

## Préparation d'une solution aqueuse par dissolution d'un composé solide.

**BUT** : Fabriquer des solutions aqueuses de sulfate de cuivre et vérifier la valeur de leur concentration par comparaison avec une échelle de teinte. Il s'agit de maîtriser les calculs et de connaître le matériel et la verrerie à utiliser.

Le sulfate de cuivre hydraté est un solide ionique dont la formule est :  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ .

### 1. Définitions

Une **solution** est un mélange liquide *homogène* dans lequel un des constituants (le **solvant**) est en gros excès par rapport aux autres constituants du mélange (les **solutés**).

Lorsque le solvant est l'eau, la solution est une *solution aqueuse*.

Les quantités de chacune des espèces chimiques présentes dans une solution sont caractérisées par leur **concentration** : il s'agit alors le plus souvent de la *quantité de matière par unité de volume*.

### 2. Différentes expressions de la concentration en soluté

Soit un composé A (soluté) présent dans une solution, on peut définir la composition de la solution en composé A en utilisant différentes relations :

- la **concentration molaire en soluté**  $C_A$  : c'est le rapport de la quantité de matière de soluté  $n_A$  (en mol) contenue dans un certain volume de solution divisée par ce volume de solution  $V$  (en L). La concentration molaire s'exprime en  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

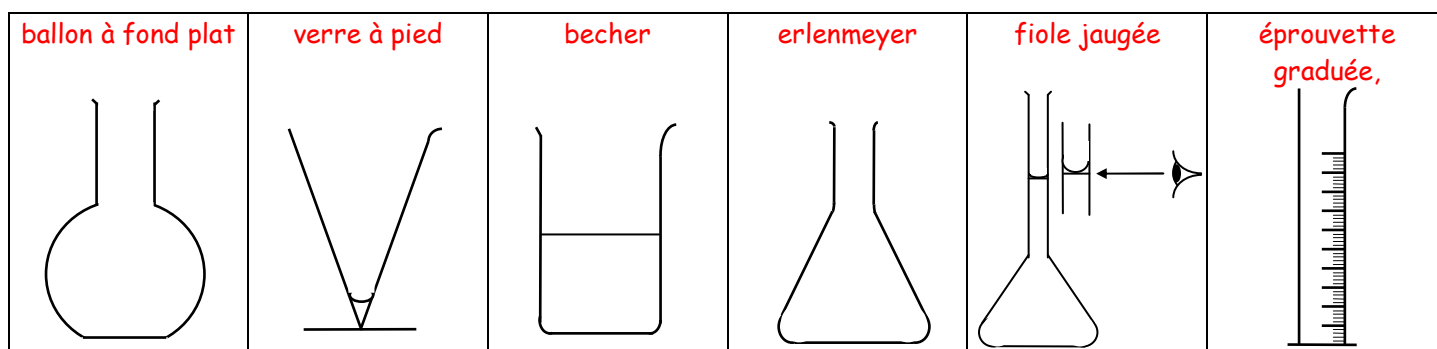
$$C_A = [A] = \frac{n_A}{V} \left( \frac{\text{quantité de matière de soluté}}{\text{volume de solution}} \right)$$

- la **concentration massique en soluté**  $C_{m(A)}$  : c'est le rapport de la masse de soluté  $m_A$  (en g) contenue dans un certain volume de solution divisée par ce volume de solution  $V$  (en L). La concentration massique s'exprime alors en  $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ .

$$C_{m(A)} = \frac{m_A}{V} \left( \frac{\text{masse de soluté}}{\text{volume de solution}} \right)$$

### 3. Verrerie.

- a) Donner le nom de chacun des objets ci-dessous en vous aidant de la liste suivante : becher, ballon à fond plat, éprouvette graduée, fiole jaugée, verre à pied, erlenmeyer.



- b) Classer ces objets du moins précis au plus précis pour la mesure d'un volume. On donnera la précision de chaque ustensile pour un volume prélevé à 20°C.

**Précision** : ballon à fond plat < verre à pied = erlenmeyer = becher < éprouvette graduée < fiole jaugée.

Pour une éprouvette de 100 mL :  $\Delta V = 0,05 \text{ mL}$  ; pour une fiole jaugée de 100 mL :  $\Delta V = 0,010 \text{ mL}$

Pour réaliser une solution de concentration déterminée, on utilisera la verrerie la plus précise.

## 4. Manipulation.

A. Fabrication de 100,0 mL de solution ( $S_1$ ) de sulfate de cuivre de concentration molaire 0,200 mol/L à partir de sulfate de cuivre hydraté solide.

### 4.1 Marche à suivre pour les calculs :

- Calculer le nombre de moles  $n_{1A}$  de  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  présentes dans 100 mL de solution pour  $C_{1A} = 0,200$  mol/L.
- Calculer la masse molaire de  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .
- En déduire la masse  $m_{1A}$  de  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  à peser.

