

# MESURER LA MATIERE: LA MOLE

Par rapport à nous, un atome est aussi petit que nous le sommes vis-à-vis de la distance Terre-Mars: moins de  $10^{-10}$  m pour le plus petit d'entre eux, l'atome d'hydrogène. Comme il est exclu de mesurer ou de peser un tel objet avec des méthodes classiques, il a fallu faire appel à d'autres techniques plus complexes. Ce problème lié à la dimension des atomes et des molécules n'empêche pas pour autant de faire de la chimie, de peser telle ou telle masse de réactif ou de mesurer le volume d'un gaz.

## 1. LA MOLE.

Les réactions chimiques mettent en jeu un grand nombre d'atomes, de molécules ou d'ions.

### Exemple

Il y a 85 milliards de milliards d'atomes dans 1 mm<sup>3</sup> de métal de cuivre.

Les chimistes ont donc éprouvé le besoin de définir une unité qui permette d'exprimer les quantités d'atomes, de molécules ou d'ions, c'est-à-dire les **quantités de matière**, à l'échelle humaine; cette unité est la **mole** (symbole **mol**).

### 1.1. DEFINITION DE LA MOLE.

**La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 12 g de carbone 12.**

On parle ainsi d'une mole **d'atomes** de cuivre Cu, d'une mole **de molécules** de dioxygène O<sub>2</sub>, d'une mole **d'ions** sulfate SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>....

### Remarque.

Pourquoi le carbone ? Parce qu'il fallait bien choisir parmi les éléments les plus courants.

Pourquoi spécifier carbone "12" ? A cause des isotopes du carbone (les isotopes 13 et 14 en particulier, présents dans le carbone naturel et qui fausseraient la mesure s'ils étaient pris en compte).

Pourquoi 12 g ? Parce qu'il est très astucieux d'identifier la masse d'une mole d'atomes (en gramme) au nombre de nucléons de l'atome en question.

### 1.2. LA CONSTANTE D'AVOGADRO.

Les mesures récentes indiquent qu'il y a  $6,022\ 137 \cdot 10^{23}$  atomes dans 12 grammes de carbone 12. On arrondit cette valeur à  $6,02 \cdot 10^{23}$ .

Considérons un échantillon de matière contenant N individus (entités élémentaires). A chaque fois que l'on a  $6,02 \cdot 10^{23}$  individus, on dit que l'on a 1 mole. Il y a donc proportionnalité entre le nombre N

d'individus et la quantité de matière n :

$$\frac{N}{\text{nombre d'individus (sans unité)}} = \frac{N_A}{\text{cste d'Avogadro (mol}^{-1}\text{)}} \times \frac{n}{\text{quantité de matière (mol)}}$$

La constante de proportionnalité, notée  $N_A$ , est appelée constante d'Avogadro. Son unité est mol<sup>-1</sup> car  $N_A$  représente le **nombre** d'individus **par mole**.

Amedeo Avogadro  
(1776-1856)



### La constante d'Avogadro: Aspect historique et utilisation actuelle.

*La connaissance de la constante d'Avogadro permet la détermination des masses molaires et le prélèvement de quantité de matière d'espèces chimiques.*

Pour prouver l'existence des atomes, dès le XIX<sup>e</sup> siècle les scientifiques ont cherché à dénombrer les atomes, les molécules ou les ions présents dans un échantillon.

#### Le nombre de Loschmidt.

En 1868, Joseph Loschmidt détermine le nombre de molécules contenues dans 1 cm<sup>3</sup> de gaz à température et pression ordinaires. Ce nombre L, appelé "nombre de Loschmidt", vaut  $2 \times 10^{19}$ .

Les physiciens délaissent ce nombre pour s'intéresser au nombre de molécules par mole. Celui-ci est alors défini comme le nombre de molécules de dihydrogène présentes dans deux grammes de dihydrogène.

#### Les travaux de Perrin.

Le français Jean Perrin, cherchant à vérifier l'hypothèse atomique, compte, dans une émulsion de grains calibrés, le nombre de particules à différentes altitudes. Il détermine ainsi une première valeur de la

constante d'Avogadro:  $6,82 \times 10^{23}$  mol<sup>-1</sup>.

En 1913, il publie un ouvrage ne contenant pas moins de treize méthodes différentes permettant la mesure de la constante d'Avogadro.

