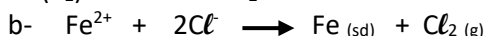
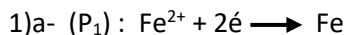


EXERCICE N°1 :



c- réaction se produit par passage de courant électrique : Réaction imposée .

2) au niveau de P_1 , il y a réduction des ions Fe^{2+} , (P_1) joue le rôle d'une cathode donc elle est reliée à le pôle négatif du générateur d'où (P_2) est reliée à le pôle positif du générateur .

3)a- $n_1 = \frac{m}{M(Fe)} = 5.10^{-3} \text{ mol}$.

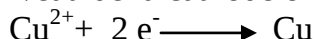
b- $n_1 = n_{Cl_2} = \frac{V_{Cl_2}}{V_m} \longrightarrow V_{Cl_2} = n_1 \cdot V_m = 0.12 \text{ L}$.

c- $[Fe^{2+}] = C - [Fe^{2+}]_{réagit} = C - \frac{n_1}{V} = 0,45 \text{ mol.L}^{-1}$

d- $n_{Fe} = n_1 = \frac{I \cdot \Delta t}{2.F} \longrightarrow I = \frac{2.F.n_1}{\Delta t} = 0,32 \text{ A}$

EXERCICE N°2 :

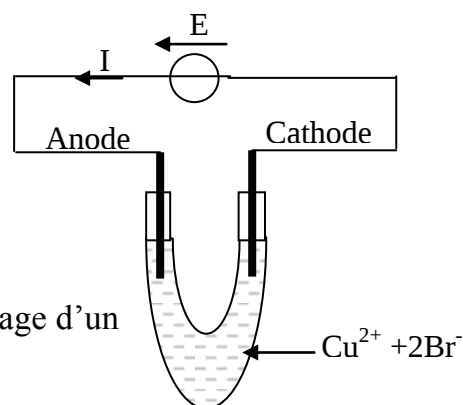
I-1-Schéma du montage

2-a- Au niveau de l'anode on a une oxydation de l'ion Br^- Au niveau de la cathode on a une réduction de l'ion Cu^{2+} 

L'équation de la réaction associée



b- Il s'agit d'une réaction imposée Car elle est assurée par le passage d'un courant électrique continu

3- a-La quantité d'électricité transférée durant Δt est $Q = I \cdot \Delta t$

On a $Q = I \cdot \Delta t = 5 \times 900 = 4500 \text{ C}$.

Chaque atome de cuivre déposé résulte du gain de $2e^-$ par un ion Cu^{2+} Le nombre d'atomes de cuivre formés sur la cathode durant Δt est $n_A = \frac{Q}{2.e}$

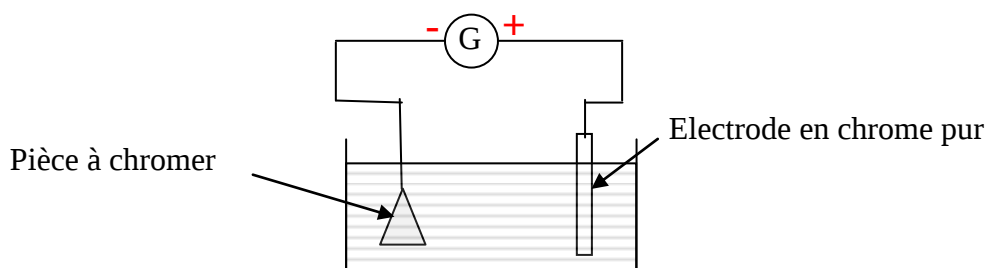
Le nombre de mole d'atome de cuivre formés est $n(Cu) = \frac{n_A}{N_A} = \frac{Q}{2.e.N_A} = \frac{Q}{2.F} = \frac{I \cdot \Delta t}{2.F}$

b- $m(Cu) = n(Cu) \cdot M(Cu) = \frac{I \cdot \Delta t}{2.F} \cdot M(Cu) \Rightarrow \Delta t = \frac{2.F}{I \cdot M(Cu)} \cdot m(Cu) = 772 \text{ s}$

4- La réaction qui a lieu au cours de l'électrolyse est imposée mais celle qui se produit lors du fonctionnement d'une pile électrochimique est spontanée



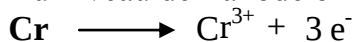
1-a-



b- L'opération que l'on veut réaliser est une galvanostégie car la couche à déposer est adhérente

2-a- La pièce à chromer constitue la cathode (-) car au niveau de la cathode, on a la réduction de l'ion métallique en métal

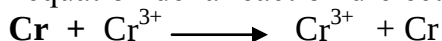
b- Au niveau de l'anode on a une oxydation du chrome Cr



Au niveau de la cathode on a une réduction de l'ion Cr^{3+}



L'équation de la réaction d'électrolyse



c- Cette électrolyse est dite à anode soluble car le métal qui constitue l'anode est un réactif

d- L'électrolyse est une réaction imposée car elle est assurée par le passage d'un courant continu

3-a- Le nombre de mol du chrome oxydé est $n(\text{Cr}) = \frac{m(\text{Cr})}{M(\text{Cr})} = \frac{0,52}{52} = 0,01 \text{ mol}$

b- Le nombre d'atomes de chrome disparu de l'anode Δt est $n_A = \frac{Q}{3.e}$

La quantité d'électricité transférée durant Δt est $Q = I \cdot \Delta t$

Le nombre de mole d'atome de chrome disparu est $n(\text{Cr}) = \frac{n_A}{N_A} = \frac{Q}{3.e.N_A} = \frac{Q}{3.F} = \frac{I \cdot \Delta t}{3.F}$ et d'autre

part donc $I = \frac{3.F}{\Delta t} \cdot n(\text{Cr})$; AN : $I = \frac{3 \cdot 96500}{579} \cdot 0,01 = 5\text{A}$

4- La réaction qui a lieu au cours de l'électrolyse est imposée mais celle qui se produit lors du fonctionnement d'une pile électrochimique est spontanée

