

1.4 Modèle particulaire et quantité de matière

1.4.1 Le modèle particulaire

John Dalton a proposé vers 1800 un modèle visant à expliquer les liens entre les éléments et les composés, qui sont des combinaisons d'éléments. Ce modèle permettait alors de donner un sens aux observations des chimistes qui étudiaient les réactions chimiques de décomposition ou de synthèse des composés.

Selon Dalton, la matière est constituée de petites particules, les **atomes**. Les atomes d'un élément sont tous semblables, mais différent des atomes d'un autre élément. Les réactions chimiques ne modifient pas les atomes, ne pouvant ni les détruire, ni les créer. Les composés sont formés de plusieurs atomes réunis dans des proportions simples et constantes.

Jusqu'en 1895, cette théorie selon laquelle la matière est formée de particules est considérée par beaucoup de scientifiques comme un modèle marginal, utile aux chimistes, mais non indispensable. Il n'y a eu aucune preuve concrète de l'existence de telles particules : les observations viendront plus tard. Bien que l'on ait maintenant une idée beaucoup plus précise de ce qu'est un atome¹, les idées générales de ce modèle sont toujours valides.

Représenter la matière comme un ensemble de particules permet également de décrire d'autres situations que les réactions chimiques, comme le fonctionnement d'un thermomètre. On sait que l'*énergie* d'une matière est la somme des énergies potentielles et cinétiques associées à celle-ci. Si on observait les particules, atomes et molécules qui forment toute matière, on verrait qu'elles sont agitées de mouvements de vibration, de translation, de rotation...elles ont donc une énergie cinétique. Or, la température est une grandeur physique qui est reliée à l'énergie cinétique totale d'un système de particules. C'est par les collisions entre les particules d'un corps « chaud » et les particules d'un corps « froid » que la chaleur est transmise, il s'agit en fait d'un transfert d'énergie cinétique lors des chocs entre ces particules. Ce transfert net se poursuit jusqu'à ce que les corps soient en *équilibre thermique*, c'est-à-dire à la même température. Si on plonge un thermomètre dans de l'eau chaude, les molécules d'eau, qui sont en mouvement, frappent le réservoir du thermomètre, en fait les atomes du verre, leur donnent de l'énergie cinétique qui sera à son tour transmise au liquide contenu dans le réservoir. Le liquide qui a maintenant plus d'énergie cinétique est plus chaud et il se dilate pour monter dans le tube capillaire.

¹ Voir la section 1.6 Atomes et molécules

1.4.2. La mole et le nombre d'Avogadro

Les modèles utilisés en chimie sont basés sur la notion que la matière est constituée de particules distinctes, elles seront alors dénombrables, c'est-à-dire que l'on peut compter. Ces particules peuvent être des atomes ou des molécules. Les atomes et les molécules en général sont extrêmement petits, ce qui fait que, dans une quantité de matière que l'on peut observer dans les situations courantes, on aura un nombre immense de ces particules. Dans une bouteille d'eau de 500 mL, il y a environ 16 710 000 000 000 000 000 000 000 molécules d'eau. La manipulation de nombres aussi grands n'est pas très pratique même en recourant à la notation scientifique : $1,671 \times 10^{25}$ molécules d'eau.

Le SI comporte une unité qui permet ces dénombrements d'entités chimiques très petites et en grand nombre. Cette unité de base est la **mole**, dont le symbole est **mol**. Par définition², la mole est l'unité de quantité de matière contenant **exactement** $6,022\ 140\ 76 \times 10^{23}$ entités élémentaires. Ce nombre est appelé *nombre d'Avogadro*, de symbole est **N_A**.