#### Les mesures de Thomson et Millikan.

A la même époque, sir J.J. Thomson et R.A. Millikan, physiciens anglais et américain, déterminent la valeur de la charge de l'électron et obtiennent, à partir d'électrolyses, une nouvelle estimation de la valeur de la constante d'Avogadro:  $7,2 \times 10^{23}$  mol<sup>-1</sup>.

#### Les recherches actuelles.

Combien y-a-t-il d'atomes dans une sphère de cristal de silicium d'un kilo ? Environ 40 milliards de milliards de moins que prévu, d'après les dernières mesures à l'institut fédéral de métrologie de Brunswick en Allemagne. Du coup, il faut revoir à la baisse d'un millionième le nombre d'Avogadro, une des grandes constantes fondamentales, utilisée par les chimistes

pour relier le monde des molécules à celui de leurs éprouvettes, et par les physiciens pour définir la masse des objets à partir de leurs constituants élémentaires. Ce comptage a nécessité des sphères cristallines venues d'Australie, d'Italie et d'Allemagne, dont la régularité du réseau permet une évaluation précise du nombre d'atomes par unité de volume. Une équipe belge en a analysé la pureté, car les atomes de silicium n'ont pas tous le même poids selon le nombre de neutrons que contient leur noyau. Les physiciens ont alors mesuré le volume d'une boule de silicium pur en faisant la moyenne de 500 000 diamètres. Ils l'ont ensuite pesée après l'avoir nettoyée. Ils ont ainsi déduit une nouvelle valeur du nombre d'Avogadro, inférieure à celle attendue, mais précise à 10<sup>-8</sup> près. L'utilisation de cristaux purs devraient leur permettre, sous trois ans, de réduire encore cette incertitude, et de redéfinir un repère fondamental de la physique.

### 1.3. DETERMINATION D'UNE QUANTITE DE MATIERE A PARTIR DU NOMBRE N D'ENTITES CHIMIQUES.

L'intérêt de la constante d'Avogadro est de pouvoir passer d'entités de dimensions microscopiques, dont on peut difficilement mesurer la masse et le volume, à une quantité énorme de ces entités, dont la masse et le volume peuvent être évalués plus facilement.

La quantité chimique  $n$  d'un échantillon contenant  $N$  entités chimiques est:

$$n = \frac{N}{N_A} \quad \text{avec } \begin{array}{l} N \text{ en mol} \\ N \text{ sans unité} \\ N_A \text{ en mol}^{-1} \end{array}$$

## 2. LES MASSES MOLAIRES.

### 2.1. DEFINITION GENERALE.

La masse molaire d'une espèce est la masse d'une mole d'entités de cette espèce.

On symbolise la masse molaire par  $M$ . Conventionnellement, en chimie, on donne les masses en grammes; la masse molaire s'exprime donc en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

### 2.2. MASSE MOLAIRE ATOMIQUE.

#### Définition.

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

#### Calcul.

Les échantillons naturels d'atomes d'un même élément contiennent souvent un mélange de plusieurs isotopes. La masse molaire atomique indiquée dans la classification périodique est calculée en tenant compte des masses et des proportions, constantes dans la nature, de chacun des isotopes.

#### Exemple.

A l'état naturel un échantillon d'atomes de chlore est formé par un mélange de deux isotopes:

- 75,5% de  $^{35}\text{Cl}$  de masse atomique  $35,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;
- 24,5 % de  $^{37}\text{Cl}$  de masse atomique  $37,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

La masse atomique du chlore à l'état naturel  $^{35}\text{Cl}$  vaut donc:

$$M_{\text{Cl}} = 0,755 \times 35,0 + 0,245 \times 37,0 = 35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}.$$

Le tableau ci-contre indique les masses molaires atomiques arrondies des principaux éléments.

### 2.3. MASSE MOLAIRE MOLECULAIRE.

#### Définition.

La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécules de l'espèce considérée.

#### Calcul.

La masse molaire moléculaire s'obtient en faisant la somme des masses molaires atomiques des atomes qui constituent la molécule (en tenant compte des coefficients de la formule moléculaire).

#### Exemple.

On écrit par exemple:

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

$$M_{\text{NH}_3} = M_{\text{N}} + 3.M_{\text{H}} = 14,0 + 3 \times 1,0 = 17,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}.$$

### 2.4. MASSE MOLAIRE IONIQUE.

#### Définition.

La masse molaire ionique est la masse d'une mole d'ions de l'espèce considérée.

