

Chapitre I de la structure de la matière (chimie I)

Notions fondamentales

La matière est la substance qui compose tout corps, elle occupe de l'espace et la quantité de matière se mesure à l'aide de la masse. On utilise la mole pour compter les particules de la matière. Elle est constituée de particules élémentaires, les atomes. En pratique, le nombre d'atomes connus actuellement est 118.

La matière se trouve sous forme de mélanges (homogène ou hétérogène) de corps purs.

Un corps pur est caractérisé par ses propriétés physiques (température de fusion, température d'ébullition, masse volumique, indice de réfraction...) ou chimiques.

1. Etats de la matière :

Les trois états de la matière sont : solide, liquide et gaz. Le passage de la matière de l'état solide à l'état liquide se fait par fusion, de l'état liquide à l'état gazeux par vaporisation et de l'état solide à l'état gazeux par sublimation. Ces transformations sont illustrées par la figure 1.

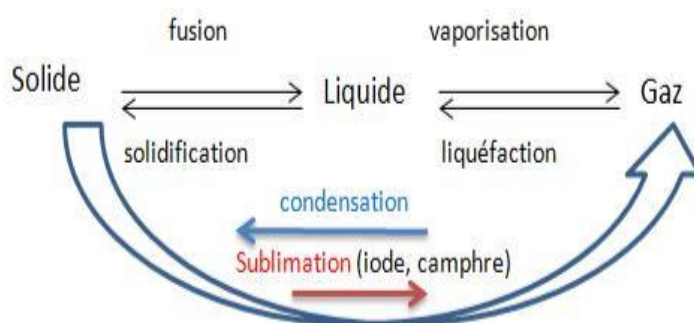


Figure 1. Les états de la matière et ses transformations.

2. Notions d'atome, molécule:

2.1. Atome :

L'atome est la plus petite particule d'un corps renfermant les mêmes propriétés chimiques et physiques que celui-ci (**Exemples** : H, O, Na, Cl,...).

2.2. Molécule :

Une molécule est une union de deux ou plusieurs atomes liés entre eux par des liaisons covalentes. C'est la plus petite partie d'un composé qui a les mêmes propriétés que le composé (**Exemples** : H₂O, H₂, HCl,...).

3. Mole, nombre d'Avogadro et unité de masse atomique :

Les masses des atomes sont toutes très petites (entre 10^{-24} et 10^{-26} kg) et donc peu pratiques à utiliser dans le monde macroscopique. La mole (mol) est l'unité que les chimistes utilisent pour exprimer un grand nombre d'atomes. On définit une mole comme étant le nombre d'atomes qu'il y a dans 12 g de carbone 12. Le nombre d'atomes dans une mole est appelé nombre d'Avogadro ($N_A=6,023 \cdot 10^{23}$).

Une mole d'atomes d'hydrogène renferme $6,023 \cdot 10^{23}$ atomes et pèse environ 1g.

A l'échelle microscopique, le nombre d'Avogadro est significatif car il ramène les atomes à des dimensions mesurables alors qu'il devient insignifiant dans le monde macroscopique. Pour l'échelle atomique et afin d'éviter l'utilisation de puissances négatives, les chimistes ont choisi arbitrairement une unité de masse atomique, l'uma. Cette unité affectée à la masse réelle de l'atome, est exprimée par rapport au carbone 12, par référence. Celui-ci a été choisi car il est le plus abondant dans la nature.

$$1 \text{ uma} = 1u = \frac{1}{12} \text{ masse d'un atome de } ^{12}\text{C}.$$

Cet atome de ^{12}C qui pèse 12 uma a une masse de $1,99 \cdot 10^{-24}$ g et sachant qu'une mole d'atomes de ^{12}C renferme N_A atomes et pèse 12 g, on pourra écrire,

$$1 \text{ atome de } ^{12}\text{C} \text{ pèse } 12 \text{ uma}.$$

$$1 \text{ mole } (N_A \text{ atomes}) \text{ de } ^{12}\text{C} \text{ pèse } 12 \text{ g}.$$

$$\rightarrow 1 \text{ uma} = \frac{1}{N_A} \text{ g} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}.$$

Par définition :

1 mole d'atomes renferme N_A atomes.

Le nombre d'Avogadro ($N_A=6,023 \cdot 10^{23}$).

Pour l'hydrogène :

1 mole d'hydrogène renferme $6,023 \cdot 10^{23}$ atomes et pèse 1 g.

1 atome d'hydrogène pèse 1 uma.

