

## TP N°2

## Préparation d'une solution standard et détermination de sa densité

## Rappel sur les concentrations :

<b>Concentration Molaire Ou Molarité</b> Unités : mol/L ou M	$C_M = \frac{n \text{ (mol)}}{V \text{ (L)}} / n = \frac{m}{M}$
<b>Concentration Molale Ou Molalité</b> Unité : (molale ou mol/Kg)	$C_m = \frac{n_{\text{soluté}}}{m_{\text{solvant}}}$
<b>Concentration Normale Ou Normalité</b> Unité : éq.g/L ou N	$N = \frac{\text{éq.g}_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \text{ (1 éq.g} \rightarrow \text{M/v)}$ (V= la valence ou le nombre d'électrons de valence mis en jeu).
<b>Concentration Massique</b> Unité : g.L <sup>-1</sup> ou : g/L	$C = \frac{m}{V} = \frac{n \cdot M}{V} = C_M \cdot M$
<b>Masse Volumique (ρ)</b> unité : g/mL ou g/cm <sup>3</sup> <b>Densité (d)</b> Note : La densité n'a pas d'unité	$\rho = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{soluté}}}$ (ρ (eau) = 1000 g.L <sup>-1</sup> ou ρ (eau) = 1 g.cm <sup>-3</sup> ou ρ (eau) = 1000 kg.m) $d(\text{liquide}) = (\rho(\text{liquide})) / (\rho(\text{eau}))$
<b>Fraction Molaire</b>	$x_i = \frac{n_i}{\sum n_i}$

## I- But du TP

- Préparer une solution par **dissolution** d'une espèce chimique
- Réaliser **la dilution** d'une solution.
- Mesurer la **densité** d'une solution.

## II- Principe :

- Effectuer avec précision des pesées.
- Prélever des volumes de solutions concentrées contenues dans des flacons avec précision.
- Remplir correctement une fiole jaugée en respectant le trait de jauge lors de l'ajustement de la solution.
- Détermination des propriétés d'une solution (densité, concentration, fraction molaire et massique d'une solution).

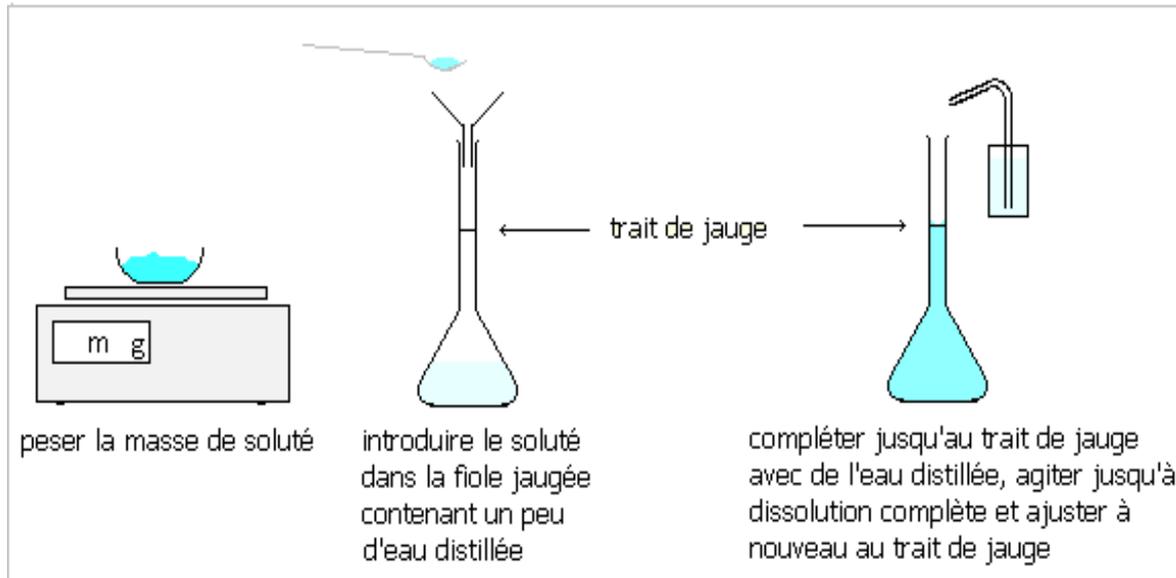
**III- Matériels et produits utilisés:**

