

Activité expérimentale 6

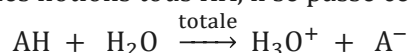
Quelle masse de cuivre contient une pièce de 10 centimes d'euro ?



Pour répondre à la question donnant son titre à notre activité, voici quelques documents, provenant de diverses sources, qui peuvent être utiles :

La **pièce de 10 centimes** a une masse de 4,10 g et elle contient 89 % de cuivre, soit une masse m_{Cu} de cuivre égale à $m_{\text{Cu}} = 0,89 \times 4,10 = 3,65 \text{ g}$.

Le document sur les acides capables de dissoudre les métaux indique tout d'abord qu'il faudra les manipuler avec précaution, c'est à dire avec des gants, des lunettes, et probablement sous hotte. Nous disposons des 3 acides cités : l'acide **sulfurique** H_2SO_4 , l'acide **nitrique** HNO_3 et l'acide **chlorhydrique** HCl . Ce sont des acides forts, donc leur nom indique leur formule moléculaire, mais en fait, il n'existe pas du tout sous cette forme dans l'eau car ils sont totalement hydrolysés. Si nous les notions tous HA, il se passe cette transformation quantitative :



D'après ce que l'on dit, l'acide sulfurique réagit uniquement s'il est concentré et chaud avec le cuivre. Comme l'acide chlorhydrique contient le même oxydant capable de prendre les électrons au cuivre que l'acide sulfurique, on peut penser que ce n'est pas le meilleur acide. On indique par ailleurs que l'acide nitrique réagit bien avec le cuivre parce qu'il contient un très bon oxydant : l'acide nitrique concentré.

Notre choix se porte donc sur **l'oxydation du cuivre par l'acide nitrique** HNO_3 . Il se forme par contre NO, gaz rapidement oxydé en NO_2 par le dioxygène de l'air. Examinons rapidement les fiches de sécurité de ces espèces, il est indispensable d'effectuer cette oxydation sous une hotte, bien ventilée.

Il est dit que les ions Cu^{2+} sont bleus en solution. Il faudrait donc ensuite pouvoir **doser les ions Cu^{2+}** dans la solution que nous allons préparer à partir de la pièce. Nous disposons pour cela de sulfate de cuivre(II) pentahydraté.

Si nous dissolvons une pièce de 10 centimes entièrement dans l'acide nitrique, alors nous aurons une quantité de matière d'ions cuivre(II) qui sera : $n(\text{Cu}^{2+}) = m_{\text{Cu}}/M_{\text{Cu}}$. Il nous faut la masse molaire du cuivre : $M_{\text{Cu}} = 63,55 \text{ g.mol}^{-1}$.

Dans une pièce de 10 centimes, la quantité de matière de Cu est donc $n_{\text{Cu}} = 5,74.10^{-2} \text{ mol}$.

Comme la solution est bleue, nous pensons naturellement à un dosage par **spectrophotométrie**. Expérimentalement, nous aurons une valeur proche de $5,74.10^{-2} \text{ mol}$. Donc il faudrait qu'une courbe d'étalonnage contienne forcément cette valeur sur le domaine où la loi de Beer-Lambert s'applique.

Utilisons alors une fiole jaugée de 1 L pour préparer la solution. Nous serons donc en possession d'une solution de concentration voisine donc de $5,74 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Préparons alors une solution de concentration égale à $1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ d'ions Cu^{2+} .

Nous avons un flacon de « CUIVRE II SULFATE PENTAHYDRATE » de masse molaire $M = 249,69 \text{ g.mol}^{-1}$.

Voici les masses qu'il nous faudrait peser suivant le volume de la fiole jaugée dans laquelle nous voulons préparer cette solution :

Volume de la fiole jaugée en mL	Masse de CUIVRE II SULFATE PENTAHYDRATE à peser
50	1,248
100	2,497
200	4,994
250	6,242
500	12,485
1000	24,969

Il paraît convenable d'envisager une pesée pour une fiole de 100 mL, cela doit être suffisant.

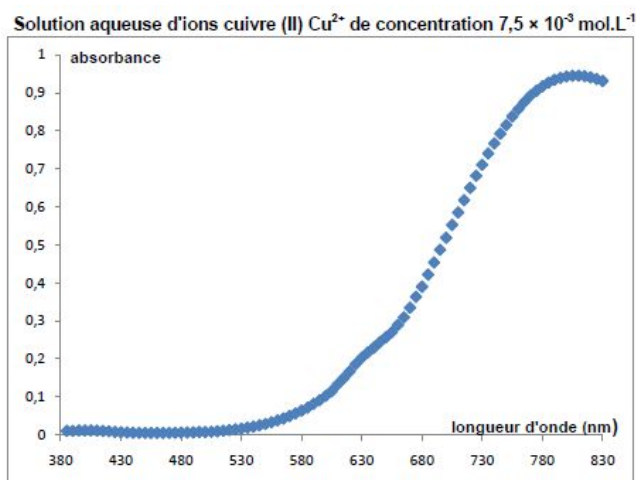
Conclusion, nous préparons une solution de « CUIVRE II SULFATE PENTAHYDRATE » de concentration $1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ d'ions Cu^{2+} en pesant 2,497 g de ce solide dans une fiole jaugée de 100 mL. Cette solution est la solution-mère SM et la concentration est $c_{\text{SM}} = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

