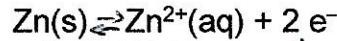
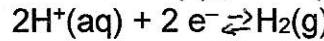


1. Étude de la pile Volta

Q1. Oxydation du zinc



Réduction des ions hydrogène



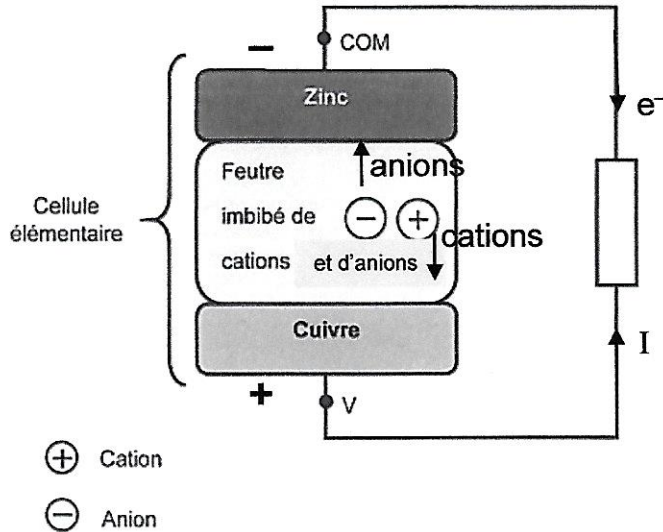
En additionnant les deux demi-équations, on retrouve l'équation proposée.



Q2. À la cathode, il se produit une réduction. Celle des ions H^{+} , l'électrode de cuivre inerte se contente d'y apporter les électrons fournis par l'oxydation des atomes Zn de l'anode.

L'électrode de cuivre joue le rôle de cathode.

Q3.



$\rightarrow \text{Zn} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + \text{e}^{-}$
donc oxydation à l'électrode de zinc donc ANODE
donc le cuivre est la CATHODE

Justifications non demandées :

Pôles : Le zinc libère des électrons, c'est le pôle négatif de la cellule.

Au niveau du cuivre, des électrons sont consommés, c'est le pôle positif de la cellule.

Mouvement des électrons : du pôle - vers le pôle +.

Sens du courant : opposé au mouvement des électrons.

Mouvement des cations : Pour maintenir l'électroneutralité de la lame de cuivre des cations y arrivent et compensent ainsi la disparition des charges + des ions H^{+} .

Mouvement des anions : Pour maintenir l'électroneutralité de la lame de zinc des anions y arrivent et compensent ainsi l'apparition des charges + due aux Zn^{2+} .

Q4. Le voltmètre ainsi connecté mesure la tension $U_{\text{CuZn}} = V_{\text{Cu}} - V_{\text{Zn}} > 0$ donc $V_{\text{Cu}} > V_{\text{Zn}}$. Ce qui confirme que la laque de cuivre est le pôle +. *la tension est positive donc la borne COM est bien branchée sur le ⊖*

Q5. Les points expérimentaux semblent alignés sur une droite passant par l'origine. Ainsi la tension électrique est proportionnelle au nombre N de cellules. On a $U = k \cdot N$ où k est le coefficient directeur de cette droite.

À l'aide du point A ($N = 14$; $U_A = 12 \text{ V}$), on trouve $k = \frac{U_A}{N} = \frac{12}{14} = 0,86 \text{ V/cellule}$

Alors $U = 0,86 \cdot N$

Q6. Pour atteindre $U = 10^2 \text{ V}$, il faut $N = \frac{U}{0,86} = \frac{100}{0,86} = 1,2 \times 10^2$ cellules, soit un ordre de

grandeur de 10^2 cellules.

∇ il est demandé une relation numérique donc il faut calculer k.

2. La pile Daniell

Q7. On calcule les quantités de matière de réactifs.

$$n_{Zn} = \frac{m_{Zn}}{M_{Zn}}$$

$$n_{Zn} = \frac{100}{65,4} = 1,53 \text{ mol de Zn}$$

$$n_{Cu^{2+}} = C \cdot V$$

$$n_{Cu^{2+}} = 0,100 \times 100 \times 10^{-3} = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

on peut prendre $[Cu^{2+}] = C$ car $CuSO_4 \rightarrow Cu^{2+} + SO_4^{2-}$
le coefficient stœchiométrique devant Cu^{2+} est égal à 1.

D'après l'équation de la réaction, il faut $\frac{n_{Cu^{2+}}}{1} = \frac{n_{Zn}}{1}$ pour respecter les proportions stœchiométriques.

Ici $\frac{n_{Cu^{2+}}}{1} < \frac{n_{Zn}}{1}$, donc effectivement les cations Cu^{2+} constituent le réactif limitant.

Q8. $Q = n_{e^-} \cdot F$ où F est la charge d'une mole d'électrons = $9,65 \times 10^4 \text{ C}$.

Au niveau microscopique chaque fois qu'un ion Cu^{2+} est consommé alors 2 électrons circulent dans le circuit.

Au niveau macroscopique, $n_{Cu^{2+}} = \frac{n_{e^-}}{2}$, soit $n_{e^-} = 2 \cdot n_{Cu^{2+}}$

$$Q = 2 \cdot n_{Cu^{2+}} \cdot F$$

Par ailleurs, $Q = I \cdot \Delta t$ donc $I \cdot \Delta t = 2 \cdot n_{Cu^{2+}} \cdot F$

$$\Delta t = \frac{2n_{Cu^{2+}} \cdot F}{I}$$

$$\Delta t = \frac{2 \times 1,00 \times 10^{-2} \times 9,65 \times 10^4}{20 \times 10^{-3}} = 9,65 \times 10^4 \text{ s} = 26,8 \text{ h}$$

$2 \times 0,01 \times 9,65 \times 10^4$	
20×10^{-3}	
9.65E4	
Rep/3600	
2.680555556E1	

Si vous avez trouvé une erreur, merci de nous la signaler par email : labolycee@labolycee.org

Dans le cours

$$Q_{\max} = n(e^-) \times N_A \times e$$

ils donnent la charge électrique d'une mole d'électrons = $9,65 \times 10^4 \text{ C}$

e correspond à la charge électrique d'un électron

N_A correspond au nbre d'électrons dans 1 mole

$$\text{donc } e \times N_A = 9,65 \times 10^4 \text{ C}$$

↳ charge électrique d'une mole d'électrons