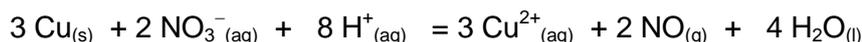
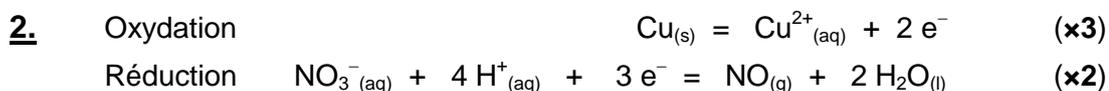


1^{ère} partie : Attaque acide du laiton

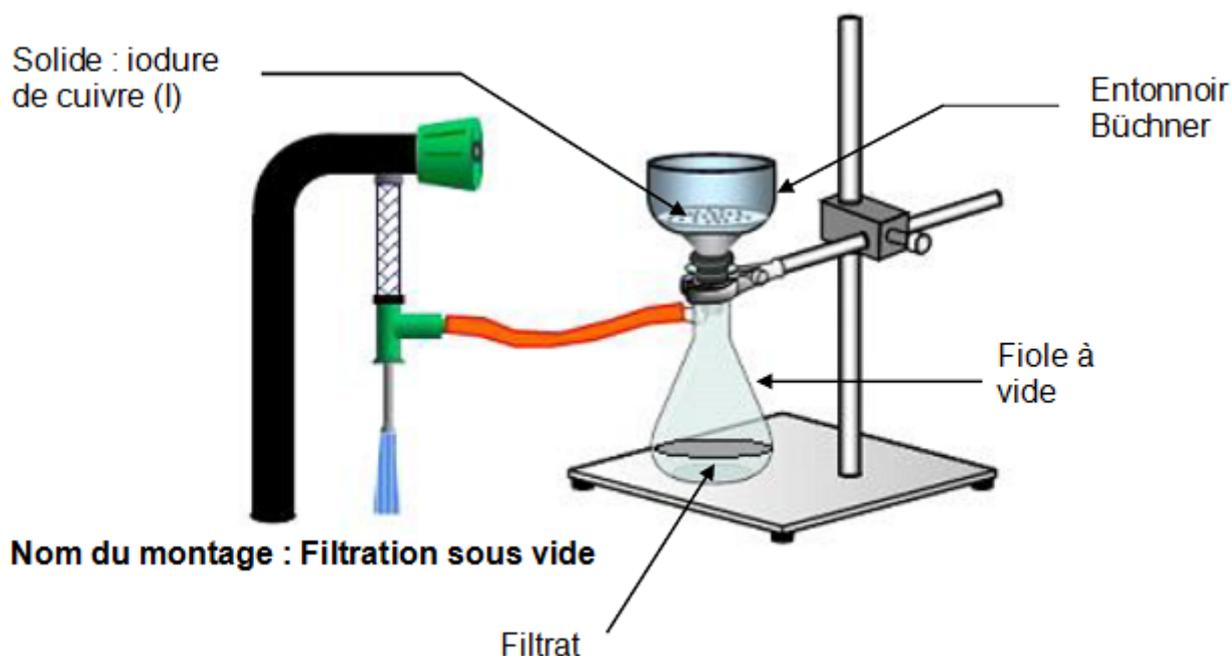
1. La solution d'acide nitrique utilisée est concentrée, le port de **gants**, de **lunettes** de protection et d'une blouse est obligatoire. Le fait qu'il y ait des vapeurs toxiques nécessite de travailler sous **hotte**.

**2^{ème} partie : Dosage des ions cuivre (II)**

1.1.1 Il faut un becher contenant la solution (S) et on utilise une pipette jaugée de 10,0 mL pour le prélèvement.

Quand on ajoute de l'iodure de potassium, on peut utiliser une éprouvette graduée de 10 mL.

