

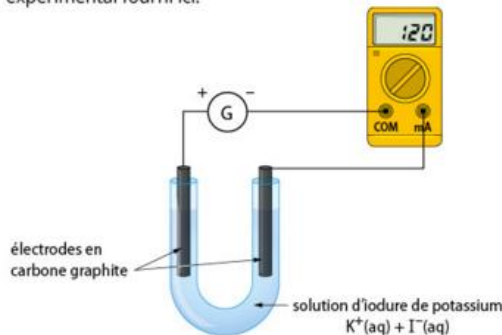


## EXERCICES COURS n°11

## « Electrolyse ... contre-nature ! »

**14** Électrolyse d'une solution d'iodure de potassium

On réalise l'électrolyse d'une solution aqueuse d'iodure de potassium ( $K^+$  (aq),  $I^-$  (aq)) dans un tube en U dans lequel on place des électrodes de graphite reliées à un générateur de tension continue et un ampèremètre selon le dispositif expérimental fourni ici.

**Données :**

• Couple oxydant-réducteur :  $K^+$  (aq) /  $K$  (s) ;  
 $I_2$  (aq) /  $I^-$  (aq) ;  $H_2O$  (l) /  $H_2$  (g) ;  $O_2$  (g) /  $H_2O$  (l).

1. Préciser le sens du courant et le sens de circulation des électrons.
2. Quelles sont les demi-équations d'oxydoréduction susceptibles de se produire :
  - a. à la cathode ?
  - b. à l'anode ?
3. On observe un dégagement gazeux à la cathode, mais pas à l'anode. En déduire la réaction se déroulant effectivement à chaque électrode.

**19** Électrolyse du titane

On réalise l'électrolyse pendant 1,0 h sous un courant d'intensité constante  $I = 200$  mA d'une solution contenant des ions titane  $Ti^{4+}$  (aq). Il se forme 179 mg de titane sur une des deux électrodes.

**Données :**

• Couple oxydant-réducteur :  $Ti^{4+}$  (aq) /  $Ti$  (s).  
 •  $M_{Ti} = 47,9$  g · mol<sup>-1</sup> ;  $N_A = 6,02 \times 10^{23}$  mol<sup>-1</sup> ;  $e = 1,6 \times 10^{-19}$  C.

1. À quelle électrode le titane s'est-il formé ? Justifier la réponse.
2. Quelle est la quantité de matière d'électrons échangés ?
3. Calculer la quantité de matière de titane formé.
4. Écrire la demi-équation modélisant la transformation des ions titane. En déduire la charge des ions titane.

**21** Nettoyage d'une antiquité

Un canon appartenant à un galion espagnol a été retrouvé au fond de la mer. Il était recouvert d'une gangue formant une sorte de ciment qui le protégeait.

Une fois remonté à la surface, on le traite par électrolyse dans une solution d'hydroxyde de potassium ( $K^+$  (aq),  $HO^-$  (aq)) pour détruire la gangue. Le canon sert d'électrode où se forme du dihydrogène pendant le traitement visant à faire tomber la gangue.

On réalise cette électrolyse pendant 36 h avec un courant d'intensité constante  $I = 80$  mA.

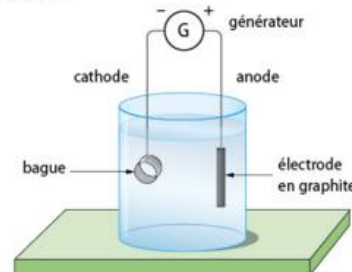
**Données :**

• Couple oxydant-réducteur :  $H_2O$  (l) /  $H_2$  (g).  
 •  $N_A = 6,02 \times 10^{23}$  mol<sup>-1</sup> ;  $e = 1,6 \times 10^{-19}$  C ;  $V_m = 24$  L · mol<sup>-1</sup> (volume molaire dans les conditions de l'expérience).

1. a. Le canon sert-il d'anode ou de cathode ? Justifier la réponse.
- b. Écrire la demi-équation s'y produisant.
2. Déterminer la quantité de matière d'électrons échangés.
3. En déduire le volume de dihydrogène formé.

