

## TP3: L'élément chimique étude du cuivre

### I) INTRODUCTION

Nous allons étudier sur l'exemple du cuivre, la conservation quantitative de l'élément au cours d'une transformation chimique, la mise en solution :  $\text{Cu(s)} \rightarrow \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$

Pour cela, on réalisera une solution d'ions  $\text{Cu}^{2+}$  par attaque chimique en milieu acide d'une masse connue de cuivre métallique. On déterminera la concentration en cuivre de cette solution par dosage iodométrique. Cette concentration sera ensuite comparée à celle obtenue directement à partir de la masse de cuivre attaquée.

**Rappel** : le dosage iodométrique consiste à déterminer la teneur en iode d'une solution. Il va être utilisé pour déterminer la quantité d'ions  $\text{Cu}^{2+}$  présents dans la solution étudiée :

- les ions  $\text{Cu}^{2+}$  vont d'abord être réduits par les ions  $\text{I}^-$  entraînant ainsi la formation de diiode
- le diiode est ensuite dosé par une solution de thiosulfate

L'écriture de ces deux réactions chimiques permet de trouver la relation entre  $n\text{Cu}^{2+}$  et  $n\text{I}_2$  d'une part et  $n\text{I}_2$  et  $n\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$  d'autre part. On en déduit la relation liant  $n\text{Cu}^{2+}$  et  $n\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ .

### II) MODE OPERATOIRE

#### II.1.) Préparation de la solution de cuivre : solution S

- Dans un bécher de 250 mL, peser avec précision au 1/10 mg une masse  $m$  voisine de 0,1 gde cuivre en poudre à la balance analytique.
- **Sous la hotte ventilée, avec gants et lunettes de protection**, prélever à l'aide d'une éprouvette graduée 10 mL d'acide sulfurique concentré.
- Les verser dans le bécher et chauffer sur la plaque électrique. Observer la réaction chimique : dissolution du cuivre et **dégagement gazeux de dioxyde de soufre  $\text{SO}_2$** .
- Quand tout le cuivre est dissous, laisser refroidir la solution.
- **Dans un autre bécher de 250 mL**, introduire environ 50 mL d'eau déminéralisée.
- Verser **dans ce dernier**, le produit de l'attaque du cuivre par l'acide. **(Toujours verser l'acide dans l'eau sinon risque de projection d'acide!!!!)**
- Refroidir dans la glace.
- Transvaser la solution dans un jaugé de 100 mL. Pour récupérer toute la solution, on rince plusieurs fois avec un peu d'eau et on verse cette eau de rinçage dans le jaugé.
- Compléter à 100 mL avec de l'eau déminéralisée, boucher et agiter pour homogénéiser. On obtient une solution S.

#### II.2.) Dosage iodométrique de la solution S

Le dosage du cuivre contenu dans la solution S se fait par une méthode très classique : l'iodométrie. Cette méthode nécessite la présence de diiode  $\text{I}_2$ . Or la solution S n'en contient pas. C'est en ajoutant des ions iodure  $\text{I}^-$  à cette solution que du diiode va se former. Pour comprendre ce dosage, réaliser l'expérience suivante :

- **Compréhension du dosage iodométrique :**
  - Placer 2 mL de la solution S ( $\approx 2$  cm de hauteur) dans un tube à essais.
  - Ajouter quelques gouttes de solution d'ions iodure. Il se forme alors un précipité d'iodure de cuivre  $\text{CuI}$  et une coloration brune apparaît attestant de la présence de diiode.
  - Il s'est produit une réaction d'oxydoréduction. L'écrire avec les couples suivants :  $\text{Cu}^{2+}/\text{CuI(s)}$  et  $\text{I}_2/\text{I}^-$ . C'est cette réaction qui produit du diiode et qui permettra le dosage par le thiosulfate.

- Préparation de la solution étalon de thiosulfate (concentration  $C_1$ ) à partir de thiosulfate de sodium solide :

Le thiosulfate de sodium solide est un produit stable de pureté garantie. On peut donc l'utiliser pour réaliser une solution étalon (concentration connue avec précision).

- Lire l'étiquette du flacon contenant ce solide pour obtenir la formule et la masse molaire du thiosulfate de sodium.
- On cherche à préparer 50 mL de solution titrée à 0,05 mol/L. Calculer la masse de solide à peser. Effectuer cette pesée à la balance analytique au 1/10 mg près.
- Transvaser le solide dans le jaugé de 50 mL. Ajouter un peu d'eau pour dissoudre. Boucher et agiter vigoureusement. Quand tout le solide est dissous, compléter à 50 mL avec de l'eau déminéralisée et agiter pour homogénéiser.

- Dosage :

- Rincer la burette graduée avec la solution titrante de thiosulfate de sodium. Mettre à zéro.
- Prélever à la pipette jaugée 10 mL de la solution S dans un bécher de 150 mL.
- Ajouter une spatule d'iodure de potassium solide et agiter. Observer la transformation.
- Diluer le mélange du bécher avec environ 40 mL d'eau déminéralisée.
- Mettre sous agitation magnétique. Ajouter la solution de thiosulfate jusqu'à éclaircissement de la solution au jaune très pâle.
- Ajouter quelques gouttes d'empois d'amidon (qui permet de révéler les traces de diiode encore présentes).
- Continuer le dosage jusqu'à la décoloration totale de la solution.

On fera deux essais dans les mêmes conditions. Si les résultats sont identiques au 1/10 mL près, on prendra la moyenne. Sinon, on recommencera jusqu'à obtenir des résultats reproductibles.

Une fois les expériences terminées, bien nettoyer la verrerie avec de l'eau déminéralisée.

### III) PREPARATION DU TP

- Retrouver les formules chimiques des composés suivants :

- acide sulfurique
- thiosulfate de sodium
- iodure de potassium
- iodure de cuivre I
- ion tétrathionate

- Dosage par iodométrie (vu au lycée)

- Ecrire les demi-réactions associées au couples redox  $I_2/I^-$  et  $S_4O_6^{2-}/S_2O_3^{2-}$ .
- En déduire l'équation bilan de la réaction associée au dosage.
- Quelle est alors la relation entre le nombre de moles d'oxydant et de réducteur?

- Calcul d'incertitude

Trouver l'expression littérale pour l'incertitude relative de :

- la concentration de la solution de thiosulfate,
- la concentration de la solution de cuivre dosée,
- la masse de cuivre dosé,

*La méthode de calcul est détaillée dans votre polycopié au chapitre « sécurité, appareils de mesure et précision au laboratoire de Chimie »*