

# CHAPITRE. I. NOTIONS FONDAMENTALES

## I.1. Introduction

### Une solution:

Est un mélange homogène de deux ou plusieurs espèces chimiques pures (sans qu'il y ait de réaction chimique). Exemple: sel ou sucre dans l'eau. Le sucre ou le sel se dissout dans l'eau en formant une solution homogène. Mais si l'on continue à rajouter du sucre ou du sel, on peut atteindre un point où l'on peut remarquer une solution homogène et un solide au fond du récipient; en ce point on dit que le seuil de solubilité est atteint (on définira plus tard la solubilité),

- Un solvant: c'est un milieu dispersant; en général le liquide dans lequel se fait la solution.
- Un soluté: c'est le corps dissous (dispersé); peut être un solide (sucre, sel), un liquide (HCl) ou un gaz (O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>).

Le solvant est habituellement la substance qui se trouve en plus grande quantité.

## I.2. Expressions de concentration:

La concentration exprime la quantité de substance par litre de solution.

- Concentration molaire ou molarité « C<sub>M</sub> » ou M: c'est le nombre de mole de soluté (n) par litre de solution.

$$C = \frac{n}{\text{volume de solution}} \text{ (mol/l)}$$

- Concentration massique « C<sub>m</sub> » : c'est le nombre de gramme de soluté (m) par litre de solution.

$$C_m = \frac{m}{V} \text{ (g/l)} \text{ et } C = \frac{C_m}{M} \text{ ou : M: masse molaire du solute}$$

- Concentration normale ( Normalité ( N ) ): c'est le nombre d'équivalent gramme d'un acide, d'une base, d'un réducteur ou d'un oxydant contenu dans 1l de solution.

$$N = \frac{\text{nombre d'équivalentgramme}}{\text{volume de solution(l)}}$$

$$N = \frac{m}{M_{eq} \cdot V} \text{ avec } M_{eq} = \frac{M}{Z} ; ( M_{eq} : \text{masse équivalente} ).$$

$$N = \frac{m \cdot Z}{M \cdot V} = C \cdot Z$$

**Signification de Z:**

- a) Dans le cas d'un acide: Z est le nombre de protons  $H^+$  mis en jeu. Exemple; HCl (Z=1);  $H_2SO_4$  (Z=2);  $H_3PO_4$  (Z=3).
- b) Dans le cas d'une base: Z est le nombre des ions  $OH^-$  mis en jeu. Exemple NaOH (Z=1);  $Ca(OH)_2$  (Z=2), Dans le cas des sels: Z est le nombre de cations métalliques multiplié par la valence de ce métal. Exemple:  $Na_2SO_4$  (Z=2  $\times$  (+1)=2) ( $2Na^+$ ;  $SO_4^{2-}$ );  $M_{eq}(Na_2SO_4) = M_{Na_2SO_4} / 2$
- c) Dans le cas des réactions d'oxydo-réduction; Z est le nombre d'électrons cédés ou captés. Exemple:  $KMnO_4$  Z=5,  $MnO_4^- + 5e^- \rightarrow Mn^{2+}$

- La molalité (M) : elle exprime la quantité de soluté contenue dans 1 Kg de solvant.

$$M = \frac{\text{nombre de moles de soluté}}{\text{masse du solvant (Kg)}}$$

- Pourcentage massique, volumique :

$$\% \text{ massique} = \frac{\text{masse de soluté (g)}}{\text{masse de solution (g)}} \times 100$$

$$\% \text{ volumique} = \frac{\text{volume de soluté (ml)}}{\text{volume de solution (ml)}} \times 100$$

- La fraction molaire : La fraction molaire d'un composant d'une solution ou d'un échantillon est le nombre de moles de ce composant rapporté au nombre total de moles de la solution ou de l'échantillon, Son symbole est X. Soit  $n_1$  le nombre de moles de soluté et  $n_2$  le nombre de moles de solvant.

Dans ce cas, la fraction molaire du soluté sera :

$$X_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$$

De même, la fraction molaire du solvant sera :  $X_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$

Avec:  $X_1 + X_2 = 1$

**NB:** Ces notions peuvent aisément se généraliser à des solutions contenant plusieurs solutés. Il apparaîtra que la somme des fractions molaires de tous les constituants d'un système est égale à l'unité.