A partir de cette solution-mère, nous allons préparer « 3 solutions-filles » de façon à avoir une courbe d'étalonnage avec un nombre de points suffisant et nous mesurerons l'absorbance de ces différentes solutions :

Nom de la solution préparée	Volume prélevé de solution-mère en mL	Placé dans une fiole de 100 mL avec le complément en eau	Concentration en mol.L^{-1}
SF-1	50 mL	50 mL d'eau	$5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
SF-2	20 mL	80 mL d'eau	$2,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
SF-3	10 mL	90 mL d'eau	$1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

Nous mesurerons l'absorbance de ces solutions à la longueur d'onde correspondant au maximum d'absorption de la solution d'ions Cu^{2+} .

Il faut donc que nous tracions le spectre d'absorption d'une solution de Cu^{2+} :



Nous travaillerons à une longueur située un peu au delà de 800 nm : fixons la longueur d'onde d'étude à **810 nm**.

Préparons notre tableau de mesure :

Longueur d'onde de travail : $\lambda_{\text{max}} =$		
Nom de la solution préparée	Concentration en mol.L^{-1}	Absorbance
SM	$1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	
SF-1	$5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	
SF-2	$2,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	
SF-3	$1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	
Eau distillée	0	0

Nous pouvons maintenant exploiter nos résultats.

Il y a un point sur lequel nous devons revenir : nous dissolvons la pièce dans une fiole de 1,00 L mais quelle quantité d'acide nitrique faut-il prélever ?

Sur l'étiquette, il est écrit que la teneur est : « NITRIC ACID > 65 % » ; sa densité est : **$d = 1,4$** .
La masse molaire de HNO_3 est **$M_{\text{HNO}_3} = 63,0 \text{ g.mol}^{-1}$** .

Il y a 65 g de HNO_3 dans 100 g de solution.

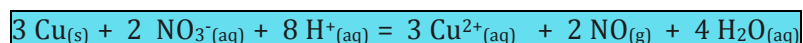
1 L pèse 1 400 g donc 1 L contient $1\,400 \times 65 / 100 = 910 \text{ g}$ d'acide HNO_3

1 L de solution « NITRIC ACID > 65 % » contient donc au minimum 910 g de HNO_3 soit $910/63$ mol :

1 L de solution « NITRIC ACID > 65 % » contient donc au 14,4 mol de HNO_3 .

Nous devons oxyder une masse $m_{\text{Cu}} = 3,65 \text{ g}$ soit $5,74 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$.

Quelle est l'équation de la réaction d'oxydation de Cu par HNO_3 ? HNO_3 est dissocié en H^+ et NO_3^- .
On obtient alors :



A l'équivalence : $n(\text{Cu}) = 3/2 \cdot n(\text{NO}_3^-)$:

Il faut donc que : $n(\text{NO}_3^-) \geq \frac{2}{3} \cdot n(\text{Cu})$

Le volume d'acide V_a à prélever est donc tel que : $14,4 \cdot V_a \geq \frac{2}{3} \cdot n(\text{Cu})$

$$14,4 \cdot V_a \geq \frac{2}{3} \cdot 5,74 \cdot 10^{-2}$$

$$V_a \geq 2,66 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$

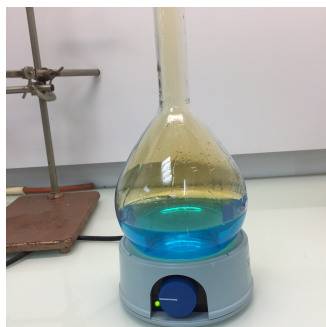
$$V_a \geq 2,66 \text{ mL}$$

Il y a d'autres métaux à oxyder donc il faut en mettre plus et il ne faut pas oublier de remarquer que la réaction consomme 8 H^+ pour 2 NO_3^- , donc il faut apporter 4 fois plus de protons que d'ions nitrate, soit donc : $V_{\text{acide}} = 4 \cdot V_a = 10,6 \text{ mL}$.

Conclusion : la quantité minimale de solution « NITRIC ACID > 65 % » à verser est voisine de 11 mL. Nous en verserons 30 mL pour être en excès conséquent d'acide.

La pièce est donc dissoute dans 30 mL d'acide nitrique concentrée dans une fiole jaugée de 1 L, sous la hotte par il y a un très abondant dégagement de NO oxydé en NO_2 (vapeurs rousses).

Résultats :



Travail à réaliser

- ☐ Etablir un protocole détaillé qui permette de déterminer la teneur en cuivre d'une pièce de 10 centimes d'euros.
- ☐ Consulter les fiches de sécurité des produits utilisés.
- ☐ Mettre en œuvre ce protocole.
- ☐ Les résultats des différents groupes seront compilés de façon à effectuer un calcul d'incertitude de type A.

Verrerie courante du laboratoire, produits communs du laboratoire de chimie, Handbook, sont à votre disposition...comme Anne-Françoise et moi. 😊