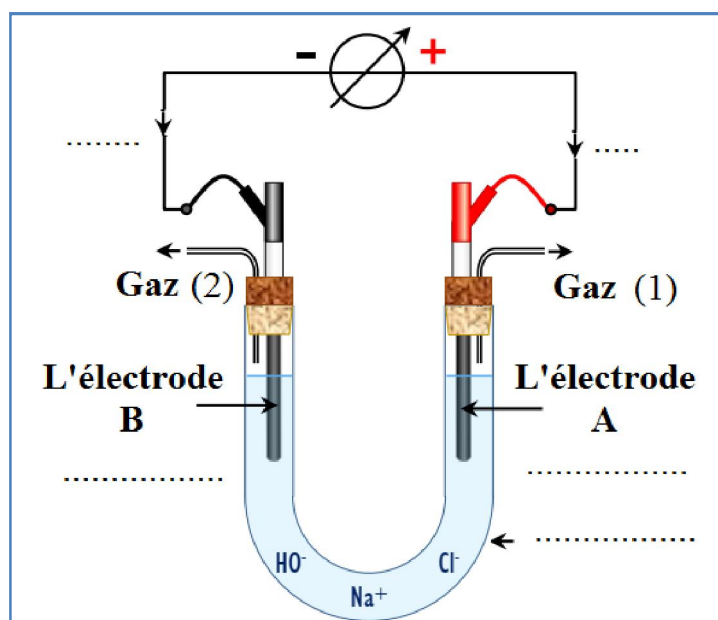


EX  
01

L'électrolyse permet d'obtenir des gaz d'une grande pureté. On réalise l'électrolyse d'une solution concentrée de chlorure de sodium ( $Na_{(aq)}^+ + Cl_{(aq)}^-$ ) en utilisant deux électrodes en graphite. On obtient un dégagement de dichlore au voisinage de l'une des électrodes, et dégagement de dihydrogène au voisinage de l'autre électrode, de plus que le milieu réactionnel devient basique au cours de la transformation chimique. La figure ci-contre représente le dispositif expérimental utilisé pour réaliser cette électrolyse.



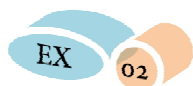
La figure 1

**Données :**

- Les espèces chimiques présentes dans l'électrolyseur sont le graphite C, l'eau  $H_2O$ , les ions chlorure  $Cl^-$ , les ions sodium  $Na^+$ . Le graphite est inerte.
- Les couples d'oxydoréduction susceptibles d'intervenir sont :  $Na^+ / Na$ ,  $Cl_2 / Cl^-$ ,  $O_2 / H_2O$  et  $H_2O / H_2$ .
- Le faraday :  $\mathcal{F} = 9,65.10^4 \text{ C.mol}^{-1}$  ;
- Le volume molaire dans les conditions de l'expérience :  $V_m = 25,0 \text{ L/mol}$  .

1. Compléter la figure 1 .
2. Ecrire l'équation (ou les demi-équations) modélisant la réaction ayant lieu au voisinage de chaque électrode ( les demi-équations possibles).
3. En se basant sur les observations expérimentales, Ecrire l'équation bilan modélisant la transformation ayant lieu au cours de l'électrolyse.

4. Identifier le gaz 1 et le gaz 2 .
5. Le générateur alimente le circuit électrique par un courant d'intensité constante  $I = 1,5 \text{ A}$  pendant une durée  $\Delta t = 80 \text{ min}$ .
- 5.1- Calculer la quantité d'électricité  $Q$  débitée au cours de cette durée.
- 5.2- Déterminer le volume du dichlore  $\text{Cl}_2$  produit au cours de la durée de fonctionnement de l'électrolyseur.



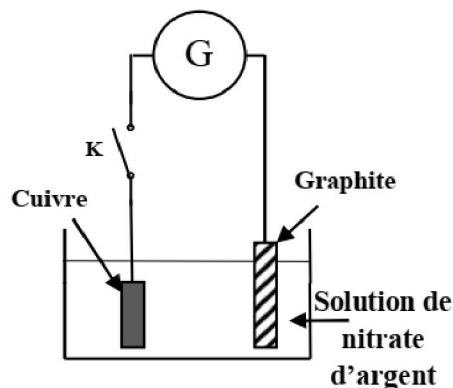
### Argenture par électrolyse

Parmi les applications de l'électrolyse, on trouve la couverture des métaux par une fine couche d'un métal afin de les protéger de la corrosion ou de les embellir. L'objectif de cette partie de l'exercice est d'étudier l'argenture d'une plaque de cuivre par électrolyse.

#### Données :

- Les couples mis en jeu:  $\text{Ag}_{(\text{aq})}^+ / \text{Ag}_{(\text{s})}$  et  $\text{O}_{2(\text{g})} / \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$  ;
- $1F = 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;
- Masse molaire atomique de l'argent:  $M(\text{Ag}) = 108 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

On plonge totalement une plaque de cuivre dans une solution de nitrate d'argent  $\text{Ag}_{(\text{aq})}^+ + \text{NO}_3^{-}(\text{aq})$  et on la relie par un fil conducteur à l'une des deux bornes d'un générateur  $G$ . L'autre borne est reliée à une électrode de graphite comme l'indique la figure ci-contre.



