

Quantité de matière – la mole

I Approche du concept :



Dans les expériences de chimie, on fait réagir différentes substances chimiques dont les masses sont mesurées avec des valeurs tournant autour du gramme et de ses sous unités.

Ces substances sont formées d'éléments ou de combinaisons d'éléments, chaque élément étant formé d'un certain nombre d'isotopes dont un est généralement très majoritaire devant les autres car plus stable.

L'élément le plus léger de l'univers est l'élément hydrogène, qui est composé de trois isotopes, le protium ${}^1_1\text{H}$, qui est le plus abondant (99,98 %), le deutérium ${}^2_1\text{H}$ et le tritium ${}^3_1\text{H}$ très peu stable.

L'atome le plus léger de l'univers est donc également celui qui y est le plus abondant, c'est le protium.

La masse d'un atome peut se mesurer à l'aide d'un spectromètre de masse, appareil mis au point historiquement par Joseph John Thompson, le physicien ayant découvert l'électron en 1895.

Le principe consiste à injecter des atomes sous forme gazeuse dans une chambre où ils sont ionisés par un faisceau d'électrons puis accélérés par un champ électrique et enfin déviés de façon circulaire par un aimant pour venir frapper un détecteur, s'ils ont une vitesse bien adaptée. Cette dernière peut être obtenue en faisant croître la tension d'accélération jusqu'à obtenir un pic sur un enregistreur indiquant que le faisceau d'ions a touché le détecteur. Les lois de la mécanique permettent alors une mesure du rapport de la charge à la masse de cet atome ionisé, la charge étant généralement connue (égale à $1 e$).



Pour le protium, on trouve, en se limitant à une précision de 3 chiffres et en assimilant sa masse à celle de son ion, le proton, une masse :

$$m_{1H} = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

Posons nous alors la question suivante : Combien faut il prendre d'atomes de protium afin d'en obtenir une masse de 1 gramme ? La réponse, limitée à deux chiffres significatifs, est alors :

$$N = \frac{1}{1,67 \times 10^{-27} \times 10^{-3}} = 6,0 \times 10^{23}$$

Sauf, qu'au lieu de prendre le protium, comme référence, on a choisi un isotope de l'élément carbone, le carbone 12 $^{12}_6\text{C}$ dont la masse atomique est pratiquement égale à douze fois celle du protium.

Une quantité de $6,0 \times 10^{23}$ atomes de carbone 12 a donc ainsi une masse quasiment égale à 12 grammes, ce qui conduit à définir la notion de mole.

2) définition légale de la mole

Une mole est égale à la quantité d'atomes de carbone 12 contenus dans 12 grammes de carbone 12

Des mesures physiques précises ont conduit à établir la valeur de la mole encore appelée nombre d'Avogadro à $\mathcal{N} = 6,022\,140\,76 \times 10^{23}$. Pour les besoins de la chimie, nous nous contenterons d'une valeur à trois chiffres significatifs :

$$\mathcal{N} = 6,02 \times 10^{23}$$

Remarque :

Une mole est en quelque sorte un paquet. On peut faire le parallèle avec une douzaine. Il est plus commode de considérer les œufs par douzaine, pour leur transport par exemple qu'individuellement.

Ainsi, une douzaine d'œufs correspond à une quantité de douze œufs et une mole d'œufs correspond à une quantité de $6,022 \dots \times 10^{23}$ œufs soit environ six cent mille milliard de milliard d'œufs.

Et le chimiste préfère manipuler les éléments par mole, plutôt qu'individuellement, ce qu'il ne pourrait pas faire d'ailleurs, car il lui est facile d'introduire m grammes de carbone 12 dans une éprouvette, c'est-à-dire m douzième de mole.

3) Masse molaire atomique d'un isotope, d'un élément

La masse molaire atomique d'un atome (donc un isotope donné d'un même élément) est égale à la masse d'une mole de cet atome.

Ainsi, par définition la masse molaire du carbone 12 est égale à 12 gramme par mole, ce qu'on écrit :

$$M(^{12}_6\text{C}) = 12 \text{ g mol}^{-1}$$

Cette valeur ne provient pas d'une mesure mais d'une définition de la mole.

