

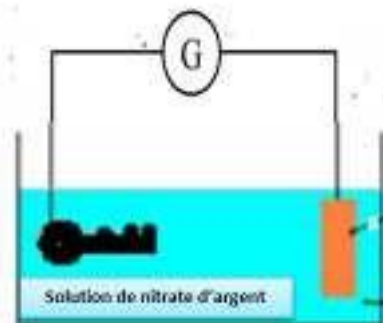
Série d'exercices : Exemples de transformations forcées

Exercice1 L'électrolyse est utilisée pour recouvrir les métaux avec une couche mince d'un autre métal, comme le zingage ou l'argenture... , pour les protéger de la corrosion ou pour améliorer son aspect.

Données :

- La masse molaire de l'argent : $M(\text{Ag}) = 108 \text{ g.mol}^{-1}$;
- La constante de Faraday : $1F = 9,65.10^4 \text{ C.mol}^{-1}$

On veut argenter une **clef métallique** en couvrant sa surface avec une couche mince d'argent de masse **m**. Pour atteindre cet objectif , on réalise une électrolyse dont la clef constitue l'une des électrodes . La deuxième électrode en graphité inattaquable (ne réagit pas) dans les conditions de l'expérience . L'électrolyte utilisé est une solution aqueuse de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$) de volume $V = 500 \text{ mL}$ (voir figure).



Seuls les couples $\text{Ag}^+_{(\text{aq})}/\text{Ag}_{(\text{s})}$ et $\text{O}_{2(\text{g})}/\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ interviennent dans cet électrolyse .

1-Quelle est la différence entre une transformation spontanée et forcée ? (En donnant des exemples)

2-La **clef** doit être l'anode ou la cathode ?

3- Ecrire l'équation au voisinage de chaque électrode, et déduire l'équation globale.

4- L'électrolyse a lieu pendant une durée $\Delta t = 20,0 \text{ min}$ avec un courant d'intensité constante **$I = 4,0 \text{ A}$** .

4-1 Dresser le tableau d'avancement de la transformation qui a lieu au niveau de la cathode, Trouver la masse $m(\text{Ag})$ d'argent pendant la durée Δt .

4-2 Déduire la concentration molaire minimale nécessaire de la solution de nitrate d'argent $[\text{Ag}^+]_{i,\text{min}}$

Exercice2 On veut argenter une assiette métallique de surface totale **$S = 190,5 \text{ cm}^2$** en couvrant sa surface avec une couche mince d'argent de masse **m** et d'épaisseur **$e = 20 \mu\text{m}$**

Pour atteindre cet objectif , on réalise une électrolyse dont l'assiette constitue l'une des électrodes . Le deuxième électrode est une tige en platine inattaquable dans les conditions de l'expérience. **L'électrolyte** utilisé est une solution aqueuse de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$) de volume **$V = 200 \text{ mL}$**

(voir figure1) . Seuls les couples **$\text{Ag}^+_{(\text{aq})}/\text{Ag}_{(\text{s})}$** et **$\text{O}_{2(\text{g})}/\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$** interviennent dans cet électrolyse.

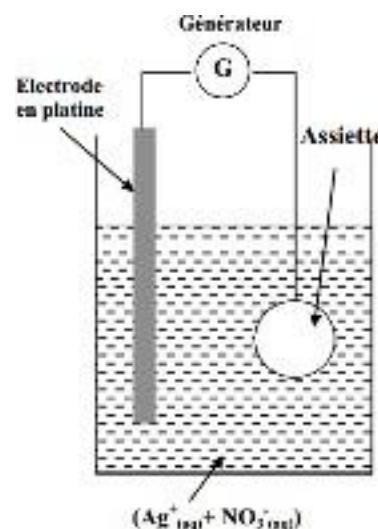
1- L'assiette doit être l'anode ou la cathode ?

2- Ecrire l'équation bilan de l'électrolyse.

3- Calculer la masse **m** de la couche d'épaisseur **e** déposée sur la surface de l'assiette.

4- Quelle est la concentration molaire initiale minimale nécessaire de la solution de nitrate d'argent ?

5- L'électrolyse a lieu pendant une durée **$30,0 \text{ min}$** avec un courant d'intensité constante.



5-1 - Dresser le tableau d'avancement de la transformation qui a lieu au niveau de la cathode, et déduire l'expression de l'intensité du courant **I** en fonction de **m** , **$M(\text{Ag})$** ,**F** et **Δt** . Calculer la valeur de **I**.

5-2 - Calculer le volume **$V(\text{O}_2)$** du dioxygène formé pendant **Δt** .

Données

La masse volumique de l'argent : $\rho = 10,5 \text{ g.cm}^{-3}$; La masse molaire de l'argent $M(\text{Ag}) = 108 \text{ g.mol}^{-1}$

Le volume molaire dans les conditions de l'expérience $V_M = 25 \text{ L.mol}^{-1}$; $1F = 9,65.10^4 \text{ C.mol}^{-1}$

[illegible]

[illegible]

