

Notions et contenus	Capacités exigibles <i>Activités expérimentales support de la formation</i>
Passage forcé d'un courant pour réaliser une transformation chimique. Constitution et fonctionnement d'un électrolyseur.	Modéliser et schématiser, à partir de résultats expérimentaux, les transferts d'électrons aux électrodes par des réactions électrochimiques. Déterminer les variations de quantité de matière à partir de la durée de l'électrolyse et de la valeur de l'intensité du courant. <i>Identifier les produits formés lors du passage forcé d'un courant dans un électrolyseur. Relier la durée, l'intensité du courant et les quantités de matière de produits formés.</i>
Stockage et conversion d'énergie chimique.	Citer des exemples de dispositifs mettant en jeu des conversions et stockages d'énergie chimique (piles, accumulateurs, organismes chlorophylliens) et les enjeux sociétaux associés.

Exercices : p. 220 n° 15, 17, 18, p. 221 n° 20, p. 222 n° 24, p. 223 n° 26 et p. 224 n° 28.

## 15 Schématiser les transferts d'électrons aux électrodes

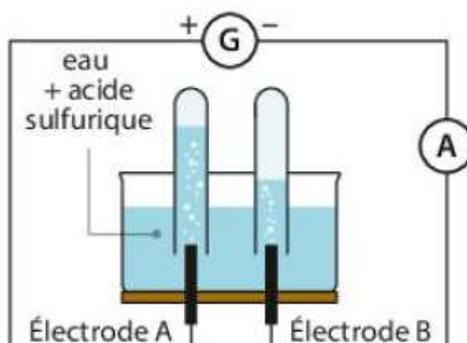
On considère l'électrolyse d'une solution d'acide sulfurique ( $2\text{H}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ ) au cours de laquelle on recueille du dihydrogène du côté de l'électrode B et du dioxygène du côté de l'électrode A.

### Données:

Couples oxydant/réducteur mis en jeu :  $\text{H}^+(\text{aq})/\text{H}_2(\text{g})$  et  $\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O}(\ell)$

1. Écrire la demi-équation électronique de la réaction se produisant au niveau de chaque électrode.

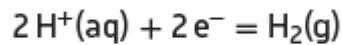
2. Compléter le schéma de l'électrolyse en précisant le sens de déplacement des électrons ainsi que les bornes du générateur.



## 15 Schématiser les transferts d'électrons aux électrodes

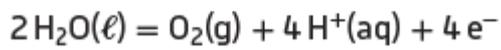
1. Électrode B : reliée au pôle négatif, donc il s'agit de la cathode qui est le siège d'une réduction.

La demi-équation s'y produisant :

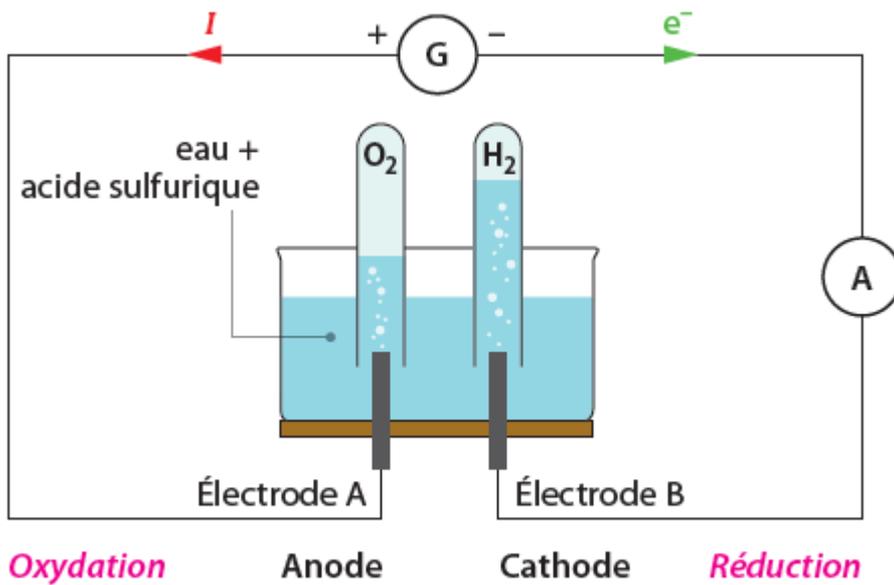


Électrode A : reliée au pôle positif, donc il s'agit de l'anode qui est le siège d'une oxydation.