Les autres masses atomiques proviennent en revanche de mesures physiques. Ainsi, la masse d'une mole de protium est :

$$M({}_1^1\text{H}) = \mathcal{N} \times m_{{}_1^1\text{H}} = 6,022 \times 10^{23} \times 1,6735 \times 10^{-31} = 1,008 \text{ g mol}^{-1}$$

Pour une mole de deutérium, on obtient :

$$M({}_1^2\text{H}) = 2,014 \text{ g mol}^{-1}$$

Sur Terre, l'élément hydrogène est ultra majoritairement constitué de protium à 99,98 % et de deutérium à 0,02 %. On peut alors définir la **masse molaire de l'élément hydrogène** qui est la masse d'une mole d'atomes constitués pour 99,98 % de protium et 0,02 % de deutérium. Cela donne :

$$M(\text{H}) = 0,9998 \times M({}_1^1\text{H}) + 0,0002 \times M({}_1^2\text{H}) = 1,008 \text{ g mol}^{-1}$$

A quatre chiffres significatifs, cette masse est la même que celle du protium donc de l'isotope ultra majoritaire en abondance.

Notons alors qu'une mole de nucléons (protons ou neutrons) a une masse quasiment égale à 1 gramme. En effet :

$$M(\text{proton}) = \mathcal{N} m(\text{proton}) = 6,022 \ 140 \ 76 \times 10^{23} \times 1,6726 \times 10^{-24} = 1,007 \text{ g mol}^{-1}$$

$$M(\text{neutron}) = \mathcal{N} m(\text{neutron}) = 6,022 \ 140 \ 76 \times 10^{23} \times 1,6749 \times 10^{-24} = 1,009 \text{ g mol}^{-1}$$

A comparer avec la masse d'une mole d'électrons :

$$M(\text{électron}) = \mathcal{N} m(\text{électron}) = 6,022 \ 140 \ 76 \times 10^{23} \times 9,1 \times 10^{-28} = 0,00055 \text{ g mol}^{-1}$$

On observe alors qu'en ne considérant que trois chiffres significatifs, la masse des électrons d'un atome est négligeable devant la masse de ses nucléons et cela reste vrai pour l'énergie de liaison entre nucléons. Ainsi, la masse d'un atome est, de façon approximative, égale à la masse de ses nucléons.

Par exemple : si on considère 4 chiffres significatifs (ce qui est rare en chimie) :

$$M({}_1^1\text{H}) = 1,008 \text{ g mol}^{-1} = M(\text{proton}) + M(\text{neutron})$$

Mais si on n'en considère que deux :

$$M({}_1^1\text{H}) = 1,01 \text{ g mol}^{-1} = M(\text{proton})$$

On n'en considérera d'ailleurs bien souvent que deux pour l'hydrogène :

$$M({}_1^1\text{H}) = 1,0 \text{ g mol}^{-1}$$

Cela permet de faire les observations qui suivent :

La masse molaire d'un élément tient compte des abondances relatives des différents isotopes de cet élément. Lorsqu'un isotope est ultra majoritaire, alors la masse molaire de l'élément correspondant peut se confondre avec la masse molaire de cet isotope et sa valeur avec celle du nombre de masse (nombre de nucléons) du même isotope.

On peut le voir dans ce tableau, où on a représenté les caractéristiques de quelques éléments pris au hasard dans les trois premières lignes d'un tableau périodique :

Élément	H	C	N	O	Al	Cl
Numéro atomique	1	6	7	8	13	17
Nombre de masse	1	12	14	16	27	35
Masse molaire ($g\ mol^{-1}$)	1,0	12,0	14,0	16,0	27,0	35,5

Dans ce tableau, les éléments présentés ont tous dans leur famille un isotope ultra majoritaire, sauf le dernier, le chlore, pour lequel l'isotope $^{35}_{17}Cl$ a une abondance relative de 75,77 % et l'isotope $^{37}_{17}Cl$ une abondance de 24,23 % donc non négligeable.