Lors de la fermeture de l'interrupteur  $K$ , le générateur  $G$  délivre au circuit un courant électrique, d'intensité constante  $I = 0,4 \text{ A}$ , pendant une durée  $\Delta t = 70 \text{ min}$ . Le gaz dioxygène  $\text{O}_2$  se dégage au niveau de l'électrode de graphite et le métal argent se dépose uniformément sur la plaque de cuivre.

On considère que les ions nitrate ne réagissent pas au cours de l'électrolyse.

Recopier, sur la feuille de rédaction, le numéro de la question et écrire à côté, parmi les réponses proposées, la réponse juste sans aucune explication ni justification.

#### 1- Au cours de l'argenture par électrolyse :

- La plaque de cuivre représente l'anode, elle est reliée à la borne négative du générateur  $G$ .
- La plaque de cuivre représente l'anode, elle est reliée à la borne positive du générateur  $G$ .
- La plaque de cuivre représente la cathode, elle est reliée à la borne négative du générateur  $G$ .
- La plaque de cuivre représente la cathode, elle est reliée à la borne positive du générateur  $G$ .



2- L'équation chimique de la réaction à l'électrode de graphite s'écrit sous la forme :

- $\text{Ag}_{(\text{aq})}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}_{(\text{s})}$
- $2\text{O}_{(\text{aq})}^{2-} \rightleftharpoons \text{O}_{2(\text{g})} + 4\text{e}^-$
- $6\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{O}_{2(\text{g})} + 4\text{H}_3\text{O}_{(\text{aq})}^+ + 4\text{e}^-$
- $\text{Cu}_{(\text{s})} \rightleftharpoons \text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+} + 2\text{e}^-$

3- La masse  $m(\text{Ag})$  de l'argent déposé sur la plaque de cuivre pendant la durée  $\Delta t$  est :

- $m(\text{Ag}) = 30 \text{ mg}$
- $m(\text{Ag}) = 1,9 \text{ g}$
- $m(\text{Ag}) = 0,5 \text{ g}$
- $m(\text{Ag}) = 1,9 \text{ mg}$

4- Le volume de dioxygène dégagé pendant la durée  $\Delta t$  sachant que le volume molaire dans les conditions de l'expérience est  $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$  est :

- $V(\text{O}_2) = 1,9 \text{ L}$
- $V(\text{O}_2) = 6,5 \text{ mL}$
- $V(\text{O}_2) = 97,49 \text{ mL}$
- $V(\text{O}_2) = 389,96 \text{ mL}$



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 :**

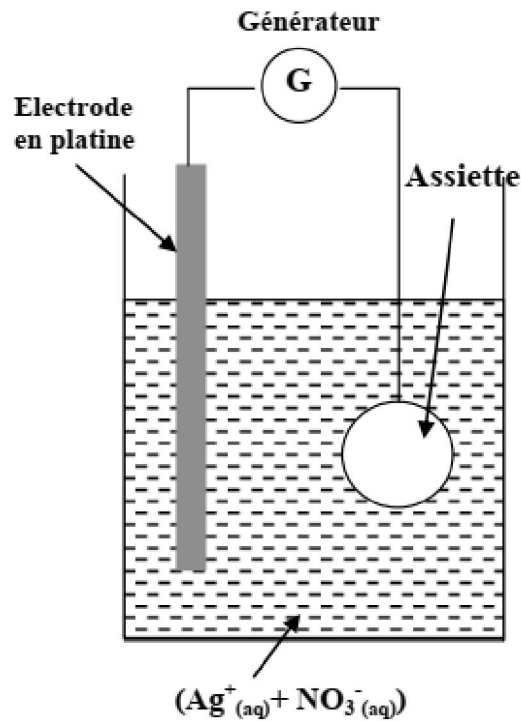
- La masse volumique de l'argent :  $\rho = 10,5 \text{ g.cm}^{-3}$  ;
- La masse molaire de l'argent  $M(\text{Ag}) = 108 \text{ g.mol}^{-1}$  ;
- Le volume molaire dans les conditions de l'expérience  $V_M = 25 \text{ L.mol}^{-1}$  ;
- $1F = 9,65.10^4 \text{ C.mol}^{-1}$  .

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 .



La 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 ( $Ag^+_{(aq)} + NO_3^-_{(aq)}$ ) de volume  $V=200\text{ mL}$  ( voir la figure ) .



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  $[Ag^+]$  nécessaire de la solution de nitrate d'argent ?
5. L'électrolyse a lieu pendant une durée  $\Delta t = 30,0\text{ min}$  avec un courant d'intensité constante  $I$ .
  - 5.1- Trouver l'expression de l'intensité du courant  $I$  en fonction de  $m$ ,  $M(Ag)$ ,  $F$  et  $\Delta t$  .
  - 5.2- Calculer la valeur de  $I$  .
  - 5.3- Calculer le volume  $V(O_2)$  du dioxygène formé pendant  $\Delta t$ .

*Bonne chance*