

# 1 États de la matière

Dans un système, la matière peut exister sous divers états (solide, liquide, gaz) qui eux-mêmes peuvent constituer différentes phases.

- Système homogène : comporte une seule phase.
- Système hétérogène : comporte plus d'une phase.

## 2 Atomes et éléments

La matière est formée à partir de grains élémentaires appelés atomes. Il y'a 111 espèces d'atomes connus donc 111 éléments chimiques.

L'ordre de grandeur de la masse d'atome est d'environ  $10^{-26} kg$  et sa dimension est de quelques Angstroems (Å) sachant que  $1 \text{ Å} = 10^{-10} m$ .

Vu cette dimension microscopique, on préfère travailler avec  $N_A$  atomes réels ( $N_A$  : nombre d'Avogadro).

### 2.1 Nombre d'Avogadro

C'est le nombre d'atomes contenus dans 12g de carbone de l'isotope ( $^{12}C$ ).  $N_A = 6,02252 \cdot 10^{23}$   
Par ailleurs, on définit une mole comme étant la quantité de matière contenue dans 12g de  $^{12}C$ .  
 $N_A$  atomes réels = 1 atome-gramme = 1 mole d'atomes

### 2.2 Masse atomique

C'est la masse d'une mole d'atomes ( $N_A$  atomes).

La masse atomique de  $^{12}C = 12g/mol$

La masse d'un atome de  $^{12}C = \frac{12}{N_A} g = 1,99 \cdot 10^{-23} g$

### 2.3 Unité de masse atomique (uma)

C'est  $\frac{1}{12}$  de la masse d'un atome de carbone  $^{12}C$  : La masse d'un atome de carbone  $^{12}C$  est égale à 12 uma

$$1 \text{ uma} = \frac{1}{12} \times \frac{12}{N_A} = \frac{1}{N_A} = \frac{1}{6,02252 \cdot 10^{23}}$$

$$1 \text{ uma} = 1,66 \cdot 10^{-24} g = 1,66 \cdot 10^{-27} kg$$

## 3 Molécule

C'est une combinaison d'atomes :  $H_2$  ;  $O_2$  ;  $H_2O$  ; .....

Les molécules sont également microscopiques, et l'on considère plutôt  $N_A$  molécules réelles.

$$N_A \text{ molécules réelles} = 1 \text{ molécule-gramme} = 1 \text{ mole de molécules}$$

### 3.1 Masse molaire

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

**Exemple :** La masse molaire de l'acide sulfurique  $H_2SO_4$  est calculée comme suit :

$$H_2SO_4 = 2(H) + 1(S) + 4(O) = 2(1) + 1(32) + 4(16) = 98 \text{ g/mol}$$

$$\text{La masse d'une molécule } H_2SO_4 \text{ est égale à } \frac{98}{6,02252 \cdot 10^{23}} = 1,627 \cdot 10^{-22} g$$

### 3.2 Volume molaire

C'est le volume qui est occupé par une mole de substance. Le volume molaire d'un gaz dans les conditions normales de température et de pression CNTP ( $T=0^\circ C$  et  $P=1 \text{ atm}$ ) est :  $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$

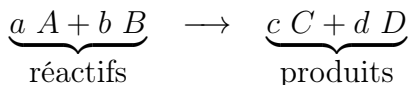
## 4 Corps purs et mélanges

**Corps pur :** Les molécules qui le constituent sont identiques.

- Corps pur simple : Les atomes qui constituent les molécules de ce corps sont identiques ( $H_2$ ,  $O_2$ ,  $Cl_2$ )
- Corps pur composé : Les atomes qui constituent les molécules de ce corps sont différentes ( $H_2O$ ,  $CO_2$ ,  $HCl$ )

**Mélange :** Les molécules qui le constituent sont différentes.

## 5 Réaction chimique



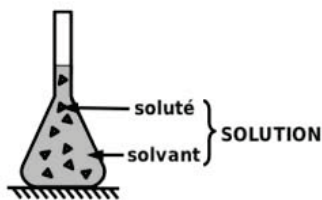
a, b, c et d sont des coefficients stoechiométriques.

A et B sont des réactifs.

C et D sont des produits.

La réaction chimique doit obéir aux lois de conservation de masse, charge et matière.

## 6 Concentration d'une solution



La concentration d'une solution est le rapport de la quantité du soluté par celle du solvant ou de la solution

### 6.1 Teneur (T)

Pour les solutés solides, c'est le nombre de grammes de soluté qu'il y'a dans un litre de solution.

$$T_{solide} = \frac{m_{\text{soluté solide}} (g)}{V_{\text{solution}} (L)}$$

Pour les solutés gaz, c'est le nombre de litres de soluté par litre de solution.

$$T_{gaz} = \frac{V_{\text{soluté gaz}} (L)}{V_{\text{solution}} (L)}$$

## 6.2 Concentration molaire ou Molarité (C)

C'est le nombre de mole de soluté par litre de solution.

$$C = \frac{n_{\text{soluté}} (mol)}{V_{\text{solution}} (L)}$$

## 6.3 Concentration molale ou Molalité (C<sub>M</sub>)

C'est le nombre de mole de soluté par kilogramme de solvant.

