

## Cours S1.1 : Système physico-chimique

### 1°) Grandeurs physiques

- La pression  $p$  peut s'exprimer avec plusieurs unités, l'unité du système international (USI) est le Pascal (Pa), on sera amené à utiliser d'autres unités de pression, par exemple le bar (bar) ou l'atmosphère (atm), c'est une grandeur intensive :

$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa} = 10^3 \text{ hPa} \text{ et } 1 \text{ atm} = 1,013 \text{ bar} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 1013 \text{ hPa}$$

- La température peut s'exprimer suivant plusieurs échelles, en chimie on en utilisera deux ; l'échelle usuelle ou Celsius où on notera la température  $\theta$  en degré Celsius ( $^{\circ}\text{C}$ ) et l'échelle absolue (USI) de Kelvin pour laquelle la température est notée  $T$  en Kelvin (K), c'est une grandeur intensive :

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

- Le volume  $V$  a pour unité le  $\text{m}^3$  dans le système international (USI), c'est une grandeur extensive :

$$1 \text{ m}^3 = 10^3 \text{ L}$$

### 2°) États physiques

Les trois états physiques courants sont : l'état gazeux, l'état liquide et l'état solide. Pour les distinguer, on utilise un indice entre parenthèse : solide (s), liquide (l), gazeux (g).

- L'état gazeux est un état fluide dit non-condensé et fortement compressible.
- L'état liquide est un état fluide dit condensé et peu compressible.
- L'état solide est un état non-fluide dit condensé et peu compressible. Si la structure du solide est ordonnée, on parle d'état cristallin (ou cristal), si elle est partiellement ordonnée, c'est un état semi-cristallin, sinon on le qualifie d'état amorphe. Lorsqu'un même constituant possède plusieurs états cristallins, on parle de variétés allotropiques.

### 3°) Transformations

- Transformation nucléaire, changement de la composition des noyaux des atomes.
- Transformation chimique, changement de la nature des espèces chimiques.
- Transformation physique, changement d'états physiques ou d'états solides en fonction des conditions de température  $T$  et de pression  $p$ .

### 4°) Espèces chimiques

Atome : composé monoatomique électriquement neutre ;

néon Ne

Molécule : édifice polyatomique électriquement neutre ;

eau  $\text{H}_2\text{O}$ , méthane  $\text{CH}_4$

Métal : corps simple bon conducteur

fer Fe, sodium Na, aluminium Al

Cristal covalent : macromolécule (non métallique)

graphite C, diamant C, silicium Si

Ion monoatomique : composé monoatomique chargé ;

ion chlorure  $\text{Cl}^-$ , ion sodium  $\text{Na}^+$

Ion moléculaire : édifice polyatomique chargé ;

ion sulfate  $\text{SO}_4^{2-}$ , ion oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+$

Composé ionique (ou « sel ») : ensemble d'anion et de cation électriquement neutre ; il peut être :  
simple (1 seul type d'anion et 1 seul type de cation) : chlorure de sodium NaCl  
ou mixte (plusieurs types de cation et/ou anions) : sel de Mohr  $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$

### Différents types de phase au sens chimique

Corps pur : c'est une phase ne comportant qu'une seule espèce chimique ; eau liquide  
Mélange : c'est une phase comportant plusieurs espèces chimiques ; alliage métallique  
Solution : c'est un mélange où une espèce chimique est majoritaire ; solution aqueuse  
Solvant : c'est l'espèce majoritaire (principal) d'une solution (mélange) ; eau  
Soluté : c'est une espèce minoritaire d'une solution (mélange). On utilise l'indice (solv) pour le soluté (exemple pour l'eau solvant (aq) ou pour un solvant organique (org)).

### 5°) Quantité de matière et grandeurs associées

#### La mole

Elle représente le nombre d'atome contenu dans 12 g de l'isotope  $^{12}_6\text{C}$   
Cela correspond au nombre d'Avogadro  $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$  atome.mol<sup>-1</sup>.  
Le nombre de mole est noté n, on le désigne par le terme quantité de matière, c'est une grandeur extensive.

