

Données :Masse molaire atomique du cuivre : $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$ Charge élémentaire de l'électron : $e = 1,6.10^{-19} \text{ C}$ Nombre d'Avogadro : $N = 6,02.10^{23} \text{ mol}^{-1}$ Charge électrique d'une mole d'électrons : $F = 96500 \text{ C}$ **1. PILE DE CONCENTRATION**

On considère une pile constituée de deux électrodes de cuivre plongeant chacune dans des solutions de sulfate de cuivre de concentrations différentes.

Chaque solution a pour volume $V = 100 \text{ mL}$ et la concentration initiale des ions positifs est :

$$[\text{Cu}^{2+}]_1 = 1,0 \text{ mol.L}^{-1} \text{ et } [\text{Cu}^{2+}]_2 = 1,0.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

1.1. Équations des réactions

1.1.1. Écrire les demi-équations des réactions se produisant aux électrodes en accord avec la polarité donnée sur la figure 1.

1.1.2. Donner le nom de chaque demi-réaction.

1.1.3. Écrire l'équation de la réaction s'effectuant dans la pile. Pour la réaction considérée la constante d'équilibre vaut : $K = 1$.

1.2. Évolution de la pile

1.2.1. Calculer la valeur du quotient réactionnel initial $Q_{r,i}$.

1.2.2 Cette valeur est-elle cohérente avec la polarité proposée ?

1.3. Étude de la pile

On fait débiter la pile dans un conducteur ohmique et un ampèremètre.

1.3.1. Compléter le schéma de la figure 1 en **annexe à rendre avec la copie**.

1.3.2. Sur le schéma, indiquer par des flèches le sens du courant et le sens de déplacement des électrons dans le circuit extérieur.

1.3.3. Que peut-on dire des concentrations finales quand l'état d'équilibre est atteint ?

2. DÉPÔT DE CUIVRE PAR ÉLECTROLYSE

2.1. On remplace une électrode de cuivre par une bague en métal conducteur que l'on veut recouvrir de cuivre.

2.1.1. Quel appareil est-il nécessaire de rajouter dans le montage précédent pour réaliser ce dépôt ?

2.1.2. Écrire les demi-équations aux électrodes en justifiant votre raisonnement.

2.1.3. En déduire le sens des électrons, le sens du courant et la polarité dans le montage puis compléter la figure 2 (en annexe à rendre avec la copie).

2.2. L'électrolyse fonctionne pendant une heure à une intensité constante $I = 400 \text{ mA}$.

2.2.1. Déterminer la quantité d'électricité correspondante notée Q .

2.2.2. En déduire la quantité de matière d'électrons, notée $n(e^-)$, qui a circulé pendant cette durée.

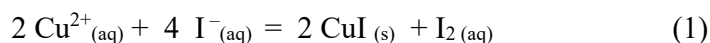
2.2.3. Quelle relation existe-t-il entre la quantité de cuivre qui a disparu $n_{\text{disp}}(\text{Cu}^{2+})$ et la quantité de matière $n(e^-)$ d'électrons qui a circulé ?

2.2.4. En déduire la quantité de matière $n_{\text{dép}}(\text{Cu})$ déposée.

2.2.5. Quelle est la masse $m(\text{Cu})$ correspondante ?

3. DÉTERMINATION D'UNE CONCENTRATION EN IONS CUIVRE II

3.1. On considère la réaction de précipitation suivante :

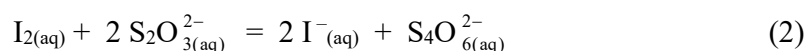


3.1.1. Compléter le tableau 1 d'avancement donné en annexe (les ions iodure sont introduits en excès).

On note n_0 la quantité initiale d'ions Cu^{2+} et n_1 la quantité de diiode formé.

3.1.2. Établir une relation entre n_0 et n_1 .

3.2. On dose la quantité n_1 de diiode précédemment formé par la réaction de dosage :



3.2.1. Comment repère-t-on l'équivalence ?

3.2.2. Quelle relation existe-t-il entre $n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})$ introduit à l'équivalence et n_1 quantité de diiode dosée ?
On pourra éventuellement s'aider d'un tableau d'avancement.

3.2.3. Le volume versé à l'équivalence est $V_{\text{éq}} = 10,0 \text{ mL}$. Sachant que la concentration des ions thiosulfate est $1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$, en déduire n_1 .

