

Travaux Dirigés de la série 3

Exercice 1: On désire réaliser un dépôt métallique de nickel sur un objet en fer. Pour cela, on réalise l'électrolyse d'une solution de sulfate de nickel (II). L'objet à recouvrir constitue l'une des électrodes. L'autre électrode est inattaquable: on y observe un dégagement gazeux de dioxygène.

1. L'objet en fer doit-il constituer la cathode ou l'anode? Représenter sur un schéma les branchements à réaliser.
2. écrire les demi-équations électroniques des réactions aux électrodes ainsi que l'équation bilan de l'électrolyse.
3. Quelle est la masse de nickel déposée sur l'objet en fer après 45 minutes d'électrolyse sous une intensité de 1,8A?
4. Quelle est alors la masse de dioxygène produite?

Exercice 2 : On réalise l'électrolyse d'une solution de sulfate de cuivre Cu^{2+} ; SO_4^{2-} . Dans cette solution, différentes espèces chimiques font partie des couples oxydoréducteurs, qui sont :

$\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}(s)$; $E^0=0.34\text{V}$, $\text{O}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{O}(\text{l})$; $E^0=1.23\text{V}$, $\text{S}_2\text{O}_8^{2-} / \text{SO}_4^{2-}$; $E^0=2.01\text{V}$

A-électrolyse entre électrodes de graphite : On, constate que pour une tension supérieure ou égale à 1,3 V, un courant traverse le circuit et provoque l'apparition d'un dépôt métallique de cuivre sur une électrode et d'un dégagement gazeux sur l'autre.

- 1- Quelles sont les réactions envisageables à l'anode ?
- Quelles sont les réactions envisageables à la cathode ?
- Ecrire leurs équations.
- 2- Compte tenu des observations faites, quelles sont les réactions qui se produisent ?
- En déduire l'équation de la transformation globale qui se produit.
- Par quel test peut-on identifier le gaz formé ?

B-électrolyse entre électrodes de cuivre : Lorsqu'on réalise l'électrolyse entre deux électrodes de cuivre, un dépôt métallique se forme à la cathode et le cuivre qui sert d'anode disparaît progressivement. L'intensité du courant est maintenue constante $I=1,5\text{A}$ et l'anode a une masse initiale immergée $m=0,5\text{g}$.

1. Quelles réactions se produisent à l'anode et à la cathode ?
- En déduire l'équation de la transformation globale qui se produit.
2. Comment varie la concentration des ions cuivre II ?
3. Donner l'expression de la quantité d'électricité $|Q|$ transportée dans l'électrolyseur en fonction de I et t , durée de l'électrolyse
4. Dans l'état d'avancement x de la transformation quelle est l'expression de $|Q|$ en fonction de x et F , le faraday ?
5. En déduire l'expression de la durée t en fonction de x , F et I .
6. Dresser un tableau d'avancement de la transformation et en déduire la durée au bout de laquelle l'anode est entièrement consommée.

masse atomique molaire en g/mol : $\text{Cu} = 63,5$; $1F = 96500\text{C}$.

Exercice 3 : On réalise l'électrolyse d'une solution de CuSO_4 de concentration 6.10^{-3}M dans une cellule de Hittorf entre deux électrodes de cuivre. On place en série avec cette cellule d'électrolyse, un coulomètre à nitrate d'argent (AgNO_3). Après électrolyse, la cathode en argent augmente de 279,5 mg et le compartiment anodique de la cellule à l'électrolyse donne une concentration en Cu^{2+} égale à 1,29 mg/mL.

Le compartiment anodique a un volume de 50 mL.

- a) Schématiser la cellule d'électrolyse.
- b) Ecrire les réactions aux électrodes dans la cellule d'électrolyse.
- c) Ecrire les bilans ioniques par compartiment dans la cellule d'électrolyse.
- d) Calculer le nombre de transport des ions Cu^{2+} et SO_4^{2-} .

On donne : $M(\text{Ag}) = 108\text{g/mol}$, $M(\text{Cu}) = 63,5\text{g/mol}$.