#### Fraction molaire dans un mélange

Soit un mélange de deux espèces B<sub>1</sub> et B<sub>2</sub>, on définit les fractions molaires x<sub>1</sub> et x<sub>2</sub> de B<sub>1</sub> et B<sub>2</sub> dans le mélange par les rapports de nombre de mole :  $x_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$  et  $x_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$  avec x<sub>1</sub> + x<sub>2</sub> = 1

**N.B.** : on définit les pourcentages molaires : % B<sub>1</sub> = 100 x<sub>1</sub>, % B<sub>2</sub> = 100 x<sub>2</sub> et % B<sub>1</sub> + % B<sub>2</sub> = 100.

#### Fraction massique dans un mélange

Soit un mélange de deux espèces B<sub>1</sub> et B<sub>2</sub>, on définit les fractions massiques w<sub>1</sub> et w<sub>2</sub> de B<sub>1</sub> et B<sub>2</sub> dans le mélange par les rapports des masses :  $w_1 = \frac{m_1}{m_1 + m_2}$  et  $w_2 = \frac{m_2}{m_1 + m_2}$  avec w<sub>1</sub> + w<sub>2</sub> = 1

**N.B.** : on définit les pourcentages massiques : % B<sub>1</sub> = 100 w<sub>1</sub>, % B<sub>2</sub> = 100 w<sub>2</sub> et % B<sub>1</sub> + % B<sub>2</sub> = 100.

#### Masse molaire d'un constituant

La masse molaire notée M(B) en g.mol<sup>-1</sup> est la masse d'une mole de l'espèce B :

$$M(B) = \frac{m_B}{n_B} \Leftrightarrow m_B = n_B \times M(B)$$

#### Masse volumique et densité d'un corps pur B solide ou liquide

Masse volumique d'un corps pur B solide ou liquide :  $\rho_B = \frac{m_B}{V_B}$  en kg.m<sup>-3</sup> ou g.L<sup>-1</sup>

Densité d'un corps pur B solide ou liquide par rapport à l'eau :  $d_B = \frac{\rho_B}{\rho_{\text{eau}}}$  (sans unité)  
avec  $\rho_{\text{eau}} = 10^3 \text{ kg.m}^{-3} = 10^3 \text{ g.L}^{-1}$  et  $\rho_B$  même unité.

Ce sont des grandeurs intensives.

## 6°) Phase gazeuse

### Loi des gaz parfaits

Dans le cas où néglige les faibles interactions entre les molécules de gaz, on suppose les molécules indépendantes et on parle du modèle des gaz parfaits (GP) ; dans cette hypothèse, on peut utiliser la relation suivante pour un seul constituant gazeux B :  $pV = n_B RT$

Avec  $p$  en Pascal (Pa),  $V$  en  $m^3$ ,  $T$  en Kelvin (K),  $n_B$  en mol et  $R = 8,314 \text{ J.mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

### Mélange de gaz parfaits

Soit un mélange gazeux de deux constituants  $B_1$  et  $B_2$ , si on néglige les interactions entre les molécules des deux espèces gazeuses, le modèle des gaz parfaits reste applicable :  $PV = n_T RT$ , où  $n_T$  correspond à la quantité de matière totale des deux constituants présents ; cela correspond à faire la somme des quantités de matière :  $n_T = n_1 + n_2$

Dans ce modèle, l'absence d'interaction permet de définir la pression partielle des deux constituants gazeux du mélange :  $p_1 = x_1 p = \frac{n_1}{n_T} p$  et  $p_2 = x_2 p = \frac{n_2}{n_T} p$  ou  $p_1 = \frac{n_1 RT}{V}$  et  $p_2 = \frac{n_2 RT}{V}$

On peut en déduire alors :  $p = p_1 + p_2$

## 7°) Solution aqueuse

### Concentration molaire et massique apportée d'un soluté en solution aqueuse

Concentration molaire apportée du soluté B :  $C_B = \frac{n_B}{V_{\text{prélevé}}}$  en  $\text{mol.L}^{-1}$

Concentration massique apportée du soluté B :  $T_B = \frac{m_B}{V_{\text{prélevé}}}$  en  $\text{g.L}^{-1}$

Ce sont des grandeurs intensives.

### Masse volumique et densité d'une solution ; concentration molaire et massique d'un soluté B

Masse volumique d'une solution :  $\rho_{\text{solution}} = \frac{m_{\text{solution}}}{V_{\text{solution}}}$  en  $\text{kg.m}^{-3}$  ou  $\text{g.L}^{-1}$

Densité d'une solution :  $d_{\text{solution}} = \frac{\rho_{\text{solution}}}{\rho_{\text{eau}}}$  (sans unité)

avec  $\rho_{\text{eau}} = 10^3 \text{ kg.m}^{-3} = 10^3 \text{ g.L}^{-1}$  et  $\rho$  même unité.

