Spécialité : Anodisation de l'aluminium

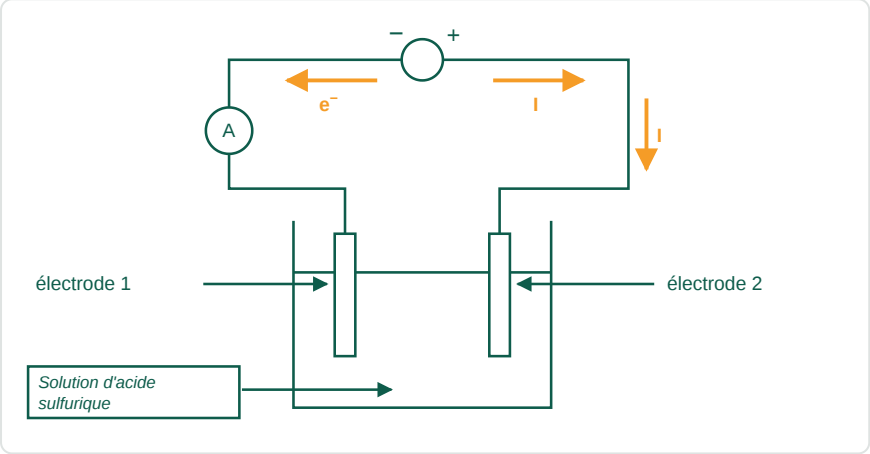
Bac S 2012 Amérique du Nord (ancien programme) · Exercice 4 **4 points** **Durée conseillée 52 min**

1.1 Indiquer sur le document 1 de l'annexe le sens conventionnel du courant et le sens de circulation des électrons.

À l'extérieur du générateur, le courant I sort par la borne $+$ et rentre par la borne $-$. Les électrons circulent dans les fils en sens inverse du courant : ils partent de la borne $-$.

Courant : de la borne $+$ vers l'électrode 2, puis de l'électrode 1 vers l'ampèremètre et la borne $-$; électrons : sens opposé (voir l'annexe).

PIÈGE
Dessiner des électrons qui traversent la solution : dans l'électrolyte, ce sont les ions qui portent le courant, les électrons ne circulent que dans les fils et les électrodes.



1.1 · Document 1 complété : sens du courant I et des électrons

1.2 Un gaz se dégage à la cathode. Écrire la demi-équation (1) correspondante en choisissant l'un des couples donnés. Justifier.

À la cathode se produit une réduction, qui consomme l'oxydant d'un couple. Le seul couple dont la réduction forme un gaz est $H^+(aq)/H_2(g)$; de plus, H^+ est abondant dans la solution d'acide sulfurique. La réduction de O_2 consommerait un gaz au lieu d'en produire, et celle de Al_2O_3 ne donne pas de gaz.

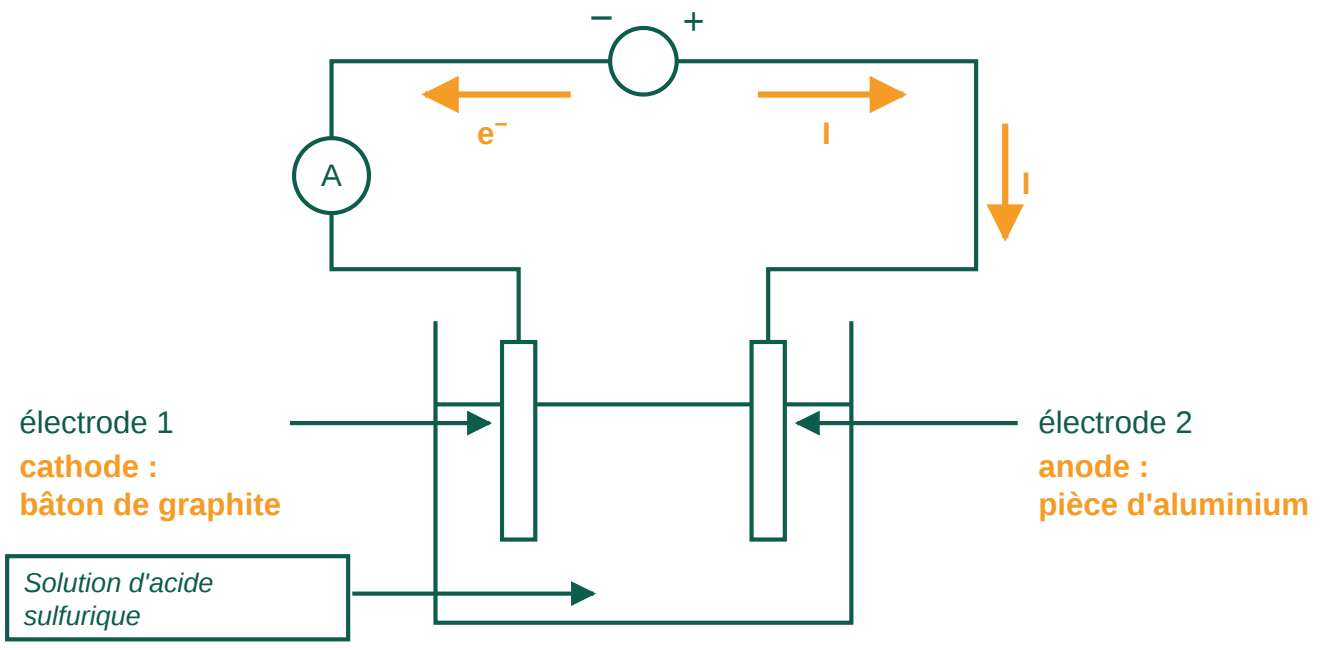
(1) : $2\,H^+(aq) + 2\,e^- = H_2(g)$: dégagement de dihydrogène.

