

I.1. États et caractéristiques macroscopiques des états de la matière :

La matière constitue tout ce qui possède une masse et qui occupe un volume dans l'espace, elle peut se trouver sous trois états à savoir :

a. État solide : ce sont des corps rigides étant condensés et ayant une forme et un volume bien définis.

b. État liquide : les liquides constituent un état fluide, ils sont déformables et ils ont un volume défini et ils prennent la forme du récipient qui les contient.

c. État gazeux : les gaz se trouvent dans un état dispersé dont lequel ni la forme ni le volume sont définis et ils sont très compressibles.

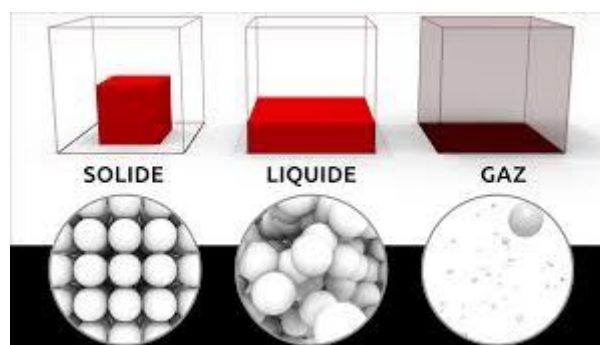


Figure I. 1: Les états physiques de la matière

I.2. Changement d'état de la matière :

Un changement d'état est le passage d'un état à un autre sous l'effet d'un changement de température ou de pression qui sont les facteurs essentiels pour le changement d'état. Les différents changements d'état de la matière sont représentés sur le diagramme ci-dessous.

Remarque

Pendant un changement d'état la nature et le nombre des particules ne varient pas. Donc la masse ne change pas. Les particules s'éloignent les unes des autres donc le volume change.

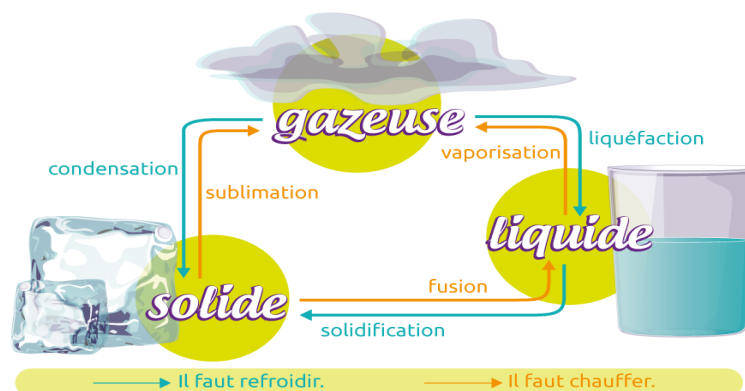


Figure I.2 : Changements d'état physique de la matière

Conclusion générale

- Pendant un changement d'état, la masse ne varie pas car le nombre de particule de la matière ne change pas.
- Pendant un changement d'état, le volume varie car les particules constitutantes s'organisent différemment lors du passage d'un état physique à un autre.

I.3. Notions d'atome, molécule, mole et nombre d'Avogadro :

a. Atome : La matière est constituée de grains élémentaires appelés atomes. Un atome est considéré comme la plus petite particule d'un élément et qui est, selon l'étymologie grecque, indivisible et indestructible. Il existe 111 espèces d'atomes ; chaque élément est différent de l'autre par sa structure, sa masse et les propriétés physico-chimiques.

b. Molécule : est l'association de deux ou plusieurs atomes (NaCl , H_2O , N_2 , O_2 ...).

Une molécule est caractérisée par sa formule moléculaire et sa masse molaire moléculaire.

c. Nombre d'Avogadro :

La grandeur utilisée par les chimistes pour spécifier la quantité d'éléments ou de composés chimiques est appelée 'quantité de matière', l'unité de quantité de matière est appelée la mole, symbole mol.

'La mole est définie comme le nombre d'atomes de carbone 12 contenus dans 12 g de carbone 12'.

La définition de la mole permet aussi de déterminer la valeur de la constante universelle qui relie le nombre d'entités à la quantité de matière d'un échantillon.

Cette constante a été mesurée par plusieurs méthodes expérimentales.

$$N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$$

$$1 \text{ mole (d'atomes, ions, molécules....)} = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ (atomes, ions, molécules....)}$$

Exemple :

Déterminer le nombre d'atomes contenu dans 12 g de carbone sachant que la masse d'un atome de carbone 12 est de $1.9926 \cdot 10^{-26}$ Kg. (cette masse a été déterminée à l'aide d'un spectromètre de masse).