- Acide acétique  $\text{CH}_3\text{COOH}$  (pourcentage massique = 30%,  $d = 1,02$ ).
- Sulfate de cuivre pentahydraté ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ ) avec une pureté de 99% et de masse molaire  $M=250\text{g/mol}$ .
- Fioles de volume 100 mL et 50 mL
- Balance
- Entonnoir
- Verre de montre
- Spatule
- Eprouvette graduée de 50 mL et 10 mL
- Une pissette d'eau distillée

**IV- Mode opératoire :****1- Préparation d'une solution par dissolution :**

Préparer un volume  $V = 50 \text{ mL}$  d'une solution aqueuse colorée de sulfate de cuivre de concentration molaire  $C = (0,02 - 0,03 - 0,04 \text{ et } 0,05) \text{ mol.L}^{-1}$ , par dissolution du solide sulfate de cuivre pentahydraté  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  dans l'eau. Pour cela :

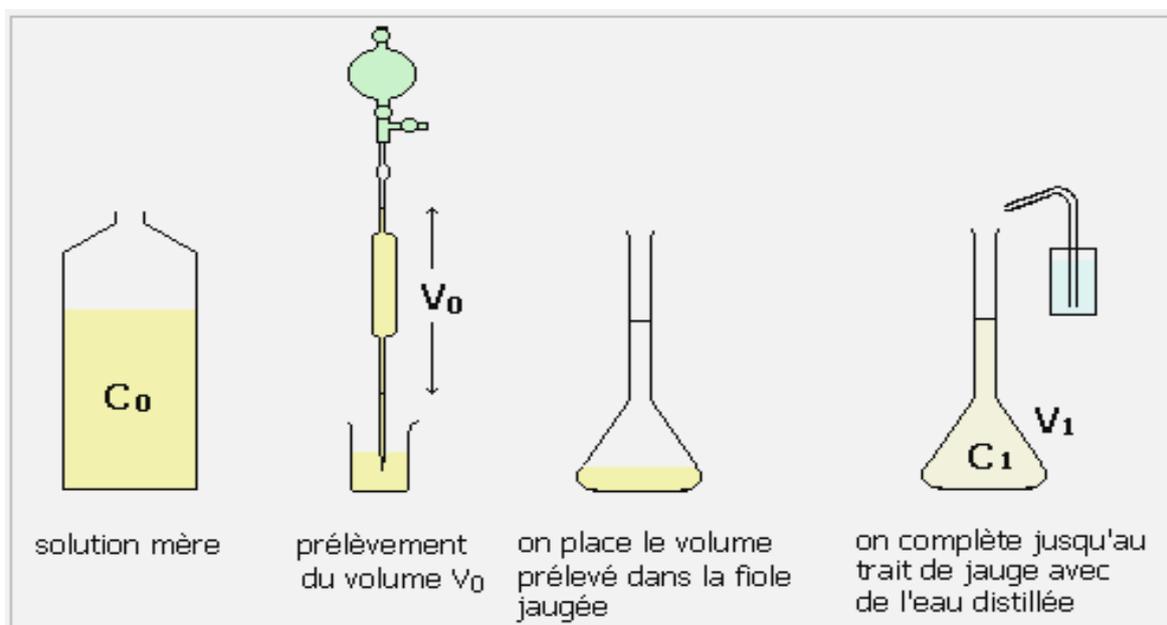
- Calculer la quantité de matière  $n$  de sulfate de cuivre  $\text{CuSO}_4$  nécessaire pour préparer une solution de concentration  $C$ .
- Calculer la masse du sel ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ) qui contient la quantité de matière  $n$  de  $\text{CuSO}_4$  à utiliser.
- Peser avec précision, dans une coupelle, la masse  $m$  de sulfate de cuivre ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ).
- Introduire, à l'aide d'un entonnoir, le sulfate de cuivre dans une fiole jaugée de 50 mL et rincer la coupelle et l'entonnoir avec de l'eau distillée.
- Avec de l'eau distillée, remplir la fiole jaugée jusqu'au  $\frac{2}{3}$ , la boucher et agiter jusqu'à dissolution totale du sulfate de cuivre.
- Compléter ensuite jusqu'au voisinage du trait de jauge avec de l'eau distillée. Ajuster le niveau du trait de jauge avec une pipette en plastique.



