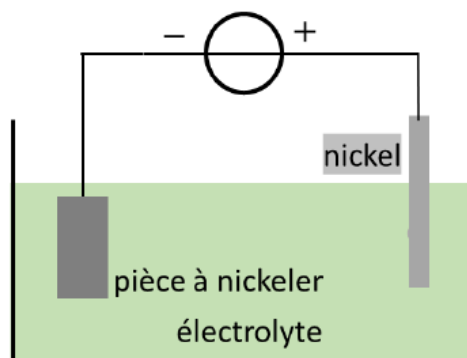


Exercices. Électrolyse

Exercice 1. Nickelage électrochimique

Une plaque d'acier peut être protégée contre la corrosion en la recouvrant par une fine couche de nickel métallique $Ni_{(s)}$. Les deux faces et les quatre bords de la plaque de nickel à protéger ont une surface totale de 425 cm^2 et on souhaite réaliser un dépôt d'une épaisseur $100\text{ }\mu\text{m}$. Le dépôt est réalisé ici par électrolyse (voir schéma ci-contre). La plaque est plongée dans une solution de sulfate de nickel de concentration $1,5\text{ mol.L}^{-1}$.



Données :

- Couples oxydant/réducteur : $Ni_{(aq)}^{2+} / Ni_{(s)}$
 - Masse molaire du nickel : $M(Ni) = 58,7\text{ g.mol}^{-1}$
 - Masse volumique du nickel : $\rho(Ni) = 8,92\text{ g.cm}^{-3}$
 - Charge électrique d'une mole de charge élémentaire (Faraday) : $F = 96500\text{ C.mol}^{-1}$
- Compléter le schéma de l'électrolyse en écrivant à côté de chaque électrode la $\frac{1}{2}$ équation écrite dans le sens de l'oxydation ou de la réduction qui s'y produit.
 - Déterminer l'intensité du courant électrique nécessaire pour réaliser ce dépôt en 6h30.

Exercice 2. Élaboration de l'aluminium

L'aluminium est obtenu par électrolyse de l'alumine, elle-même obtenue par traitement de la bauxite. L'électrolyseur utilisé permet de faire circuler un courant d'intensité constante de $1,0 \times 10^5\text{ A}$.

À l'aide des documents ci-dessous, déterminer la durée nécessaire pour préparer par électrolyse 2,0 tonnes d'aluminium métal ?

Doc 1 : De la bauxite à l'alumine



La bauxite, minerai qui contient principalement de l'alumine (de formule brute $Al_2O_{3(s)}$) est d'abord pulvérisée puis mélangée dans des autoclaves à une solution de soude qui permet de dissoudre l'alumine, tandis que les impuretés demeurées à l'état solide sont éliminées par lavage et filtration. La solution restante est refroidie et on diminue son pH. On constate alors l'apparition d'un précipité d'alumine tri-hydratée de formule, écrite de manière simplifiée, $Al(OH)_{3(s)}$. Ce précipité est porté à environ 1000°C dans des fours. Il reste alors de l'alumine $Al_2O_{3(s)}$ pure, sous forme de poudre blanche.