Solution :

$$1 \text{ mole (de carbone 12)} \rightarrow 12 \text{ g} \rightarrow N \text{ atomes}$$

$$1.9926 \cdot 10^{-26} \rightarrow 1 \text{ atome}$$

$$1 \text{ mol} = \frac{12}{1,9926 \cdot 10^{-26}} = 6,023 \cdot 10^{23}$$

Conversion du nombre d'atomes en moles :

Soit un échantillon contenant $1,29 \cdot 10^{24}$ atomes d'hydrogène

Nombre de moles d'H = nombre d'atome H / $N_A = (1,29 \cdot 10^{24}) / (6,022 \cdot 10^{23} \text{ g}) = 2,14 \text{ moles}$

d. Masse molaire atomique :

La masse molaire d'un élément est la masse d'une mole d'atomes de cet élément (c'est donc la masse de N atomes).

Exemple :

Masse molaire d'H : $M(\text{H}) = 1,674 \cdot 10^{-24} \text{ g} \times N_A = 1,0079 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Masse molaire d'O : $M(\text{O}) = 2,657 \cdot 10^{-23} \text{ g} \times N_A = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

e. Atome gramme :

L'atome gramme d'un élément est la masse atomique de cet élément exprimé en gramme (g).

Exemple : l'atome gramme de fer représente 56 g de fer L'atome gramme d'oxygène représente 16 g d'oxygène.

f. Masse molaire moléculaire :

C'est la masse d'une mole de molécule. Elle est égale à la somme des masses molaires des atomes qui constituent la molécule.

Exemple :

Masse molaire de H_2O : $M(\text{H}_2\text{O}) = M(\text{O}) + 2 \cdot M(\text{H}) = 18,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

g. Volume molaire:

C'est le volume qu'occupe une mole de substance. Dans le cas des gaz, et dans les conditions normales de pression et de température ($n = 1 \text{ mol}$; $T = 0^\circ\text{C}$; $P = 1 \text{ atm}$) : $V_M = 22,4 \text{ l/mol}$

h. Unité de masse atomique (u.m.a):

L'unité de masse atomique est définie comme la fraction $1/12$ de la masse d'un atome de carbone 12 (^{12}C).

$$1 \text{ u. m. a} = \frac{1}{12} \left(\frac{12}{6,023 \cdot 10^{23}} \right) = 1,666 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,666 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

I.4. Lois pondérales :

Les lois pondérales de la chimie sont les lois relatives aux pesées (aux masses).

I.4.1. La réaction chimique :

Une réaction chimique correspond à la transformation d'espèces chimiques (atome, molécule, ions) qui disparaissent qui s'appellent réactifs en d'autres qui se forment qui s'appellent produits.

Au cours d'une réaction chimique les noyaux des éléments chimiques ne sont pas modifiés, seuls les électrons des niveaux externes des atomes y participent.

I.4. 2. Loi de conservation de masse (Lavoisier 1774) :

Antoine Laurent Lavoisier a conclu, après étude rigoureuse des bilans massiques de réactions chimiques, qu'il y a conservation de masse autrement dit la masse totale des produits est égale à la masse totale des réactifs.

I.4.3. Loi des proportions définies (Proust) :

Lorsque les corps simples s'unissent pour former un corps composé défini, le rapport entre les masses des réactifs qui ont été consommés reste constant.

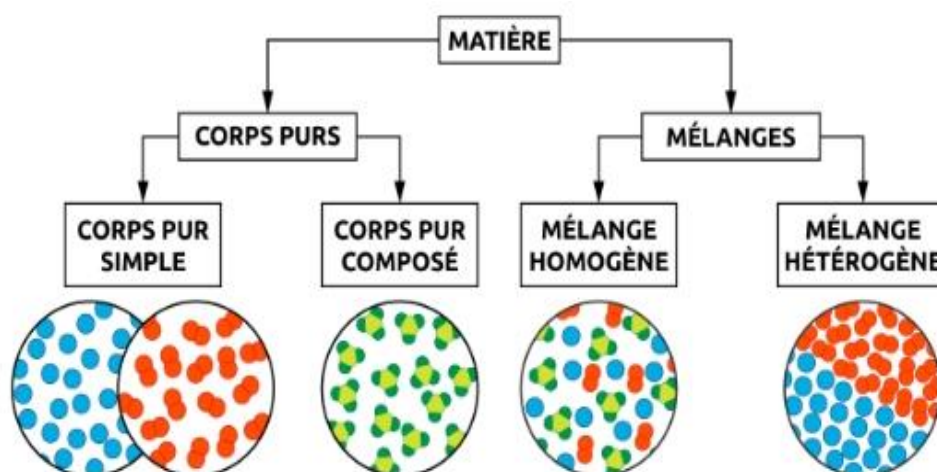
I.4.4 Loi des proportions multiples (Dalton) :

Lorsque 2 éléments s'unissent pour donner plusieurs substances, a un atome A s'ajoute 1, 2 ou 3 atomes B. Les proportions de B sont multiples simples d'une même quantité.