MÉTHODE
Électrolyse : cathode = réduction (électrons reçus du générateur), anode = oxydation. Pour retenir : « anode » et « oxydation » commencent par une voyelle, « cathode » et « réduction » par une consonne.

1.3 La pièce d'aluminium doit être oxydée. Indiquer sur le document 1 l'emplacement du bâton de graphite et celui de la pièce.

L'oxydation a lieu à l'anode, électrode reliée à la borne $+$ du générateur, qui reçoit les électrons libérés par l'oxydation. La pièce d'aluminium est donc l'électrode 2 ; le bâton de graphite, relié à la borne $-$, est la cathode.

Électrode 1 : bâton de graphite (cathode) ; électrode 2 : pièce d'aluminium (anode).



1.3 · Document 1 complété : emplacement des électrodes

1.4 Écrire la demi-équation (2) associée au couple $Al_2O_3(s)/Al(s)$.

On équilibre l'aluminium, puis l'oxygène avec H_2O, l'hydrogène avec H^+ (milieu acide), enfin les charges avec des électrons. La pièce est oxydée :

(2) : $2\,Al(s) + 3\,H_2O(l) = Al_2O_3(s) + 6\,H^+(aq) + 6\,e^-$

PIÈGE
Oublier les H^+ ou vérifier mal les charges : à droite $6 \times (+1) + 6 \times (-1) = 0$, comme à gauche.

1.5 En déduire l'équation de la réaction d'électrolyse : $2\,Al(s) + 3\,H_2O(l) = Al_2O_3(s) + 3\,H_2(g)$.

Le nombre d'électrons cédés par l'oxydation doit être égal au nombre d'électrons captés par la réduction. On garde (2) une fois et on multiplie (1) par 3 :

$2\,Al + 3\,H_2O = Al_2O_3 + 6\,H^+ + 6\,e^- \qquad (\times 1)$

$6\,H^+ + 6\,e^- = 3\,H_2 \qquad (\times 3)$

En additionnant, les 6 électrons et les 6 ions H^+ apparaissent de chaque côté et se simplifient.

$2\,Al(s) + 3\,H_2O(l) = Al_2O_3(s) + 3\,H_2(g)$: c'est l'équation annoncée.

1.6 S'agit-il d'une transformation spontanée ou forcée ? Justifier.

La transformation n'a lieu que parce que le générateur impose le courant et fournit de l'énergie électrique au système : sans générateur, elle ne se produit pas.

Transformation forcée.

COMPRENDRE
Une électrolyse est toujours une transformation forcée : le générateur fait évoluer le système dans le sens inverse de son évolution spontanée.

2.1 Exprimer la quantité de matière d'électrons échangés $n(e^-)$ en fonction de I, N_A, Δt et e.

Le courant étant constant, la charge électrique qui a circulé est $Q = I \times \Delta t$.

Elle est portée par $N = n(e^-) \times N_A$ électrons de charge e : $Q = n(e^-) \times N_A \times e$.

$$n(e^-) = \frac{I \times \Delta t}{N_A \times e}$$

COMPRENDRE
Le produit $N_A \times e \approx 9{,}6 \times 10^4$ C · mol^{-1} est la charge d'une mole d'électrons, appelée le faraday F.

2.2 Quelle relation existe-t-il entre $n(Al_2O_3)$ formée et $n(e^-)$ échangée ?

D'après la demi-équation (2), la formation d'une mole d'alumine libère six moles d'électrons.

$$n(Al_2O_3) = \frac{n(e^-)}{6}$$

PIÈGE
Écrire $n(Al_2O_3) = 6\,n(e^-)$: il faut 6 électrons pour UNE unité Al_2O_3, donc beaucoup moins d'alumine que d'électrons.