La mole est un nombre et permet de compter, de la même manière que la paire (2) ou la douzaine (12).

$$2\ mol = 2 \times 6,022 \times 10^{23} = 1,2044 \times 10^{24}$$

$$10\ mol = 10 \times 6,022 \times 10^{23} = 6,022 \times 10^{24}$$

Il est également possible d'avoir une fraction de mole :

$$\text{une "demi-mole": } \frac{1}{2}\ mol = \frac{1}{2} \times 6,022 \times 10^{23} = 3,011 \times 10^{23}$$

$$\text{un "millionième de mole": } \frac{1}{1000000} \times 6,022 \times 10^{23} = 6,022 \times 10^{17}$$

La mole est une unité du SI; elle peut donc être employée avec les préfixes (*m*, *k*, etc.).

$$1\ \text{mmol d'atomes} = 10^{-3}\ \text{mol d'atomes ou } 6,022 \times 10^{20}\ \text{atomes}$$

$$2\ \text{kmol de molécules} = 2 \times 10^3\ \text{mol de molécules ou } 1,2044 \times 10^{27}\ \text{molécules.}$$

Lorsqu'on utilise la mole, on doit préciser l'objet, l'entité, que l'on compte :

une mole d'atomes de carbone, 0,612 mol de molécules de monoxyde d'azote, etc.

² Selon le Bureau international des poids et mesures ; la définition de la mole a été modifiée en 2019.

1.4.3. La masse molaire

La **masse molaire**, représentée par la lettre **M**, est la masse d'une mole d'une entité donnée (une mole d'atomes, une mole de molécules). Elle est généralement exprimée en **g/mol**.

Le tableau périodique donne, pour chacun des éléments, la masse molaire d'une mole d'atomes de cet élément. La valeur indiquée est la moyenne pondérée de la masse des isotopes de cet élément existant à l'état naturel.

La clef de certains tableaux périodiques indique *masse atomique* au lieu de masse molaire, et *unité de masse atomique*³ *u* ou *uma* : dans ce cas, les expressions sont équivalentes et les valeurs numériques des masses identiques, qu'elles soient interprétées en g/mol ou uma.

La valeur indiquée pour le chlore est 35,4527 g/mol; cela signifie qu'un échantillon de chlore ayant cette masse contient une mole d'atomes de chlore, ou $6,022\,141\,79 \times 10^{23}$ atomes.

Lorsque l'entité - la particule considérée - est un composé ou une molécule, la masse molaire est calculée en additionnant la masse molaire de chacun des atomes qui constituent ce composé ou cette molécule, selon la formule chimique, par exemple:

Le chlore existe sous forme d'une molécule diatomique de formule Cl₂. Le nombre en indice indique qu'il y a deux atomes représenté par le symbole chimique qui précède de nombre, ici, deux atomes de chlore. La masse molaire de la molécule de chlore (ou *dichlore*) est donc :

$$M = 35,4527 \times 2 = 70,9054 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Voici quelques exemples additionnels :

$$\text{H}_2\text{O} \text{ (eau)} \quad M_{\text{O}} + M_{\text{H}} \times 2 = 15,9994 + 1,00794 \times 2 = 18,0153 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\text{NaCl} \text{ (chlorure de sodium)} \quad M_{\text{Na}} + M_{\text{Cl}} = 22,989770 + 35,4527 = 58,4425 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

C₆H₁₂O₆ (glucose)

$$M_{\text{C}} \times 6 + M_{\text{H}} \times 12 + M_{\text{O}} \times 6 = 12,0107 \times 6 + 1,00794 \times 12 + 15,9994 \times 6 = 180,1559 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Étant donné la taille extrêmement petite des atomes et le nombre énorme de ceux-ci dans un échantillon, il n'est pas possible de les dénombrer un à un. Au laboratoire, il sera possible de déterminer

³ Une *unité de masse atomique* est une unité relative correspondant à un douzième de la masse d'un atome de carbone 12. À remarquer la similitude entre cette définition et celle de la mole.

la masse de cet échantillon qu'il faudra alors interpréter pour connaître le nombre de moles d'atomes ou de molécules contenus dans celui-ci. La masse molaire d'une substance pure, qu'elle soit un élément ou un composé, est la propriété qui permet de connaître le nombre de moles d'atomes ou de molécules de celle-ci dans un échantillon dont la masse est connue.