Pour le calcul de la masse molaire de l'élément chlore, il faut donc tenir compte de ces pondérations, ce qui donne, sachant $M(^{35}_{17}Cl) = 34,97\ g\ mol^{-1}$, $M(^{37}_{17}Cl) = 36,97\ g\ mol^{-1}$:

$$M(Cl) = \frac{75,77 \times 34,97 + 24,23 \times 36,97}{100} = 35,45\ g\ mol^{-1}$$

On aurait pu aussi, compte tenu de la faible précision demandée, opérer ainsi :

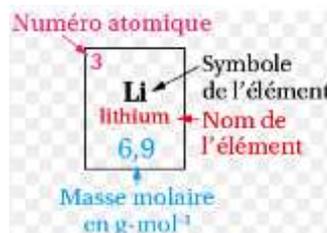
$^{35}_{17}Cl$ a 35 nucléons donc une masse molaire atomique d'environ $35,0\ g\ mol^{-1}$ et $^{37}_{17}Cl$ $37,0\ g\ mol^{-1}$ donc :

$$M(Cl) = \frac{75,77 \times 35,0 + 24,23 \times 37,0}{100} = 35,5\ g\ mol^{-1}$$

A retenir :

La connaissance des abondances relatives des isotopes d'un même élément permet d'obtenir une valeur approchée de la masse molaire de cet élément.

Les masses molaires des éléments figurent généralement dans un tableau périodique de Mendeleiev, où, pour un élément comme le Lithium par exemple, lequel possède deux isotopes stables, 7_3Li à 92,5% et 6_3Li à 7,5%, on trouve ce genre d'information :



Remarque : Pour retrouver la valeur approchée de masse molaire indiquée, on peut procéder ainsi : 7_3Li a 7 nucléons donc une masse molaire atomique d'environ $7,0\ g\ mol^{-1}$, et 6_3Li $6,0\ g\ mol^{-1}$ donc :

$$M(Li) = \frac{92,5 \times 7,0 + 7,5 \times 6,0}{100} = 6,9\ g\ mol^{-1}$$

4) Masse molaire moléculaire

Considérons une mole de molécules de dioxyde de carbone de formule CO_2 . Compte tenu des abondances relatives des différents isotopes, nous pouvons évaluer la masse de cette quantité en

notant qu'elle correspond à la masse d'une mole d'éléments carbone et de deux moles d'éléments oxygène, ce qui définit la **masse molaire moléculaire** du dioxyde de carbone :

$$M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + 2 M(\text{O}) = 12,0 + 2 \times 16,0 = 44,0 \text{ g mol}^{-1}$$

Voici d'autres exemple de calcul de masses molaires moléculaires pour d'autres molécules :

Dihydrogène :

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

Dioxygène :

$$M(\text{O}_2) = 2 M(\text{O}) = 2 \times 16,0 = 32,0 \text{ g mol}^{-1}$$

Chlorure d'hydrogène :

$$M(\text{HCl}) = M(\text{H}) + M(\text{Cl}) = 1,0 + 35,5 = 36,5 \text{ g mol}^{-1}$$

Glucose :

$$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 6 \times M(\text{C}) + 12 \times M(\text{H}) + 6 \times M(\text{O}) = 6 \times 12,0 + 12 \times 1,0 + 6 \times 16,0 \\ = 180,0 \text{ g mol}^{-1}$$

5) Formules employées en chimie

De façon générale, que ce soit en physique ou en chimie, on distingue deux types de grandeurs, des **grandeurs extensives**, qui portent sur l'ensemble du système étudié, par exemple sa masse m ou son volume V , et des **grandeurs intensives**, qui peuvent être définies à partir d'une petite portion du système comme la masse volumique ρ par exemple.

Le format des différentes formules est alors toujours le même :

$$\text{Grandeur extensive 1} = \text{Grandeur intensive de 1 par unité de 2} \times \text{grandeur extensive 2}$$

Dans l'exemple pris, nous pouvons écrire :

Masse de l'ensemble du système = masse d'une unité de volume du système x nombre d'unités de volume

Cela se traduit par une formule :

$$m = \rho V$$

Il est intéressant de visualiser une telle situation pour l'appliquer de façon analogue à d'autres couples de grandeurs physiques ou chimiques, en mémorisant par exemple :

$$\text{Masse du tout} = \text{masse d'une partie} \times \text{nombre de parties}$$

On peut aussi le présenter sous une autre forme :

$$\text{nombre de parties} = \text{masse du tout} \div \text{masse d'une partie}$$

Cela rend la mémorisation des formules plus facile.

