

**EXERCICE I. LA PILE SOUS TOUTES SES FACES (6,5 points)**

**Amérique du sud 11/2008**

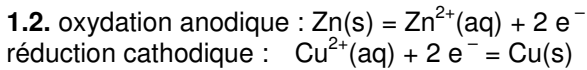
**CORRECTION ©**

<http://labolycee.org>

**1. La pile Daniell.**

1.1. Voir figure 1 ci-contre.

énoncé : « L'électrode positive de cette pile est l'électrode de cuivre. »



1.3. Équation de la réaction de fonctionnement de la pile  
 $Cu^{2+}(aq) + Zn(s) = Cu(s) + Zn^{2+}(aq)$

1.4.1.  $Q_r = \frac{[Zn^{2+}(aq)]}{[Cu^{2+}(aq)]}$

1.4.2.  $Q_{r,i} = \frac{[Zn^{2+}(aq)]_i}{[Cu^{2+}(aq)]_i} = 1$

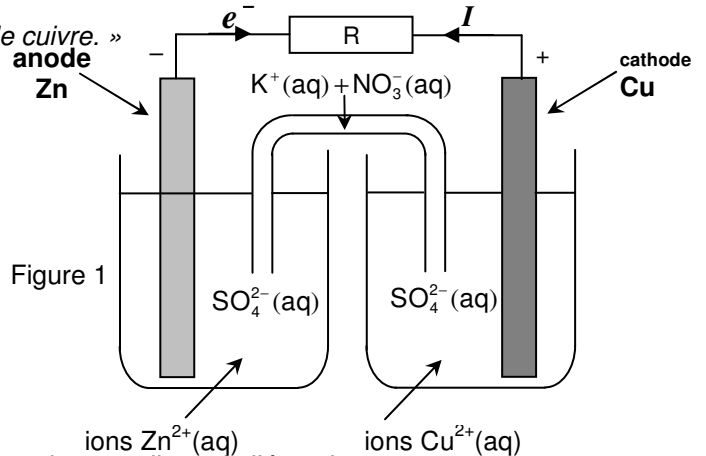
1.4.3.  $Q_{r,i} < K$ , le système chimique évolue spontanément dans le sens direct de l'équation.

Le zinc se transforme en ions zinc (II) et libère des électrons, la plaque de zinc est la borne négative de la pile.

1.5. Il y a consommation d'ions  $Cu^{2+}$ , donc  $[Cu^{2+}(aq)]$  diminue.

Il y a production d'ions  $Zn^{2+}$ , alors  $[Zn^{2+}(aq)]$  augmente.

1.6. Les ions du pont salin se déplacent afin de maintenir l'électroneutralité des solutions dans les bechers. Les **cations**  $K^{+}$  se déplacent vers la **cathode**. Les **anions**  $NO_3^{-}$  se déplacent vers l'**anode**.



**2. L'accumulateur au plomb.**

réaction fonctionnement accumulateur en générateur :  $PbO_2(s) + 4 H^{+}(aq) + Pb(s) = Pb^{2+}(aq) + Pb^{2+}(aq) + 2 H_2O(l)$

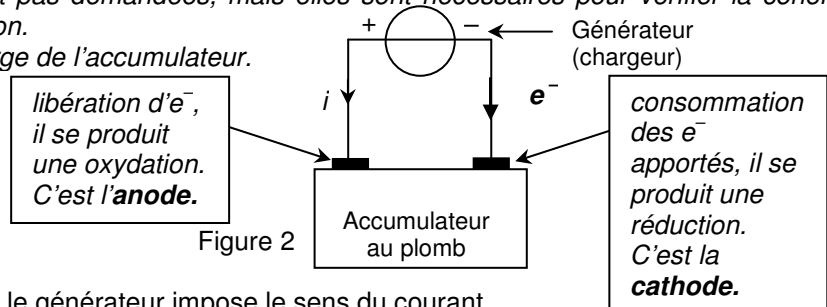
2.1. couple  $Pb^{2+}(aq)/Pb(s)$  oxydation du plomb  $Pb(s) = Pb^{2+}(aq) + 2 e^{-}$

couple  $PbO_2(s) / Pb^{2+}(aq)$  réduction de l'oxyde de plomb  $PbO_2(s) + 4 H^{+} + 2 e^{-} = Pb^{2+}(aq) + 2H_2O(l)$

Remarque : les demi-équations ne sont pas demandées, mais elles sont nécessaires pour vérifier la cohérence des couples avec l'équation de la réaction.

On s'intéresse dans ce qui suit à la charge de l'accumulateur.

2.2.



2.3. Il s'agit d'une transformation forcée, le générateur impose le sens du courant.

2.4. Le chargeur par son apport d'énergie, permet de réaliser la réaction dans le sens inverse au sens d'évolution spontanée. L'équation est :  $Pb^{2+}(aq) + Pb^{2+}(aq) + 2 H_2O(l) = PbO_2(s) + 4 H^{+}(aq) + Pb(s)$

2.5. Spontanément, le système chimique évoluerait dans le sens inverse de la réaction ci-dessus.  $Q_r > K$ .  $Q_r$  diminuerait pour tendre vers  $K$ .

La transformation étant forcée, le quotient de réaction augmente et **sa valeur s'éloigne de celle de K**.

**3. La pile à combustible à hydrogène**

3.1.  $n(H_2) = \frac{m}{M_{H_2}}$  avec m en g.

$n(H_2) = \frac{2,5 \times 10^3}{2 \times 1,00} = 1,25 \times 10^3 \text{ mol} = 1,3 \times 10^3 \text{ mol}$

3.2. D'après la demi-équation d'oxydation de  $H_2$  :  $n(H_2) = \frac{n(e^{-})}{2}$ , ou  $n(e^{-}) = 2.n(H_2)$ .

$n(e^{-}) = 2 \times 1,25 \times 10^3 = 2,5 \times 10^3 \text{ mol}$

3.3.  $Q = n(e^{-}) \cdot F$

$Q = 2,5 \times 10^3 \times 9,65 \times 10^4 = 2,4 \times 10^8 \text{ C}$

$Q = I \cdot \Delta t$

$I = \frac{Q}{\Delta t}$

$I = \frac{2,4125 \times 10^8}{6 \times 3600 + 40 \times 60} = 1,0 \times 10^4 \text{ A}$

on utilise la valeur non arrondie de Q, on convertit  $\Delta t$  en s