



Correction des exercices du chapitre 11

Exercice n°11 p 238 :

- a. Les couples redox susceptibles d'intervenir sont les suivants :
 $\text{Pb}^{2+}_{(aq)} / \text{Pb}_{(s)}$; $\text{O}_2_{(g)} / \text{H}_2\text{O}_{(l)}$; $\text{H}^+_{(aq)} / \text{H}_2_{(g)}$; $\text{Cl}_2_{(g)} / \text{Cl}^-_{(aq)}$; $\text{Fe}^{3+}_{(aq)} / \text{Fe}^{2+}_{(aq)}$
- b. A la cathode, se produit une réduction : $\text{Fe}^{3+}_{(aq)} + e^- = \text{Fe}^{2+}_{(aq)}$; $2 \text{H}^+_{(aq)} + 2e^- = \text{H}_2_{(g)}$
 A l'anode, se produit l'oxydation : $2 \text{Cl}^-_{(aq)} = \text{Cl}_2_{(g)} + 2e^-$; $2 \text{H}_2\text{O}_{(l)} = \text{O}_2_{(g)} + 4 \text{H}^+_{(aq)} + 4e^-$
- c. A l'anode, il se produit une oxydation formant du dichlore gazeux, il y a donc une réduction à la cathode formant une autre espèce chimique, comme ce n'est pas un gaz, il s'agit de Fe^{2+} .
- d. Les deux demi-équations sont :
 A l'anode : $2 \text{Cl}^-_{(aq)} = \text{Cl}_2_{(g)} + 2e^-$
 A la cathode : $\text{Fe}^{3+}_{(aq)} + e^- = \text{Fe}^{2+}_{(aq)}$ ($\times 2$)
 Et le bilan de l'électrolyse : $2 \text{Fe}^{3+}_{(aq)} + 2 \text{Cl}^-_{(aq)} = \text{Cl}_2_{(g)} + 2 \text{Fe}^{2+}_{(aq)}$

Exercice n°15 p 239 :

- 1) a. Il faut oxyder le métal cuivre en ions Cu^{2+} en plaçant la barre en tant qu'anode lors d'une électrolyse avec pour bain une solution contenant des ions cuivre. Les ions Cu^{2+} sont ensuite réduits en métal cuivre très pur à la cathode.
- b. Equations aux électrodes :
 A l'anode : $\text{Cu}_{(s)} = \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2e^-$
 A la cathode : $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2e^- = \text{Cu}_{(s)}$
- c. Ces impuretés ne sont pas oxydées à l'anode comme le métal cuivre et tombent dans la solution sous forme solide.

2) On a $I = 2,0 \text{ A}$ et $Q = I \times \Delta t$. Donc $\Delta t = \frac{Q}{I} = \frac{n \times F}{I}$

- Le but est de retirer les 2% d'impuretés de la barre de cuivre, il faut donc oxyder 98% de la barre.
- Calculons la quantité d'électrons qui doit être échangée :

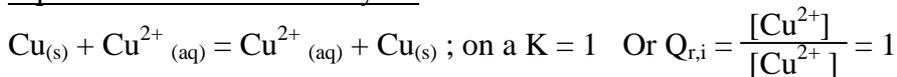
$n = 2 n(\text{Cu})_{\text{cons}}$ (On a deux fois plus de moles d'électrons que de moles de cuivre (par ex à l'anode) :

d'où $n = 2 \times \frac{m(\text{Cu})_{\text{cons}}}{M(\text{Cu})} = 2 \times \frac{0,98 \times m_{\text{barre}}}{M(\text{Cu})} = 2 \times \frac{0,98 \times 15}{63,5} = 0,463 \text{ mol}$

- On peut maintenant calculer le temps nécessaire à l'électrolyse :

$$\Delta t = \frac{0,463 \times 96500}{2,0} = 22300 \text{ s} = 6 \text{ h } 11 \text{ min } 38 \text{ s}$$

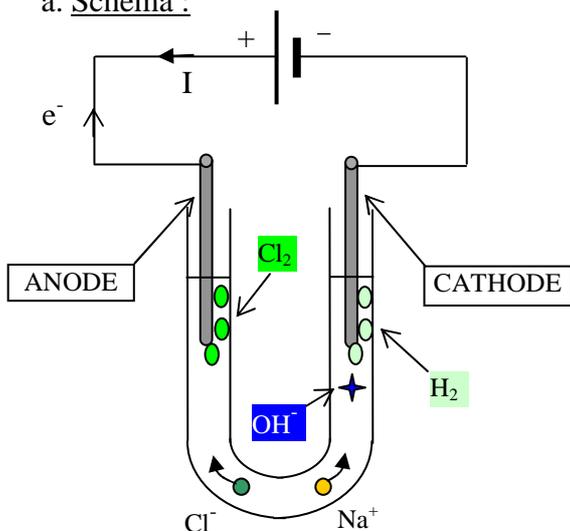
- 3) Equation bilan de l'électrolyse :



- $Q_r = K$, le système est à l'état d'équilibre, globalement il ne devrait pas évoluer.
- Or le métal cuivre est déplacé d'une électrode à l'autre, la transformation est donc forcée.

Exercice n°19 p 239 :

a. Schéma :



b. Equations aux électrodes et bilan :

- A l'anode, se produit une oxydation qui fournit des électrons au circuit : $2 \text{Cl}^-_{(\text{aq})} = 2 \text{e}^- + \text{Cl}_{2(\text{g})}$
- A la cathode se produit une réduction qui consomme des électrons : $2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 2 \text{e}^- = \text{H}_{2(\text{g})} + 2 \text{HO}^-_{(\text{aq})}$
- **Bilan** : $2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 2 \text{Cl}^-_{(\text{aq})} = \text{H}_{2(\text{g})} + 2 \text{HO}^-_{(\text{aq})} + \text{Cl}_{2(\text{g})}$

c. On écrit d'abord les demi-équations électroniques :
attention, on travaille en milieu basique :

