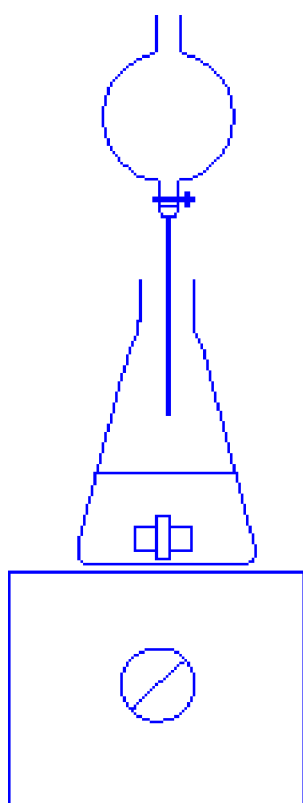


# Le salicylate de cuivre

## 1) Synthèse de $\text{Cu}(\text{sal})_2 \cdot 4 \text{H}_2\text{O}$



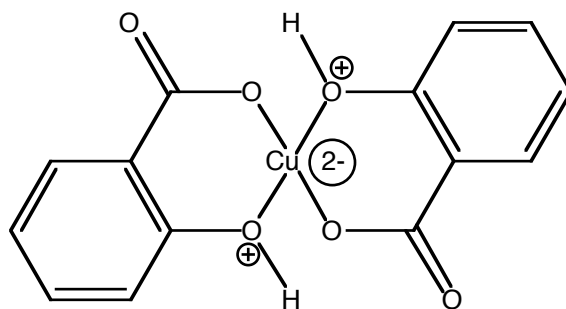
Dans un erlen de 100 mL, on fait dissoudre 4,00 g de sulfate de cuivre pentahydraté dans 25 mL d'eau distillée.

D'autre part on prépare une solution de 12 mL de salicylate de sodium : on pèsera une quantité stœchiométrique de ce réactif.

Grâce à une ampoule à brome, on ajoute alors goutte à goutte la solution de salicylate à la solution cuivrique.

Noter l'évolution des couleurs au cours du temps. On note dans la littérature que le monosalicylate est jaune verdâtre, que le disalicylate anhydre est vert et que le tétrahydrate est bleu. Si le précipité bleu ne se forme pas, ajouter un peu d'eau.

L'addition terminée, on filtre sur Büchner. Le solide recueilli est essoré. Le produit est alors mis à séché pendant une semaine, puis pesé. Il est ensuite broyé et recueilli dans le récipient prévu à cet effet.



*La structure du complexe est indiquée ci-dessus. Possède-t-il des stéréoisomères ? De quel type de stéréoisomérisation s'agit-il ?*

*Rechercher dans le Hand-Book les solubilités du sulfate de cuivre et du salicylate de sodium.*

*Donner le nom du complexe en nomenclature systématique.*

## 2) Analyse du complexe

Dans une fiole jaugée de 100 mL, on fait introduit environ exactement 0,1 g de complexe. On ajoute 50 mL d'un mélange (1/1) eau-alcool, puis 5 mL d'acide sulfurique molaire. La mise en solution achevée, on ajoute 20 mL d'un tampon molaire à pH = 4,8. On complète alors à 100 mL : solution A.

On prélève 10 mL de A auxquels on ajoute 20 mL d'EDTA  $5 \cdot 10^{-3}$  M puis quelques gouttes de PAN. On dose alors par une solution titrée de sulfate de cuivre jusqu'au virage de l'indicateur coloré.

Nota : comme souvent en complexométrie, le virage de l'indicateur coloré n'est pas spectaculaire. On prendra donc soin de préparer une solution identique à la précédente, mais où l'EDTA a été remplacé par de l'eau. Cet échantillon vous servira de référence pour déterminer la teinte finale. Cette expérience montre en outre la faible stabilité du complexe C(II)/salicylate) en solution aqueuse et justifie du même coup le protocole opératoire.

*Déterminer le nombre de moles de Cu contenu dans 10 mL de A.  
En déduire le titre massique en cuivre du complexe. Comparer au titre massique que donne la formule théorique.*

*Quelle est la formule développée du PAN ?*

*Écrire les réactions mises en jeu lors de la dissolution du complexe et lors du dosage du cuivre.*

*Pourquoi opère-t-on en tampon à pH = 4,8 ?*

### 3) Analyse spectrophotométrique du complexe

On dispose de solutions de sulfate de cuivre (0,0100 M) et de  $[\text{Cu}(\text{en})_2]^{2+}$  de même concentration.

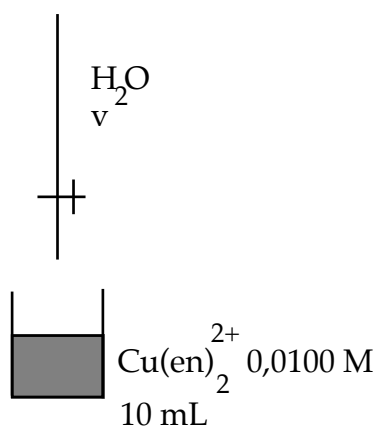
Dans tout ce qui suit, on désignera l'éthylène diamine.

a) Tracer le spectre d'absorption de  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $[\text{Cu}(\text{en})]^{2+}$  et  $[\text{Cu}(\text{en})_2]^{2+}$ .

Remarque : pour  $[\text{Cu}(\text{en})]^{2+}$  on mélangera des volumes égaux des deux autres solutions.

- Vérifier à l'aide de Simultit que  $[\text{Cu}(\text{en})]^{2+}$  est alors l'espèce majoritaire.
- Rechercher les constantes de stabilité des complexes du Cu(II) avec l'éthylène diamine.
- Déterminer  $\lambda_{\text{max}}$  pour les 3 formes du Cu(II). Que pensez-vous de l'évolution de  $\lambda_{\text{max}}$  ?

b) Droite d'étalonnage



On se place au  $\lambda_{\text{max}}$  pour  $[\text{Cu}(\text{en})_2]^{2+}$  et on mesure l'absorbance A pour différentes valeurs de v.

Remplir le tableau ci-dessous.

- La loi de Beer-Lambert est-elle vérifiée ?
- Quelle est la valeur du coefficient d'absorption ?

v (mL)	0	2	4	6	8	10	15	20	30	40	60	80
c (mol.L <sup>-1</sup> )												
A												

Attention : après chaque mesure, on prendra soin de verser le contenu de la cuve de mesure dans le bécher. Pour chaque nouvelle solution, on rincera la cuve en la remplissant avec la solution préparée, puis en la vidant dans le bécher, et ce, deux fois de suite.

c) Détermination du titre en cuivre du complexe

Préparer une solution du complexe contenant environ exactement 0,2 g de complexe pour 50 mL d'eau.

- *Tracer le spectre de la solution obtenue, comparer aux précédents.*

Prélever 10 mL de cette solution et ajouter 20 mL d'une solution d'en  $2 \cdot 10^{-2}$  M. Bien homogénéiser et mesurer A pour  $\lambda_{\max}$  de  $[\text{Cu}(\text{en})_2]^{2+}$ .

- *À l'aide du graphe précédent déduire la concentration en cuivre de la solution préparée et calculer le titre massique en cuivre du complexe. Comparer à la valeur théorique. Conclusion ?*