La demi-équation s'y produisant :



2.



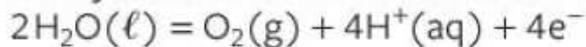
## 17 Déterminer les variations de quantité de matière

Un bijoutier souhaite donner plus d'éclat à une bague en or. Pour cela, il la recouvre de rhodium (un métal très brillant). Il réalise l'électrolyse d'une solution de nitrate de rhodium ( $\text{Rh}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{NO}_3^-(\text{aq})$ ) pendant 20 min en faisant circuler une intensité constante  $I = 0,40 \text{ A}$ .



On observe un dépôt de rhodium sur la bague, qui constitue la cathode, provenant de la réduction des ions rhodium(III) selon la demi-équation:  $\text{Rh}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- = \text{Rh}(\text{s})$

À l'anode, on observe un dégagement de dioxygène gazeux provenant de l'oxydation de l'eau selon la demi-équation :



**Données :** Constante de Faraday :  $F = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

Masse molaire du rhodium :  $M(\text{Rh}) = 102,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Volume molaire d'un gaz à  $20^\circ\text{C}$  et  $1\,013 \text{ hPa}$  :  $V_m = 24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

1. Calculer la quantité d'électricité  $Q$  ayant traversé l'électrolyseur.
2. En déduire la quantité de matière d'électrons échangés au cours de l'électrolyse.
3. D'après les demi-équations, en déduire la quantité de matière de rhodium déposé sur la bague et la quantité de matière de dioxygène formé à l'anode.
4. Déterminer la masse de rhodium déposé et le volume de dioxygène formé.

## 17 Déterminer les variations de quantité de matière

1.  $Q = I \times \Delta t = 0,40 \times 20 \times 60 = 4,8 \times 10^2 \text{ C}$

2.  $Q = n(e^-) \times F$ , donc  $n(e^-) = \frac{Q}{F} = \frac{4,8 \times 10^2}{96\,500} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ .

3. D'après la demi-équation :

$$n_{\text{formé}}(\text{Rh}) = \frac{n(e^-)}{3} = \frac{5,0 \times 10^{-3}}{3} = 1,7 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

D'après la demi-équation :

$$n_{\text{formé}}(\text{O}_2) = \frac{n(e^-)}{4} = \frac{5,0 \times 10^{-3}}{4} = 1,2 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

4.  $V(\text{O}_2) = V_m \times n_{\text{formé}}(\text{O}_2) = 24,0 \times 1,2 \times 10^{-3} = 3,0 \times 10^{-2} \text{ L}$   
 $= 30 \text{ mL}$

$$m(\text{Rh}) = M(\text{Rh}) \times n_{\text{formé}}(\text{Rh}) = 102,9 \times 1,7 \times 10^{-3} = 0,17 \text{ g}$$

## 18 Stockage et conversion d'énergie chimique

Le stockage massif de l'électricité est le principal défi technologique qui se pose actuellement à nos sociétés pour basculer de l'ère du tout-pétrole à celle du zéro carbone.



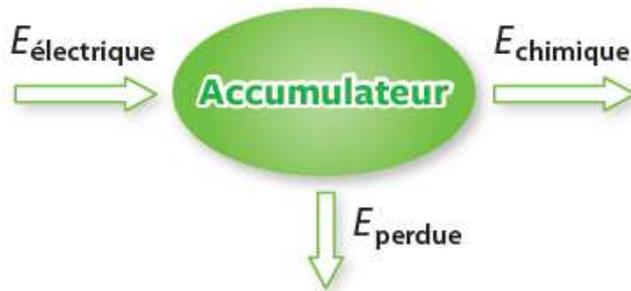
En effet les énergies renouvelables provenant des éoliennes ou des panneaux photovoltaïques ont le défaut d'être intermittentes. L'électricité qu'elles produisent doit donc pouvoir être stockée, pour équilibrer l'offre et la demande.