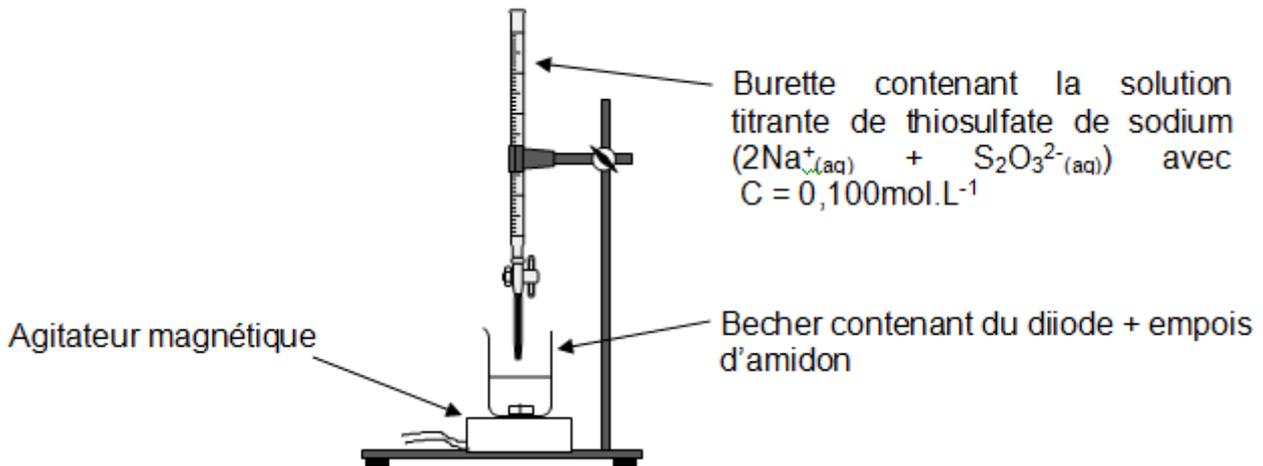
1.1.2 Les ions cuivre (II) doivent être totalement consommés lors de la réaction (2) pour cela les ions iodure doivent être introduits en excès.

1.1.3

2. Il s'agit d'un titrage indirect, les ions cuivre (II) réagissent dans un premier temps avec de l'iodure de potassium. On dose ensuite le diiode formé par une solution de thiosulfate de sodium.

3. On peut envisager un dosage colorimétrique par étalonnage, en utilisant un spectrophotomètre. Les ions cuivre (II) étant la seule espèce colorée, l'absorbance de la solution sera proportionnelle à leur concentration d'après la loi de Beer-Lambert.

4.1.



4.2. Réaction support du titrage : $\text{I}_{2(aq)} + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(aq)} = 2 \text{I}^-_{(aq)} + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}_{(aq)}$ réaction 3

À l'équivalence les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques.

L'empois d'amidon forme un complexe bleu foncé en présence de diiode, or celui-ci est totalement consommé, la coloration bleu foncé disparaît.

4.3. D'après l'équation de la réaction 3, à l'équivalence : $n_{\text{I}_2} = \frac{n_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}}}{2} \Leftrightarrow n_{\text{I}_2} = \frac{C \cdot V_E}{2}$

4.4. D'après l'équation de la réaction 2 : $2 \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 4 \text{I}^-_{(aq)} = 2 \text{CuI}_{(s)} + \text{I}_{2(aq)}$,

on a $\frac{n_{\text{Cu}^{2+}}}{2} = n_{\text{I}_2}$; $\frac{n_{\text{Cu}^{2+}}}{2} = \frac{C \cdot V_E}{2}$; $n_{\text{Cu}^{2+}} = C \cdot V_E$

5. D'après la réaction : $3 \text{Cu}_{(s)} + 2 \text{NO}_3^-_{(aq)} + 8 \text{H}^+_{(aq)} = 3 \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{NO}_{(g)} + 4 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$,

on a $\frac{n_{\text{Cu}}}{3} = \frac{n_{\text{Cu}^{2+}}}{3}$ donc $n_{\text{Cu}} = n_{\text{Cu}^{2+}}$; $n_S = C \cdot V_E$

$n_S = 0,100 \times 11,1 \times 10^{-3} = 1,11 \times 10^{-3}$ mol de cuivre.

3^{ème} partie : Pourcentage massique en cuivre dans le laiton

1. $V = 10,0$ mL de solution S $\rightarrow n_S$ mol de cuivre consommée.

$V_T = 100,0$ mL de solution S $\rightarrow n_{\text{Cu}}$ mol de cuivre contenue dans le fil et consommée

$$n_{\text{Cu}} \cdot V = n_S \cdot V_T$$

$$n_{\text{Cu}} = \frac{n_S \cdot V_T}{V} ; n_{\text{Cu}} = \frac{1,11 \times 10^{-3} \times 100,0}{10,0} = 1,11 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$m_{\text{Cu}} = n_{\text{Cu}} \cdot M_{(\text{Cu})} ; m_{\text{Cu}} = 1,11 \times 10^{-2} \times 63,5 = 0,705 \text{ g}$$

$$\text{\%massique Cu} = \frac{m_{\text{Cu}}}{m_{\text{fil}}}$$

$$\text{\%massique Cu} = \frac{0,705}{1,00} = 0,705 = 70,5 \%$$

Il s'agit d'un laiton commercial CuZn30

(70% de cuivre et 30% de zinc)