Pourcentage massique du soluté B :  $(\%B) = \frac{m_B}{m_{\text{solution}}} \times 100 = \frac{m_B}{\rho_{\text{solution}} \times V_{\text{solution}}} \times 100$

Concentration massique du soluté B :  $T_B = \frac{m_B}{V_{\text{solution}}} = \rho_{\text{solution}} (\text{g.L}^{-1}) \times \frac{(\%B)}{100}$  en  $\text{g.L}^{-1}$

Concentration molaire du soluté B :  $C_B = \frac{n_B}{V_{\text{solution}}} = \frac{T_B}{M(B)} = \frac{\rho_{\text{solution}} (\text{g.L}^{-1})}{M(B)} \times \frac{(\%B)}{100}$  en  $\text{mol.L}^{-1}$

## Préparation d'une solution aqueuse à partir d'un solide ou d'un liquide pur

Si on veut préparer une solution en soluté A de concentration apportée  $C_A$  ( $\text{mol.L}^{-1}$ ) et de volume final  $V_T$  (L), il faut tout d'abord déterminer la quantité de matière  $n_A$  dans la solution, ensuite il faut introduire ces  $n_A$  nombre de mole et compléter avec de l'eau jusqu'au volume final  $V_T$  :

Pour un solide pur on introduit la masse  $m_A = M_A \times C_A \times V_T$

Pour un liquide pur on introduit la masse  $m_A = M_A \times C_A \times V_T$

$$\text{ou le volume } V_A = \frac{m_A}{\rho_A} = \frac{M_A \times C_A \times V_T}{\rho_A} = \frac{M_A \times C_A \times V_T}{d_A \times \rho_{\text{eau}}}$$

## Préparation par dilution d'une solution aqueuse (fille) à partir d'une solution aqueuse plus concentrée (mère)

Il faut faire une dilution F fois de la solution mère avec :  $F = \text{facteur de dilution} = \frac{C_{\text{mère}}}{C_{\text{fille}}} = \frac{V_{\text{fille}}}{V_{\text{mère}}} > 1$

En général on s'arrange pour que le volume de solution mère à prélever corresponde à celui d'une pipette jaugée et le volume final de la solution fille à celui d'une fiole jaugée.

**Exemple** : pour diluer 10 fois, on prélève 10,0 mL de la solution mère avec une pipette jaugée que l'on transfère dans une fiole jaugée de 100,0 mL et on complète cette dernière avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.

Pour bien homogénéiser la solution finale, on complète en deux fois la fiole jaugée, dans un premier temps on s'arrête plus bas que le trait de jauge pour pouvoir mélanger fortement, ensuite on termine l'ajout d'eau et on effectue un dernier mélange en renversant plusieurs fois la fiole jaugée.

Dans le cas d'une solution très concentrée pour laquelle on connaît la densité (ou la masse volumique) ainsi que le pourcentage massique, on ne peut pas calculer directement le facteur de dilution ; il faut calculer la concentration molaire de la solution aqueuse commerciale et retrouver un raisonnement classique de dilution.

## Détermination des concentrations finales apportées d'une solution aqueuse après un mélange de deux solutions aqueuses (sans réaction chimique)

Le principe repose sur la conservation de la quantité de matière et l'additivité des volumes.

- Si les deux solutions contiennent la même espèce A, il faut considérer l'additivité des quantités

de matière :  $n_{\text{total}} = n_1 + n_2$  et l'additivité des volumes  $V_{\text{total}} = V_1 + V_2$  :  $C_{\text{final}} = \frac{C_1 \times V_1 + C_2 \times V_2}{V_1 + V_2}$

- Si les deux solutions contiennent des espèces différentes, la quantité de matière de chaque composé reste constant ( $n_1 = n_1'$  et  $n_2 = n_2'$ ) ; par contre, du fait du changement du volume final les

concentrations apportées varient par effet de dilution :  $C'_1 = \frac{C_1 \times V_1}{V_1 + V_2}$  et  $C'_2 = \frac{C_2 \times V_2}{V_1 + V_2}$