La relation entre la masse molaire **M**, la masse de l'échantillon **m**, et la quantité de matière ou nombre de moles **n** est :

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

Exemple 1.4.1 :

Quelle est la masse de 3,33 mol d'atomes d'hélium?

La masse molaire de l'hélium est 4,002602 g/mol.

$$3,33 \text{ mol} \times 4,002602 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 13,3 \text{ g}$$

Exemple 1.4.2 :

Quelle sera la masse de 0,125 mol de molécules de glucose ?

La masse molaire de la molécule de glucose est 180,1559 g/mol.

$$0,125 \text{ mol} \times 180,1559 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 22,5 \text{ g}$$

Exemple 1.4.3 :

Combien de moles d'atomes y a-t-il dans un échantillon de 1 000 g (un kilogramme) de fer?

La masse molaire du fer est 55,845 g/mol.

$$\frac{1000 \text{ g}}{55,845 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 17,91 \text{ mol d'atomes de fer}$$

Exemple 1.4.4 :

Quel est le nombre de moles de molécules d'eau dans 756 g d'eau?

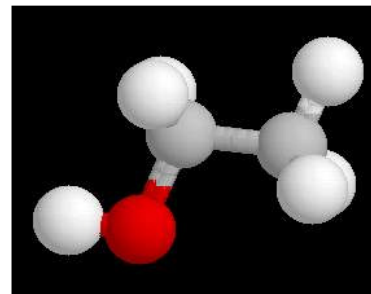
La masse molaire de la molécule d'eau est 18,0153 g/mol.

$$\frac{756 \text{ g}}{18,0153 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 42,0 \text{ mol de molécules d'eau}$$

Dans les exemples précédents, on précise toujours quelles sont les entités (atomes, molécules...) qui sont comptées en moles. Usuellement, on indiquera « 17,91 mol de fer », le mot *atomes* étant alors sous-entendu, ou « 42,0 mol d'eau », en omettant *molécules*. Cela suppose que le lecteur sait que l'unité fondamentale du fer métallique est l'atome et que celle de l'eau est une molécule. La connaissance des mécanismes avec lesquels les atomes forment des liaisons chimiques⁴ permet d'identifier l'unité fondamentale d'une substance pure.

1.4.4. Interprétation de la formule chimique

La formule chimique d'une molécule représente le nombre d'atomes de chacun des éléments qui la constitue. Ainsi, puisque la formule moléculaire de l'éthanol est C_2H_6O , on peut dire : une molécule d'éthanol est constituée de 2 atomes de carbone, de 6 atomes d'hydrogène et d'un atome d'oxygène. On comprend bien sûr que, si l'on a 10 molécules d'éthanol, on aura alors au total 20 atomes de carbone, 60 atomes d'hydrogène et 10 atomes d'oxygène : les proportions demeurent les mêmes. Généralement, on comptera en moles en omettant les mots *atomes* et *molécules*:



Dans une mole d'éthanol (C_2H_6O), il y a

- **2 mol de carbone (C)**
- **6 mol d'hydrogène (H)**
- **1 mol d'oxygène (O)**

On remarque ici que « il y a 2 mol de C dans une mole d'éthanol » signifie que le carbone est un des éléments qui constitue un « tout », la molécule d'éthanol. Les atomes de carbone et la molécule d'éthanol sont des objets différents.

La formule chimique d'un composé ionique représente les proportions des éléments qui le constitue, ces proportions étant exprimées en nombres d'atomes (et non en masse). La formule du chlorure de calcium, que l'on utilise comme sel déglacant, est $CaCl_2$. Puisqu'il s'agit d'un solide ionique, il n'existe pas d'objet (de molécule) formé d'un atome de calcium et de deux atomes de chlore. La formule signifie que, dans un grain de ce sel, on retrouve deux fois plus d'atomes de chlore que d'atomes de calcium. On écrira tout de même :

Dans une mole de chlorure de calcium ($CaCl_2$), il y a

- **1 mol de calcium (Ca)**
- **2 mol de chlore (Cl)**

⁴ Voir la section 1.6 Atomes et molécules

Cette interprétation de la formule chimique est essentielle pour effectuer des calculs de quantité de matière, que ce soit pour caractériser un échantillon ou pour étudier des réactions chimiques. Les exemples qui suivent montrent une méthode très efficace de calcul. Ils concernent tous l'interprétation de la formule moléculaire de l'éthanol C_2H_6O .