Ainsi en physique :

Distance parcourue = distance parcourue par unité de temps x nombre d'unités de temps

donne :

$$d = v t, \quad t = \frac{d}{v}$$

Energie consommée = énergie consommée par unité de temps x nombre d'unités de temps

Donne :

$$E = P t, \quad t = \frac{E}{P}$$

En chimie :

Masse du tout = masse d'une mole x nombre de moles

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

Volume du tout = volume d'une mole (*) x nombre de moles

$$V = V_M n, \quad n = \frac{V}{V_M}$$

() Le volume d'une mole ou volume molaire dépend de la température*

Exemples :

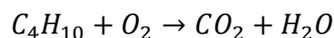
Masse et volume à 20°C pour lequel $V_M = 24,0 \text{ L mol}^{-1}$ correspondant à 2 moles de dioxyde de carbone :

$$m = M(\text{CO}_2) n = 44,0 \times 2 = 88,0 \text{ g}$$

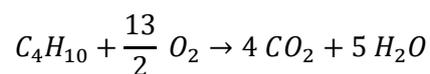
$$V = V_M n = 24,0 \times 2 = 48,0 \text{ g}$$

6) Application à la loi de conservation des éléments en réaction chimique

Considérons une réaction de combustion de butane dans du dioxygène à l'état gazeux, ce qui produit du dioxyde de carbone et de l'eau. La réaction, avant d'être équilibrée s'écrit, en omettant les phases :



Afin de traduire la conservation des éléments, il faut lui ajouter des coefficients dits stoechiométriques :



Cela peut se lire ainsi :

1 molécule C_4H_{10} réagit avec $13/2$ molécules O_2 (soit encore 13 atomes O) pour former 4 molécules de CO_2 et 5 molécules H_2O .

La présence d'une fraction $13/2$ laisse à penser qu'il faut couper la molécule O_2 en deux, ce qui a un sens ici, mais s'il y avait une fraction comme $13/3$, cela n'en aurait plus.

En revanche, il n'y a plus de problèmes en lisant la réaction de cette façon :

1 mole de molécules C_4H_{10} réagit avec $13/2=6,5$ moles de molécules O_2 pour former 4 moles de molécules de CO_2 et 5 moles de molécules H_2O .

Vers le tableau d'avancement

Supposons le dioxygène en excès, toutes les molécules de butane vont alors réagir et notons :

$$n_{C_4H_{10}}^r = \text{nombre de mole de molécules de butane ayant réagi}$$

$$n_{O_2}^r = \text{nombre de mole de molécules de dioxygène ayant réagi}$$

$$n_{CO_2}^f = \text{nombre de mole de molécules de dioxyde de carbone formées}$$

$$n_{H_2O}^f = \text{nombre de mole de molécules d'eau formées}$$

On peut alors établir un tableau de proportionnalité :

mole de butane ayant réagi	1	$n_{C_4H_{10}}^r$
mole de dioxygène ayant réagi	$\frac{13}{2} = 6,5$	$n_{O_2}^r$

On a alors la relation :

$$\frac{n_{C_4H_{10}}^r}{1} = \frac{n_{O_2}^r}{6,5}$$

En faisant des tableaux analogues avec les produits, on obtient la relation :

$$\frac{n_{C_4H_{10}}^r}{1} = \frac{n_{O_2}^r}{6,5} = \frac{n_{CO_2}^f}{4} = \frac{n_{H_2O}^f}{5}$$

Cette relation permet d'en déduire la quantité de dioxygène restant après combustion et les quantités de dioxyde de carbone et d'eau produites, connaissant la quantité de butane introduite.

Exemple : si on veut brûler 5,0 g de butane, on commence par calculer la quantité de matière correspondante :

$$n_{C_4H_{10}}^r = \frac{m_{C_4H_{10}}}{M(C_4H_{10})} = \frac{m_{C_4H_{10}}}{4M(C) + 10M(H)} = \frac{5}{4 \times 12,0 + 10 \times 1,0} = 8,6 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

La quantité minimale de dioxygène sera alors :

$$n_{O_2}^r = 6,5 \times n_{C_4H_{10}}^r = 5,6 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

Prise dans des conditions normales de température (20°C) et de pression, cette quantité correspond à un volume de dioxygène :

$$V_{O_2} = V_M n_{O_2}^r = 24 \times 5,6 \times 10^{-1} = 13 \text{ L}$$

Si on se sert d'air et non pas de dioxygène pur il faudra multiplier par 5 ce volume étant donné que le dioxygène occupe en volume 1/5 du volume d'air.