1. Citer un dispositif permettant de stocker l'énergie électrique sous forme d'énergie chimique.
2. Faire un schéma des conversions d'énergie se produisant dans ce dispositif lors du stockage.
3. Quelle type de transformation chimique à lieu dans ce dispositif ?
4. Indiquer la différence de fonctionnement lors du stockage de l'énergie électrique et lors de la restitution de l'énergie électrique par le dispositif.

## 18 Stockage et conversion d'énergie chimique

1. L'énergie est stockée sous forme chimique dans un accumulateur.

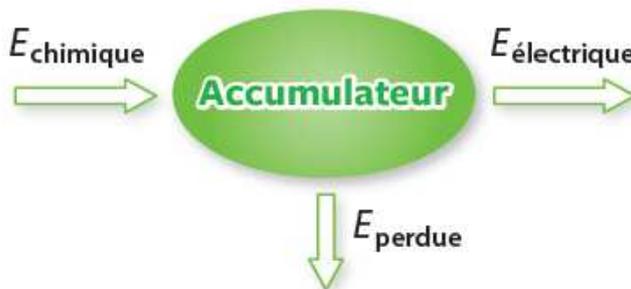
2.



### Stockage d'énergie chimique

3. Il s'agit d'une transformation forcée. Les réactions qui s'y déroulent sont des réactions d'oxydo-réduction.

4. Les accumulateurs peuvent restituer l'énergie stockée sous forme d'énergie électrique, dans ce cas il se déroule une transformation spontanée.



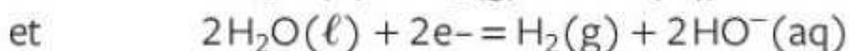
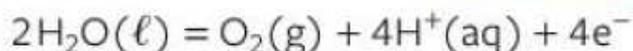
### Conversion d'énergie chimique

## 20 Aide p. 222 Respirer sur la station spatiale internationale

Calculer la quantité de matière en produit formés lors d'une électrolyse

Ne pouvant pas envisager d'acheminer de manière quotidienne le dioxygène nécessaire aux astronautes de la station spatiale internationale (ISS), celui-ci doit y être produit sur place.

L'Oxygen Generation System réalise l'électrolyse de l'eau pour produire le dioxygène nécessaire. Les équations aux électrodes sont :



Au repos, un adulte inspire et expire environ 0,91 kg de dioxygène par jour. L'ISS dispose de plusieurs cellules d'électrolyse, ayant des caractéristiques de fonctionnement identiques, permettant de générer le dioxygène. Chaque cellule utilise un courant d'intensité  $I = 50 \text{ A}$ .

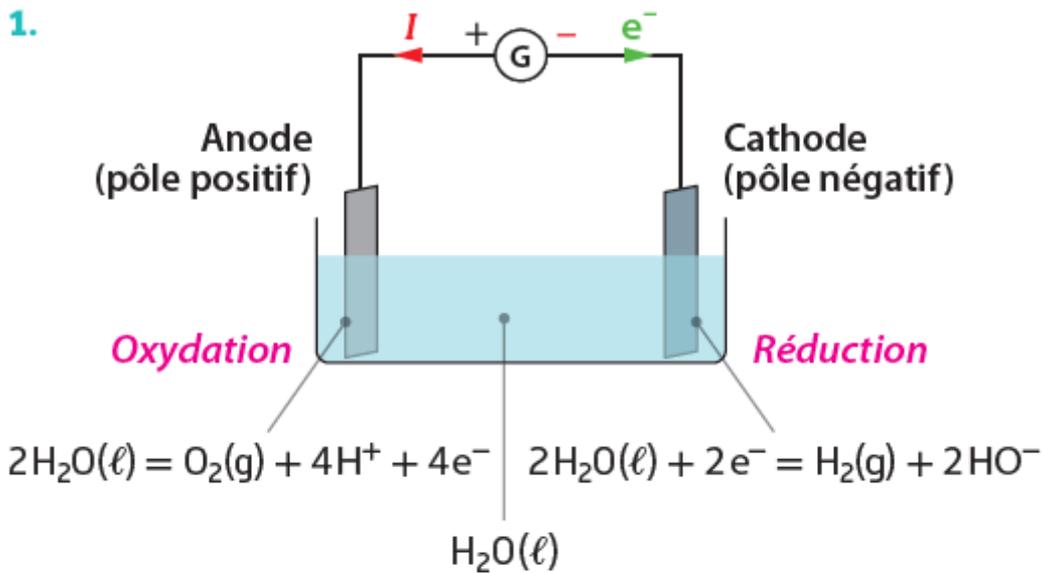
**Données :** Constante de Faraday :  $F = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