Exemple 1.4.5 :

Combien y a-t-il de moles d'hydrogène dans 4 mol d'éthanol (C_2H_6O)?

$$4 \text{ mol éthanol} \times \left[\frac{6 \text{ mol d'hydrogène}}{1 \text{ mol d'éthanol}} \right] = 24 \text{ mol d'hydrogène}$$

Les mots *atomes* et *molécules* sont sous-entendus; le rapport entre crochets est l'interprétation de la formule chimique et se lit « il y a six moles d'hydrogène dans une mole d'éthanol ».

Exemple 1.4.6 :

Quel nombre de moles d'éthanol contiendra 100 mol de carbone?

$$100 \text{ mol de carbone} \times \left[\frac{1 \text{ mol d'éthanol}}{2 \text{ mol de carbone}} \right] = 50 \text{ mol d'éthanol}$$

Le calcul débute toujours par la grandeur connue; le rapport entre crochets est l'interprétation de la formule chimique et se lit « dans une mole d'éthanol, il y a 2 mol de carbone ». On remarque ici que le rapport est inversé de manière à ce que les unités de mesure soient cohérentes : il est bon de se rappeler que l'on utilise *mol de quelque chose* et que « mol d'éthanol » et « mol de carbone » représentent des unités différentes qui ne se simplifient pas.

Exemple 1.4.7 :

Quelle est la masse d'oxygène contenue dans 5,00 mol d'éthanol?

$$5,00 \text{ mol d'éthanol} \times \left[\frac{1 \text{ mol d'oxygène}}{1 \text{ mol d'éthanol}} \right] \times 15,9994 \frac{\text{g d'oxygène}}{\text{mol d'oxygène}} = 80,0 \text{ g d'oxygène}$$

Pour bien montrer comment les unités se simplifient correctement, on a indiqué le nom de la substance après chaque unité, g ou mol.

Exemple 1.4.8 :

Combien y a-t-il de moles de carbone dans 750 g d'éthanol?

La masse molaire de l'éthanol (C_2H_6O) est

$$2 \times 12,0107 + 6 \times 1,00794 + 15,9994 = 46,0684 \text{ g/mol}$$

$$\frac{750 \text{ g d'éthanol}}{46,0684 \text{ g d'éthanol/mol d'éthanol}} \times \left[\frac{2 \text{ mol de carbone}}{1 \text{ mol d'éthanol}} \right] = 32,6 \text{ mol de carbone}$$

La première étape consiste à calculer le nombre de moles d'éthanol, puisque l'interprétation de la formule chimique doit se faire en utilisant le nombre de moles, et non la masse. On applique ensuite le rapport.

Exemple 1.4.9 :

Quelle masse d'hydrogène est contenue dans 0,462 g d'éthanol?

$$\frac{0,462 \text{ g d'éthanol}}{46,0684 \text{ g d'éthanol/mol d'éthanol}} \times \left[\frac{6 \text{ mol d'hydrogène}}{1 \text{ mol d'éthanol}} \right] \times 1,00794 \frac{\text{g d'hydrogène}}{\text{mol d'hydrogène}} = 0,0606 \text{ g d'hydrogène}$$

Les unités sont ici indiquées avec la substance qu'elles décrivent pour bien montrer qu'elles se simplifient. La première étape consiste à calculer le nombre de moles d'éthanol. On applique ensuite le rapport qui constitue l'interprétation de la formule chimique : cette étape permet de calculer le nombre de moles d'hydrogène contenu dans l'échantillon. Puisque la question demande la masse, on utilise ensuite la masse molaire de l'hydrogène pour effectuer cette transformation. On se rappellera ici que l'expression *mol d'hydrogène* signifie « moles d'atomes d'hydrogène » et que la masse molaire des atomes est la valeur directement lue dans le tableau périodique.