I.5. Aspect qualitatif de la matière :

a) Corps purs, mélange homogène et hétérogène :

La matière est constituée d'atomes qui peuvent être identique ou différentes. De là, on peut distinguer plusieurs types (Voir l'organigramme ci-dessous):



- **Corps purs simples** : un corps pur simple est constitué d'une seule substance. (H_2 ; Fe ; S ; N_2 ...).

- **Corps purs composés** : Un corps pur composé est constitué de deux ou plusieurs éléments différents qui sont liés ensemble chimiquement. (H_2O ; H_2SO_4 ; ...).

- **Mélanges** : un mélange est une substance composée de molécules différentes ($NaCl + eau$; $Huile + eau$). On distingue :

- **Mélanges hétérogènes** : les mélanges hétérogènes contenant des substances que l'on peut distinguer à l'œil nu ou à l'aide d'instrument grossissant les particules des corps qui les constituent. Ce sont des mélanges constitués de plus d'une phase ($Eau + huile + vinaigre$)

- **Mélanges homogènes** : les mélanges homogènes contenant des substances que l'on ne peut pas distinguer à l'œil nu. Ce sont des mélanges constitués d'une seule phase (air est un mélange de gaz...)

b. Solution, soluté, solvant, solution aqueuse, dilution et saturation :

Solution : une solution est un mélange homogène, en phase gazeuse, liquide ou solide, d'au moins deux substances. On peut préparer une solution soit par dissolution d'un solide, liquide ou un gaz dans un solvant, soit par dilution d'une solution dite solution mère.

Solvant : Constituant qui est présent en plus grande quantité et qui se trouve dans le même état physique (phase) que la solution.

Soluté : Toute substance qui peut être dissoute dans le solvant.

*Lorsque le solvant utilisé est de l'eau, on appelle cette solution une solution aqueuse.

Exemple : L'obtention d'un verre d'eau sucrée exige la dissolution d'un morceau de sucre dans l'eau. Le sucre constitue le soluté, tandis que l'eau joue le rôle du solvant. La solution ainsi formée (eau sucrée) est appelée solution aqueuse, puisque le solvant est l'eau.

La dilution : Diluer une solution, c'est obtenir une nouvelle solution moins concentrée que la solution initiale, en ajoutant du solvant. La solution initiale se nomme solution mère, et la solution diluée se nomme la solution fille.

Au cours d'une dilution la quantité de matière de l'espèce chimique dissoute ne varie pas :

donc :

$n_{\text{mère}} = n_{\text{fille}}$ conservation du masse

« L'addition de solvant à une solution ne modifie pas la quantité de soluté (nombre de mole), mais elle change la concentration de solution. »

Or : $n_{\text{mère}} = C_0 \times V_0$ et $n_{\text{fille}} = C_1 \times V_1$

$$D'o\grave{u} : C_0 \times V_0 = C_1 \times V_1$$

Cette équation ne peut être utilisée que pour les cas de dilution ; elle ne peut pas s'appliquer directement aux problèmes impliquant des réactions chimiques.

Exemple : Comment prépare-t-on 500ml d'une solution de HCl d'une concentration de 0,250 mol/L à partir d'une solution commerciale de 12,1 mol/l ?

Solubilité : concentration maximale d'un soluté qui est dissoute dans un solvant donné, à une température donnée. On appelle la solution qui se forme alors solution saturée.

Solution insaturée : solution qui contient un soluté à une concentration inférieure à sa solubilité.

Solution sursaturée : solution dans laquelle la concentration de soluté est temporairement supérieure à sa solubilité.

Solution saturée : Une solution est dite saturée quand le solvant n'arrive plus à dissoudre le soluté.

I.6. Aspect quantitatif de la matière :

I.6.1. Quantité de matière :

Le nombre de mole n : quantité de matière en moles est le quotient de la masse de substance et sa masse molaire

$$n(\text{mol}) = \frac{m(\text{mol})}{M(\text{g/mol})}$$

I.6.2. Concentration molaire ou Molarité (C_m)

Concentration molaire ou molarité : la molarité est le rapport de la quantité de soluté exprimé en moles par le volume de la solution exprimé en litres.

$$C_m \left(\frac{\text{mol}}{\text{l}} \right) = \frac{n_{\text{soluté}}(\text{mol})}{V_{\text{solution}}(\text{l})}$$

M : équivalente à mol.L^{-1}

I.6.3. Molalité (M):

Concentration molale (ou molalité) : la molalité est le rapport de la quantité de soluté exprimée en mole par masse de solvant exprimée en kg.