2.3 Montrer que $m_{max} = \frac{I \times \Delta t}{6 \times N_A \times e} \times M(Al_2O_3)$ et calculer sa valeur.

Données utiles $I = 120$ mA ; $\Delta t = 18$ min ; $N_A = 6{,}02 \times 10^{23}$ mol^{-1} ; $e = 1{,}6 \times 10^{-19}$ C ; $M(Al_2O_3) = 102$ g · mol^{-1}

$m_{max} = n(Al_2O_3) \times M(Al_2O_3)$ avec $n(Al_2O_3) = \frac{n(e^-)}{6} = \frac{I \times \Delta t}{6 \times N_A \times e}$ (Q2.1 et Q2.2), d'où :

$$m_{max} = \frac{I \times \Delta t}{6 \times N_A \times e} \times M(Al_2O_3)$$

Avec $I = 0{,}120$ A et $\Delta t = 18 \times 60 = 1080$ s :

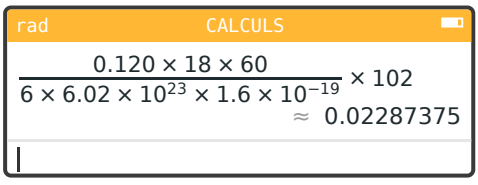
$$m_{max} = \frac{0{,}120 \times 1080}{6 \times 6{,}02 \times 10^{23} \times 1{,}6 \times 10^{-19}} \times 102$$

$$m_{max} = 2{,}3 \times 10^{-2} \text{ g}$$

PIÈGE
Laisser I en mA et Δt en min : la formule exige des ampères et des secondes.

COMPRENDRE
Deux chiffres significatifs, comme e et $\Delta t = 18$ min, les données les moins précises.

À LA CALCULATRICE



2.4 Le rendement de l'électrolyse est $r = 90\ \%$. En déduire la masse d'alumine réellement formée.

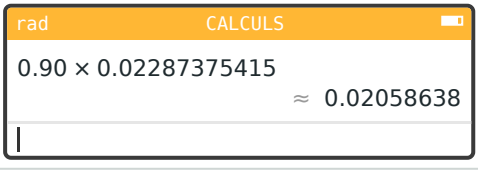
Données utiles m_{max} (Q2.3)

$r = \frac{m(Al_2O_3)}{m_{max}}$, donc $m(Al_2O_3) = r \times m_{max} = 0{,}90 \times 2{,}29 \times 10^{-2}$

$$m(Al_2O_3) = 2{,}1 \times 10^{-2} \text{ g}$$

MÉTHODE
Garder en mémoire la valeur non arrondie de la question précédente et n'arrondir qu'au résultat final.

À LA CALCULATRICE



2.5.1 Calculer le volume minimal d'alumine $V'(Al_2O_3)$ à déposer pour une épaisseur $d = 7{,}0\ \mu m$.

Données utiles $S = 9{,}0\ cm^2$; $d = 7{,}0\ \mu m$

La couche est une plaque d'aire S et d'épaisseur d : $V' = S \times d$.

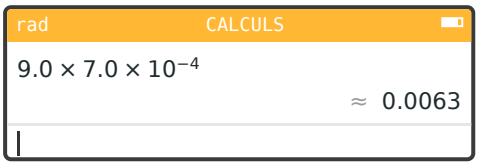
Avec $d = 7{,}0\ \mu m = 7{,}0 \times 10^{-6}\ m = 7{,}0 \times 10^{-4}\ cm$:

$V' = 9{,}0 \times 7{,}0 \times 10^{-4}$

$$V'(Al_2O_3) = 6{,}3 \times 10^{-3}\ cm^3$$

PIÈGE
Multiplier des cm² par des µm sans conversion. Travailler en cm prépare la question suivante, où ρ est en $g \cdot cm^{-3}$.

À LA CALCULATRICE



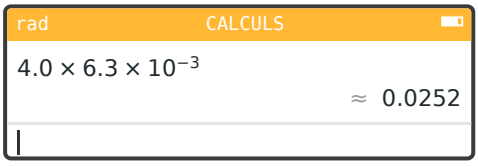
2.5.2 Déterminer la masse $m'(Al_2O_3)$ correspondante.

Données utiles $\rho(Al_2O_3) = 4{,}0\ g \cdot cm^{-3}$; V' (Q2.5.1)

$m' = \rho \times V' = 4{,}0 \times 6{,}3 \times 10^{-3}$

$$m'(Al_2O_3) = 2{,}5 \times 10^{-2}\ g$$

À LA CALCULATRICE



2.5.3 L'épaisseur souhaitée n'est pas obtenue. Quels paramètres de l'électrolyse modifier pour déposer plus d'alumine ?

Données utiles $m(Al_2O_3)$ (Q2.4) ; m' (Q2.5.2)

On a déposé $2{,}1 \times 10^{-2}$ g, moins que les $2{,}5 \times 10^{-2}$ g nécessaires.

Or $m(Al_2O_3) = r \times \dfrac{I \times \Delta t}{6 \times N_A \times e} \times M(Al_2O_3)$: N_A, e et M sont des constantes, la masse déposée est proportionnelle à $I \times \Delta t$.

Il faut augmenter l'intensité I du courant ou la durée Δt de l'électrolyse.

COMPRENDRE
Il faut multiplier $I \times \Delta t$ par $\dfrac{2{,}52}{2{,}06} \approx 1{,}2$: par exemple 22 min au lieu de 18 min à 120 mA.

À LA CALCULATRICE