#### Calcul.

On peut négliger la masse des électrons (gagnés ou perdus lors du passage de l'atome à l'ion) par rapport à la masse du noyau d'un atome; la masse molaire d'un ion monoatomique est donc pratiquement égale à celle de l'atome considéré.

$$M_{\text{Na}^+} = M_{\text{Na}} = 23,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}.$$

La masse molaire d'un ion polyatomique s'obtient en faisant la somme des masses molaires des atomes qui le constituent.

$$M_{\text{PO}_4^{3-}} = M_{\text{P}} + 4.M_{\text{O}} = 31,0 + 4 \times 16,0 = 95,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}.$$

**Masses molaires atomiques approchées ( $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ )**

hydrogène	H	1,0
carbone	C	12,0
azote	N	14,0
oxygène	O	16,0
sodium	Na	23,0
aluminium	Al	27,0
phosphore	P	31,0
soufre	S	32,1
chlore	Cl	35,5
cuivre	Cu	63,5
argent	Ag	107,9

### 3. DETERMINER D'UNE QUANTITE DE MATIERE A PARTIR DE LA MASSE MOLAIRES.

La connaissance de la masse molaire d'une espèce chimique permet de déterminer directement la quantité de matière d'un échantillon par une simple pesée.

La quantité chimique  $n$  d'un échantillon de masse  $m$  d'entités chimiques de masse molaire  $M$  est:

$$n = \frac{m}{M} \quad \text{avec} \quad \begin{array}{l} n \text{ en mol} \\ m \text{ en g} \\ M \text{ en g.mol}^{-1} \end{array}$$

### 4. DETERMINER UNE QUANTITE DE MATIERE A PARTIR DU VOLUME MOLAIRES D'UN GAZ.

Pour les solides et les liquides, une même quantité de matière  $n$  d'espèces chimiques différentes ne présente ni le même volume, ni la même masse.

Le cas des gaz est particulier. En 1811, Avogadro propose une hypothèse selon laquelle le nombre d'entités chimiques présentes dans un gaz, quel qu'il soit, est proportionnel au volume occupé par le gaz. Le physicien français Ampère reprend cette idée en 1814. Cette hypothèse est vérifiée pour de faibles pressions et est connue aujourd'hui sous le nom de loi d'Avogadro-Ampère, que nous verrons en physique.

#### 4.1. DEFINITION DU VOLUME MOLAIRES.

Le volume molaire d'un gaz est le volume occupé par une mole de ce gaz dans des conditions données. Son symbole est  $V_m$  et s'exprime en  $\text{mol.L}^{-1}$ .

#### 4.2. DE QUOI DEPEND LE VOLUME MOLAIRES ?

Le volume molaire ne dépend pas de la nature du gaz considéré: dans les mêmes conditions, tous les gaz ont le même volume molaire.

Comme tous les volumes gazeux, le volume molaire dépend de la température et de la pression. Il augmente quand la température augmente et il diminue quand la pression augmente.

On retiendra la valeur obtenue dans les conditions dites normales de température et de pression ( $p = 1 \text{ bar}$ ;  $t = 20^\circ\text{C}$ ), qui est de l'ordre de  $24 \text{ L.mol}^{-1}$ .

Température	$V_m$ ( $\text{L.mol}^{-1}$ )
$0^\circ\text{C}$	22,4
$20^\circ\text{C}$	24,0
$100^\circ\text{C}$	30,6
$500^\circ\text{C}$	63,4
$1\,000^\circ\text{C}$	104

#### 4.3. DETERMINATION D'UNE QUANTITE DE MATIERE A PARTIR DU VOLUME MOLAIRES.

On applique un tableau de proportionnalité: Une mole d'une espèce chimique occupe un volume  $V_m$ , donc le volume de  $n$  moles est

$$V = n \times V_m$$

ce qui permet d'écrire

$$n = \frac{V}{V_m} \quad \text{avec} \quad \begin{array}{l} V \text{ s'exprime en L} \\ n \text{ en mol} \\ V_m \text{ en L.mol}^{-1} \end{array}$$

ce qui permet d'obtenir la quantité de matière  $n$  d'une espèce chimique gazeuse à partir de son volume molaire.

#### Remarque.

On notera que cette formule ne s'applique que dans le cas d'espèces chimiques gazeuses.

