

## Oxydation du nickel par les ions argent

Le nickel, constituant des pièces de monnaie de 1 franc, peut être attaqué par les ions argent  $\text{Ag}^+$ . La réaction produit un dépôt d'argent métallique et des ions nickel  $\text{Ni}^{2+}$  en solution.

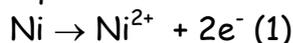
1. Ecrire les demi-équations électroniques puis l'équation de la réaction. On nommera les 2  $\frac{1}{2}$  réactions en justifiant. , on donnera pour chacune des  $\frac{1}{2}$  équations l'oxydant et son réducteur conjugué.
2. On plonge un morceau de nickel de masse  $m = 0,85 \text{ g}$  dans un volume  $V = 50 \text{ mL}$  d'une solution aqueuse de nitrate d'argent de concentration  $C = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .
  - a- Faire un tableau d'avancement et en déduire l'avancement maximal de la réaction ;
  - b- Reste-t-il du nickel à la fin de la réaction ? Si oui, calculer la masse résiduelle.
  - c- Déterminer la masse d'argent formée.
  - d- Quelle est la concentration finale des ions nickel ?

Données :  $M(\text{Ni}) = 58,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;  $M(\text{Ag}) = 107,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

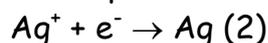
## Oxydation du nickel par les ions argent

### Correction :

1. Equation de la réaction :



il s'agit d'une demi équation d'oxydation car le réactif Ni fournit 2 électrons. Le métal nickel Ni est le réducteur car il fournit deux électrons, son oxydant conjugué est l'ion Nickel  $\text{Ni}^{2+}$  car il peut prendre 2 électrons. Le couple redox Ox/red correspondant s'écrit  $\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}$  (l'oxydant  $\text{Ni}^{2+}$  en premier, le réducteur Ni en second)

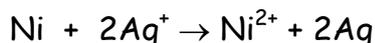


il s'agit d'une demi équation de réduction car le réactif  $\text{Ag}^+$  gagne un électron. L'ion argent est l'oxydant car il gagne un électron, son réducteur conjugué est le métal argent Ag car il peut fournir 1 électron. Le couple redox Ox/red correspondant s'écrit  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$  (l'oxydant  $\text{Ag}^+$  en premier, le réducteur Ni en second)

On multiplie l'équation (1) par le nombre d'électron intervenant dans l'équation (2) c'est-à-dire par 1 !

on multiplie l'équation (2) par le nombre d'électron intervenant dans l'équation (1) c'est-à-dire 2.

On effectue la somme des 2 équations : l'équation d'oxdoréduction est donc après simplification :



2. a- Tableau d'avancement :

A l'état initial :  $n_i(\text{Ag}^+) = [\text{Ag}^+].V = C.V$   
 $n_i(\text{Ni}) = m(\text{Ni})/M(\text{Ni})$

A.N. :  $n_i(\text{Ag}^+) = 50.10^{-3} \times 10^{-1} = 5,0.10^{-3} \text{ mol}$   
A.N. :  $n_i(\text{Ni}) = 0,85/58,7 = 1,4.10^{-2} \text{ mol}$

	$2\text{Ag}^+$	+	Ni	→	2Ag	+	$\text{Ni}^{2+}$
Etat initial (mol)	$5,0.10^{-3}$		$1,4.10^{-2}$		0		0
Etat intermédiaire	$5,0.10^{-3} - 2x$		$1,4.10^{-2} - x$		2x		x
Etat final	$5,0.10^{-3} - 2x_{\text{max}}$		$1,4.10^{-2} - x_{\text{max}}$		$2x_{\text{max}}$		$x_{\text{max}}$

A l'état final soit  $5,0.10^{-3} - 2x_{\text{max}} = 0$  d'où  $x_{\text{max}} = 2,5.10^{-3} \text{ mol}$

Soit  $1,4.10^{-2} - x_{\text{max}} = 0$  d'où  $x_{\text{max}} = 1,4.10^{-2} \text{ mol}$

L'avancement maximal est la plus petite valeur des deux soit  $x_{\text{max}} = 2,5.10^{-3} \text{ mol}$ . Le réactif limitant sont les ions argent  $\text{Ag}^+$ .

b- Il reste donc du nickel à la fin de la réaction :  $m_r(\text{Ni}) = n_r(\text{Ni}).M(\text{Ni})$

A.N. :  $m_r(\text{Ni}) = (1,4.10^{-2} - 2,5.10^{-3}) \times 58,7 = 0,68 \text{ g}$

c- Il se forme une masse d'argent :  $m_f(\text{Ag}) = n_f(\text{Ag}).M(\text{Ag})$

A.N. :  $m_f(\text{Ag}) = 2 \times 2,5.10^{-3} \times 107,9 = 0,54 \text{ g}$

d-  $[\text{Ni}]_f = n_f(\text{Ni}^{2+})/V$

A.N. :  $[\text{Ni}]_f = 2,5.10^{-3} / 50.10^{-3} = 5,0.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$