Pour trouver le nombre d'atomes ou le nombre de molécules (N) d'une substance, on a :

$$N = n \cdot N_A$$

n : nombre de moles de la substance, $n = \frac{m}{M}$.

m: masse de la substance (g).

M : masse molaire de la substance (g/mole).

N_A : le nombre d'Avogadro.

4. Masse molaire atomique et moléculaire et volume molaire:**4.1. Masse molaire atomique:**

La masse molaire atomique d'un élément est la masse d'une mole de cet élément. On la note (M) et son unité est en g/mole.

Exemple : $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mole}$ et $M(\text{Na}) = 23 \text{ g/mole}$.

4.2. Masse molaire moléculaire:

La masse molaire moléculaire d'une molécule est la masse d'une mole de cette molécule. Elle est égale à la somme des masses molaires atomiques des éléments qui la constituent.

Exemple : $M(\text{NaOH}) = M(\text{Na}) + M(\text{O}) + M(\text{H}) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g/mole}$.

4.3. Volume molaire :

Le volume molaire (V_m) est le volume occupé par une mole de substance, il dépend de l'état de la substance $V_m = \frac{V}{n}$.

Comme $n = \frac{m}{M}$ donc $V_m = \frac{V}{m} M$.

Et $V_m = \frac{M}{\rho}$, ρ est la masse volumique.

Cas des liquides : acide sulfurique H_2SO_4 $V_m = 53,5 \text{ cm}^3/\text{mol}$.

Cas des Gaz : une mole de gaz occupe un volume de 22,414 litres,

$V_m = 22,414 \text{ L/mol}$ dans les conditions normales de température et de pression (CNTP)

$T=0 \text{ }^\circ\text{C}$ et $P= 1 \text{ atm}$.

5. Loi pondérale : Conservation de la masse (Lavoisier), réaction chimique.

La loi de conservation de la masse au cours d'une réaction (Lavoisier « lors d'une réaction chimique, la masse totale des réactifs est égale à la masse totale des produits formés »).

Lavoisier émet son hypothèse atomique, suggérant que la matière est constituée d'atomes et qu'un élément est caractérisé par des atomes de mêmes masses. Lors d'une réaction chimique, les atomes ne sont ni créés, ni détruits ; ils se recombinent.

6. Aspect qualitatif de la matière :**6.1. Corps pur:**

Un corps pur est caractérisé par ses propriétés physiques ou chimiques.

On distingue deux catégories de corps purs :

-Corps purs simples constitués d'un seul type d'éléments (exemple : H_2 , O_2 , Fe, Na,...).

-Corps purs composés constitués de deux ou plusieurs éléments (exemple : HCl, NaOH, H_2O , FeCl_2 , ...).

La matière se présente sous forme de mélanges. Le mélange se présente sous plusieurs parties appelées phases. L'état de la phase peut être gaz, liquide ou solide. Une phase est la partie distincte d'un mélange.

On distingue deux types de mélanges :

6.2. Mélange homogène :

Un mélange est homogène si aucune variation de propriétés physiques ou chimiques ne peut être décelée lorsqu'on passe d'un point à un autre du domaine d'espace qu'il occupe (on obtient une seule phase).

Exemple : l'air, le lait et l'eau salée.

lait + sucre → une seule phase.

6.3. Mélange hétérogène :

Un mélange est hétérogène si des variations discontinues de propriétés en passant d'un point à un autre sont observées (mélange comportant 2 ou plusieurs phases).

Exemple : mélange d'eau et d'huile, du sable, du chocolat aux noisettes et la vinaigrette.

Eau + huile + sable → trois phases.

6.4. Solutions :

Une solution est obtenue par dissolution d'une espèce chimique dans un solvant. L'espèce chimique dissoute s'appelle le soluté, il peut être sous forme solide, liquide ou gaz tandis que le solvant est sous forme liquide. Après dissolution, le soluté peut être sous forme d'ions ou sous forme de molécules. Une solution est dite aqueuse si le solvant est l'eau.

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 de solvant.

6.5. 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 de la masse.

L'addition du solvant à une solution ne modifie pas la quantité de soluté (nombre de moles) mais elle change la concentration de la solution.

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

Exemple: Pour préparer un volume $V_1=100$ mL d'une solution fille d'hydroxyde de potassium de concentration $C_1=2,5 \cdot 10^{-3}$ mol.L⁻¹ à partir d'une solution d'hydroxyde de

potassium mère de concentration $C_0 = 5.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, il faut prélever un volume V_0 de la solution mère égal à : $V_0 = \frac{C_1 \times V_1}{C_0} = 5.10^{-3} \text{ L}$.