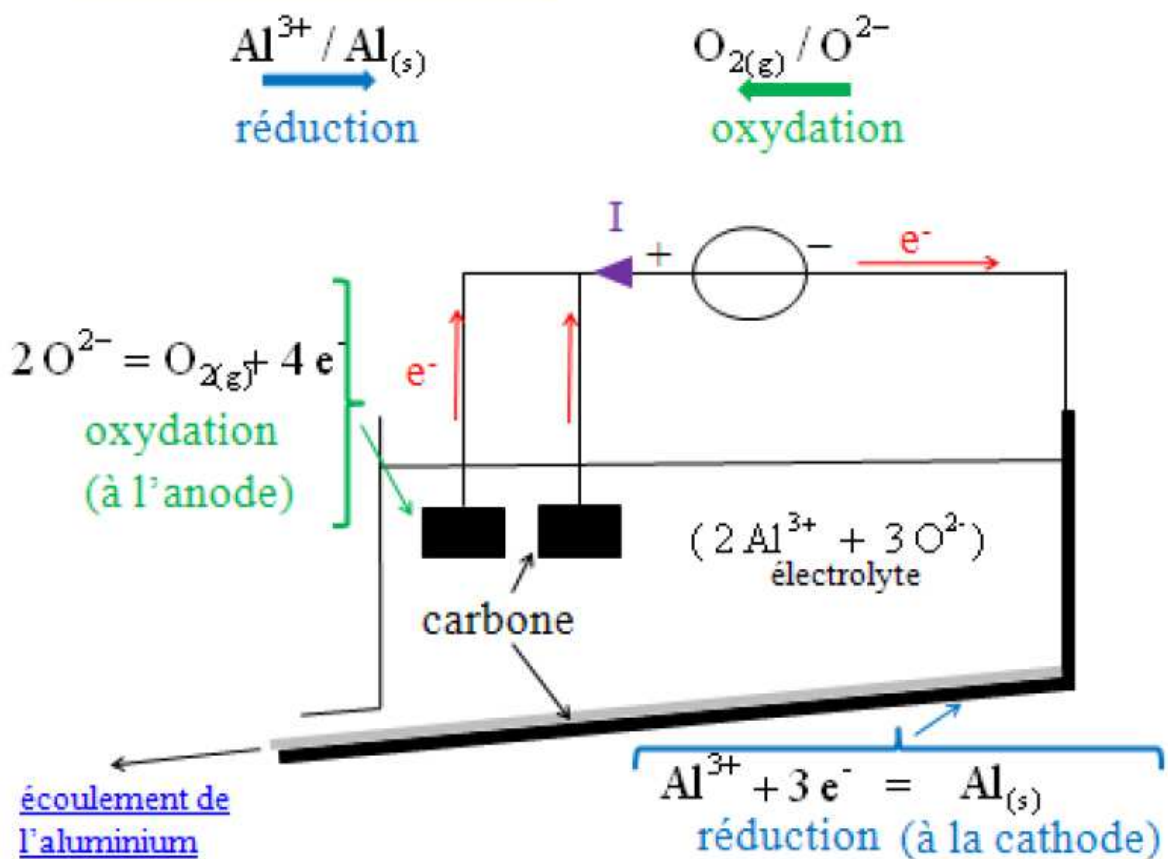


Sources : <http://www.aac.aluminium.qc.ca>

Doc 2 : De l'alumine à l'aluminium

L'aluminium est tiré de l'alumine par réduction électrolytique qui s'effectue dans des cuves que traverse un courant continu à haute intensité (de l'ordre de 10^5 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. Les anodes, constituées de carbone très pur, plongent dans l'électrolyte. Par électrolyse, à une température d'environ 950°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. La masse molaire de l'aluminium est de $27,0\text{ g.mol}^{-1}$.

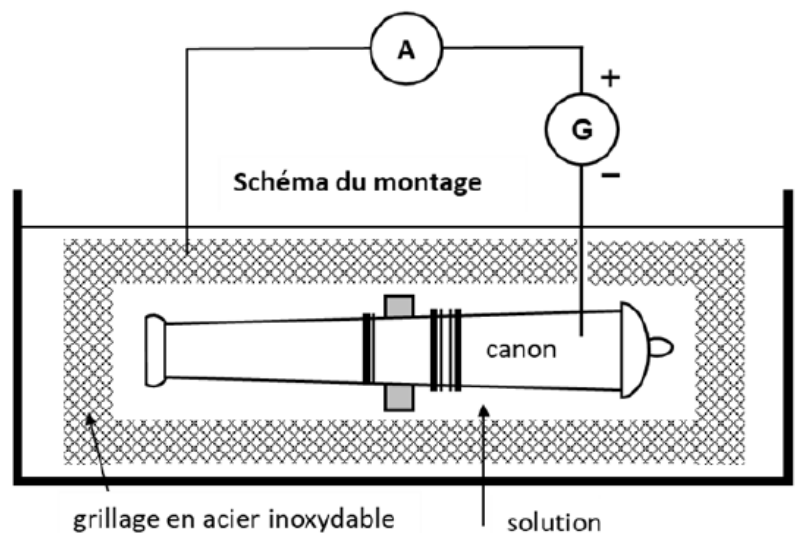
Dissolution de l'alumine : $\text{Al}_2\text{O}_{3(s)} = 2 \text{Al}^{3+} + 3 \text{O}^{2-}$



Exercice 3. Électrolyse et restauration

Après des siècles d'immersion, les objets se recouvrent de concrétions marines protectrices, que l'on appelle « gangue ». Un laboratoire a pour mission de traiter des canons. Pour enlever cette gangue, on réalise une électrolyse (schéma ci-contre). On plonge le canon qui sert d'électrode dans un grand bain d'eau. On observe alors à sa surface un dégagement de dihydrogène qui comprime la gangue, la rendant pâteuse et fragile.

L'opération dure 700 h avec un courant électrique constant de 7,50 A.



Données :

- Nombre d'Avogadro : $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; charge élémentaire : $e = 1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$
- Volume molaire des gaz dans les conditions de l'électrolyse : $V_m = 24,0 \text{ L. mol}^{-1}$.