**2- Préparation d'une solution d'acide acétique  $\text{CH}_3\text{COOH}$  par dilution :**

Préparer 100ml d'une solution  $\text{CH}_3\text{COOH}$  de concentration  $C = (0,1 - 0,2 - 0,3 - 0,4 \text{ et } 0,5) \text{ mol.L}^{-1}$  à partir d'une solution commerciale concentrée de densité  $d = 1,02$ , contenant 30 % de  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .

- Après avoir calculé le volume d'acide acétique qu'il faut pour la préparation de 100ml de solution de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  de concentration  $C$  et à l'aide d'une pipette ou d'une éprouvette, prélever le volume de solution nécessaire pour la préparation de la concentration demandée.
- Verser ce volume dans une fiole jaugée contenant un peu d'eau distillée, puis compléter avec de l'eau jusqu'au trait de jauge.



**3- Détermination expérimentale de la masse volumique des solutions préparées :**

- A l'aide d'une balance, peser un pycnomètre de 10 ml Cette masse sera notée  $m_1$ .
- Remplir ce pycnomètre avec les solutions préparées auparavant.
- Peser l'ensemble: pycnomètre +10 ml de solution. Cette masse sera notée  $m_{\text{pycno+solution}}$ . Cette expérience doit être effectuée pour toutes les solutions préparées

Veillez consulter le lien si dessous : <https://www.youtube.com/watch?v=7y0wohip4q4>

**V. Questions**

- Quelle relation générale existe-t-il entre les grandeurs C, n et V ? Quelles sont les unités ?
- Calculer la masse du sel ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ) utilisée pour la préparation de la solution de  $\text{CuSO}_4$ .
- Quel est le rôle joué par l'eau ? Et par le sulfate de cuivre ( $\text{CuSO}_4$ )?
- Lequel des deux corps (eau ou sulfate de cuivre) est le plus abondant dans la solution obtenue ?
- Donner la réaction de dissolution du sulfate de cuivre  $\text{CuSO}_4$  dans l'eau.
- Que doit-on faire si le trait de jauge est dépassé lors de la préparation d'une solution :
  - 1- Prélever à la pipette le liquide excédentaire?
  - 2- Refaire la préparation de la solution ? Justifier votre réponse.
- Pourquoi récupère-t-on l'eau de rinçage de la coupelle et l'entonnoir lors de la préparation d'une solution ?
- Quel est l'aspect de cette solution ?
- On n'observe pas de dépôt (précipité) de sulfate de cuivre solide au fond du récipient. Qu'est-ce que cela signifie ? Que devrait-on faire pour observer un tel dépôt ?
- Calculer la concentration de la solution commerciale d'acide acétique 30% en masse.
- Calculer le volume de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  qu'il faut prélever pour la préparation de la solution d'acide acétique.
- Calculer, pour chaque solution préparée  $\text{CuSO}_4$  et  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , la molalité et les fractions molaires  $x_i$  du soluté et du solvant.
- Calculer l'erreur relative commise sur chacune des concentrations et sur chaque fraction.
- Déterminer la masse volumique de chacune des solutions préparées.
- Déduire la densité de chaque solution préparée.