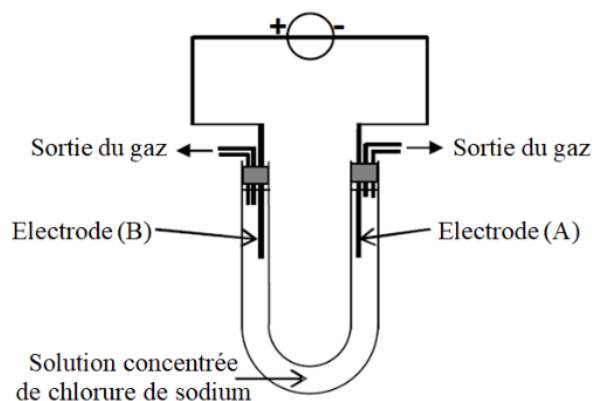


Exemples des transformations forcées: l'électrolyse

Exercice 1 : gaz d'une grande pureté.

L'électrolyse permet d'obtenir des gaz d'une grande pureté. On réalise l'électrolyse d'une solution concentrée de chlorure de sodium $Na_{(aq)}^+ + Cl_{(aq)}^-$, 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.



- Les couples intervenants dans la transformation chimique : $(H_2O_{(l)})/H_{(g)}$ et $(Cl_{2(g)}/Cl_{(aq)}^-)$
- Le faraday $\mathcal{F} = 9,65 \cdot 10^4 C \cdot mol^{-1}$
- Le volume molaire dans les conditions de l'expérience : $V_m = 25,0 L \cdot mol^{-1}$

La figure ci-contre représente le dispositif expérimental utilisé pour réaliser cette électrolyse.

1. Déterminer laquelle parmi les électrodes (A) et (B) celle qui joue le rôle de l'anode et celle qui joue le rôle de la cathode.
2. Ecrire l'équation de la réaction ayant lieu au voisinage de chaque électrode, et l'équation bilan de cette électrolyse.
3. Le générateur alimente le circuit avec un courant électrique d'intensité constante $I = 3A$. Calculer le volume du dichlore formé pendant la durée $\Delta t = 25min$.

Exercice 2 :La galvanisation

La galvanisation est l'une des applications industrielles de l'électrolyse, visant à recouvrir un métal par une couche fine d'un autre métal, dans un but de protection ou d'esthétique.

Le but de cet exercice est l'étude de l'opération d'argenture d'une pièce de cuivre à l'aide de l'électrolyse.

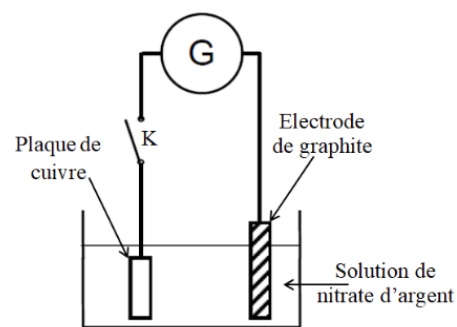


Figure 2

- Les couples intervenants : $(O_{2(g)}/H_2O_{(l)})$ et $(Ag_{(aq)}^+/Ag_{(s)})$
- Le faraday: $1\mathcal{F} = 96500 C \cdot mol^{-1}$
- La masse molaire atomique de l'argent : $M(Ag) = 108g \cdot mol^{-1}$

On immerge complètement une plaque de cuivre dans une solution (S) de nitrate d'argent $(Ag_{(aq)}^+ + NO_{3(aq)}^-)$ de concentration molaire C et de volume $V = 0,5L$.

On relie la plaque par un fil conducteur à l'un des pôles d'un générateur électrique G, dont l'autre pôle est relié à une électrode en graphite (Figure 2). Après la fermeture de l'interrupteur K, le générateur G alimente, pendant $\Delta t = 45min$, le circuit par un courant d'intensité constante $I = 0,5A$.

On obtient un dégagement du dioxygène O_2 au voisinage de l'électrode de graphite et dépôt d'argent de façon uniforme sur l'autre électrode.

1. Ecrire la demi-équation modélisant la transformation ayant lieu au voisinage de chaque électrode.

2. Trouver l'expression de la masse $m(\text{Ag})$ d'argent formé en fonction de : I , Δt , $M(\text{Ag})$ et \mathcal{F} . Calculer sa valeur.
3. On dispose de deux solutions (S1) et (S2) de nitrate d'argent, de concentrations respectives $C_1 = 1,8 \cdot 10^{-2} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $C_2 = 3 \cdot 10^{-2} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et de même volume $V = 0,5 \text{L}$. Déterminer parmi ces deux solutions celle qui permet d'obtenir la masse $m(\text{Ag})$.

Exercices Supplémentaires

Exercice 3 : La synthèse de quelques métaux

L'électrolyse est l'une des principales techniques adoptées aux laboratoires ou dans les domaines industriels. elle permet la synthèse de quelques métaux, et d'autres composés chimiques utilisés dans la vie quotidienne.

Le but de cette partie de l'exercice est la synthèse du dibrome Br_2 et du métal cuivre par électrolyse.

La masse molaire du cuivre : $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

On réalise l'électrolyse d'une solution de bromure de cuivre II de formule $(\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+} + 2\text{Br}_{(\text{aq})}^{-})$ en utilisant deux électrodes E_1 et E_2 en graphite, il se forme ainsi du dibrome $\text{Br}_{2(\text{l})}$ au voisinage de E_1 et dépôt de cuivre au voisinage de E_2 .

1. Représenter le dispositif expérimental de cette électrolyse, en précisant la cathode et l'anode.
2. Ecrire la demi équation modélisant la réaction ayant lieu au voisinage de chaque électrode.
3. En déduire l'équation bilan modélisant la transformation ayant lieu au cours de l'électrolyse.
4. Un générateur alimente le circuit électrique par un courant d'intensité constante $I = 0,5 \text{A}$ pendant une durée $\Delta t = 2 \text{h}$. Déterminer la masse m du cuivre produit au cours de la durée de fonctionnement de l'électrolyseur.

Exercice 4 :

Volume molaire des gaz dans les conditions de l'expérience : $V_m = 24 \text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$. On réalise l'électrolyse d'une solution de chlorure d'étain II de formule $(\text{Sn}_{(\text{aq})}^{2+} + 2\text{Cl}_{(\text{aq})}^{-})$, en utilisant deux électrodes en graphite. On observe la formation du dichlore gazeux $\text{Cl}_{2(\text{l})}$ au voisinage de l'une des électrodes, et un dépôt métallique d'étain $\text{Sn}_{(\text{s})}$ sur l'autre électrode.

1. Représenter le dispositif expérimental de cette électrolyse, en précisant la cathode et l'anode.
2. Ecrire l'équation modélisant la réaction ayant lieu au voisinage de chaque électrode et en déduire l'équation bilan modélisant la transformation ayant lieu au cours de l'électrolyse.
3. Un générateur alimente le circuit électrique par un courant d'intensité constante $I = 1,5 \text{A}$ pendant une durée $\Delta t = 80 \text{min}$. Déterminer le volume du dichlore produit au cours de la durée de fonctionnement de l'électrolyseur.

Don't trust, check!