(occupe un volume)

1 mole	$V_m$
$n$ moles	$V$

## 5. DETERMINER UNE QUANTITE DE MATIERE A PARTIR DU VOLUME D'UN LIQUIDE.

### 5.1. LA MASSE VOLUMIQUE.

Par définition, la *masse volumique* d'un corps est égale au quotient d'une masse  $m$  de ce corps par son volume  $V$ :

La masse volumique s'exprime en  $\text{kg.m}^{-3}$  ou en  $\text{g.cm}^{-3}$ , avec  $1 \text{ g.cm}^{-3} = 10^3 \text{ kg.m}^{-3}$ .

La masse volumique d'un corps dépend de la température et de la pression.

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

### 5.2. CALCUL DE LA QUANTITE DE MATIERE.

La quantité de matière, d'un corps de masse  $m$  et de masse molaire  $M$  est donnée par la relation  $n = \frac{m}{M}$  or,  $m = n \times V$

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

#### Exemple.

La masse volumique de l'éthanol est  $789 \text{ kg.m}^{-3}$ . La quantité d'éthanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) contenue dans un volume  $V = 25,0 \text{ cm}^3$  est donc:

$$n = \frac{\mu}{M} \times V = \frac{789}{46,0 \times 10^{-3}} \times 25,0 \times 10^{-6} = 0,429 \text{ mol}$$

### 5.3. LA DENSITE D'UN LIQUIDE.

La *densité*  $d$  d'un corps liquide ou solide, par rapport à l'eau, est égale au quotient de la masse  $m$  d'un volume  $V$  de ce corps par la masse  $m_0$  d'un même volume d'eau, ces deux volumes étant mesurés dans les mêmes conditions de température et de pression:

$$d = \frac{m}{m_0} = \frac{\mu}{\mu_0} \quad \text{La densité s'exprime sans unité.}$$

Lorsque deux liquides non miscibles sont introduits dans un même récipient, le moins dense surnage: il constitue la phase supérieure, alors que le plus dense constitue la phase inférieure.

#### Remarque.

La densité d'un liquide est numériquement égale à sa masse volumique exprimée en  $\text{g.mL}^{-1}$  (ou en  $\text{kg.L}^{-1}$ ).

# Glaçon flotte...

Si les icebergs ne coulent pas, ils ont pour cela de bonnes raisons.



**1** Placez un bac à glaçons dans le congélateur et attendez une nuit pour qu'ils soient bien gelés. Remplissez un récipient d'eau froide et posez un glaçon à la surface de l'eau. Il flotte.



**2** Retirez le glaçon, puis versez dans le récipient une bonne quantité de sel. Si vous avez 200 ml d'eau, vous pouvez mettre jusqu'à 50 g de sel. Remuez bien, de manière à dissoudre le sel dans l'eau. Une fois que vous avez obtenu un mélange homogène, placez un nouveau glaçon à la surface de l'eau salée. Il flotte encore mieux, c'est-à-dire que sa partie émergée est encore plus importante.



**3** Recommencez cette expérience avec de l'huile. Faites figer un peu d'huile dans un moule à glaçons. Posez ce cube d'huile solide à la surface d'un récipient plein d'huile. Le cube descend vers le fond contrairement au glaçon sur l'eau, il coule!

La glace flotte parce qu'elle est moins dense que l'eau liquide: celle de l'eau est de  $1\ 000\text{ kg/m}^3$ , tandis que celle de la glace est de  $920\text{ kg/m}^3$ . Comme le glaçon est plus léger que le même volume d'eau, il ne s'enfonce pas dans l'eau mais il flotte.

Par contre la quasi totalité des éléments se comporte différemment: en général lorsqu'un liquide se solidifie, il devient plus compact et donc plus dense. L'eau est une exception. C'est une molécule composée d'un atome d'oxygène et de deux atomes d'hydrogène. L'ensemble se présente avec une tête négative (l'oxygène) et deux têtes positives (l'hydrogène). Lorsque deux molécules se rencontrent, les charges positives de l'une attirent les charges négatives de l'autre. Elles s'imbriquent alors l'une dans l'autre. Or cette imbrication est meilleure en phase liquide, parce que les molécules peuvent plus facilement bouger l'une par rapport à l'autre. En revanche, dans la phase solide, les molécules sont bien ordonnées, chacune devant rester à sa place. Résultat, elles ne peuvent se rapprocher les unes des autres autant que le voudraient les forces d'attraction. Voilà pourquoi la densité de l'eau liquide est plus grande que celle de la glace: les molécules y sont plus proches que les autres.