Masse molaire du dioxygène :  $M(\text{O}_2) = 32,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

1. Réaliser le schéma d'une expérience d'électrolyse. Indiquer l'anode et la cathode
2. Calculer la quantité de matière en dioxygène produite par jour par une cellule.
3. En déduire la masse de dioxygène correspondante.
4. Combien de cellules sont nécessaires pour assurer la survie de neuf astronautes dans l'ISS?

## 20 Respirer sur la station spatiale internationale

1.



2.  $Q = I \times \Delta t = n(\text{e}^-) \times F,$

or d'après la demi-équation rédox :  $\frac{n(\text{O}_2)}{1} = \frac{n(\text{e}^-)}{4}$

$$n(\text{e}^-) = \frac{I \times \Delta t}{F} = \frac{50 \times 24 \times 3\,600}{96\,500} = 45 \text{ mol}$$

$$n(\text{O}_2) = \frac{n(\text{e}^-)}{4} = \frac{45}{4} = 11 \text{ mol par jour et par cellule.}$$

3.  $m(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \times M(\text{O}_2) = 11 \times 32,0 = 3,6 \times 10^2 \text{ g} = 0,36 \text{ kg}$   
par jour et par cellule.

4. Il y a neuf astronautes, chacun consomme 0,91 kg de dioxygène par jour, donc au total, il y a besoin d'une masse de dioxygène par jour égale à :  $m(\text{O}_2)_{\text{totale}} = 9 \times 0,91$

Le nombre de cellules nécessaires est :

$$N = \frac{m(\text{O}_2)_{\text{totale}}}{m(\text{O}_2)_{\text{une cellule}}} = \frac{9 \times 0,91}{0,36} = 23$$

## 24 Accumulateur au plomb

Modéliser et schématiser le transfert d'électrons aux électrodes

Les voitures à moteur thermiques sont équipées d'une batterie contenant six accumulateurs au plomb, permettant de démarrer le moteur.



L'anode et la cathode sont constituées de plomb  $\text{Pb}(s)$ , plongeant dans une solution diluée d'acide sulfurique ( $2\text{H}^+(aq) + \text{SO}_4^{2-}(aq)$ ). Sur la batterie, on peut lire qu'elle contient une quantité d'électricité  $Q = 40 \text{ A} \cdot \text{h}$ .

**Données :**  $1 \text{ A} \cdot \text{h} = 3,6 \text{ kC}$

Constante de Faraday :  $F = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

Masse molaire :  $M(\text{PbO}_2) = 239,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

1. Déterminer la valeur de l'intensité du courant nécessaire à cette recharge, sachant qu'elle doit s'étaler sur une durée de 10 h.
2. Les couples mis en jeu lors de la première charge sont  $\text{H}^+(aq)/\text{H}_2(g)$  et  $\text{PbO}_2(s)/\text{Pb}(s)$ . Écrire les demi-équations électroniques ayant lieu à l'anode et à la cathode.
3. Lorsque l'accumulateur est en charge, la transformation mise en jeu est-elle forcée ou spontanée.
4. En considérant la charge totale de l'accumulateur, calculer la masse d'oxyde de plomb  $\text{PbO}_2$  formée.