Exemple 1.4.10 :

Quelle masse de carbone est contenue dans un échantillon d'éthanol qui contient 160 g d'hydrogène?

$$\frac{160 \text{ g d'H}}{1,00794 \text{ g d'H/mol d'H}} \times \left[\frac{2 \text{ mol de C}}{6 \text{ mol de H}} \right] \times 12,0107 \frac{\text{g de C}}{\text{mol de C}} = 636 \text{ g de C}$$

L'interprétation de la formule chimique, entre crochets, se fait ici directement entre les nombre d'atomes de carbone et d'hydrogène. Les unités sont indiquées pour montrer qu'elles se simplifient correctement.

1.4.5. Expressions des teneurs dans les mélanges utilisant la mole

La quantité de matière exprimée en moles peut être utilisée, comme la masse, pour décrire n'importe quel type de mélange. Une première expression utile est la fraction molaire :

$$x = \frac{\text{nombre de moles d'un constituant}}{\text{nombre de moles total du mélange}}$$

La fraction molaire d'un mélange liquide sera représentée par la lettre x et sera exprimée en fraction ou en pourcentage, sans unités mentionnées.

On peut transformer une expression massique en expression molaire ou vice versa si l'on connaît la masse molaire des substances impliquées.

Exemple 1.4.11 :

Quelle est la fraction massique d'un mélange d'eau et d'éthanol qui a une fraction molaire en éthanol de 0,150?

1. interprétation de la donnée
- | | |
|------------------------|---------------------|
| pour 1 mole de mélange | 0,150 mol d'éthanol |
| | 0,850 mol d'eau |

- ## 2. transformations :

$$0,150 \text{ mol } d' \text{ éthanol} \times 46,0684 \frac{\text{g}}{\text{mol}} d' \text{ éthanol} = 6,9103 \text{ g } d' \text{ éthanol}$$

$$0,850 \text{ mol } d' eau \times 18,0153 \frac{\text{g}}{\text{mol}} d' eau = 15,313 \text{ g } d' eau$$

3. définition de la grandeur cherchée :

$$\text{fraction massique: } \frac{\text{masse d'éthanol}}{\text{masse totale}} = \frac{6,9103}{6,9103+15,313} = 0,311$$

On a donc 31,1% mas en éthanol dans ce mélange.

Lorsque l'on travaille avec des solutions liquides, des mélanges homogènes dont la phase principale est un liquide, on emploiera une expression appelée *concentration molaire volumique* ou **molarité**. Cette grandeur est définie par l'expression :

$$\text{molarité: } \frac{\text{nombre de moles d'un constituant}}{\text{volume total du mélange}}$$

La molarité s'exprime en *mol/L* et il arrive qu'elle soit notée « M ». L'expression 10 M se lit 10 « molaire » et veut dire 10 mol/L.

1.4.6. Exercices préparatoires

1. Calculez le nombre de moles d'atomes d'aluminium dans 999 g d'aluminium.
2. Quelle sera la masse en g de 0,3333 moles de néon?
3. Combien y a-t-il de moles de molécules d'eau dans un verre contenant 150 g d'eau?
4. Combien de moles d'hydrogène y a-t-il dans 25 moles d'octane (formule C_8H_{18})?
5. Quelle masse de carbone y a-t-il dans 100 g de sucre (formule $C_{12}H_{22}O_{11}$)?
6. Quelle masse d'oxygène retrouvera-t-on dans un rubis (formule Al_2O_3) qui contient 100 mg d'aluminium?
7. Le peroxyde d'hydrogène H_2O_2 se vend commercialement sous forme d'une solution aqueuse à 30% mas. Calculez la fraction molaire.
8. L'argent sterling est un alliage d'argent et de cuivre dont la fraction molaire est 0,879 en argent. Calculez le % massique.

Réponses

1. 37,0 moles d'Al
2. 6,726 g
3. 8,33 mol d'eau
4. 450 mol d'H
5. 42,1 g
6. 88,9 mg
7. 0,18
8. 92,5%