eau}} \times V)/M$$

Application :

1. Vous connaissez la masse d'un litre d'eau. En déduire la valeur du rapport m/V en $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$
2. Exprimer le résultat en $\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$ puis en $\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$ et enfin en $\text{kg}\cdot\text{m}^{-3}$.
3. Calculer la densité de l'eau.
4. Calculer la quantité d'eau contenue dans 1 mL.

c) ... à partir du volume d'un gaz.

Dans le cas des gaz, la grandeur utile est généralement le volume.

Contrairement aux solides ou aux liquides, les gaz ont la particularité d'occuper tous le même volume pour une quantité de matière donnée.

On définit ainsi le **volume molaire d'un gaz** comme le **volume occupé par une mole de gaz** dans des conditions de température et de pression données :

$$V_m = V/n$$

V_m s'exprime en $L \cdot mol^{-1}$, V en L et n en mol .

Remarque : Le volume molaire dépend uniquement des conditions de température et de pression, il ne dépend pas de la nature du gaz considéré.

- dans les C.N.T.P ($T = 0^\circ C$, $P = 1 \text{ bar} = 1.10^5 \text{ Pa}$), $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot mol^{-1}$

- dans les conditions usuelles ($T = 20^\circ C$, $P = 1 \text{ bar}$), $V_m = 24,0 \text{ L} \cdot mol^{-1}$

Calcul : Si on connaît le volume molaire V_m d'un gaz, on peut déterminer la quantité de matière contenue dans un échantillon de ce gaz en mesurant son volume.

$$n = V / V_m$$

Application :

Soit un flacon contenant 1,0 L de dichlore. Quelle est la quantité de matière contenue dans ce flacon ?

Donnée : $V_m = 24,0 \text{ L} \cdot mol^{-1}$