## 24 Accumulateur au plomb

1. La quantité d'électricité est  $Q = I \times \Delta t$ ,

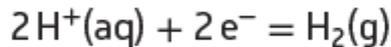
$$\text{donc : } I = \frac{Q}{\Delta t} = \frac{40 \times 3,6 \times 10^3}{10 \times 3\,600} = 4,0 \text{ A}$$

2. Lors de la charge les réactifs sont  $\text{Pb(s)}$  et  $\text{H}^+(\text{aq})$ , donc les demi-équations rédox sont :

À l'anode (pôle positif), siège d'une oxydation :



À la cathode (pôle négatif), siège d'une réduction :



3. En charge, la transformation est forcée.

4. On sait que :  $Q = n(\text{e}^-) \times F$ , donc :  $n(\text{e}^-) = \frac{Q}{F}$

D'après la demi-équation rédox :



$$n(\text{PbO}_2) = \frac{n(\text{e}^-)}{4}, \text{ ainsi :}$$

$$n(\text{PbO}_2) = \frac{Q}{4 \times F} = \frac{40 \times 3,6 \times 10^3}{4 \times 96\,500} = 0,37 \text{ mol}$$

$$m(\text{PbO}_2) = n(\text{PbO}_2) \times M(\text{PbO}_2) = 0,37 \times 239,2 = 89 \text{ g}$$

On a formé 89 g de dioxyde de plomb.

## 26 Traitement d'une piscine

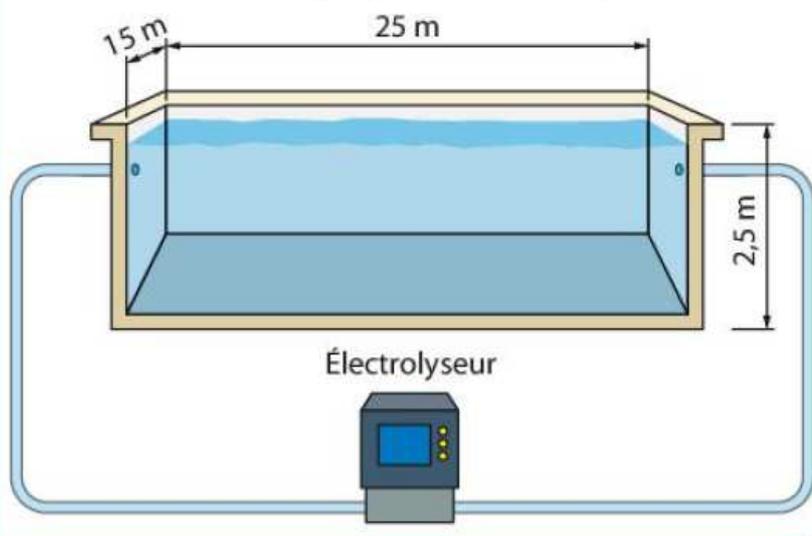
### 1 Réglementation concernant le chlore dans l'eau d'une piscine publique

Les piscines traitant l'eau au chlore doivent respecter plusieurs normes. Pour du chlore stabilisé, la quantité de chlore par litre d'eau doit être supérieure à  $2 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$  et ne pas dépasser  $3 \text{ à } 4 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$ . En ce qui concerne le chlore non stabilisé, il doit être compris entre  $0,4$  et  $1,4 \text{ mg}$  par litre d'eau.

## 2 Les caractéristiques d'une piscine publique

On étudie une piscine ayant une largeur  $\ell = 15$  m, une longueur  $L = 25$  m et une profondeur de 2,5 m.

Cette piscine comprend 10 cellules d'électrolyse, générant chacune un courant  $I = 4,0$  A pour traiter l'eau qu'elle contient.



