

# Chimie 2 : Les solutions aqueuses

## 1 Les solutions aqueuses

### 1.1 Présentation

#### Définition 2.1: Solution

Une solution est un mélange homogène constitué :

- D'un solvant (espèce majoritaire)
- D'un ou plusieurs soluté (espèce minoritaire).

EXEMPLES :

- Un mélange huile+eau n'est pas une solution car il est hétérogène.
- 1mL d'eau dans 1L d'éthanol : l'éthanol est le solvant, l'eau le soluté.
- 1mL d'éthanol dans 1L d'eau : l'eau est le solvant, l'éthanol est le soluté.
- 1 g de sel NaCl dans 1 L d'eau : le sel est le soluté, l'eau est le solvant.

### 1.2 La concentration en masse

#### Définition 2.2: Titre/Concentration Massique

Pour une espèce dissoute, on appelle titre massique, ou concentration massique, la quantité  $t$  :

$$t = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

- $m_{\text{soluté}}$  (g) est la masse de soluté dissous.
- $V_{\text{solution}}$  (L) est le volume de la solution.
- $t$  ( $\text{gL}^{-1}$ ) est la concentration massique.

EXEMPLE : On dissout  $m_1 = 1.0 \times 10^1$  g de sel dans de l'eau dans une fiole

ATTENTION! On veille à la cohérence des unités entre le membre de gauche et le membre de droite de l'équation. Par exemple si l'on exprime  $t$  en  $\text{gL}^{-1}$ , on exprime  $m_{\text{soluté}}$  en g et  $V_{\text{solution}}$  en L.

REMARQUE IMPORTANTE : On retiendra que le titre massique

$$t = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

et la masse volumique

$$\rho = \frac{m_{\text{solution}}}{V_{\text{solution}}}$$

sont deux grandeurs différentes, bien qu'elles s'expriment en  $\text{g mol}^{-1}$ .  $t$  quantifie la concentration d'un soluté, alors que  $\rho$  indique la masse d'un litre de solution, solvant et soluté inclus.

Par exemple, dans l'exemple ci-contre  $t = 100 \text{ gL}^{-1}$  et  $\rho = 1100 \text{ gL}^{-1}$  : il y a un facteur 11 entre les deux!

jaugée de  $V_0 = 100.0 \text{ mL}$  de solution, le titre massique  $t$  de cette solution est :

$$t = \frac{m_1}{V_0}$$

$$\text{A.N: } t = \frac{1.0 \times 10^1}{0.1000} = 1.0 \times 10^2 \text{ gL}^{-1}$$

### Définition 2.3: Saturation

Lorsque l'on ajoute trop de soluté dans une solution, ce dernier ne se dissout plus. On dit que la solution est saturée. La concentration de soluté qui est alors atteinte est appelée solubilité.

EXEMPLES :

- Solubilité de NaCl dans l'eau :  $360 \text{ gL}^{-1}$ .
- Solubilité de NaCl dans l'éthanol :  $0.65 \text{ kg}^{-1}$ .

## 2 Préparation de solutions

### 2.1 Par dissolution

#### Définition 2.4: Dissolution

Une Dissolution est le mélange homogène :

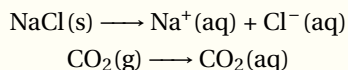
- D'un solvant liquide.
- D'un soluté solide ou gazeux.

#### Méthode 2.1: Équation de dissolution

Au niveau microscopique, le soluté est solvaté par les molécules du solvant, c'est-à-dire que les molécules du solvant, très majoritaires, viennent entourer les molécules de soluté, minoritaires.

De plus l'eau vient dissocier les ions constitutifs des solides ioniques. (Voir figure 1.3)

Afin de traduire cette réalité microscopique, on écrit une équation de dissolution :



- La mention (s), pour Solide, indique l'état solide de l'espèce.
- La mention (aq), pour Aqueux, indique que les espèces sont en solution aqueuse. Elles sont solvatées, c'est-à-dire entourées par des molécules de solvant. Il ne faut pas confondre avec la mention (l) qui désigne un corps pur liquide.

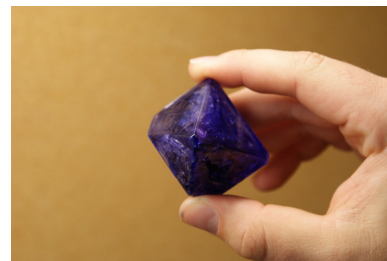


FIGURE 2.1: Formation d'un cristal à partir du lent dépôt du soluté présent dans une solution saturée. D'après le site Science Friday.



FIGURE 2.2: Dissolution de  $\text{CO}_2$  gazeux dans une limonade. D'après The Provincial Scientist

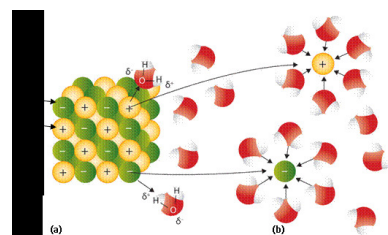


FIGURE 2.3: Interprétation microscopique de la dissolution d'un solide ionique. Question : quelle est la différence entre  $\text{NaCl (l)}$  et  $\text{NaCl (aq)}$  ?