$$C_M = \frac{n_{\text{soluté}} (mol)}{m_{\text{solvant}} (kg)}$$

## 6.4 Fraction massique (X)

C'est le rapport de la masse du soluté par la masse de la solution.

$$X = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solution}}}$$

Pour un mélange de n constituants, la fraction massique d'un constituant "i" dans un mélange est le rapport de la masse du constituant "i" par la masse du mélange.

$$X_i = \frac{m_i}{m_{\text{mélange}}} \quad \text{avec} \quad m_{\text{mélange}} = m_{\text{totale}} = \sum m_i \quad \text{et} \quad \sum X_i = 1$$

## 6.5 Pourcentage massique (%m)

C'est la masse du soluté en gramme contenue dans 100g de la solution.

$$\%m = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solution}}} \cdot 100 = X \cdot 100$$

Pour un mélange de n constituants, le pourcentage massique d'un constituant "i" dans un mélange est la masse du constituant "i" en gramme contenue dans 100 g du mélange.

$$(\%m)_i = \frac{m_i}{m_{\text{mélange}}} \cdot 100 = X_i \cdot 100 \quad \text{avec} \quad \sum (\%m)_i = 100$$

## 6.6 Fraction molaire (x)

C'est le rapport du nombre de moles du constituant "i" par le nombre de mole total de la solution (ou du mélange).

$$x_i = \frac{n_i}{n_{\text{total}}} \quad \text{avec} \quad n_{\text{total}} = \sum n_i \quad \text{et} \quad \sum x_i = 1$$

## 6.7 pourcentage molaire (%n)

C'est le nombre de mole du constituant i contenue dans 100 moles de la solution (ou du mélange).

$$\boxed{(\%n)_i = \frac{n_i}{n_{\text{total}}} \cdot 100 = x_i \cdot 100} \quad \text{avec} \quad \boxed{\Sigma(\%n)_i = 100}$$

## 6.8 Masse volumique

C'est le rapport de la masse d'un corps pur (ou mélange) par le volume de ce même corps pur (ou mélange).

$$\boxed{\rho = \frac{m \text{ (g ou kg)}}{V \text{ (L ou m}^3\text{)}}}$$

## 6.9 Densité

La densité d'un solide ou d'un liquide c'est le rapport entre la masse d'un volume V de ce solide ou liquide et la masse du même volume V d'eau.

$$\boxed{d = \frac{m_{\text{corps}}}{m_{\text{eau}}} = \frac{\rho_{\text{corps}} \cdot V}{\rho_{\text{eau}} \cdot V} = \frac{\rho_{\text{corps}}}{\rho_{\text{eau}}}}$$

La densité d'un gaz c'est le rapport entre la masse d'un volume V de ce gaz et la masse du même volume V d'air.

$$\boxed{d_{\text{gaz}} = \frac{m_{\text{gaz}}}{m_{\text{air}}} = \frac{\rho_{\text{gaz}} \cdot V}{\rho_{\text{air}} \cdot V} = \frac{\rho_{\text{gaz}}}{\rho_{\text{air}}}}$$

On sait aussi que :

$$\boxed{\rho_{\text{gaz}} = \frac{m_{\text{gaz}}}{V_{\text{gaz}}}} \quad ; \quad \boxed{V_{\text{gaz}} = V_M \cdot n} \quad ; \quad \boxed{m_{\text{gaz}} = M \cdot n}$$

On déduit que :

$$\boxed{d_{\text{gaz}} = \frac{M_{\text{gaz}}}{\rho_{\text{air}} \cdot V_M} = \frac{M_{\text{gaz}}}{1,293 \cdot 22,4} = \frac{M_{\text{gaz}}}{29}}$$

## 6.10 Normalité

C'est le nombre d'équivalent-gramme par litre de solution.

$$\boxed{N = \frac{n_{\text{eq-g}}}{V_{\text{solution}}(L)}}$$

L'équivalent-gramme ou la masse de la substance correspondante à 1 mole de particule ( $\text{H}^+$  : acide ;  $\text{OH}^-$  : base ;  $\text{e}^-$  : oxydant et réducteur) est donné par l'équation :

$$\boxed{M_{\text{eq-g}} = \frac{M}{z}}$$

z : nombre de moles des particules considérées ( $\text{H}^+$  : acide ;  $\text{OH}^-$  : base ;  $\text{e}^-$  : oxydant et réducteur) correspondant à une mole de la substance (corps pur).

$$\boxed{z = \frac{\nu_{(\text{H}^+, \text{OH}^- \text{ ou } \text{e}^-)}}{\nu_{\text{corps pur}}}}$$

Le nombre d'équivalent-gramme :

$$n_{eq-g} = \frac{m_{\text{corps pur}}}{M_{eq-g}} = \frac{m_{\text{corps pur}} \cdot z}{M_{\text{corps pur}}} = n_{\text{corps pur}} \cdot z$$

A partir des équations précédentes, on déduit que :

$$N = \frac{n \cdot z}{V_{\text{solution}}} = C \cdot z$$