➤ La densité « d »:

La densité d'un corps est le rapport de sa masse volumique de la solution  $\rho$  à la masse volumique du solvant.

$$d = \frac{\rho_{\text{solution}}}{\rho_{\text{solvant}}}$$

C'est une grandeur sans dimension. Dans le cas d'une solution aqueuse,  $\rho_{\text{solvant}}$  est de 1 g / cm<sup>3</sup> ou 1 Kg / l.

Si P est le degré de pureté:  $P = \frac{\text{masse de soluté}_{(\text{pure})}}{\text{masse de solution}_{(\text{impure})}} \times 100$

La concentration molaire C:  $C = 10 \times \frac{P}{M} \times d$

### I.3. Préparations des solutions:

#### Enoncé

##### Exercice 1

On dispose d'une solution d'acide sulfurique à 96% de pureté dont la densité est égale à 1,83 ( $M(\text{H}_2\text{SO}_4)=98 \text{ g.mole}^{-1}$ ). Quels sont les volumes d'eau et d'acide à mélanger, si l'on veut obtenir 1litre de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  à 1,79 mol.l<sup>-1</sup>.

##### Exercice 2

On dispose d'une solution d'acide acétique de densité égale à 1,14 et de pureté égale à 99,8%. Quel volume occupe 100g de cet acide ? Quelle est sa molarité ?

Donnée:  $M(\text{CH}_3\text{COOH})= 60 \text{ g.mole}^{-1}$ .

##### Exercice 3

On dispose d'une solution à 1,75 mol.l<sup>-1</sup>. Quel volume de cette solution et quel volume d'eau doit-on mélanger pour obtenir :

- a- 0,500 L de solution à 0,75 mol.l<sup>-1</sup>
- b- 0,75 L de solution à 0,5 mol.l<sup>-1</sup>
- c- 1 L de solution à 0,375 mol.l<sup>-1</sup>

## Corrigé

### Exercice 1

1mole de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  pèse 98 g et 1 litre d' $\text{H}_2\text{SO}_4$  pèse  $1,8310^3$  g soit 1830 g. La concentration initiale en molarité de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  est donc pour 100% de pureté

$$C_i = \frac{n_i}{V} = \frac{\frac{1830}{98}}{1} = 18,67 \text{ mol.l}^{-1}$$

Soit en tenant compte du degré de pureté: 96 %;  $C'_i = 0,96$ ;  $C_i = 17,63 \text{ mol.l}^{-1} = 35,86 \text{ N}$  ( $\text{H}_2\text{SO}_4$  est un diacide fort) donc une solution qui contient 1 mole par litre libère 2 moles d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  par litre). Il faut donc prendre 100 ml d' $\text{H}_2\text{SO}_4$  et 900 mL d'eau car:

$$1,79 = \frac{C_i}{10}.$$

### Exercice 2

1 litre de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  à 99,8% de pureté pèse  $1,14 \times 0,998 = 1138\text{g}$ . Donc 100 g de cet acide occupe un volume V égale à  $V = \frac{100}{1138} = 8,7910^{-2} \text{ l}$  d'où  $V = 87,9 \text{ ml}$ ,

Calcul de la molarité de l'acide  $\text{CH}_3\text{COOH}$ :

$$C_i = \frac{\frac{n_i}{V}}{0,998} \implies C_i = \left[ \frac{1140}{1} \right] \times 0,998 = 18,96 \text{ mol / l.}$$

### Exercice 3

Lors de la dilution, on a conservation du nombre de mole d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$ :

$$n_i = n_f \implies C_i V_i = C_f V_f \text{ (indice i: avant la dilution ; indice f : après dilution)}$$

Dans les trois cas 1) ; 2) et 3) ; on constate que  $n_f$  conserve la même valeur, on en déduit donc  $V_i$ ,

$$1,75 V_i = 0,75 \times 0,50 = 0,50 \times 0,75 = 0,375 \times 1 \quad \text{d'où: } V_i = 0,214 \text{ L}$$

Le volume d'eau à ajouter est donc dans chaque cas égal à :

a)  $V_e = V_f - V_i = 0,286 \text{ L}$

b)  $V_e = V_f - V_i = 0,536 \text{ L}$

c)  $V_e = V_f - V_i = 0,786 \text{ L}$