$$M \left(\frac{\text{mol}}{\text{kg}} \right) = \frac{n_{\text{soluté}}(\text{mol})}{m_{\text{solvant}}(\text{kg})}$$

I.6.4. Concentration pondérale (massique) :

La concentration massique d'une espèce chimique en solution est le rapport de la masse de soluté présente par litre de solution. La concentration massique se note C_m , elle s'exprime en g.L^{-1} .

$$C \left(\frac{\text{g}}{\text{l}} \right) = \frac{m_{\text{soluté(g)}}}{V_{\text{solution(l)}}}$$

I.6.5. Fraction pondérale ou massique (W_i)

La fraction massique est la masse du constituant (i) considéré sur la somme des masses des constituants du mélange (masse totale du mélange).

$$W_i = \frac{m_{i(\text{g})}}{m_{\text{mélange(g)}}}$$

La somme des fractions massiques des constituants de la solution est toujours égale à 1.

$$\sum W_i = 1$$

Le pourcentage massique (% W_i) est sa fraction massique multipliée par 100.

I.6.6. Titre (T) :

Le titre d'une solution est la masse en g, de la solution dans 1 ml de solvant. Il est donné par la relation suivante :

$$T \left(\frac{\text{g}}{\text{ml}} \right) = \frac{m_{\text{soluté(g)}}}{V_{\text{solution(ml)}}}$$

I.6.7. La fraction molaire :

C'est le nombre de mole du constituant (i) sur la somme des nombres de moles des constituants du mélange :

$$X_i = \frac{n_i}{\sum_{i=1}^n n_i}$$

Remarques :

$$\sum_{i=1}^n X_i = 1$$

Le pourcentage molaire est la fraction molaire multipliée par 100%.

I.6.8. Concentration normale ou la normalité :

La normalité d'une solution est le nombre d'équivalents-grammes de soluté contenus dans un litre de solution. Cette mesure de la concentration est indissociable d'une réaction chimique particulière (réaction acide-base ou d'oxydo-réduction) qui est implicitement considérée.

L'unité de normalité est l'équivalent-gramme par litre, représenté par le symbole N :

$$1 \text{ N} = 1 \text{ eq g/l.}$$

Compte tenu de la définition de la masse équivalente, la normalité d'une solution sera toujours un multiple entier (1, 2, 3, ...) de sa molarité, soit : $N = z \cdot M$

I.6.9. Équivalent gramme (Eq.g) :

C'est le rapport de la masse du soluté à l'état pur sur la masse molaire ou atomique équivalente.

I.6.10. Masse molaire ou atomique équivalente (m eq) :

C'est la masse molaire ou atomique de l'élément considéré sur le nombre d'électron, de proton ou d'hydroxyle échangés lors d'une réaction.

$$N = C_N = \frac{n_{\text{eqg soluté}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{\frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{eq}}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{\frac{m_{\text{soluté}}}{M_{\text{soluté}}/Z}}{V_{\text{solution}}} = \frac{m_{\text{soluté}} \cdot Z}{M_{\text{soluté}} \cdot V_{\text{solution}}}$$

$$N = C_N = \frac{n_{\text{soluté}} \cdot Z}{V_{\text{solution}}} = Z \cdot C_m$$

Avec : M : Masse molaire de soluté ; Z : Nombre de proton, d'électron ou d'hydroxyle échangés

I.6.11. Masse volumique et densité :

- Masse volumique :

La masse volumique est une grandeur physique qui caractérise la masse d'un matériau par unité de volume. Elle est déterminée par le rapport :

$$\rho = \frac{m}{V} \left(\frac{\text{g}}{\text{l}} \right)$$

Où m est la masse de la substance homogène occupant un volume V.

- Densité :

• Densité Solide-Liquide :

La densité d'un corps solide ou liquide par rapport est le rapport de la masse d'un certain volume de ce corps à la même masse de volume d'eau. Elle est donnée par la relation suivante :

$$d = \frac{\rho_{\text{solide ou liquide}}}{\rho_{\text{eau}}}$$

• Densité des gaz :

Dans le cas de gaz ou de vapeur, le corps de référence gazeux est l'air, à la même température et sous la même pression.

Si le volume considéré est le volume molaire, alors $m = M$ (masse molaire), sachant que la masse volumique de l'air sec égale à 1,293 g/L

$$m_{\text{air}} = \rho_{\text{air}} \cdot V_{\text{mol air}} = 1,293 \times 22,4 = 29\text{g}$$

donc :

$$d = \frac{\rho_{\text{gaz}}}{\rho_{\text{air}}} = \frac{\frac{m_{\text{gaz}}}{V_{\text{gaz}}}}{\frac{m_{\text{air}}}{V_{\text{air}}}} = \frac{m_{\text{gaz}}}{m_{\text{air}}} = \frac{m_{\text{gaz}}}{29}$$