

Chapitre II. Les solutions et la préparation des solutions



Leçon 5. Solutions et concentrations



I. Composition d'une solution

Une solution est un mélange homogène de deux ou plusieurs substances, initialement dans un état (solide, liquide, gazeux).

Les constituants importants de la solution sont : le soluté et le solvant.

Exemple :

- eau salée = sel + eau d'où le sel est le soluté et l'eau est le solvant.
- alliage or-cuivre = or + cuivre d'où l'or est le soluté et le cuivre est le solvant.

Pour connaître quel est le soluté ou le solvant dans la solution, il faut déterminer ainsi :

- si le soluté et le solvant sont dans les mêmes états, la substance qui présente en plus grande quantité est le solvant et celle de plus petite quantité est le soluté.
- si le soluté et le solvant sont dans les états différents, la substance de même état que la solution est le solvant, telle que le sel dissout dans l'eau, le sel est le soluté et l'eau est le solvant.

II. Différents types de solutions

On distingue 3 types de solutions selon l'état des substances : solutions de gaz, de liquides ou de solides. Les solutés dans les solutions peuvent être des gaz, des liquides ou des solides.

Solutions dans différents états	Types de solutions	Exemples
Solutions de gaz	Gaz dans les gaz Liquides dans les gaz Solides dans les gaz	- L'air contient du dioxygène et du diazote. - Air humide (l'eau dans l'air). - I ₂ gazeux dans l'air
Solutions de liquides	Gaz dans les liquides Liquides dans les liquides Solides dans les liquides	- Eau gazeux (CO ₂ dans l'eau) - Alcool dans l'eau - Le sel ou le sucre dans l'eau
Solutions de solides	Gaz dans les solides Liquides dans les solides Solides dans les solides	- H ₂ dans Pd - Hg dans Ag - Alliage tel que Cu dans Zn

III. Concentration des solutions

La concentration d'une solution est la valeur qui indique la quantité de soluté présent dans une quantité donnée de solution.

Il y a plusieurs méthodes d'indiquer des concentrations.

3.1. Concentration en pourcentage

La concentration d'une solution en pourcentage indique combien de parties de soluté sont présentes dans 100 parties de solution. La concentration en pourcentage se divise en 4 types :

a) Pourcentage en masse par masse

Un pourcentage en masse par masse est la masse de soluté dans 100 unités en masse de solution.

Exemple : Une solution salée de 15 % en masse signifie que dans 100 g de solution contient 15 g de sel dilué et 85 g d'eau. Pour calculer le pourcentage en masse par masse, on utilise la formule suivante :

$$\% \text{ en masse par masse} = \frac{\text{masse du soluté (g)}}{\text{masse de la solution (g)}} \times 100$$

(masse de la solution = masse du soluté + masse du solvant)

b) Pourcentage en masse par volume

Un pourcentage en masse par volume est la masse de soluté dans 100 unités en volume de solution, par exemple, une solution de glucose à 20% en masse par volume veut dire que dans 100 mL de solution contient 20 g de glucose. Pour calculer le pourcentage en masse par volume, on utilise la formule suivante :

$$\% \text{ en masse par volume} = \frac{\text{masse du soluté (g)}}{\text{volume de la solution (mL)}} \times 100$$

c) Pourcentage en volume par masse

Un pourcentage en volume par masse est le volume de soluté dans 100 g de solution, par exemple, une solution d'acide sulfurique (H_2SO_4) à 80% en volume par masse (v/m) veut dire que dans 100 g de solution contient 80 mL ou 80 cm^3 de H_2SO_4 . Pour calculer le pourcentage en volume par masse, on utilise la formule suivante :

$$\% \text{ en volume par masse} = \frac{\text{volume du soluté (mL)}}{\text{masse de la solution (g)}} \times 100$$

d) Pourcentage en volume par volume

Un pourcentage en volume par volume est le volume de soluté dans 100 unités en volume de solution.

Exemple : une solution d'acide sulfurique (H_2SO_4) à 80% en volume par volume veut dire que dans 100 mL de solution d'acide sulfurique contient 80 mL d' H_2SO_4 . Pour calculer le pourcentage en volume par masse, on utilise la formule suivante :

$$\% \text{ en volume par volume} = \frac{\text{volume du soluté (mL)}}{\text{volume de la solution (mL)}} \times 100$$

3.2. La molarité ou concentration molaire volumique

La molarité est le nombre de soluté présent dans 1 L ou 100 mL de solution, l'unité est *molar* ou mol/dm^3 ou mol/L ou M , tels que :

- Si NaOH 40 g = 1 mol dissout dans 1 dm^3 d'eau, la concentration de la solution obtenue est 1 mol/dm^3 ou on peut dire que la solution de NaOH de concentration 1 molar (1 M) contient 40 g de NaOH ou 1 mol.
- La solution de NaCl de concentration 2 molar veut dire que dans 1 L de solution de NaCl contient 2 mol ou $2 \times 58,44 = 116,88$ g.

