

PARTIE II : COMPRENDRE

- Prévoir si un solvant est polaire.
- Écrire l'équation de la réaction associée à la dissolution dans l'eau d'un solide ionique.
- Savoir qu'une solution est électriquement neutre.
- Élaborer et réaliser un protocole de préparation d'une solution ionique de concentration donnée en ions.
- Mettre en œuvre un protocole pour extraire une espèce chimique d'un solvant.

Chapitre 10

La dissolution

I. Nature du solvant

Lorsqu'un introduit un composé solide dans un liquide, il peut se passer deux choses :

Situation A :

Le composé solide se dissout dans le liquide. Ce composé est alors appelé **soluté** et le liquide **solvant**. L'ensemble formé est appelé **solution**.

Situation B :

Le composé solide ne se dissout pas dans le liquide malgré l'agitation intense. Le composé est alors insoluble dans le solvant choisi.

A noter :

- Un solvant polaire peut dissoudre des espèces chimiques polaires ou ioniques.
- Un solvant apolaire peut dissoudre des espèces chimiques apolaires.

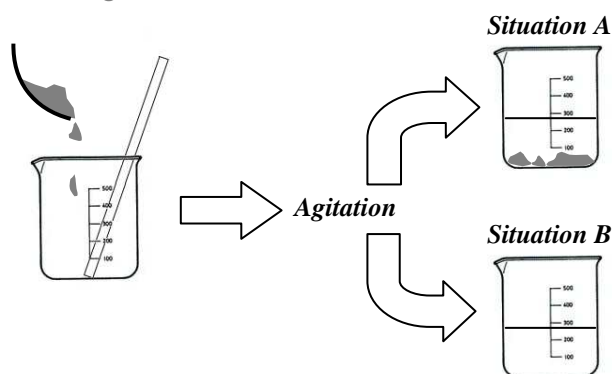
Questions :

- Comment appelle-t-on une solution dont le solvant majoritaire est l'eau ?
- Le tétrachlorure de méthane CCl_4 (figure 2) est un solvant souvent utilisé en chimie organique. Les liaisons dans cette molécule sont-elles polarisées ? Est-il judicieux d'utiliser un tel solvant pour dissoudre du chlorure de fer II ($FeCl_2$) ?



↑ Figure 2 : CCl_4

↓ Figure 1 : Dissolution



II. Dissolution et concentrations

II.1 Composés moléculaires

Exercice :

On dissout $n = 0,20 \text{ mol}$ de saccharose $C_{12}H_{22}O_{11}$ dans de l'eau distillée de manière à obtenir un volume $V = 2,0 \text{ L}$ de solution.

- Quelle verrerie doit-on utiliser pour préparer cette solution ?
- Quelle quantité de saccharose retrouve-t-on alors dans un litre de cette solution ?
- En déduire la concentration molaire notée C de cette solution aqueuse.

La concentration molaire d'une solution est la quantité de soluté par litre de solution :

$$C = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \quad \left| \begin{array}{l} C \text{ en mol/L} \\ n \text{ en mol} \\ V \text{ en L} \end{array} \right.$$

Exercice :

On dissout $m = 68,4 \text{ g}$ de saccharose $C_{12}H_{22}O_{11}$ dans de l'eau distillée de manière à obtenir un volume $V = 2,0 \text{ L}$ de solution.

- Quelle masse de saccharose retrouve-t-on dans un litre de cette solution ?
- En déduire la concentration massique t de cette solution aqueuse.

La concentration massique (ou titre massique) d'une solution est la masse de soluté par litre de solution :

$$t = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \quad \left| \begin{array}{l} t \text{ en g/L} \\ m \text{ en g} \\ V \text{ en L} \end{array} \right.$$

Questions :

- A partir de la relation donnant le titre massique, déterminer la relation entre t et C .
- Déterminer la concentration molaire de la solution de l'exercice précédent.

II.2 Composés ioniques

La dissolution d'un solide ionique dans un solvant se fait en trois étapes :

1. Dissociation du solide ionique :

Les interactions qui apparaissent entre le solvant et les ions diminuent fortement les forces de Coulomb entre les ions : le composé ionique se dissocie progressivement.

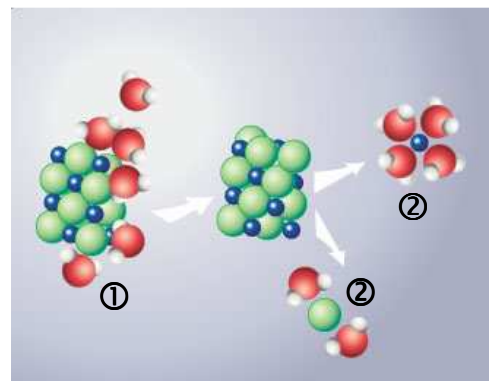
2. Solvatation (hydratation si le solvant est l'eau)

Les ions s'entourent des molécules polaires du solvant.

3. Dispersion des ions

L'agitation thermique et le mouvement brownien dispersent les ions solvatés.

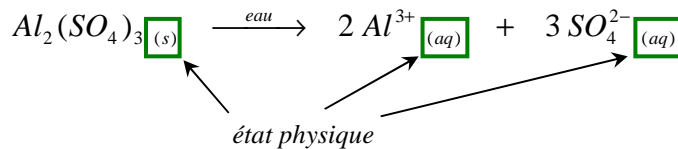
↓ Figure 3 : Dissolution



Exemple :

On dissout $n = 0,15 \text{ mol}$ de sulfate d'aluminium $Al_2(SO_4)_3$ dans de l'eau distillée pour obtenir $V = 400 \text{ mL}$ de solution.

Lors de cette dissolution, on observe la transformation chimique suivante :



On distingue alors 2 types de concentrations molaires distinctes :

- **La concentration en soluté apporté C**

C'est une concentration théorique qui indique la quantité de soluté introduite pour un litre de solution. C'est donc ici la quantité de sulfate d'aluminium introduite pour un litre de solution. Néanmoins, il est interdit de la noter $[Al_2(SO_4)_3]$ car l'espèce $Al_2(SO_4)_3$ n'existe plus dans l'eau.

- **La concentration réelle des ions présents : $[Al^{3+}]$ et $[SO_4^{2-}]$.**

Questions :

- Déterminer la concentration en soluté apporté de cette solution.
- Déterminer la concentration molaire de chaque type d'ions présents dans la solution.
- Déterminer le titre massique de la solution.

Exercices :

On dispose d'une solution de chlorure de fer III de concentration massique $3,27 \text{ g/L}$.

- Déterminer la concentration molaire C en soluté apporté.
- Ecrire l'équation de dissolution qui a eu lieu lors de la préparation de cette solution.
- En déduire la concentration des ions présents dans la solution en fonction de C , puis en mol/L .