

## TP22 : Dosage par étalonnage

Le laboratoire de chimie souhaite se débarrasser d'un bidon contenant 5L d'une eau contenant des ions cuivre issus de travaux pratiques en classe de seconde. Un prélèvement de ce bidon est réalisé afin de déterminer la concentration de cette solution en ions cuivre II.

### Document 1

 <p><b>SULFATE DE CUIVRE</b></p> <p><b>ATTENTION</b></p> <p>H 302 – Nocif en cas d'ingestion. H 319 – Provoque une sévère irritation des yeux. H 315 – Provoque une irritation cutanée. H 410 – Très toxique pour les organismes aquatiques, entraîne des effets néfastes à long terme.</p>	<i>Formule</i>	CuSO <sub>4</sub>	<i>Densité (D<sub>20</sub><sup>20</sup>)</i>	3,6
	<i>N° CAS</i>	7758-98-7	<i>Solubilités</i>	Soluble dans l'eau (200 g/L à 20 °C, pH = 3,4), pratiquement insoluble dans l'éthanol
	<i>Masse molaire</i>	159,6		
	<i>Couleur</i>	Blanc-vert		
	<i>État physique</i>	Solide cristallisé, poudre		
	<i>Point de fusion</i>	Se décompose en CuO à partir de 600 °C		

Le cuivre et ses composés ne doivent pas avoir une concentration massique supérieure à 0,5 mg.L<sup>-1</sup> si les quantités de rejets sont supérieures à 5g.jour<sup>-1</sup>.  
On considère qu'une eau est potable si elle contient une concentration massique en cuivre inférieure à 2,0 mg.L<sup>-1</sup>.  
La masse molaire du cuivre vaut 63,5g.mol<sup>-1</sup>.

### Document 2



Pour une solution ionique peu concentrée (entre 10<sup>-2</sup> et 10<sup>-3</sup> mol.L<sup>-1</sup>), la conductivité (notée  $\sigma$ , exprimée en S.m<sup>-1</sup> ou mS.cm<sup>-1</sup>) est proportionnelle à la concentration de chaque ion présent en solution. Cette relation empirique ou loi de Kohlrausch peut s'écrire :

$$\sigma = \sum \lambda_i \times C_i$$

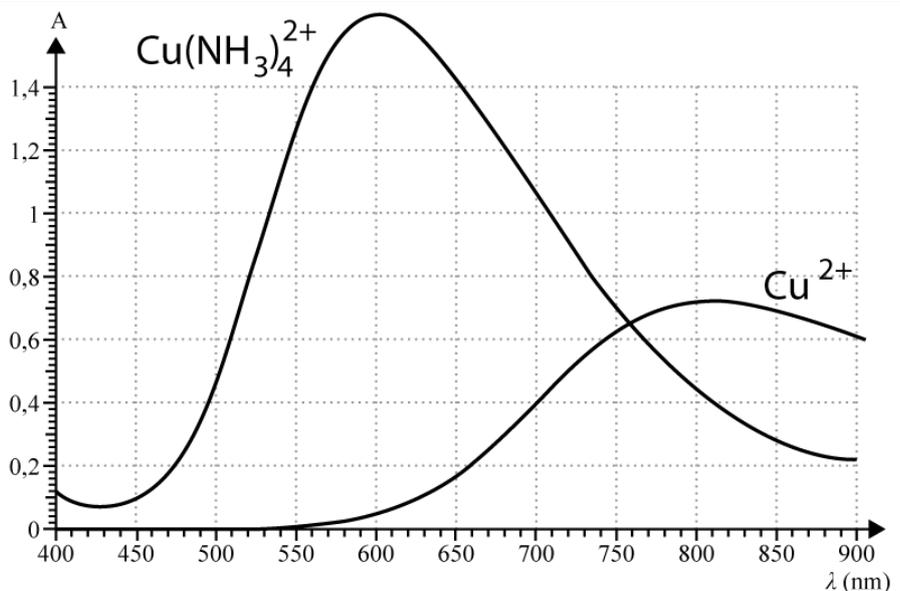
où  $\lambda_i$  est la conductivité molaire qui dépend de l'ion, de la température, du solvant

A l'aide d'une courbe d'étalonnage et de la mesure de la conductivité de la solution à analyser, il est donc possible de déterminer la concentration en ions cuivre II.

### Document 3

En présence d'ammoniaque NH<sub>3</sub> les ions cuivre II sont complexés et prennent la forme Cu(NH<sub>3</sub>)<sub>4</sub><sup>2+</sup>. Ce complexe prend une couleur bleu nuit caractéristique.

Ci-contre les courbes d'absorption des ions cuivre II et tetramine cuivre II (complexe ammoniacqué du cuivre II).



## I) Préparation d'une échelle de teinte

### I1) Réalisation des solutions étalons

On dispose d'une solution  $S_0$  de sulfate de cuivre II de concentration connue  $[\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}] = C_0 = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

On souhaite préparer 50 mL des 4 solutions de sulfate de cuivre suivantes :

$$C_1 = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} ; C_2 = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} ; C_3 = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} ; C_4 = 6,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Détailler le protocole puis réaliser deux de ces solutions (un autre binôme réalisera les deux autres).

### I2) Préparation de la solution à analyser

Réaliser 50 mL de solution à analyser, qui est une solution faite à partir de la solution prélevée diluée au cinquième.

## II) Dosage par spectrophotométrie

### II1) Mesures

Le spectrophotomètre étant préréglé sur une longueur d'onde de 800nm, réaliser le blanc puis mesurer les absorbances des 4 solutions réalisées ( $S_1$  à  $S_4$ ) ainsi que celle de la solution à analyser.

### II2) Exploitation

1. Tracer la courbe  $A = f(C)$  et déterminer son expression (on pourra utiliser Regressi).
2. Vérifier que l'écart *expérience / modèle* est inférieur à 5 % (sinon, expliquer pourquoi).
3. La loi de Beer-Lambert est-elle vérifiée ? Justifier.
4. Déterminer la concentration molaire des ions cuivre II dans la solution à analyser puis dans la l'échantillon.
5. L'échantillon peut-il être mis à l'évier ?
6. Dans le sujet de TP d'un autre établissement, le professeur propose d'ajouter aux différentes solutions de l'ammoniac afin de transformer les ions  $\text{Cu}^{2+}$  et complexe  $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ . Expliquer la pertinence de ce choix.

## III) Dosage par conductimétrie

### III1) Mesure de la conductivité

Mesurer les conductivités des 4 solutions préparées, ainsi que celle de la solution à analyser et de l'eau distillée. Consigner ces valeurs dans un tableau.

### III2) Exploitation

1. Pourquoi l'eau distillée est-elle beaucoup moins conductrice que les solutions de sulfate de cuivre ?
2. Tracer la courbe  $\sigma = f(C)$  et déterminer son expression (on pourra utiliser Regressi).
3. Vérifier que l'écart *expérience / modèle* est inférieur à 5 % (sinon, expliquer pourquoi).
4. Déterminer la concentration molaire des ions cuivre II dans la solution à analyser puis dans la l'échantillon.
5. La loi de Kohlrausch est-elle vérifiée ? Justifier.
6. L'échantillon peut-il être mis à l'évier ?

## IV) Comparaison des deux méthodes

1. Faire une synthèse du TP en indiquant les avantages et les inconvénients de chaque méthode.
2. Expliquer celle qui vous paraît la mieux adaptée à la problématique étudiée.