

**A2 : TP Mesure de l'indice d'hydratation  
du sulfate de cuivre II**

**I. Principe :**

Les cristaux de sulfate de cuivre (II) sont hydratés (c'est - à - dire contiennent de l'eau), ce qui leur donne une teinte bleu pâle. Leur formule chimique est  $\text{CuSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$  où  $x$  est un nombre entier appelé indice d'hydratation du sulfate de cuivre II ; il représente le nombre de moles de molécules d'eau emprisonnées dans une mole de cristaux  $\text{CuSO}_4$  hydratés. On se propose de déterminer ce nombre  $x$  à l'aide de deux expériences différentes : la 1<sup>ère</sup> utilise une déshydratation des cristaux bleus et la 2<sup>ème</sup> leur ré - hydratation par dissolution dans de l'eau distillée.

**II. Déshydratation du sulfate de cuivre II hydraté :**
**1. Protocole expérimental :**

- peser un bécher de 250 mL parfaitement sec contenant un agitateur de verre ; on notera cette masse :  $m_0 = \dots$  g.
- dans ce même bécher, peser une masse  $m_i = 8,00$  g de cristaux fins de sulfate de cuivre II hydraté.  
*L'agitateur placé dans le bécher avant la pesée permettra de ne pas avoir à le sortir pour éviter les pertes.*
- préparer le dispositif de chauffage : bec Bunsen + support + grille métallique.
- régler la flamme du bec Bunsen pour disposer d'un chauffage modéré : virole légèrement ouverte.
- placer le bécher sur le dispositif de chauffage et le tenir à l'aide d'une pince en bois.
- chauffer les cristaux, tout en agitant de façon régulière, jusqu'à décoloration complète et disparition de toute trace d'eau dans le bécher : cette opération nécessite 5 à 10 min.  
On estime que la déshydratation est complète lorsque la masse des cristaux ne varie plus :  
=> on réalisera plusieurs pesées pour le vérifier.
- peser à nouveau l'ensemble {bécher + agitateur + cristaux déshydratés} ; on notera cette masse  $m_1 : m_1 = \dots$  g.
- déduire des différentes pesées la masse  $m_f$  des cristaux déshydratés :  $m_f = \dots$
- laisser refroidir.
- passer directement à la réalisation du protocole expérimental du paragraphe **II.1.** ;  
l'exploitation de cette 1<sup>ère</sup> expérience sera menée à l'issue des manipulations.

**2. Exploitation :**

- a. Résumer l'ensemble des observations que l'on peut faire au cours du chauffage sur un schéma annoté.
  - b. En quoi consiste la déshydratation d'une espèce chimique ?
  - c. Ecrire l'équation – bilan de la déshydratation des cristaux de sulfate de cuivre II.
  - d. Déterminer la masse d'eau libérée lors du chauffage à l'aide des deux pesées précédentes.
  - e. En déduire la quantité de matière d'eau correspondante.
  - f. Déterminer la quantité de matière de sulfate de cuivre II anhydre formée.
  - g. D'après le bilan molaire de la réaction, quelle relation existe – t – il entre les quantités de matière de sulfate de cuivre II anhydre et d'eau formés ?
  - h. En déduire l'indice d'hydratation  $x$  du sulfate de cuivre II.
- données : masses molaires :**  $M_{\text{H}_2\text{O}} = 18,0 \text{ g.mol}^{-1}$  et  $M_{\text{CuSO}_4} = 159,6 \text{ g.mol}^{-1}$  .

**III. Dissolution du sulfate de cuivre II anhydre dans l'eau :**
**1. Protocole expérimental :**

- choisir deux fioles jaugées de 100 mL identiques (trait de jauge à la même hauteur) sur le chariot de matériel.
- pendant le temps de refroidissement, peser à nouveau une masse  $m_i = 8,00$  g de sulfate de cuivre hydraté dans un second bécher de même volume que le précédent ; y ajouter très exactement un volume de 100,0 mL d'eau mesuré à l'aide d'une fiole jaugée.
- procéder à la dissolution complète des cristaux bleus et transvaser soigneusement toute cette solution dans la même fiole.
- reprendre le 1<sup>er</sup> bécher contenant les cristaux de sulfate de cuivre déshydratés obtenus dans l'expérience précédente (à partir de  $m_i = 8,00$  g de sulfate de cuivre hydraté)
- vérifier qu'il ait suffisamment refroidi et y verser lentement et très exactement 100,0 mL d'eau avec une seconde fiole jaugée : remarquer que cette transformation est exothermique.
- après dissolution complète et refroidissement à la température ambiante, transvaser le tout dans la fiole jaugée.
- remarquer la différence de volume entre les deux solutions obtenues.
- avec une pipette graduée de 5 mL, prélever le volume correspondant à la différence entre les deux solutions.
- on notera  $V$  la valeur de ce volume : il correspond à la quantité d'eau nécessaire à l'hydratation des cristaux de sulfate de cuivre.

$$V = \dots\dots\dots \text{mL}$$

**remarque :**

l'utilisation de la fiole jaugée est incorrect dans ce protocole : elle sert à la fois au prélèvement et à la mesure du volume ; on procède de cette manière pour bien visualiser la différence de volume et prélever ce volume.

**2. Exploitation :**

- a. Résumer le protocole expérimental à l'aide d'un schéma annoté.
- b. Ecrire l'équation - bilan d'hydratation du sulfate de cuivre anhydre.
- c. Calculer la quantité de matière d'eau nécessaire à l'hydratation.
- d. Utiliser le même raisonnement que précédemment pour déterminer l'indice d'hydratation  $x$  du sulfate de cuivre.
- e. Donner la formule du sulfate de cuivre II hydraté.

**donnée :** masse volumique de l'eau :  $\rho_{\text{H}_2\text{O}} = 1,0 \text{ g.mL}^{-1}$

---