**Méthode 2.2: Protocole de la dissolution d'un solide. (Vu en TP)**

- Effectuer une pesée de  $m_{\text{soluté}}$
- Introduire ce soluté dans une fiole jaugée au moyen d'une coupelle souple ou d'un entonnoir à solide (au bec large pour éviter toute occlusion), veiller à rincer les résidus avec une pissette du solvant.
- Remplir la fiole jaugée aux  $\frac{2}{3}$ . La boucher et agiter le mélange, par renversements successifs, jusqu'à homogénéisation complète.
- Lever la fiole jaugée à niveau d'œil, coller le bec de la pissette de solvant au goulot de la fiole jaugée puis, en adoptant un débit régulier, ajuster le bas du ménisque au trait de jauge d'un seul jet lent et régulier (Vous pouvez aussi vous aider d'une pipette Pasteur).

**2.2 Par dilution****Définition 2.5: Dilution**

La dilution d'une solution est l'ajout de solvant à cette solution.

La solution obtenue (solution fille) est moins concentrée que la solution initiale (solution mère).

**Méthode 2.3: Dilution d'une solution (Vu en TP)**

- Verser un peu de la solution mère à prélever dans un bécher. On ne prélève jamais, au grand jamais dans le flacon commercial, au risque de polluer la solution mère!
- Prélever  $V_m$  dans le bécher au moyen d'une pipette jaugée, puis introduire la solution mère dans une fiole jaugée.
- Remplir la fiole jaugée aux  $\frac{2}{3}$ . La boucher et agiter le mélange, par renversements successifs, jusqu'à homogénéisation complète.
- Portez la fiole jaugée à niveau d'œil, coller le bec de la pissette de solvant au goulot de la fiole jaugée puis, en adoptant un débit régulier, ajuster le bas du ménisque au trait de jauge d'un seul jet lent et régulier.

REMARQUE :

- Au cours d'une dilution, le volume total n'est pas conservé : par exemple si l'on ajoute 200 mL de sirop et 1.0 L d'eau, on n'obtient pas 1.2 L de solution.
- Au cours d'une dilution, la masse de soluté est conservée, si bien que la relation

$$t_m V_m = t_f V_f$$

est toujours vérifiée.

### Définition 2.6: Facteur de dilution

On appelle facteur de dilution la quantité

$$F = \frac{t_m}{t_f} = \frac{V_f}{V_m}$$

Cette double expression est permise par la conservation de la masse au cours de la dilution.

MOYEN MNÉMOTECHNIQUE : On a toujours  $F \geq 1$ . Ainsi, pour mémoriser les deux expressions de  $F$ , on peut penser

« grand »  
« petit »

## 3 Les dosages par étalonnage (Vus en TP)

Pour déterminer la concentration d'une espèce  $E$  dans une solution  $S$ , on peut effectuer un dosage par étalonnage.

Pour cela nous avons besoin de plusieurs solutions étalon de titres  $t_1, t_2, t_3 \dots$  en l'espèce  $E$ .

On compare alors une grandeur physique caractéristique de l'espèce  $E$  dans la solution  $S$  avec la même grandeur dans les solutions étalon, ce qui permet d'encadrer  $t_S$  entre deux des titres  $t_i$ .

- La grandeur physique de la solution peut être son absorbance, sa masse volumique etc ...
- La grandeur physique doit être caractéristique de l'espèce  $E$ , c'est-à-dire qu'aucune autre espèce que  $E$  présente dans la solution  $S$  -solvant ou soluté- ne doit contribuer à la diminution ou à l'augmentation de cette grandeur.

À la fin de ce chapitre, je sais (extrait du B.O.) :

- Identifier le soluté et le solvant à partir de la composition ou du mode opératoire de préparation d'une solution.
- Distinguer la masse volumique d'un échantillon et la concentration en masse d'un soluté au sein d'une solution.
- Déterminer la valeur de la concentration en masse d'un soluté à partir du mode opératoire de préparation d'une solution par dissolution ou par dilution.
- Mesurer des masses pour étudier la variabilité du volume mesuré par une pièce de verrerie; choisir et utiliser la verrerie adaptée pour préparer une solution par dissolution ou par dilution. (cf TP)

Dosage par étalonnage.

- Déterminer la valeur d'une concentration en masse et d'une concentration maximale à partir de résultats expérimentaux.
- Déterminer la valeur d'une concentration en masse à l'aide d'une gamme d'étalonnage (échelle de teinte ou mesure de masse volumique).
- Capacité mathématique : utiliser une grandeur quotient pour déterminer le numérateur ou le dénominateur.