

GRANDEURS PHYSIQUES ET QUANTITES DE MATIERE.

1. POURQUOI MESURER DES QUANTITES DE MATIERE ?

Depuis la première analyse de l'air réalisée en 1777 par Lavoisier, des progrès considérables ont été réalisés dans le domaine de la mesure en chimie.

L'analyse d'une substance nécessite:

- une identification des espèces présentes;
- une détermination de leurs concentrations.

Les techniques employées sont multiples. Elles sont basées sur des phénomènes physiques ou chimiques. Elles évoluent sans cesse et permettent de mesurer aujourd'hui des quantités indécélables il y a quelques années.

On mesure des quantités de matière pour.....

●.... COMPRENDRE LE MONDE.

C'est en mesurant les quantités de matière des différents éléments présents dans l'Univers que l'on peut espérer comprendre son évolution passée et prévoir son devenir. Actuellement notre Soleil tire son énergie de la transformation de l'hydrogène en hélium; le bilan de cette transformation nous permet d'estimer qu'elle se poursuivra encore pendant environ cinq milliards d'années.

La teneur en dioxyde de carbone de l'atmosphère n'a pas toujours été la même, elle baisse sensiblement pendant les périodes de glaciation. Des scientifiques ont découvert qu'elle influait sur le taux de cadmium de certains coquillages qui s'accumulent au fond des océans. L'analyse des carottes de sédiments apporte donc des renseignements sur l'état de l'atmosphère à l'époque du dépôt de ces coquilles.

●.... LEGIFERER.

Notre société a élaboré de nombreuses normes basées sur des mesures de quantités de matière. Les produits de consommation courante ne peuvent être commercialisés que s'ils répondent à des normes à caractère scientifique.

A titre d'exemples:

- il est interdit de conduire avec plus de 0,5 g d'alcool par litre de sang;
- l'eau n'est déclarée potable que si la teneur en nitrate ne dépasse pas 50 microgrammes par litre;
- la circulation alternée est mise en place si le taux d'ozone dans la basse atmosphère dépasse 360 microgrammes par m³ d'air.

●.... PRODUIRE.

Pour savoir si la production d'un produit chimique est rentable, pour connaître son impact sur l'environnement, pour garantir une qualité constante à la production, il faut mesurer des quantités de matière.

En agriculture, l'apport d'engrais doit être calculé en fonction des teneurs en éléments chimiques contenus dans le sol.

●.... INFORMER.

Les consommateurs ont le droit de savoir ce qu'ils mettent dans leur assiette: les distributeurs doivent faire figurer la composition des produits sur les étiquettes. L'administration effectue des prélèvements pour vérifier l'exactitude et la qualité des informations données. Ceux qui suivent un régime sont attentifs aux quantités de glucides, lipides et protéines contenues dans les aliments. Si nous sommes allergiques à une molécule, la connaissance de sa teneur dans un produit de consommation devient vitale.

●.... SURVEILLER ET PROTEGER.

La surveillance et la protection de notre environnement, le contrôle de la qualité des produits agroalimentaires,..... nécessitent des mesures nombreuses et variées.

●.... AGIR.

Les mesures effectuées lors d'analyses permettent de mettre en oeuvre des traitements pour corriger les valeurs situées en dehors des normes.

Antoine-Laurent de Lavoisier
(Paris 1743 - 1794)
Chimiste français.



Sans doute le plus célèbre des chimistes dans le monde entier - pas tant pour avoir initié une révolution en chimie, que pour avoir été victime de la Révolution. Il fut guillotiné sous la Révolution. Les mots du juge rejetant la demande de grâce présentée par les nombreux amis de Lavoisier sont restés célèbres: "La République n'a pas besoin de savants !".

La seule activité contre-révolutionnaire de Lavoisier tient à l'achat d'une charge de fermier général (contrôleur des impôts) qui l'aide à financer son laboratoire avant de le mener à la guillotine.

Malgré cette fin tragique, Lavoisier n'est ni le premier des chimistes modernes - Cavendish et Priestley, avant lui, ont déjà rejeté l'alchimie - ni le pionnier de la science expérimentale: la balance et le thermomètre existent depuis longtemps. Mais on le considère malgré tout, comme le créateur de la chimie moderne.

Il est tout de même le premier à comprendre qu'une combustion est une combinaison avec l'oxygène (c'est lui qui baptise ainsi le gaz), le rôle de l'oxygène dans la respiration, à proposer de mettre de l'ordre dans la nomenclature chimique, fit l'analyse de l'air et de l'eau, et à faire un lien entre la chimie et la biologie. Il participa également à la mise en place du système métrique.