On peut calculer la concentration molaire volumique par la formule

suiivante :

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

C : molarité en mol/L ou mol/dm^3 ou M

n : nombre de moles de soluté (en mol)

V : volume de la solution (en L)

Exemple : Calculer la molarité d'une solution préparée en dissolvant 12 g d'hydroxyde de sodium (NaOH) solide dans l'eau, le volume final étant de 1,50 L. (Données : H = 1 ; O = 16 ; Na = 23)

Solution

Pour calculer la molarité d'une solution, il faut d'abord calculer le nombre de moles de NaOH.

$$n(\text{NaOH}) = \frac{m}{M} = \frac{12 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 0,3 \text{ mol}$$

$$\text{Molarité : } C = \frac{n (\text{mol})}{V (\text{L})} = \frac{0,3 \text{ mol}}{1,5 \text{ L}} = \mathbf{0,2 \text{ mol/L}}$$

3.3. La molalité ou concentration en mole par kilogramme

La molalité est le nombre de moles de soluté dans 1 kg de solvant, l'unité de molalité est *molal* ou *mol/kg* ou *m*, par exemple, la solution de glucose de concentration 2 mol/kg ou 2 m veut dire qu'il y a 2 mol de glucose dans 1 kg ou 1000 g de solvant.

On pourrait utiliser la formule suivante pour calculer la molalité :

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

Exemple : On dissout 10 g de sucre ($C_{12}H_{22}O_{11}$) dans 125 g d'eau. Quelle est la molalité (concentration en mol/kg) de cette solution ?

(Données : H = 1 ; C = 12 ; O = 16)

Solution

Masse molaire du sucre = 342 g/mol

$$n(C_{12}H_{22}O_{11}) = \frac{m}{M} = \frac{10 \text{ g}}{342 \text{ g/mol}} = 0,029 \text{ mol}$$

$$m(C_{12}H_{22}O_{11}) = 125 \text{ g} = 0,125 \text{ kg}$$

$$\begin{aligned} \text{Molalité (m)} &= \frac{\text{nombre de moles de soluté (mol)}}{\text{masse du solvant (Kg)}} \\ &= \frac{0,029 \text{ mol}}{0,125 \text{ kg}} = \mathbf{0,232 \text{ mol/kg}} \end{aligned}$$

3.4. La normalité (N)

La normalité, de symbole N, est définie comme le nombre de masse d'équivalent de soluté dans 1 L de solution, l'unité utilisé est *normal* ou *N* telle que :

- La solution d'acide chlorhydrique (HCl) de concentration 1 N signifie qu'il y a 1 gramme d'équivalent égale à une masse de 36,5 g d'HCl dissout dans 1 L de solution.
- La solution d'acide sulfurique (H_2SO_4) de concentration 1 N signifie qu'il y a 1 gramme d'équivalent égale à une masse de 49 g dissout dans 1 L de solution.

$$\text{Masse d'un équivalent} = \frac{\text{masse molaire moléculaire}}{\text{nombre d'équivalent}}$$

Le nombre d'équivalent varie selon le type de réaction qui a lieu dans la solution.

- Le nombre d'équivalent d'un **acide** représente le nombre de moles de protons (ions H^+) dans une mole de cet acide ;

- Le nombre d'équivalent d'une **base** représente le nombre de moles d'ions hydroxyde (OH^-) dans une mole de cette base ;
- Le nombre d'équivalent d'un sel représente le multiple de charge positives et négative dans une mole de ce sel ;
- Le nombre d'équivalent d'une réaction d'oxydoréduction correspond au nombre d'électrons perdus ou gagnés de la substance (oxydant ou réducteur).

Exemple 1 : La solution d'acide phosphorique (H_3PO_4) de masse molaire moléculaire 98 g, le nombre d'équivalent = 3 et une masse d'un équivalent égale à $\frac{98}{3} = 32,67$ g signifie que 32,67 g d' H_3PO_4 dissout dans 1 L d'eau a une concentration de 1 N.