La quantité de dioxyde de carbone formée sera :

$$n_{CO_2}^f = 4 \times n_{C_4H_{10}}^r = 3,4 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

Et dans les conditions normales considérées, elle occupera un volume :

$$V_{CO_2} = V_M n_{CO_2}^f = 24 \times 3,4 \times 10^{-1} = 8,2 \text{ L}$$

La quantité d'eau formée sera :

$$n_{H_2O}^f = 5 \times n_{C_4H_{10}}^r = 4,3 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

Et dans les conditions normales citées, elle sera à l'état liquide et de masse :

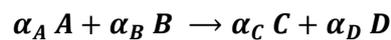
$$m_{H_2O} = M(H_2O) n_{H_2O}^f = 18,0 \times 4,3 \times 10^{-1} = 7,7 \text{ g}$$

A retenir :

Dans une réaction chimique, il y a 4 principes de conservation :

- conservation des éléments, donc des quantités de matière
- conservation de la masse
- conservation de la charge
- conservation de l'énergie

Afin d'exploiter les données d'une réaction, c'est-à-dire, prévoir les proportions en masses ou en volumes dans lesquelles combiner les réactifs ou prévoir les masses ou volumes de produits qui seront formés, il faut raisonner sur les quantités de matière donc les moles. De façon générale, si un corps *A* réagit avec un corps *B* pour donner un corps *C* et un corps *D*, alors, on écrira une réaction équilibrée de la forme :



où les $\alpha_A, \alpha_B, \alpha_C, \alpha_D$ sont appelés **coefficients stoechiométriques**.

On écrira ensuite une relation de proportionnalité de la forme :

$$\frac{n_A^r}{\alpha_A} = \frac{n_B^r}{\alpha_B} = \frac{n_C^f}{\alpha_C} = \frac{n_D^f}{\alpha_D}$$

Et pour rendre le traitement encore plus automatique, on pourra avoir recours à un tableau d'avancement.

7) Le tableau d'avancement

C'est un outil très intéressant permettant de clarifier l'analyse d'une réaction chimique. Reprenons l'exemple précédent de la combustion du butane.

On peut définir une quantité intéressante traduisant l'évolution de la réaction à un instant *t* après son démarrage, le degré d'avancement défini par :

$$x(t) = \frac{n_{C_4H_{10}}^r(t)}{1} = \frac{n_{O_2}^r(t)}{6,5} = \frac{n_{CO_2}^f(t)}{4} = \frac{n_{H_2O}^f(t)}{5}$$

On peut alors décrire les quantités de réactifs ou de produits présents à un instant t à l'aide de cette grandeurs :

$$n_{C_4H_{10}}(t) = n_{C_4H_{10}}(0) - n_{C_4H_{10}}^r(t) = n_{C_4H_{10}}(0) - 1 x(t) = 2 - x$$

$$n_{O_2}(t) = n_{O_2}(0) - n_{O_2}^r(t) = n_{O_2}(0) - 6,5 x(t) = \text{excès}$$

$$n_{CO_2}(t) = n_{CO_2}(0) + n_{CO_2}^f(t) = n_{CO_2}(0) + 4 x(t) = 4 x$$

$$n_{H_2O}(t) = n_{H_2O}(0) + n_{H_2O}^f(t) = n_{H_2O}(0) + 5 x(t) = 5 x$$

On peut ensuite porter ces éléments dans un tableau dit tableau d'avancement

	C_4H_{10}	+	$6,5 O_2$	\rightarrow	$4 CO_2$	+	$5 H_2O$
	avancement						
Etat initial ($t = 0$)	0		2		excès		0
Etat en cours ($t > 0$)	x		$2 - x$			$4 x$	$5 x$
Etat final	x_{max}		$2 - x_{max}$			$4 x_{max}$	$5 x_{max}$

L'avancement maximal se calcule en considérant que le nombre de mole de molécules de butane est nul quand la réaction est achevée, soit $2 - x_{max} = 0$, ce qui donne $x_{max} = 2 \text{ mol}$.

On peut alors remplir la dernière ligne du tableau d'avancement avec de vraies valeurs.

Cette technique est surtout utile pour déterminer, dans une réaction totale, quand deux réactifs ne sont pas dans des proportions stoechiométriques, lequel des deux réactifs est en défaut. Celui-ci sera appelé **réactif limitant**.