

Chapitre 1

Les solutions

Définitions :

Une solution est un mélange homogène, qui se présente le plus souvent sous forme liquide, et dont la composition peut varier de façon continue à l'intérieur de certaines limites.

Une solution comporte au minimum deux substances différentes : le solvant et au moins un soluté. Le solvant est le milieu dans lequel les solutés sont dissous. Il ne change pas de phase lors de la formation de la solution. Le soluté est une substance dissoute ou mélangée dans le solvant.

Exemples :

<i>Etat de la solution</i>	<i>Etat du solvant</i>	<i>Etat du soluté</i>	<i>Exemples</i>
gaz	gaz	gaz	air
liquide	liquide	gaz	oxygène dans l'eau
liquide	liquide	liquide	alcool dans l'eau
liquide	liquide	solide	sel dans l'eau
solide	solide	liquide	mercure dissout dans l'or
solide	solide	solide	cuivre dissout dans le nickel

Si tous les composés sont dans le même état, le solvant est le composé présent en plus grande quantité.

En chimie, une **solution** désigne en général un mélange à l'état liquide.

Une solution **aqueuse** est une solution dont le solvant est l'eau.

Une solution **concentrée** est une solution qui contient beaucoup de soluté.

Une solution **diluée** est une solution qui contient peu de soluté. On dilue une solution en abaissant sa concentration par addition de solvant.

Limite de saturation :

Une solution **saturée** est une solution qui contient la quantité **maximum** de soluté. Si le soluté est un solide, tout **excédent** de soluté le laisse apparaître sous forme de **résidu solide**, distinct de la phase liquide.

Dans une solution aqueuse de chlorure de sodium à 20°C, la quantité de NaCl dissout peut varier de façon continue jusqu'à la valeur maximum de 360 g pour 1 l d'eau. Si la quantité de sel ajouté à l'eau dépasse ce seuil, des cristaux subsistent au fond du récipient. On dit alors que la solution est saturée en NaCl.

La solubilité indique la concentration d'une solution saturée. Elle dépend de la nature du soluté et de la température. Elle est généralement exprimée en g de soluté par 100 g de solvant.

Exemples :

<i>Substances</i>	<i>Formules</i>	<i>Solubilités (g/100g de H₂O)</i>
Chlorure d'ammonium	NH ₄ Cl	29,7 (0°C)
Sulfate de plomb	PbSO ₄	4,3.10 ⁻³ (25°C)
Hydroxyde de sodium	NaOH	42 (0°C), 347 (100°C)

Un composé est dit insoluble lorsque sa solubilité est très faible. Dans les exemples ci-dessus, le sulfate de plomb est insoluble dans l'eau.

La concentration :

En chimie, la concentration d'une solution est indiquée en moles de soluté, ou en grammes de soluté, par litre de solution (et non de solvant !). On parle de **concentration molaire** ou de **concentration massique** respectivement.

La **concentration molaire** s'exprime en **moles par litre**. On la calcule en divisant le nombre de moles de soluté par le volume de solution. Par exemple, la concentration molaire du soluté A vaut :

$$c_{\text{mol}}(A) = \frac{n(A)}{V}$$

La **concentration massique** s'exprime en **grammes par litre**. On la calcule en divisant la masse du soluté par le volume de solution :

$$c_{\text{mass}}(A) = \frac{m(A)}{V}$$

Par tradition, on désigne la concentration molaire d'un composé en écrivant sa formule brute entre crochets. Par exemple, une solution d'un litre contenant 0,4 mol de NaCl a une concentration de : $[\text{NaCl}] = 0,4 \text{ mol/l}$.

Remarques :

Il est également d'usage d'appeler la concentration molaire la **molarité** de la solution et d'utiliser la lettre **M** à la place de l'unité mol/l. On dit que la solution de NaCl est concentrée à 0,4 M.

La concentration massique est également appelée le **titre** de la solution. En particulier, une solution de concentration massique connue est appelée solution titrée.

Dans certaines professions, on indique la concentration d'une solution en pourcentage de masse ou en pourcentage de volume.

Dissociation ionique :

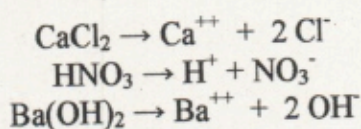
L'eau est un solvant capable de dissoudre des molécules présentant des **liaisons ioniques** telles que des sels, des acides ou des hydroxydes. Lors de la dissolution, ces molécules sont dissociées en ions.