1. La réaction se produisant à la surface du canon est-elle une oxydation ou une réduction ? Justifier.
2. Écrire la demi-équation (dans le bon sens) de la réaction ayant lieu sur le grillage d'acier sachant que le couple intervenant est $\text{Cl}_{2(g)} / \text{Cl}_{(aq)}^-$.
3. Écrire la demi-équation (dans le bon sens) de la réaction ayant lieu à la surface du canon sachant que le couple intervenant est $\text{H}_{(aq)}^+ / \text{H}_{2(g)}$.
4. Quel volume de dihydrogène gazeux est libéré au cours de l'opération de dégangage.

Exercice 4. Purification du cuivre

Le métal cuivre obtenu à partir de son minerai contient habituellement des impuretés comme du nickel métallique. Pour éliminer ces impuretés, on réalise l'électrolyse d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre ($\text{Cu}_{(aq)}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$) avec une électrode composée de cuivre pur et l'autre électrode est constituée d'un bloc de cuivre impur. Dans les conditions de cette électrolyse, le nickel peut être oxydé mais les ions nickel ne peuvent pas être réduits. Cette électrolyse dure 21 jours et permet d'augmenter la masse de l'électrode de cuivre pur de 300 kg.

Données :

- Nombre d'Avogadro : $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; charge élémentaire : $e = 1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$
- Couples oxydant/réducteur : $\text{Cu}_{(aq)}^{2+}/\text{Cu}_{(s)}$; $\text{Ni}_{(aq)}^{2+}/\text{Ni}_{(s)}$
- Masses molaires : $M(\text{Ni}) = 58,7 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$

1. Faire un schéma légendé de l'électrolyse en précisant le sens des électrons et les $\frac{1}{2}$ équations se produisant à chaque électrode.
2. Déterminer l'intensité du courant électrique requise pour réaliser l'opération de purification.

Exercice 5. Une voiture à hydrogène

Madame D., dirigeante d'une société de dépannage à domicile, est soucieuse de l'impact que son entreprise peut avoir sur l'environnement. Afin de diminuer les émissions de gaz à effet de serre et ainsi améliorer le bilan carbone de son entreprise, elle envisage d'installer 70 m² de panneaux solaires sur le toit de ses bâtiments et elle se demande si son installation solaire permettrait de générer l'électricité nécessaire au rechargement du véhicule à hydrogène de sa société qui parcourt en moyenne 20 000 km par an.

Question : répondre à l'interrogation de Madame D à l'aide des documents mis à disposition ci-dessous.

Doc 1. Panneau photovoltaïque

Le rendement de conversion de l'énergie solaire en énergie électrique des cellules photovoltaïques est de l'ordre de 20 %. La puissance solaire moyenne reçue par unité de surface de panneau est 200 W.m⁻².

Doc 2. Une voiture à hydrogène

Une voiture à hydrogène dispose d'un moteur électrique alimenté par une pile à combustible. Cette pile fonctionne grâce à une réaction d'oxydo-réduction. Le dihydrogène contenu dans le réservoir de la voiture réagit avec le dioxygène de l'air qui est insufflé par un compresseur placé dans le compartiment moteur. L'énergie électrique est produite par l'alternateur, et l'eau générée par la transformation est expulsée via le tuyau "d'échappement". Le dihydrogène nécessaire au fonctionnement de la pile est stocké à l'état gazeux sous une pression de 350 bars dans un réservoir de 110 L placé à l'arrière. Cette capacité de stockage confère au véhicule une autonomie de 200 km. Pour des raisons pratiques et de sécurité, le constructeur a opté pour une solution dans laquelle le dihydrogène est directement produit dans le véhicule par électrolyse de l'eau. À l'intérieur du réservoir, le volume occupé par une mole de dihydrogène gazeux, appelé volume molaire, est égal à 0.070 L.mol⁻¹ lorsque le réservoir est plein.



Document 3 - Production de dihydrogène par électrolyse

Le dihydrogène est produit par électrolyse de l'eau d'équation : $2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow 2\text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)}$.

L'énergie chimique à fournir pour former une mole de dihydrogène est $286 \times 10^3 \text{ J.mol}^{-1}$. Seuls 60 % de l'énergie électrique nécessaire à cette électrolyse sont transformés en énergie chimique utilisable pour la réaction chimique.

Exercice 6. Production de dihydrogène par électrolyse

Le principe de la pile à combustible consiste à utiliser du dihydrogène pour stocker et transporter l'énergie. Le dihydrogène semble être le carburant par excellence pour les véhicules du futur, face aux préoccupations environnementales croissantes.

