

## Électrolyse de l'alumine

---

L'aluminium peut être produit par électrolyse de l'alumine  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . Les deux électrodes sont en carbone, la tension d'électrolyse vaut  $U = 4,2 \text{ V}$  et le courant est  $I = 350 \text{ kA}$ . Du  $\text{CO}_2$  gazeux se forme à l'une des électrodes au cours de l'électrolyse. Le bain d'électrolyse est une solution non aqueuse dans laquelle se dissout l'alumine et qui ne joue aucun rôle dans les réactions.

### Données :

- o Masses molaires atomiques :  $M_{\text{O}} = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  et  $M_{\text{Al}} = 27,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;
- o Numéro atomique de l'aluminium :  $Z = 13$  ;
- o Constante de Faraday :  $\mathcal{F} = \mathcal{N}_a e = 96\,500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

- 1) Quelle est la position de l'aluminium dans le tableau périodique, puis justifier qu'il forme préférentiellement l'ion  $\text{Al}^{3+}$ .
- 2) Déterminer le nombre d'oxydation ( $no$ ) de Al dans l'alumine. Déduire des  $no$  les ions issus de l'alumine lorsqu'elle se dissout dans le bain d'électrolyse.
- 3) Faire un schéma de l'électrolyse. Quelles réactions ont lieu aux électrodes ? En déduire l'équation bilan.
- 4) Dessiner l'allure du diagramme intensité-potentiel et placer  $I$  et  $U$ . Augmenter  $U$  permet-il de produire davantage d'aluminium ? de le produire plus rapidement ?
- 5) Quelle est la masse d'aluminium produite pour une tonne d'alumine ? Combien de temps cela nécessite-t-il ?



## Correction

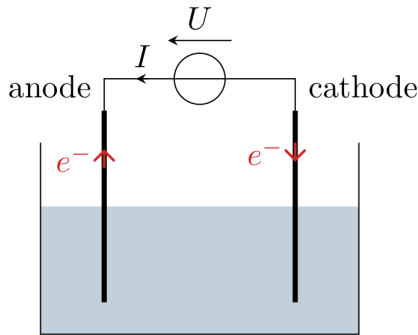
1) Compte tenu de son numéro atomique, l'aluminium se trouve dans la troisième colonne du tableau périodique. Pour avoir la configuration du gaz noble qui le précède, il faut donc qu'il perde 3 électrons, d'où le fait qu'il forme préférentiellement  $\text{Al}^{3+}$ .

2) Comme  $no(\text{O}) = -II$ , il vient :

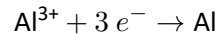
$$3 \times no(\text{O}) + 2 \times no(\text{Al}) = 0 \Rightarrow \boxed{no(\text{Al}) = +III}$$

On en déduit que les ions libérés sont  $\text{Al}^{3+}$  et  $\text{O}^{2-}$ .

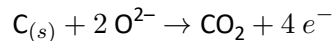
3) Schéma de l'électrolyseur :



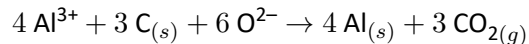
Le but de l'électrolyse est de réduire  $\text{Al}^{3+}$  en  $\text{Al}$  : c'est donc la réaction cathodique,



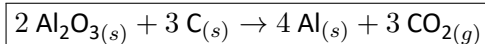
Comme ce processus ne libère pas de  $\text{CO}_2$ , il est forcément produit à l'anode. Les espèces susceptibles de réagir seraient  $\text{O}^{2-}$  et  $\text{C}_{(s)}$ , c'est-à-dire l'électrode. On en déduit la réaction anodique,



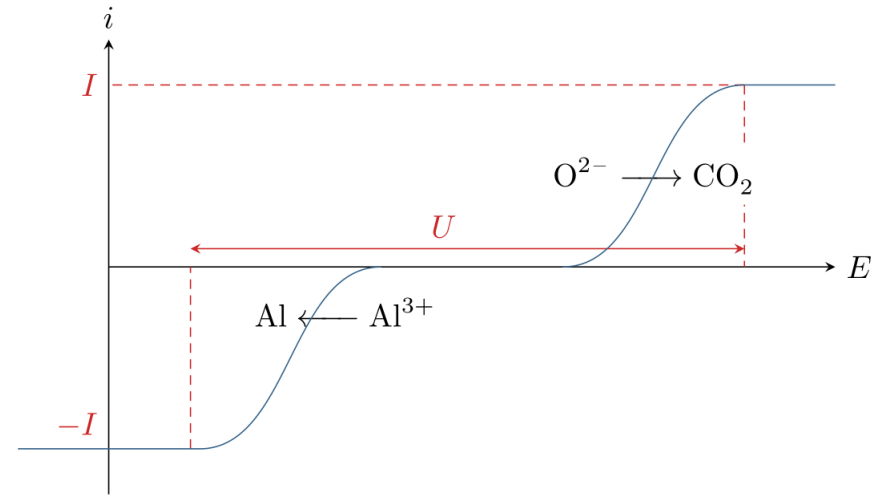
qui se fait donc par consommation de l'électrode en graphite. L'équation bilan s'écrit donc :



soit en réécrivant l'alumine :



4) Les espèces oxydées et réduites sont solubles, les courbes présentent donc des paliers de diffusion. Augmenter  $U$  ne permet pas de produire davantage d'aluminium : dès que la tension  $U$  imposée est suffisante pour avoir un courant  $I$  non nul, la réaction se poursuit jusqu'à consommation totale des réactifs. Avec la tension  $U$  telle que représentée sur la figure ci-dessous, augmenter  $U$  ne permet pas non plus d'accélérer la production car la cinétique est limitée par la diffusion des ions dans le bain d'électrolyse : l'intensité obtenue est déjà celle du palier de diffusion.



5) Une tonne d'alumine correspond à une quantité de matière

$$n = \frac{m_{\text{Al}_2\text{O}_3}}{M_{\text{Al}_2\text{O}_3}} = 9,8 \cdot 10^3 \text{ mol}$$

D'après l'équation bilan, on forme  $2n$  mole d'aluminium à partir de  $n$  mole d'alumine. On en déduit la masse d'aluminium formée,

$$\boxed{m_{\text{Al}} = 2nM_{\text{Al}} = 530 \text{ kg}}$$

D'après l'équation de la réaction cathodique, produire  $2n$  moles d'aluminium demande d'échanger  $6n$  moles d'électrons. Connaissant l'intensité  $I$ , on en déduit le nombre  $n_e$  de moles d'électrons échangés chaque seconde,

$$n_e = \frac{I}{\mathcal{F}} = 3,6 \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}$$

Le temps nécessaire à l'électrolyse vaut donc :

$$\boxed{\tau = \frac{2n}{n_e} = 5,4 \cdot 10^3 \text{ s} = 1\text{h}30}$$