Cette dissociation exige un apport d'énergie, car il faut exercer un travail pour rompre les liaisons ioniques. En contrepartie, les ions sont attirés par les molécules d'eau grâce à la force électrostatique (l'eau est une molécule polaire) : ils s'entourent de molécules d'eau en libérant de l'énergie. Les ions sont **hydratés**.

Comme ces deux processus ont des bilans énergétiques inverses, une dissolution peut être soit exothermique (dégagement de chaleur), soit endothermique (absorption de chaleur).

Le mélange formé du solvant (eau) et d'un sel, d'un acide ou d'un hydroxyde est appelé **solution ionique**.

Exemples de réactions de dissociation ionique :



Exercices:

1. On verse de l'eau distillée sur 10 g d'acide ascorbique (vitamine C), $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$, jusqu'à obtention d'une solution de 125 ml. Quelle est la concentration molaire de la solution ? $C_m = \frac{n}{V}$

$$\begin{aligned}\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6 &\rightarrow M = 6 \cdot 12 + 8 \cdot 1 + 6 \cdot 16 \\ M &= 72 + 8 + 96 = 176 \text{ g/mol}\end{aligned}$$

$$n = \frac{m_{\text{mass}}}{M_{\text{mass molaire}}}$$

$$n = \frac{10}{176} = 0,057 \quad C_{\text{mol}} = \frac{0,057}{0,125 \text{ L}} = 0,455 \text{ (mol/L)}$$

2. Une solution de 7,2 dl contient 3,4 g de Na_2SO_4 . Calculez sa concentration molaire.

$$C_{\text{mol}} = \frac{n}{V}$$

$$n = \frac{3,4}{142} = 0,024 \text{ mol}$$

$$n = \frac{m}{M}$$

$$M = 2 \cdot 23 + 32 + 4 \cdot 16 = 142 \text{ g/mol}$$

$$C_{\text{mol}} = \frac{0,024 \text{ [mol]}}{0,072 \text{ [L]}} = 0,33$$

3. Quelle est la concentration massique d'une solution de 0,05 mol/l de chlorure de sodium ? $C_{\text{mass}} = ? \text{ [g/l]}$

$$C_{\text{mol}} = 0,05 \text{ [mol/l]}$$

$$1 \text{ mol de NaCl pèse } 23 + 35,5 = 58,5 \text{ g/mol}$$

$$C_{\text{mass}} = C_{\text{mol}} \cdot M = 0,05 \cdot 58,5 = 2,93 \text{ [g/l]}$$

4. Une solution de 1,4 l contient 0,015 mol de CuCl_2 . Calculez sa concentration massique.

$$V = 1,4 \text{ l}$$



$$n = 0,015$$

$$M = 63,5 + 2 \cdot 35,5 = 134,5 \text{ g/mol}$$

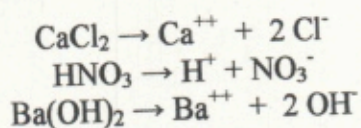
$$C_{\text{mass}} = \frac{m(A)}{V}$$

$$m = n \cdot M = 0,015 \cdot 134,5 = 2,018 \text{ g}$$

$$C_{\text{mass}} = \frac{2,018}{1,4} = 1,44 \text{ g/l}$$

5. Quelle est la concentration massique d'une solution de 0,05 mol/l de glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$?

Exemples de réactions de dissociation ionique :



Exercices:

1. On verse de l'eau distillée sur 10 g d'acide ascorbique (vitamine C), $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$, jusqu'à obtention d'une solution de 125 ml. Quelle est la concentration molaire de la solution ?
2. Une solution de 7,2 dl contient 3,4 g de Na_2SO_4 . Calculez sa concentration molaire.
3. Quelle est la concentration massique d'une solution de 0,05 mol/l de chlorure de sodium ?
4. Une solution de 1,4 l contient 0,015 mol de CuCl_2 . Calculez sa concentration massique.
 CuCl_2
 $M = 63,5 + 2 \cdot 35,5 = 134,5 \text{ g/mol}$
 $C_{\text{mass}} = \frac{m(A)}{V}$
 $m = n \cdot M = 0,015 \cdot 134,5 = 2,0175$
 $C_{\text{mass}} = \frac{2,0175}{1,4} = 1,44 \text{ g/l}$
5. Quelle est la concentration massique d'une solution de 0,05 mol/l de glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$?