

# Bac 2012 - Correction exercice de spécialité

## 1. Electrolyse d'une solution contenant des ions Nickel $Ni^{2+}$

1.1.1. Reliée au pôle négatif du générateur, la pièce verra arriver des électrons qui attireront les ions  $Ni^{2+}$ . A sa surface, la réaction  $Ni^{2+} + 2 e^- = Ni$  aura lieu : la pièce se recouvre de Nickel.

1.1.2. Elle est le siège d'une réduction, c'est donc la cathode.

1.1.3. En reliant le pôle positif à une électrode de nickel, on assure la conservation de la concentration des ions nickel dans la solution. En effet, cette électrode est le siège de la réaction inverse de la précédente :  $Ni = Ni^{2+} + 2 e^-$

1.2.1.  $n = m/M \rightarrow n(Ni) = 1,0/59 \rightarrow n(Ni) = 1,7 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ . Pour chaque mole de Nickel déposé, deux moles d'électrons sont échangés. Par conséquent,  $n(e^-) = 3,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ .

1.2.2. Un électron porte une charge  $e$ , donc une mole d'électron porte une charge  $N_A \cdot e$   
 $\rightarrow Q = n(e^-) \cdot N_A \cdot e = 3,4 \cdot 10^{-2} \cdot 6,0 \cdot 10^{23} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \rightarrow Q = 3,3 \cdot 10^3 \text{ C}$ .

1.2.3.  $I = Q / \Delta t \rightarrow \Delta t = Q / I \rightarrow \Delta t = 5,4 \cdot 10^2 \text{ s}$

## 2. Titrage des ions nickel dans la solution d'électrolyse

2.1. le titrage est indirect puisque l'EDTA est en excès pour la première réaction et que l'on titre la quantité d'EDTA restante avec la deuxième.

2.2. Avant l'équivalence, il n'y a que des ions  $Y^{4-}$ .

Après l'équivalence, les ions  $Zn^{2+}$  sont en excès et il n'y a que  $Zn^{2+}$ .

2.3. Avant l'équivalence, la solution est bleue puis elle devient rose après l'équivalence avec l'excès d'ions  $Zn^{2+}$ .

2.4. A l'équivalence,  $n(Zn^{2+}) = n_{\text{rest}}(Y^{4-}) \rightarrow n_{\text{rest}}(Y^{4-}) = [Zn^{2+}] \cdot V_E = 6,45 \cdot 10^{-2} \cdot 6,1 \cdot 10^{-3}$   
 $\rightarrow n_{\text{rest}}(Y^{4-}) = 3,9 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

2.5.  $n_0(Y^{4-}) = n_{\text{réagi}}(Y^{4-}) + n_{\text{rest}}(Y^{4-})$

2.6.  $n(Ni^{2+}) = n_{\text{réagi}}(Y^{4-}) = n_0(Y^{4-}) - n_{\text{rest}}(Y^{4-}) = 8,6 \cdot 10^{-4} - 3,9 \cdot 10^{-4} \rightarrow n(Ni^{2+}) = 4,7 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

$[Ni^{2+}]_2 = n(Ni^{2+}) / V_2 \rightarrow [Ni^{2+}]_2 = 4,7 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

2.7. On a dilué vingt fois  $S_1$  pour obtenir  $S_2$ , ainsi,  $[Ni^{2+}]_1 = 20 \cdot [Ni^{2+}]_2 \rightarrow [Ni^{2+}]_1 = 9,4 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ .

Pour l'électrolyse, il est nécessaire d'avoir une solution dont la concentration en ions nickel est de l'ordre de  $1 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ . Comme  $0,94 \approx 1$ , cette solution convient pour l'électrolyse.