On lui doit la connaissance de la composition de l'air et la mise en évidence de la présence du gaz dioxygène.

Le terme oxydation trouve son origine dans ses travaux.

2. QUANTITE DE MATIERE ET NOTION DE MOLE.

2.1. LES ENTITES CHIMIQUES ELEMENTAIRES.

Au cours d'une transformation chimique, les différentes entités (atomes, molécules, ions...) réagissent entre elles dans des proportions numériques parfaitement déterminées.

Exemple.

Dans la synthèse de l'eau, l'équation-bilan s'écrit $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$, soit 2 molécules de dihydrogène réagissent avec 1 molécule de dioxygène pour donner 2 molécules d'eau.

A l'échelle macroscopique, le chimiste ne peut dénombrer une à une, les entités chimiques élémentaires. 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^3 de métal de cuivre.

2.2. LA GRANDEUR «QUANTITE DE MATIERE» : LA MOLE.

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). Elle correspond à un nombre d'entités élémentaires définies (atomes, molécules, ions, électrons...).

La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 0,012 kg de carbone 12.

Lorsqu'on emploie la mole, les entités élémentaires doivent être précisées: atomes, molécules, ions, électrons..... On parle ainsi:

- d'une mole **d'atomes** de cuivre Cu;
- une mole **de molécules** de dioxygène O_2 ;
- une mole **d'ions** sulfate SO_4^{2-}

Point d'histoire.

La mole n'a été admise comme septième unité de base du Système International d'unités qu'en 1971, à la 14e Conférence Générale des Poids et Mesures (C.G.P.M.), et légalisée en France le 04/12/1975.

2.3. LA CONSTANTE D'AVOGADRO.

Les mesures récentes indiquent qu'il y a $6,022\ 141\ 99 \cdot 10^{23}$ 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:

$$\begin{array}{ccccccc} N & = & N_A & \times & n & & n = \frac{N}{N_A} \\ \text{nombre d'individus} & & \text{cte d'Avogadro} & & \text{quantité de matière} & & \\ \text{(sans unité).} & & \text{(mol}^{-1}\text{).} & & \text{(mol).} & & \end{array}$$

La constante de proportionnalité, notée N_A , est appelée constante d'Avogadro. Son unité est mol^{-1} car N_A représente le **nombre d'individus par mole**.

Amedeo Avogadro
(1776-1856)

D'abord avocat, puis secrétaire de préfecture, il se passionne en autodidacte pour la chimie (il finit professeur à l'université de Turin) et les travaux de Gay-Lussac. Il montre, en 1811, que "des volumes égaux de gaz différents contiennent le même nombre de particules", loi passée totalement inaperçue à cette époque. On se rend compte 50 ans plus tard qu'elle permet de comprendre comment sont constituées les molécules, et qu'elle donne une définition de la mole, l'unité de quantité de matière: le nombre d'atomes de carbone dans 12 g de carbone est le nombre d'Avogadro.



3. LA MASSE MOLAIRE.

3.1. 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 $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

3.2. 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}Cl de masse atomique $35,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$;

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

La masse atomique du chlore à l'état naturel $^{35,5}\text{Cl}$ 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.

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

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

3.4. 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.

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

4. DETERMINATION DES QUANTITES DE MATIERE

4.1. A PARTIR DE LA MASSE DU PRODUIT.

Il faut fréquemment résoudre le problème:

Quelle est la quantité de matière (en mol) contenue dans un échantillon de masse m (en g) d'une espèce chimique X dont la masse molaire est M (en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$) ? L'espèce chimique peut-être quelconque: atome, molécule ou ion.

On aura alors la relation:

$$m = n \times M$$

OU

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

La masse m s'obtient en multipliant la quantité de matière (en mol) par la masse molaire M

La quantité de matière (en mol) d'un échantillon s'obtient en divisant la masse m de l'échantillon par la masse molaire M de l'espèce chimique qui le constitue.

Exemple.

La masse molaire du Saccharose $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, encore appelé sucre, est $M_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} = 12 M_{\text{C}} + 22 M_{\text{H}} + 11 M_{\text{O}} = 342 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

La quantité de matière contenue dans un morceau de sucre (saccharose quasi pur) de masse 5,95 g.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{5,95}{342} = 17,4 \text{ mmol}.$$

4.2. A PARTIR DU VOLUME D'UN LIQUIDE.

4.2.1. 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 kg.m^{-3} ou en 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.

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

4.2.2. 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:

$$d = \frac{m}{m_{\text{réf}}} = \frac{V}{V_{\text{réf}}}$$

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 g.mL^{-1} (ou en kg.L^{-1}).

4.2.3. 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 $m = n \times V$ d'où,

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

Exemple.