## 3 Traiter l'eau d'une piscine avec du sel

L'électrolyse du sel permet de nettoyer l'eau d'une piscine en la désinfectant. L'eau doit être légèrement salée (4 grammes de sel par litre) par du sel marin constitué de chlorure de sodium.



L'eau salée passe dans un appareil, appelé électrolyseur. Cet appareil est fait de plaques de titane polarisées dans lesquelles passe un courant électrique qui permet de transformer les ions chlorure en ions hypochlorite, du chlore naturel non stabilisé.

Ce chlore, sous forme  $\text{ClO}^-$  va détruire les bactéries (algues, germes, etc.) puis se transformera de nouveau en  $\text{Cl}^-$  une fois exposé aux UV.

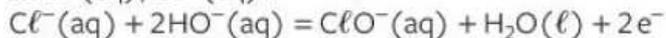
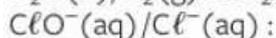
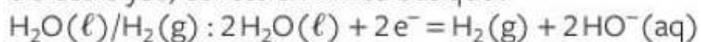
### Données :

Masse molaire du chlorure de sodium :  $M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Masse molaire chlore :  $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Constante de Faraday :  $F = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

Couples redox et demi-équations ayant lieu dans les cellules d'électrolyse, écrites en milieu basique :



► **Problème :** Après avoir changé l'eau de la piscine, l'employé chargé de la maintenance lance le système de désinfection pendant 24 h. La réglementation concernant la présence de chlore dans l'eau est-elle respectée à l'issue de cette durée?

## 26 Traitement d'une piscine

Calcul de la quantité de matière en électrons échangés :

Or  $Q = I \times \Delta t = n(e^-) \times F$ , d'où :

$$n(e^-) = \frac{I \times \Delta t}{F} = \frac{10 \times 4,0 \times 24 \times 3\,600}{96\,500} = 36 \text{ mol}$$

La demi-équation mise en jeu lors de la transformation par l'électrolyseur des ions chlorure en ions chlorate est :



D'après la demi-équation :  $n_f(\text{ClO}^-) = \frac{n(e^-)}{2} = \frac{36}{2} = 18 \text{ mol}$

$$\begin{aligned} C_m(\text{ClO}^-) &= \frac{m_f(\text{ClO}^-)}{V_{\text{piscine}}} = \frac{M(\text{ClO}^-) \times n_f(\text{ClO}^-)}{V_{\text{piscine}}} \\ &= \frac{18 \times (35,5 + 16,0)}{(15 \times 25 \times 2,5) \times 10^3} = 0,98 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1} \end{aligned}$$

La concentration en masse en ions hypochlorite est bien comprise entre 0,4 et 1,4  $\text{mg} \cdot \text{L}^{-1}$ , la réglementation concernant la présence de chlore non stabilisé est respectée.

## 28 Obtention industrielle de l'aluminium

🕒 30 min



L'aluminium est produit à partir de l'alumine par réduction électrolytique qui s'effectue dans des cuves que traverse un courant continu à haute intensité (de l'ordre de  $10^6$  A sous une tension d'environ 4 V).

Les cuves sont revêtues de blocs de carbone qui forment la cathode.

Ces cuves contiennent un électrolyte en fusion qui dissout l'alumine  $Al_2O_3(s)$  qui y est apportée.

Elle se dissout en ions  $Al^{3+}$  et  $O^{2-}$ . Les anodes, constituées de carbone très pur, plongent dans l'électrolyte.

Par électrolyse, à une température d'environ  $950^\circ C$ , l'alumine est transformée en aluminium et en dioxygène.

L'aluminium liquide se dépose au fond de la cuve, où il est récupéré puis solidifié après refroidissement

On cherche la durée nécessaire  $\Delta t$  pour préparer, par électrolyse, une masse  $m$  d'aluminium, l'intensité du courant  $I$  étant constante.