### 4.2 Mode opératoire :

- Peser cette masse dans une capsule, un sabot de pesée ou un petit becher sur une balance de précision.
- Prendre la fiole jaugée adéquate.
- Avant d'introduire le solide dans la fiole il faut, par précaution, la rincer avec de l'eau distillée.
- Il faut prendre garde à bien récupérer tout le solide qui a été pesé, c'est pourquoi il faut entraîner soigneusement tout le contenu du sabot de pesée avec de l'eau distillée : on récupère ainsi le solide et les eaux de rinçage dans la fiole. Si on utilise un becher, ne pas oublier de verser son contenu dans la fiole en utilisant un entonnoir. Le rinçage doit être très soigneux pour récupérer la totalité du solide.
- Ajouter de l'eau distillée jusqu'aux trois quarts de la fiole. Dans un premier temps on ne remplit pas complètement la fiole avec de l'eau distillée afin de pouvoir agiter efficacement. Attention de ne mettre en contact l'embout de la pissette ni avec la verrerie ni avec les solutions, ceci afin de ne pas contaminer la pissette.
- Agiter jusqu'à la dissolution complète du solide.
- Compléter le remplissage avec de l'eau distillée et ajuster soigneusement le niveau de liquide au trait de jauge sans dépasser.
- Enfin la fiole doit être bouchée avec un bouchon puis retournée afin d'homogénéiser la solution.
- On appellera cette solution  $S_1$ .

B. Recommencer l'opération mais en fabriquant 50,0 mL de solution ( $S_2$ ) de sulfate de cuivre de concentration molaire 0,500 mol/L à partir de sulfate de cuivre hydraté solide.

### 4.3 Questions :

- a) Détailler les calculs de détermination des masses  $m_{1A}$  et  $m_{2A}$  de  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  à peser pour réaliser les solutions  $S_1$  et  $S_2$ .

Pour  $S_1$  :  $n_{1A} = C_{1A} \times V_{1A} = 0,200 \times 0,100 = 2,00 \cdot 10^{-2}$  mol

$$M_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = M_{\text{Cu}} + M_{\text{S}} + 4 \times M_{\text{O}} + 5 \times (2 \times M_{\text{H}} + M_{\text{O}}) = 63,5 + 32,1 + 4 \times 16,0 + 5 \times (2 \times 1,0 + 16,0)$$

$$M_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = 249,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{1A} = n_{1A} \times M_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = 2,00 \cdot 10^{-2} \times 249,6 = 4,99 \text{ g} \text{ (5,0 g à peser sur une balance au } 1/10^e \text{ de g)}$$

Pour  $S_2$  :  $n_{2A} = C_{2A} \times V_{2A} = 0,500 \times 0,0500 = 2,50 \cdot 10^{-2}$  mol

$$m_{2A} = n_{2A} \times M_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = 2,50 \cdot 10^{-2} \times 249,6 = 6,24 \text{ g} \text{ (6,2 g à peser sur une balance au } 1/10^e \text{ de g)}$$

- b) Calculer les concentrations massiques  $C_{1m(A)}$  et  $C_{2m(A)}$ .

$$C_{1m(A)} = \frac{m_{1A}}{V_{1A}} = \frac{4,99}{0,100} = 49,9 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \quad \text{et} \quad C_{2m(A)} = \frac{m_{2A}}{V_{2A}} = \frac{6,24}{0,0500} = 125 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

c) Écrire l'équation bilan de dissolution dans l'eau du composé ionique  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .

Lors de la dissolution, les 5 molécules d'eau présentes pour chaque « molécule » de solide hydraté se dispersent avec les autres molécules d'eau (solvant), quant aux édifices ioniques  $\text{CuSO}_4$ , ils sont séparés en cations  $\text{Cu}^{2+}$  et en anions  $\text{SO}_4^{2-}$ , l'équation bilan s'écrit donc :  $\text{CuSO}_4(s) \rightarrow \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$  (l'électroneutralité de la solution est respectée).

d) En déduire les concentrations molaires en ions  $\text{Cu}^{2+}$  et en ions  $\text{SO}_4^{2-}$  dans les solutions  $S_1$  et  $S_2$ . On notera ces concentrations  $[\text{Cu}^{2+}]_1$  et  $[\text{SO}_4^{2-}]_1$  pour la solution  $S_1$ , et  $[\text{Cu}^{2+}]_2$  et  $[\text{SO}_4^{2-}]_2$  pour la solution  $S_2$ .

Chaque édifice ionique  $\text{CuSO}_4$  est séparé en 1 cation  $\text{Cu}^{2+}$  et en 1 anion  $\text{SO}_4^{2-}$ , donc pour un volume donné, il y a autant de cations  $\text{Cu}^{2+}$  et d'anions  $\text{SO}_4^{2-}$  qu'il y avait d'édifices ioniques  $\text{CuSO}_4$  au départ :

$$[\text{Cu}^{2+}]_1 = [\text{SO}_4^{2-}]_1 = C_{1A} = 0,200 \text{ mol.L}^{-1};$$

$$[\text{Cu}^{2+}]_2 = [\text{SO}_4^{2-}]_2 = C_{2A} = 0,500 \text{ mol.L}^{-1}.$$

#### 4.4 Comparaison des concentrations avec l'échelle de teinte :

On souhaite vérifier que vous ne vous êtes pas trompés dans la préparation de vos solutions. Pour cela vous disposez de solutions de concentrations connues. Expliquez comment vous procéderiez pour donner un encadrement de la concentration de vos solutions.

Il faut verser chaque solution préparée dans un tube à essai (pour comparer la même épaisseur de liquide) et comparer la teinte de la solution préparée avec les teintes des solutions dans les différents tubes à essai composant l'échelle de teinte.

Faire valider votre méthode par le professeur.

Indiquer l'encadrement de vos solutions.

La solution  $S_1$  devrait être comprise entre 0,15 et 0,25  $\text{mol.L}^{-1}$ .

La solution  $S_2$  devrait être comprise entre 0,45 et 0,55  $\text{mol.L}^{-1}$ .