

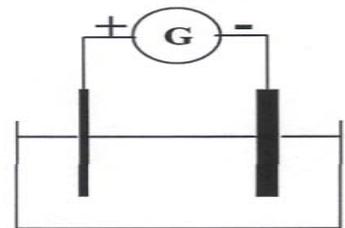
Chimie : Thème : Electrolyse

Exercice n°1 : On donne : Volume molaire  $V_m = 24 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$   $M_{\text{Cu}} = 63.5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ; constante de Faraday :  $F = 96500 \text{ C}$   
on réalise l'électrolyse d'une solution de chlorure de cuivre II ( $\text{Cu Cl}_2$ ) avec deux électrodes inattaquables en graphite .On observe un dépôt de cuivre à l'une des électrodes et il se forme du gaz dichlore  $\text{Cl}_2$  sur l'autre électrode .

- 1°) a°) Faire un schéma annoté du montage permettant de réaliser cette électrolyse
- b°) Préciser sur ce schéma le sens de déplacement des porteurs de charge.
- 2°) a°) Sur quelle électrode (Anode ou cathode) a lieu le dépôt de cuivre ?
- b°) Ecrire les demi équations s'effectuant au niveau de la cathode et au niveau de l'anode
- c°) En déduire l'équation de la réaction d'oxydoréduction qui se produit pendant cette électrolyse
- d°) S'agit-il d'une réaction spontanée ? Justifier
- 3°) Cette électrolyse dure 45 minutes et l'intensité du courant est maintenue constante égale à 1.8 A
- a°) Déterminer la masse  $m$  du dépôt de cuivre formé
- b°) Déterminer le volume de  $\text{Cl}_2$  dégagé.

Exercice n°2 :

La purification des métaux par électrolyse est possible grâce à l'emploi d'une anode soluble .Le métal impur constitue l'anode : ce métal subit une oxydation et passe à l'état d'ion en solution .Les impuretés libérées tombent au fond de l'électrolyseur ou restent dans la solution .A la cathode les ions cuivre II en solution subissent une réduction , le métal très pur se dépose .La solution électrolytique contient des ions cuivre II ( $\text{Cu}^{2+}$ ) , des ions sulfate et de l'acide sulfurique.



- Partie A : 1°) Compléter le schéma ci-contre en indiquant ( l'anode , la cathode, le sens du courant , le sens de déplacement des électrons , des cations et des anions.
- 2°) La transformation qui se lors d'une électrolyse est -elle une réaction d'oxydoréduction spontanée ou forcée ? Justifier.
  - 3°) Ecrire les équations des transformations qui se déroulent aux électrodes.
  - 4°) En déduire l'équation de la réaction d'oxydoréduction qui se déroule dans l'électrolyseur.
  - 5°) Pourquoi qualifie-t-on cette électrolyse à anode soluble.

Partie B : A l'aide du montage décrit dans la partie I, on désire déposer par électrolyse une couche de cuivre sur une plaque d'acier :Lors de l'électrolyse d'une durée  $\Delta t = 30 \text{ min}$  , l'intensité du courant est constante et vaut  $I = 400 \text{ mA}$ .

- 1°) La plaque d'acier doit -elle jouer le rôle de cathode ou d'anode ?
- 2°) Exprimer la quantité d'électricité  $Q$  qui a traversé le circuit pendant l'électrolyse en fonction de  $I$  et  $\Delta t$
- 3°) Exprimer  $Q$  en fonction de  $n_e$  ( quantité de matière d'électron transférées au cours de l'électrolyse ),  $N_A$  et  $e$ .
- 4°) Exprimer  $n_e$  en fonction de  $n_{\text{Cu}}$  (quantité de matière de cuivre formé)
- 5°) En déduire : a°) L'expression littérale de  $n_{\text{Cu}}$ .
- b°) L'expression littérale de la masse de cuivre formé  $m_{\text{Cu}}$ . La calculer .

On donne :  $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$  ;  $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

**Exercice n°3 :** On dissout une masse de sulfate de nickel ( $\text{NiSO}_4$ ) dans l'eau pure afin d'obtenir une solution aqueuse (S) de volume  $V = 0,5 \text{ L}$  et de concentration molaire  $C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ .

1°) a°) Déterminer la quantité de matière de sulfate de nickel dissoute .

b°) En déduire la masse  $m$ .

On donne la masse molaire moléculaire de sulfate de nickel :  $M = 155 \text{ g.mol}^{-1}$ .

2°) Pour recouvrir une plaque  $P_1$  de fer par une couche de nickel métallique  $\text{Ni}$ , on réalise l'électrolyse de la solution (S). La plaque  $P_1$  constitue l'une des électrodes de l'électrolyseur. L'autre électrode est une plaque  $P_2$  inattaquable, au niveau de laquelle se produit la transformation schématisée par l'équation :



a°) La réaction ayant lieu au niveau de  $P_2$  est -t-elle une réaction d'oxydation ou de réduction ? Justifier.

b°) Ecrire l'équation schématisant la réaction qui se produit au niveau de  $P_1$ .

c°) La plaque  $P_1$  joue -t-elle le rôle d'une anode ou d'une cathode lors de l'électrolyse ? Justifier.

d°) Pour réaliser cette électrolyse, on utilise un générateur de tension  $G$ . Laquelle des deux plaques  $P_1$  ou  $P_2$  doit être liée au pôle positif de  $G$  ?

3°) Après une durée d'électrolyse  $\Delta t$ , la concentration de la solution en ions  $\text{Ni}^{2+}$  est égale à  $5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

a°) Justifier la diminution de la concentration de la solution en ions  $\text{Ni}^{2+}$ .

b°) La concentration de la solution en ions  $\text{SO}_4^{2-}$  varie -t-elle ? Justifier.

c°) Calculer la masse du nickel déposé sur la plaque  $P_1$ . Le volume de la solution (S) est supposé constant au cours de l'électrolyse et la masse molaire atomique du nickel est égale à  $59 \text{ g.mol}^{-1}$ .

4°) a°) Ecrire, l'équation de la réaction bilan de l'électrolyse.

b°) Cette réaction est -t-elle spontanée ou imposée ?

c°) Déterminer le volume de dioxygène dégagé au bout de la durée d'électrolyse  $\Delta t$ . Le volume molaire des gaz est égal à  $24 \text{ L.mol}^{-1}$  dans les conditions de la réaction.

**Exercice n°4 :**