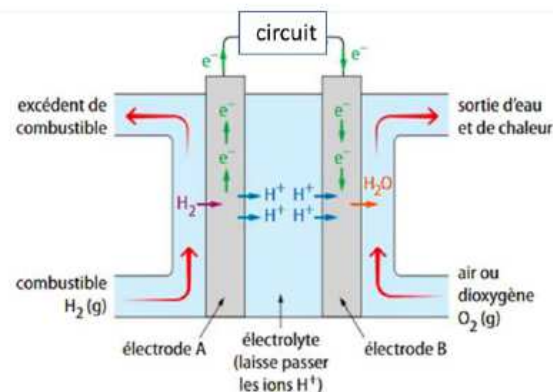
Données :

- Nombre d'Avogadro : $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; charge élémentaire : $e = 1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$
- Couples oxydant/réducteur : $\text{Cu}_{(aq)}^{2+}/\text{Cu}_{(s)}$; $\text{Ni}_{(aq)}^{2+}/\text{Ni}_{(s)}$
- Masses molaires : $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$
- Zone de virage du bleu de bromothymol : 6,0 – 7,6 ; teinte jaune pour la forme acide ; teinte bleue pour la forme basique.

Partie 1. Principe de fonctionnement d'une cellule élémentaire

Le fonctionnement d'une cellule élémentaire de pile à combustible peut être schématisé selon le schéma ci-contre :

Chaque cellule élémentaire est constituée de deux compartiments disjoints alimentés chacun en gaz réactifs dioxygène et dihydrogène. Les deux électrodes sont séparées par l'électrolyte, solution qui laisse circuler les ions.

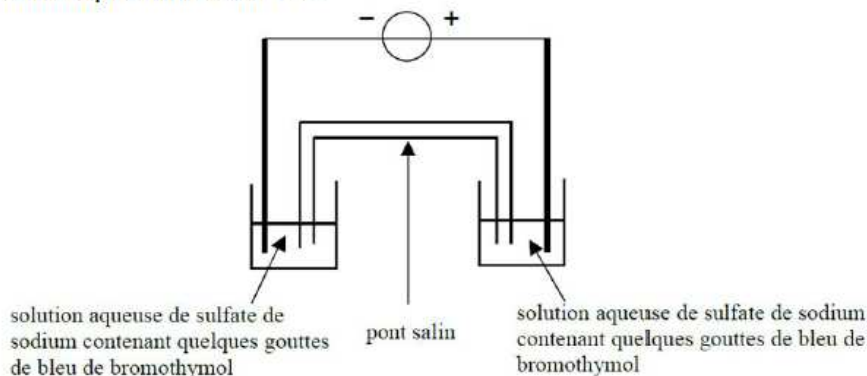


1. Préciser sur le schéma les polarités de la pile.
2. Sachant que les deux couples qui interviennent au niveau des électrodes de la cellule sont $\text{H}_{(aq)}^+/\text{H}_{2(g)}$ et $\text{O}_{2(g)}/\text{H}_2\text{O}_{(l)}$, écrire l'équation globale de fonctionnement de la cellule. Pour l'environnement quel est l'avantage d'une pile à combustible utilisant le dihydrogène par rapport à un carburant classique ?
3. Une cellule élémentaire fonctionne pendant 192 h et débite un courant d'intensité considérée constante de 300 A. Déterminer la masse de dihydrogène nécessaire au fonctionnement de la cellule.

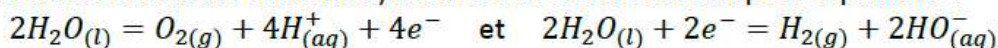
Partie 2. Principe de production du dihydrogène par électrolyse au laboratoire

Une pile à combustible, pendant les phases de production, doit être alimentée en continu par du combustible, la plupart du temps du dihydrogène, et en comburant, le plus souvent du dioxygène, présent dans l'air ambiant. Le dihydrogène n'est pas une source d'énergie naturelle et peut être produit par électrolyse de l'eau, un moyen de production simple mais coûteux.

Au laboratoire on peut produire du dihydrogène en électrolysant une solution aqueuse ionique de sulfate de sodium (électrolyte) avec deux électrodes en platine (inertes chimiquement) : voir montage ci-contre.



Les deux béchers sont remplis de la solution aqueuse de sulfate de sodium précédente à laquelle on a ajouté quelques gouttes de bleu de bromothymol (indicateur coloré acido-basique). Avant de mettre en fonctionnement le générateur, on observe que les deux solutions contenues dans les cristallisoirs sont vertes. Une fois l'électrolyse lancée, on observe que les solutions contenues dans les cristallisoirs prennent des teintes différentes. Les deux réactions ayant lieu aux électrodes ont pour équations :



4. Quelle couleur prend la solution dont l'électrode est reliée au pôle + du générateur ?
5. Écrire l'équation de réaction qui a lieu lors de l'électrolyse.