La masse volumique de l'éthanol est 789 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:

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

4.3. A PARTIR DE LA CONCENTRATION MOLAIRE.

Par définition, la concentration molaire c d'un soluté est le quotient de la quantité de matière du soluté introduit dans le solvant par le volume de la solution obtenue:

$$c = \frac{n}{V} \quad \text{d'où} \quad n = c \times V.$$

La concentration molaire s'exprime en mol.L^{-1} ou en mol.m^{-3} .

4.4. A PARTIR DU VOLUME D'UN GAZ.

L'équation d'état des gaz parfaits, définit le modèle de comportement du "gaz parfait". $pV = nRT$,

avec: - p pression du gaz (Pa);

- V le volume du gaz (m^3);

- n la quantité du gaz (mol);

- R la constante molaire des gaz parfaits $8,314472 \pm 0,000\,039 \text{ Pa.m}^3.\text{mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$;

- et T la température absolue en Kelvin (K).

En réalité, le gaz parfait est une modélisation du gaz réel. Le modèle est d'autant plus satisfaisant que la pression est faible, donc les interactions intermoléculaires faibles.

On rappelle que la température T absolue et la température Celsius t sont reliées par la relation suivante:

$$T(\text{K}) = t(^{\circ}\text{C}) + 273,15$$

4.5. A PARTIR DU VOLUME MOLAIRE D'UN GAZ SUPPOSE PARFAIT.

Par définition, le volume molaire V_m d'un gaz parfait est le volume par unité de quantité de matière, la mole. On aura la relation:

$$V_m = \frac{V}{n} \quad \text{d'où on en déduit} \quad n = \frac{V}{V_m}$$

Comme tous les volumes gazeux, le volume molaire d'un gaz dépend de la pression et de la température.

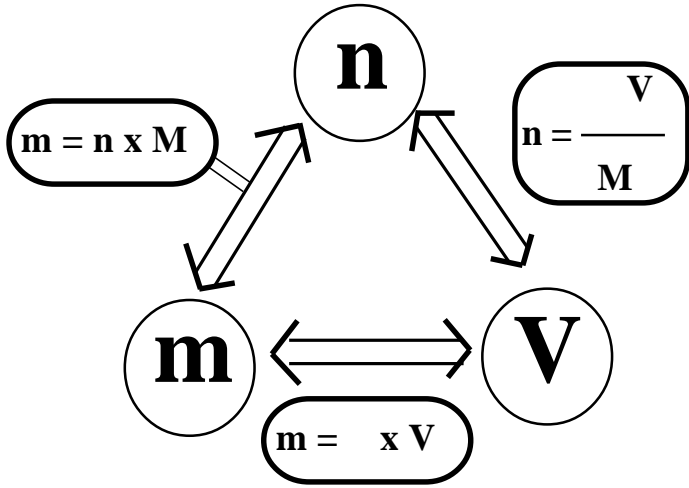
Dans les conditions usuelles ($P = 1 \text{ bar}$; $t = 20^{\circ}\text{C}$), le volume molaire est voisin de 24 L.mol^{-1} .

A la température de 0°C et sous la pression de $101\,325 \text{ Pa}$, le volume molaire est $22,4 \times 10^{-3} \text{ m}^3.\text{mol}^{-1}$.

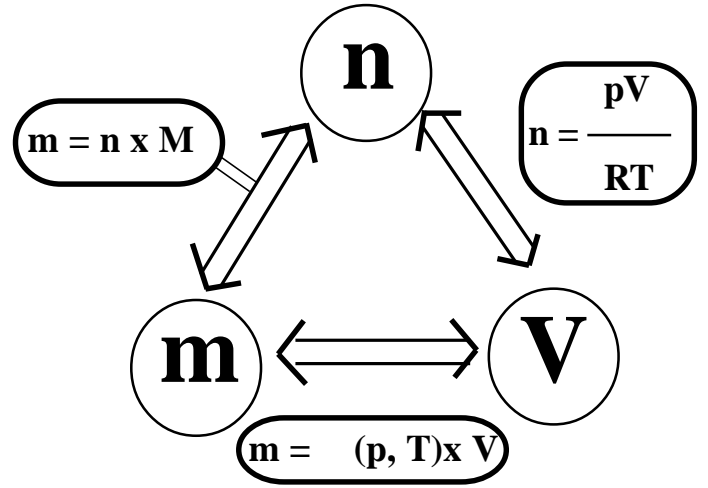
Dans des conditions données, le volume molaire est le même pour tous les gaz.

4.6. POUR CONCLURE.

Solide et liquide
compression et dilatation négligeables



Gaz parfait
compression et dilatation non négligeables



μ