Il faut donc prélever 5 mL de la solution mère et diluer avec de l'eau jusqu'à 100 mL de la solution.

6.6. 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**.

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

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

7. Aspect quantitatif de la matière :

7.1. Quantité de matière : le nombre de mole:

La quantité de matière (n) est la masse d'une substance divisée par sa masse molaire.

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

7.2. Concentration molaire ou molarité:

La concentration molaire (C) est le rapport de la quantité de soluté exprimé en moles par le volume de la solution exprimé en litres. L'unité (M) est équivalente à mol.L^{-1} .

$$C(\text{M}) = \frac{n(\text{mol})}{V(\text{L})}$$

7.3. Concentration molale ou Molalité:

La molalité (C) est le rapport de la quantité de soluté exprimée en mole par la masse de solvant exprimée en kg.

$$C (\text{mol.Kg}^{-1}) = \frac{n(\text{soluté})(\text{mol})}{m(\text{solvant})(\text{Kg})}$$

7.4. Concentration pondérale (massique) :

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

$$C_m (\text{g.L}^{-1}) = \frac{m(\text{g})}{V(\text{solution})(\text{L})}$$

Exemple : Afin de préparer une solution du diiode (I_2), on dissout une masse $m = 50$ mg de cristaux de I_2 dans 75 mL de cyclohexane. La concentration massique du I_2 dans le cyclohexane est :

$$C_m = \frac{5 \cdot 10^{-2}}{7,5 \cdot 10^{-2}} = 0,667 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}.$$

7.5. Fraction pondérale (massique) :

La fraction massique w_i du composant i est le rapport de la masse m_i de ce composant à la masse totale du mélange: $w_i = \frac{m_i}{\Sigma m_i}$.

La fraction massique est comprise entre 0 et 1 et la somme des fractions massiques des divers composants vaut 1.

7.6. Titre massique :

Le titre massique d'une solution (T) est égal à la masse m du soluté divisée par le volume V de la solution et qui s'exprime en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$. $T = \frac{m}{V}$, m en grammes et V en litres.

7.7. Fraction molaire :

La fraction molaire est $x_i = \frac{n_i}{\Sigma n_i}$, elle est sans unité.

La somme des fractions molaires de toutes les composantes de la solution est toujours égale à 1, $\Sigma x_i = 1$.

7.8. Concentration normale ou Normalité (C_N) :

Elle représente le nombre d'équivalents grammes de soluté contenu dans un litre de solution, son unité est l'équivalent-gramme par litres (éqg /l ou N).

Le nombre d'équivalents-grammes est la masse du soluté divisée par l'équivalent-gramme (l'éqg). M représente la masse molaire du composé.

Pour un acide, l'éqg = $\frac{M}{\text{nombre d'H}^+ \text{ qu'il peut libérer}}$, Exemple : l'éqg (H_2SO_4) = $\frac{98}{2} = 49$ g.

Pour une base, l'éqg = $\frac{M}{\text{nombre d'OH}^- \text{ qu'elle peut libérer}}$, Exemple : l'éqg ($NaOH$) = $\frac{40}{1} = 40$ g.

Pour un sel, l'éqg = $\frac{M}{\text{nombre d'ion du métal} \cdot \text{son nombre d'oxydation}}$.

Exemple : l'éqg ($Al_2(SO_4)_3$) = $\frac{342}{6} = 57$ g.

7.9. Masse volumique et densité :

a. Masse volumique : Elle représente la masse d'un certain volume de solution sous certaines conditions de température et de pression. Elle est notée ρ et son unité est g/L.

$$\rho = \frac{\text{masse de la solution}}{\text{volume de la solution}}$$

b. Densité :

La densité relative (d) est le rapport entre la masse volumique d'une substance et la masse volumique d'un corps de référence. Pour les substances solides et liquides, le corps de référence est l'eau pure à 4 °C dont la masse volumique est de 1 Kg/litre. $d = \frac{\rho}{\rho_{\text{eau}}}$.

La densité d'un gaz par rapport à l'air est égale au quotient de la masse m d'un volume v de gaz par la masse m_{air} du même volume d'air. m et m_{air} sont mesurées dans les mêmes conditions de température et de pression. $d = \frac{\rho}{\rho_{\text{air}}}$.

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 .

$$m_{\text{air}} = \rho_{\text{air}} \cdot V_{\text{mol}} = 1,293 \times 22,4 = 29 \text{ g. donc : } d = \frac{M}{29} .$$