

## Exercices sur les piles et l'oxydoréduction

### Exercice 1 :

L'acide chlorhydrique ( $H^+ + Cl^-$ ) attaque l'étain métal Sn en produisant un dégagement de dihydrogène.

1. Ecrire l'équation bilan de la réaction en précisant les couples redox mis en jeu.
2. Déterminer la quantité d'ions hydrogène  $H^+$  présents dans la solution d'acide chlorhydrique
3. Quelle est la quantité d'étain susceptible d'être oxydée par 50,0 mL d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration  $2,00 \text{ mol.L}^{-1}$  (on pourra s'aider d'un tableau d'avancement) ? En déduire la masse d'étain consommé.
4. Quelle quantité d'ions étain  $Sn^{2+}$  est alors formée ? En déduire la concentration en ions étain dans la solution lorsque la réaction est terminée.

Le diagramme illustre la force oxydante et réductrice croissante. À gauche, une flèche rouge pointe vers le haut, indiquant que le pouvoir oxydant croît de  $Zn^{2+}$  à  $Ag^+$ . À droite, une flèche bleue pointe vers le bas, indiquant que le pouvoir réducteur croît de  $Ag$  à  $Zn$ . Les couples redox sont listés dans une colonne centrale :

$Ag^+$		$Ag$
$Cu^{2+}$		$Cu$
$H^+$		$H_2$
$Sn^{2+}$		$Sn$
$Fe^{2+}$		$Fe$
$Zn^{2+}$		$Zn$

Donnée : masses molaires :  $HCl : 36,5 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $Sn : 118,7 \text{ g.mol}^{-1}$

## Exercices sur les piles et l'oxydoréduction

### Exercice 2 :

L'ion argent  $Ag^+$  est l'oxydant de la pile Nickel-Argent\* mettant en jeu les couples  $Ag^+/Ag$  et  $Ni^{2+}/Ni$ .

1. Décrire en s'aidant d'un schéma annoté la réalisation d'une telle pile.
2. Ecrire les demi-équations des réactions se produisant à chaque électrode ainsi que la réaction bilan du fonctionnement de la pile.
3. Sur le schéma, indiquer le sens de déplacement des différents porteurs de charges.

\*Solutions mises en jeu : sulfate de nickel ( $Ni^{2+} + SO_4^{2-}$ ) ; nitrate d'argent ( $Ag^+ + NO_3^-$ )

# Corrigé des exercices sur les piles et l'oxydoréduction

## Corrigé de l'exercice 1 :

1. Demi-équations :



Equation d'oxydoréduction :



2. Soit la concentration molaire de l'acide chlorhydrique :  $C = 2,00 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Soit le volume de cette solution :  $V = 50,0 \text{ mL}$ , donc  $V = 50,0 \cdot 10^{-3} \text{ L}$

D'après l'équation de dissolution :  $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ , la quantité d'ions  $\text{H}^+$  en solution dans l'acide chlorhydrique est égale à la quantité de chlorure d'hydrogène dissout :

$$\begin{aligned} n(\text{H}^+) &= C \times V \\ n(\text{H}^+) &= 2,00 \times 50 \cdot 10^{-3} \\ n(\text{H}^+) &= 1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \end{aligned}$$

3. D'après les nombres stœchiométriques de l'équation d'oxydoréduction (ou en traçant un tableau d'avancement), on remarque que la quantité d'ions hydrogène  $\text{H}^+$  consommés est double de la quantité d'étain attaqué.

En supposant que l'ion hydrogène est le réactif limitant, on peut écrire :

$$\begin{aligned} n(\text{H}^+) &= 2 \cdot n(\text{Sn})_{\text{attaqué}} \\ \Leftrightarrow n(\text{Sn})_{\text{attaqué}} &= \frac{n(\text{H}^+)}{2} \\ \Leftrightarrow n(\text{Sn})_{\text{attaqué}} &= 5,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \end{aligned}$$

Connaissant la masse molaire de l'étain :  $M = 118,7 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ , on en déduit la masse d'étain attaqué :

$$\begin{aligned} m &= n(\text{Sn})_{\text{attaqué}} \times M \\ m &= 5,00 \cdot 10^{-2} \times 117,8 \\ m &= 5,94 \text{ g} \end{aligned}$$

4. D'après les nombres stœchiométriques de l'équation d'oxydoréduction (ou en traçant un tableau d'avancement), on remarque que la quantité d'ions étain  $\text{Sn}^{2+}$  formés est égale à la quantité d'étain attaqué :

$$n(\text{Sn}^{2+})_{\text{formé}} = n(\text{Sn})_{\text{attaqué}}$$

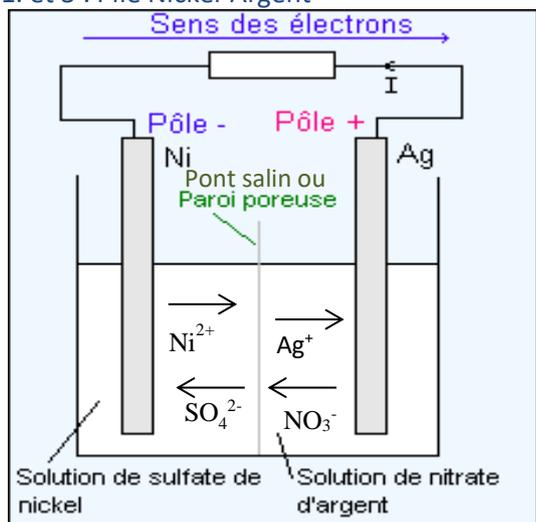
Dans une solution de volume  $V = 50,0 \cdot 10^{-3} \text{ L}$ , la concentration en ions étain est donc :

$$\begin{aligned} C' &= \frac{n(\text{Sn}^{2+})_{\text{formé}}}{V} \\ C' &= \frac{5,00 \cdot 10^{-2}}{50 \cdot 10^{-3}} \\ C' &= 1,00 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

# Corrigé des exercices sur les piles et l'oxydoréduction

## Corrigé de l'exercice 2 :

1. et 3 : Pile Nickel-Argent



2. Demi équations redox :

A la cathode (borne + de la pile), l'oxydant  $\text{Ag}^+$  est réduit en Ag :



A l'anode (borne - de la pile), le réducteur Ni est oxydé en  $\text{Ni}^{2+}$  :



Equation de la réaction :

