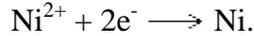


Corrigé : Travaux Dirigés de la série 3

Ex01

1. A quelle électrode placer l'objet en fer?

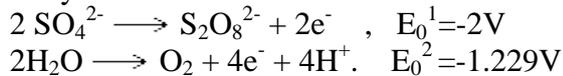
Pour recouvrir l'objet de nickel, il faut réduire l'ion Ni^{2+} selon la réaction:



La réaction doit donc se produire à la cathode (réduction cathodique).

2. Réactions aux électrodes:

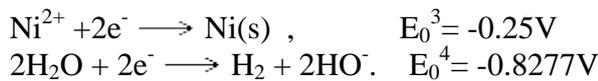
A l'anode (borne +): les ions négatifs SO_4^{2-} et les molécules d'eau peuvent s'oxyder :



$E_0^2 > E_0^1$ donc Oxydation de l'eau (couple $\text{H}_2\text{O}/\text{O}_2$):



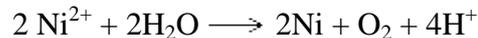
A la cathode (borne -): les ions positifs Ni^{2+} et les molécules d'eau peuvent se réduire :



$E_0^3 > E_0^4$ donc Réduction de l'ion Ni^{2+} (couple Ni^{2+}/Ni):



D'onc le bilan:



3. Masse de nickel déposée:

Calcule la quantité d'électricité : $Q = I.t$

$$Q = 1,8.45.60 = 4860 \text{ C} = 4860/96500 = 0.05036\text{F}$$

$$1\text{F} \longrightarrow 58.7/2$$

$$0.05036\text{F} \longrightarrow m$$

Donc la masse de nickel déposée sur l'objet est:

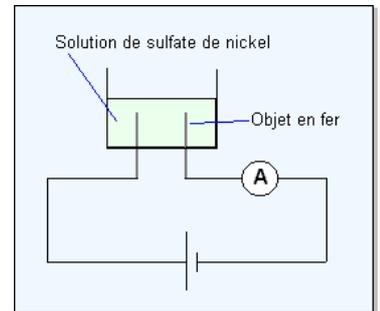
$$m(\text{Ni}) = \frac{0.05036\text{F}}{58.7/2}$$

$$m(\text{Ni}) = 1,71 \text{ g.}$$

4. Masse de dioxygène produite:

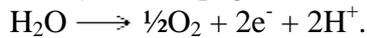
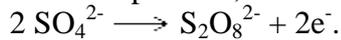
La quantité de dioxygène produite est: $n(\text{Ni}) = 1.71/58.7 = 1.45.10^{-2} \text{ mol}$

La masse de dioxygène produite est: $m(\text{O}_2) = n(\text{O}_2).M(\text{O}) = 1.45.10^{-2}. 32 = 0,46 \text{ g.}$

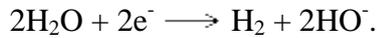
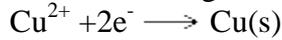


Exo2

à l'anode positive, les ions négatifs SO_4^{2-} et les molécules d'eau peuvent s'oxyder :



à la cathode négative, les ions positifs Cu^{2+} et les molécules d'eau peuvent se réduire :



bilan de la transformation :



le dioxygène entretient les combustions : un morceau de bois incandescent, s'enflamme en présence de dioxygène.

À la cathode négative, les ions positifs Cu^{2+} se réduisent : $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu(s)}$

À l'anode positive, le métal de l'anode s'oxyde : $\text{Cu(s)} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$

Bilan de la transformation : $\text{Cu}^{2+} + \text{Cu(s)}_{\text{anode}} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{Cu(s)}_{\text{dépôt à la cathode}}$

Tout se passe comme si le cuivre de l'anode était transporté à la cathode : la concentration des ions cuivre II ne varie pas dans la solution.

tableau d'évolution : (à l'anode)

Quantité de matière initiale :

métal cuivre anode : masse (g) / masse molaire (g/mol) = 0,5 / 63,5 = 7,87 10⁻³ mol = 7,87 mmol

	Cu (anode)	+ 2e ⁻	= Cu ²⁺
initial	7,87 mmol	apport du générateur	n
en cours	7,87-x	2x	n+ x
fin	7,87-x _m =0	2x _m =15,74 mmol	n+ x _m

7,87-x_m=0 donne x_m = 7,87 mmol

$$Q = I \Delta t = n F$$

{

 Q : Qté électricité (coulomb)
 I : intensité (A)
 Δt : durée de fonctionnement (s)
 n : Qté d'électrons échangée (mol)
 F : faraday, charge d'une mole d'électron

quantité d'électricité : |Q| = I t = n F

à x mol de cuivre correspond 2x mol d'électrons : donc n = 2x_m.

|Q| = I t = 2x_m F soit t = 2x_m F / I

t = 15,74 10³ * 96500 / 1,5 = 1013 s.