Exemple 2 : La solution d'hydroxyde de calcium, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, de masse molaire moléculaire 74 g, le nombre d'équivalent = 2 et une masse d'un équivalent égale à $\frac{74}{2} = 37$ g signifie que 37 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ dissout dans 1 L d'eau a une concentration de 1 N.

Exemple 3 : La solution de sulfate de chrome III, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, de masse molaire moléculaire 392 g, le nombre d'équivalent = 6 et une masse d'un équivalent égale à $\frac{392}{6} = 65,33$ g signifie que 65,33 g de $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ dissout dans 1 L d'eau a une concentration de 1 N.

Exemple 4 : La solution de permanganate de potassium (KMnO_4), de masse molaire moléculaire 158 g, KMnO_4 est réduit en Mn^{2+} tel que :
 $\text{Mn}^{7+} + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$ donc le nombre d'équivalent = 5 et une masse d'un équivalent égale à $\frac{158}{5} = 31,6$ g signifie que 31,6 g de KMnO_4 dissout dans 1 L d'eau a une concentration de 1 N.

3.5. La fraction molaire

La fraction molaire est le rapport entre le nombre de moles du composant donné et le nombre total de moles présentes dans la solution. La fraction molaire est symbolisée par X et pourrait calculer par la formule suivante :

$$\text{Fraction molaire (X)} = \frac{\text{nombre de moles d'un composant donné (mol)}}{\text{nombre total de moles dans la solution (mol)}}$$

$$\text{ou on peut écrire sous forme : } X_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2 + \dots + n_i}$$

$$\text{ou } X_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2 + \dots + n_i}$$

$$\text{ou } X_3 = \frac{n_3}{n_1 + n_2 + n_3 + \dots + n_i}$$

Exemple : Quelle est la fraction molaire de chacun des composants dans une solution contenant 36 g d'eau et 46 g de glycérine $[\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3]$?
(Données : H = 1 ; C = 12 ; O = 16)

Solution

D'après la formule : $n = \frac{m}{M}$ on a :

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m}{M} = \frac{36}{18} = \mathbf{2 \text{ mol}}$$

$$n[\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3] = \frac{m}{M} = \frac{46}{92} = \mathbf{0,5 \text{ mol}}$$

$$\text{Fraction molaire (X)} = \frac{\text{nombre de moles d'un composant donné (mol)}}{\text{nombre total de moles dans la solution (mol)}}$$

$$X(\text{H}_2\text{O}) = \frac{2 \text{ mol}}{2 \text{ mol} + 0,5 \text{ mol}} = \mathbf{0,8}$$

$$X[\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3] = \frac{0,5 \text{ mol}}{2 \text{ mol} + 0,5 \text{ mol}} = \mathbf{0,2}$$



Exercices

1. Une solution contenant 100 g de glucose ($C_6H_{12}O_6$) dans 200 g d'eau. Quelle est le pourcentage en masse par masse de cette solution ?
2. Un volume de 1000 cm^3 d'air contient $3,30 \times 10^{-5}\text{ cm}^3$ d'oxyde de diazote (N_2O). Quel est le pourcentage en volume par volume de N_2O dans l'air ?
3. Calculer le pourcentage en masse par masse de :
 - a) 50 g de $NaCl$ dans 200 g d'eau.
 - b) 0,4 mol d'acide acétique (CH_3COOH) dans 3 mol d'eau.
4. Calculer le pourcentage en masse par volume de :
 - a) 0,512 mol de chlorure de sodium ($NaCl$) dans $0,650\text{ dm}^3$ de solution.
 - b) 0,015 mol d'acide chlorhydrique (HCl) dans 10 cm^3 de solution.
 - c) 400 g de $C_6H_{12}O_6$ dans 800 cm^3 de solution.
 - d) de 53 g de carbonate de sodium (Na_2CO_3) dans 1 dm^3 de solution.
5. Quelle est la masse d'eau doit-on utiliser pour dissoudre 234 g de chlorure de sodium ($NaCl$) pour obtenir une solution de concentration de 0,25 mol/kg ?
6. Une solution est composée de 0,5 mol d'eau et 0,03 mol d'éthanol. Quelle est la fraction molaire du soluté de cette solution ?
7. Calculer la fraction molaire de tous les composants dans une solution de chlorure de sodium ($NaCl$) à 10% en masse par masse ?
8. Une solution est préparée en dissolvant 10 g d'éthanol (C_2H_5OH) et 100 g d'eau. Quelle est la fraction molaire de l'éthanol dans cette solution ?
9. Quelle est la fraction molaire de chaque composant dans une solution contenant 0,5 mol de A, 2 mol de B et 5 mol d'eau ?

