

On souhaite étudier en détail la transformation observée lorsqu'on plonge une lame de cuivre ( $\text{Cu}_{(s)}$ ) dans une solution aqueuse de nitrate d'argent ( $\text{NO}_3^-_{(aq)} + \text{Ag}^+_{(aq)}$ ).  
Le sujet se compose de 3 parties indépendantes.

### 1. Préparation de la solution aqueuse

On prépare au laboratoire 100,0 mL de solution aqueuse de nitrate d'argent en dissolvant 5,0 g de poudre blanche de nitrate d'argent.

Données : fiche produit ci-contre du nitrate d'argent

- Schématiser chacune des étapes de la préparation de cette solution.
- Calculer la quantité de matière  $n$  de soluté prélevé.
- En déduire que la concentration en quantité de matière d'ions argent  $\text{Ag}^+$  vaut  $c = 0,29 \text{ mol.L}^{-1}$ .

**Nitrate d'argent**  
poudre blanche  
inodore

point de fusion :  $212^\circ\text{C}$

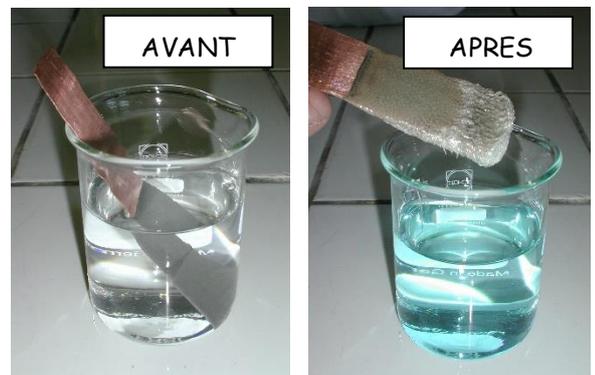
masse molaire :  $169,9 \text{ g.mol}^{-1}$

prix : 319 € les 25 g



### 2. Etude de la réaction d'oxydo-réduction

On pèse la lame de cuivre :  $m = 50,00 \text{ g}$ . On place cette lame de cuivre dans un petit bécher et on ajoute 25,0 mL de la solution incolore de nitrate d'argent préparée précédemment. On observe alors un dépôt métallique brillant sur la lame de cuivre et la solution se colore en bleu. Au bout d'une journée, on retire la lame de cuivre du bécher, on la sèche (au sèche-cheveux) et on la pèse de nouveau :  $m' = 50,55 \text{ g}$ .



Données : couples oxydant/réducteur mis en jeu  $\text{Ag}^+_{(aq)} / \text{Ag}_{(s)}$  et  $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} / \text{Cu}_{(s)}$ .

- A quoi est due la couleur bleu qui apparaît dans la solution ? De même, à quel métal peut correspondre le dépôt brillant qui s'est déposé sur la lame ?
- Quel est l'oxydant et quel est le réducteur dans cette transformation chimique ? Rappeler les définitions de ces deux termes.
- Ecrire les 2 demi-équations électroniques associées aux deux couples.
- Combien d'électrons sont échangés ? En déduire l'équation chimique de la réaction.

### 3. Bilan de matière

Données : masses molaires :  $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M(\text{Ag}) = 107,9 \text{ g.mol}^{-1}$ .

- Montrer que la quantité de matière d'ions argent  $\text{Ag}^+_{(aq)}$  introduit au départ dans le bécher vaut  $n_1 \approx 7,3 \times 10^{-3} \text{ mol}$ .
- Les ions argent  $\text{Ag}^+_{(aq)}$  correspondent au réactif limitant. En déduire, à l'aide de l'équation chimique, la quantité de matière  $n_2$  de cuivre  $\text{Cu}_{(s)}$  qui a réagi.
- En déduire que la masse de cuivre perdue sur la lame vaut environ 0,23 g.
- A l'aide de l'équation chimique, déterminer la quantité de matière  $n_3$  de produit qui s'est déposé sur la lame.
- Montrer que cette quantité  $n_3$  est cohérente avec la pesée de la lame en fin de réaction.

1. a. ion TP

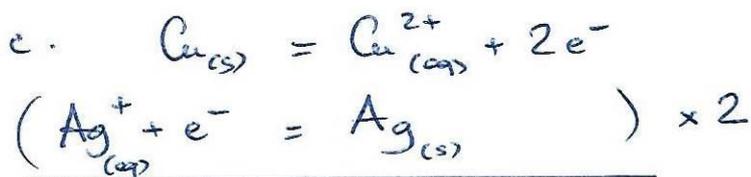
$$b. \underline{n} = \frac{m}{M} = \frac{5,0}{169,3} = \underline{0,029 \text{ mol.}}$$

$$c. \underline{c} = \frac{n}{V} = \frac{0,029}{0,100} = \underline{0,29 \text{ mol. L}^{-1}}$$

2. a. bleu : ion  $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$   
brillant : métal  $\text{Ag}_{(s)}$

b. Le métal  $\text{Cu}_{(s)}$  est le réducteur, il est capable de donner des électrons.

Les ions  $\text{Ag}^{+}_{(aq)}$  est l'oxydant, il est capable de récupérer des électrons.



Il y a 2 électrons échangés !



$$3. a. \underline{n_1} = c \times V = 0,29 \times 25,0 \times 10^{-3} = \underline{7,3 \times 10^{-3} \text{ mol.}}$$

b. D'après l'équation chimique, 2 moles d'ions  $\text{Ag}^{+}_{(aq)}$  réagissent avec 1 mole de  $\text{Cu}_{(s)}$  pour former 1 mole d'ions  $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$  et 2 moles de  $\text{Ag}_{(s)}$  donc :

PROPORTIONNALITÉ

$$1 \text{ mole de } \text{Cu}_{(s)} \text{ réagit avec } 2 \text{ mol. } \text{Ag}^{+}_{(aq)}$$
$$\underline{n_2} = \frac{7,3 \times 10^{-3} \times 1}{2} = \underline{3,6 \times 10^{-3} \text{ mol.}}$$

$$c. \underline{m_2} = n_2 \times M_2 = 3,6 \times 10^{-3} \times 63,5 \approx \underline{0,23 \text{ g de cuivre perdue.}}$$

d. 2 mol. de  $\text{Ag}^{+}_{(aq)}$  produit 2 mol. de  $\text{Ag}_{(s)}$

$$7,3 \times 10^{-3} \text{ mol. } \text{Ag}^{+}_{(aq)} \text{ ————— } n_3$$

PROPORT.

$$\underline{n_3} = 7,3 \times 10^{-3} \text{ mol. ce qui correspond à } \underline{m_3} = n_3 \times M_3$$
$$= 7,3 \times 10^{-3} \times 107,9$$
$$= 0,78 \text{ g ———— } m_3$$

$$e. 0,78 \text{ g} - 0,23 \text{ g} \approx 0,55 \text{ g : cohérent.}$$