**15** Bague plaquée or

Pour fabriquer les bijoux plaqués or, on dépose par électrolyse une fine couche d'or, de l'ordre de 10 μm, sur un bijou en bronze. Par exemple, on plonge une bague dans un bain de cyanure d'or ( $Au^{3+}$  (aq),  $3 CN^-$  (aq)) où la bague sert de cathode et une électrode de graphite sera utilisée comme anode.

**Données :**

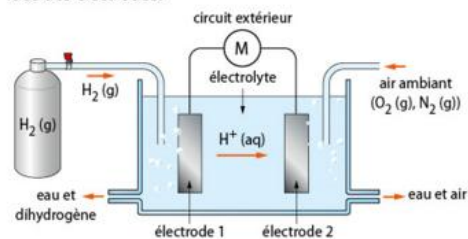
• Couple oxydant-réducteur :  $Au^{3+}$  (aq) /  $Au$  (s).  
 • Masse molaire atomique  $M_{Au} = 197$  g · mol<sup>-1</sup>.

1. Quel est l'intérêt d'utiliser la bague comme cathode ?
2. Écrire l'équation de la réaction se produisant à cette électrode. De quel type de transformation s'agit-il ?
3. On souhaite déposer une masse  $m = 59$  μg d'or sur la bague.
  - a. Calculer la quantité de matière d'or à déposer sur la bague.
  - b. Calculer la quantité de matière d'électrons nécessaire pour réaliser ce dépôt.
  - c. Déterminer la durée  $\Delta t$  de l'électrolyse sachant qu'elle est réalisée avec un courant d'intensité constante  $I = 20$  mA.

## 24 Principe de la pile à hydrogène

La pile à hydrogène est constituée de deux électrodes et d'un électrolyte dans lequel se déplacent les ions.

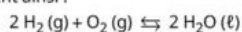
Les réactions chimiques d'oxydoréduction ont lieu à la surface des électrodes.



Au niveau de l'électrode 1, les molécules de dihydrogène  $H_2(g)$ , provenant d'un réservoir, sont oxydées en ions  $H^+(aq)$  qui se déplacent dans la solution électrolytique.

Au niveau de l'électrode 2, des électrons, des ions hydrogène  $H^+(aq)$  de l'électrolyte et des molécules de dioxygène  $O_2$ , provenant de l'air ambiant, se combinent pour donner de l'eau.

On écrira l'équation de la réaction modélisant la transformation chimique qui a lieu au sein de la pile lors de son fonctionnement ainsi :



### Données :

- Couples oxydant-réducteur :  $H^+(aq) / H_2(g)$  ;  $O_2(g) / H_2O(l)$ .
- $V_m = 24 L \cdot mol^{-1}$  (volume molaire d'un gaz dans les conditions d'utilisation de la pile à hydrogène).

1. Quel intérêt la pile à hydrogène présente-t-elle pour l'environnement ?
2. Écrire la demi-équation électronique se produisant à chaque électrode.
3. Donner l'expression de la quantité de matière d'électrons échangés  $n(e^-)$  en fonction de la quantité de matière de dihydrogène initial  $n_1(H_2)$ .
4. Expliquer pourquoi le dihydrogène est le réactif limitant.
5. On suppose que la pile s'arrête de fonctionner lorsque le réactif limitant est épuisé au bout d'une durée notée  $\Delta t$ . Déterminer l'expression littérale de la quantité de matière  $n_1(H_2)$  du réactif limitant en fonction de l'intensité  $I$  du courant, de la durée  $\Delta t$ , de la constante d'Avogadro  $N_A$  et de la charge élémentaire  $e$ .
6. Calculer le volume de dihydrogène consommé pendant une durée de fonctionnement de 200 h et pour une intensité moyenne du courant électrique débité par la pile  $I = 200 A$ .
7. Au regard de ce résultat, quel inconvénient peut présenter l'utilisation de la pile à hydrogène dans les conditions usuelles de pression et de température ?