

## 1. UNE PREMIÈRE MÉTHODE DE DOSAGE

**1.1.** Les ions iodure doivent être en excès afin que tous les ions cuivre II soient consommés.

**1.2.** Il s'agit d'un dosage indirect, on ne dose pas  $\text{Cu}^{2+}$  mais le diiode formé lors de la réaction (1).

**2.1.** D'après l'équation de la réaction (2) support du titrage, à l'équivalence les quantités de matière des

réactifs ayant réagi sont liées par la relation  $n_{\text{I}_2} = \frac{n_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}}}{2}$

**2.2.** D'après l'équation de la réaction (1),  $n_{\text{I}_2}$  formée =  $\frac{n_{\text{Cu}^{2+}}}{2}$  consommée

$$\mathbf{2.3.} \quad n_{\text{I}_2} = \frac{n_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}}}{2} = \frac{n_{\text{Cu}^{2+}}}{2}$$

soit  $n_{\text{Cu}^{2+}} = n_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}}$

$$[\text{Cu}^{2+}]_{(\text{aq})} = \frac{n_{\text{Cu}^{2+}}}{V_1} = \frac{n_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}}}{V_1} = \frac{[\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]_{(\text{aq})} \cdot V_E}{V_1}$$

$$[\text{Cu}^{2+}]_{(\text{aq})} = \frac{0,40 \times 12,4}{20,0} = 0,25 \text{ mol.L}^{-1} \text{ dans la solution } S_1.$$

## 2. DEUXIÈME MÉTHODE DE DOSAGE

**1.** Solution mère :  $S_m$

$$c_m = [\text{Cu}^{2+}]_m = 0,50 \text{ mol.L}^{-1}$$

$V_m$  à prélever

Solution fille :  $S_{d2}$

$$[\text{Cu}^{2+}]_{d2} = 0,200 \text{ mol.L}^{-1}$$

$V_{d2} = 50,0 \text{ mL}$  à préparer

Au cours de la dilution, la quantité de matière d'ions cuivre se conserve donc  $c_m \cdot V_m = [\text{Cu}^{2+}]_{d2} \cdot V_{d2}$

$$\text{soit } V_m = \frac{[\text{Cu}^{2+}]_{d2} \cdot V_{d2}}{c_m}$$

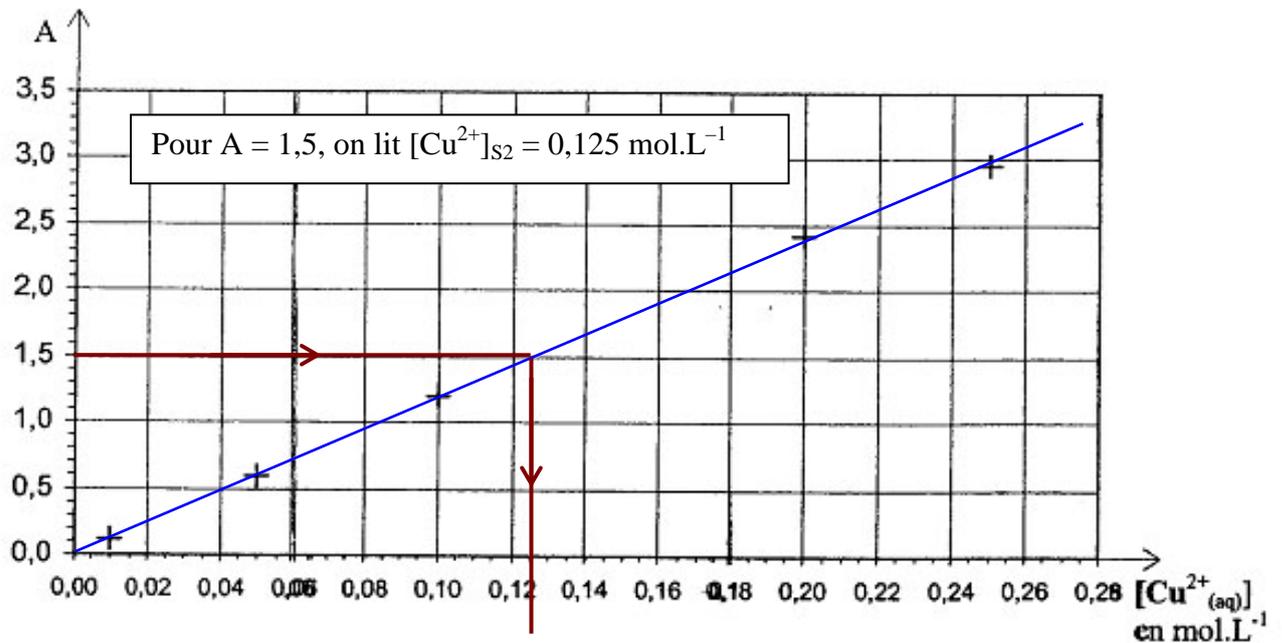
$$V_m = \frac{0,200 \times 50,0}{0,50} = 20 \text{ mL à prélever}$$

A l'aide d'une pipette jaugée propre, rincée avec la solution mère, on prélève  $V_m$ . On verse ce volume dans une fiole jaugée de 50 mL. On complète en plusieurs fois jusqu'au trait de jauge en prenant soin d'agiter à chaque fois.

**2.1.** Le spectrophotomètre ne doit pas tenir compte de l'absorbance du solvant (l'eau).

**2.2.** La courbe obtenue est une droite passant par l'origine ce qui est en accord avec la loi de Beer-Lambert  $A = k \cdot [\text{Cu}^{2+}]_{(\text{aq})}$ .

**3.**



La solution  $S_2$  a été obtenue par dilution de la solution  $S_1$ .

Solution mère  $S_1$  :

$[Cu^{2+}]_{S_1}$  inconnue

$V_{S_1} = 25,0$  mL

Solution fille  $S_2$  :

$[Cu^{2+}]_{S_2} = 0,125$  mol.L<sup>-1</sup>

$V_{S_2} = 50,0$  mL

Au cours de cette dilution la quantité de matière d'ions cuivre s'est conservée,

soit  $[Cu^{2+}]_{S_1} \cdot V_{S_1} = [Cu^{2+}]_{S_2} \cdot V_{S_2}$

$$\text{donc } [Cu^{2+}]_{S_1} = \frac{[Cu^{2+}]_{S_2} \cdot V_{S_2}}{V_{S_1}}$$

$$[Cu^{2+}]_{S_1} = \frac{0,125 \times 50,0}{25,0} = 0,25 \text{ mol.L}^{-1}$$

**4.** La méthode employée est un dosage par étalonnage, on a mesuré l'absorbance de solutions de concentrations connues afin de réaliser une droite d'étalonnage.

Lors d'un dosage par titrage, l'espèce titrée est consommée. Ici les ions cuivre II n'ont pas réagi.

### **3. VALIDITÉ DES DOSAGES**

**1.** La dissolution d'une mole de solide conduit à l'apparition d'une mole d'ions cuivre en solution.

$$n_{\text{soluté}} = n_{Cu^{2+}}$$

$$\frac{m}{M} = n_{Cu^{2+}}$$

$$[Cu^{2+}] = \frac{n_{Cu^{2+}}}{V}$$

$$[Cu^{2+}] = \frac{m}{M \cdot V}$$

$$[Cu^{2+}] = \frac{15,6}{249,6 \times 0,250} = 0,250 \text{ mol.L}^{-1}$$

**2.** Les deux méthodes donnent des résultats en accord avec la préparation de la solution.