3.2.4. Calculer n_0 .

3.2.5. En déduire la concentration C_0 des ions cuivre dans les 100 mL de solution.

ANNEXE n°1 à rendre avec la copie

Figure 1

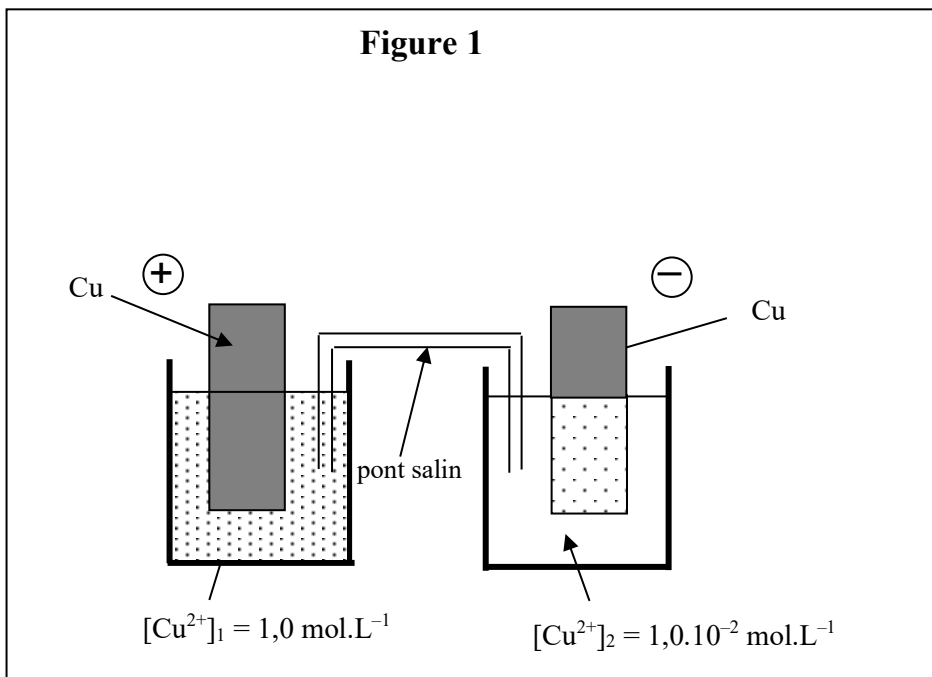


Figure 2

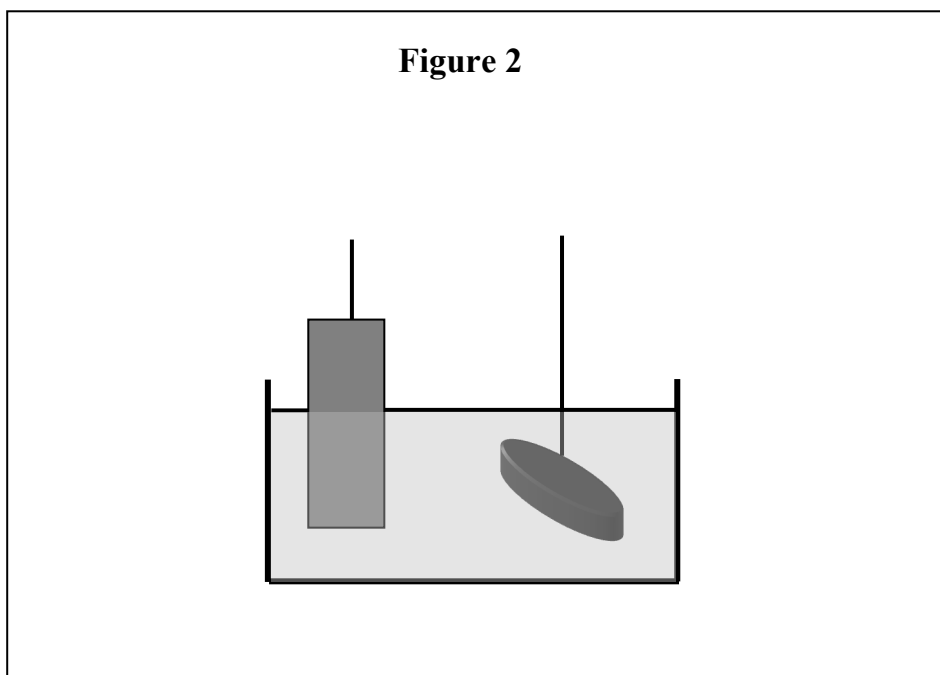


Tableau 1

Équation de la réaction		$2 \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 4 \text{I}^{-}_{(\text{aq})} = 2 \text{CuI}_{(\text{s})} + \text{I}_{2(\text{aq})}$			
État initial	Avancement $x = 0$	n_0	excès	0	0
État intermédiaire	x				
État final	x_{max}				n_1