**Données :** On admet que l'électrolyte, non aqueux, est constitué des ions  $Al^{3+}$  et  $O^{2-}$ .

Couples mis en jeu :  $Al^{3+}/Al$  et  $O_2/O^{2-}$

Constante de Faraday :  $F = 96500 C \cdot mol^{-1}$

**1.** Faire un schéma simplifié du circuit électrique montrant la cuve, la position et le nom des électrodes, le générateur, en précisant la polarité de ses bornes. > **Méthode 1 p. 219**

**2.** Écrire l'équation de la réaction ayant lieu dans la cuve.

**3.** Donner l'expression littérale de la quantité d'électrons nécessaire  $n(e^-)$  à la production de la masse  $m$  d'aluminium.

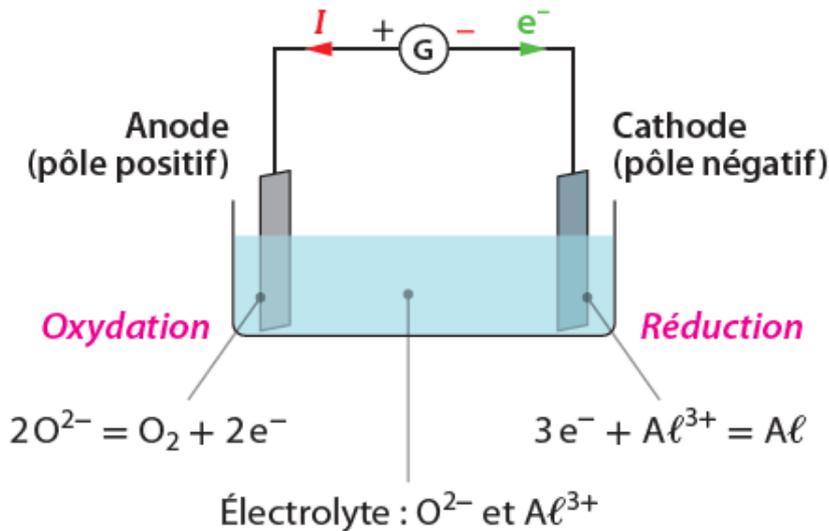
> **Méthode 2 p. 220**

**4.** Donner l'expression littérale de la quantité d'électricité  $Q$  consommée par l'électrolyseur jusqu'à l'état final.

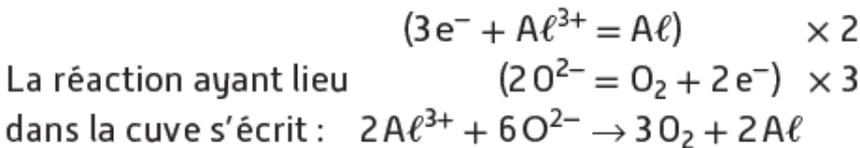
**5.** La durée de l'électrolyse est de 24 h. Déterminer la masse  $m$  d'aluminium formé. > **Méthode 2 p. 220**

## 28 Obtention industrielle de l'aluminium

1.



2. L'équation de fonctionnement de l'électrolyse s'obtient en couplant les deux demi-équations :



3. D'après la demi-équation rédox :  $\frac{n_f(\text{Al})}{1} = \frac{n(\text{e}^-)}{3}$

$$\text{Ainsi : } \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{n(\text{e}^-)}{3} \text{ et } n(\text{e}^-) = 3 \times \frac{m}{M(\text{Al})}$$

4.  $Q = I \times \Delta t = n(\text{e}^-) \times F$

$$Q = \frac{3 \times m}{M(\text{Al})} \times F$$

5.  $Q = I \times \Delta t = n(\text{e}^-) \times F$ , en remplaçant  $n(\text{e}^-)$  par son expression, il vient :

$$I \times \Delta t = \frac{3 \times m}{M(\text{Al})}$$

$$\begin{aligned} \text{d'où : } m &= \frac{3 \times \Delta t \times M(\text{Al})}{3 \times F} = \frac{10^6 \times 24 \times 3\,600 \times 27,0}{3 \times 96\,500} \\ &= 8 \times 10^6 \text{ g} = 8 \text{ tonnes} \end{aligned}$$

En 24 h, 8 tonnes d'aluminium sont fabriquées.