ÉTUDIER LE FONCTIONNEMENT D'UNE PILE

A. Transfert spontané d'électrons direct

1. Observations : - décoloration de la solution : le bleu est plus pâle ⇒ les ions Cu^{2+} ont été consommés.
- formation d'un dépôt métallique rougeâtre ⇒ il s'est formé du cuivre métal Cu.

2. $Cu^{2+}(aq) + Zn(s) \rightleftarrows Cu(s) + Zn^{2+}(aq)$

3. Le transfert d'électron s'effectue spontanément entre la lame de zinc et les ions cuivre dans laquelle cette lame est immergée. Les deux réactifs sont en contact.

4. Calcul du quotient réactionnel initial :
Une fois le mélange effectué et avant toute réaction les concentrations initiales des deux ions sont :
$[Zn^{2+}]_i = [Cu^{2+}]_i = 0{,}010 / 2 = 0{,}050 mol.L^{-1}$ en raison de la dilution lors du mélange : le volume a été multiplié par deux.

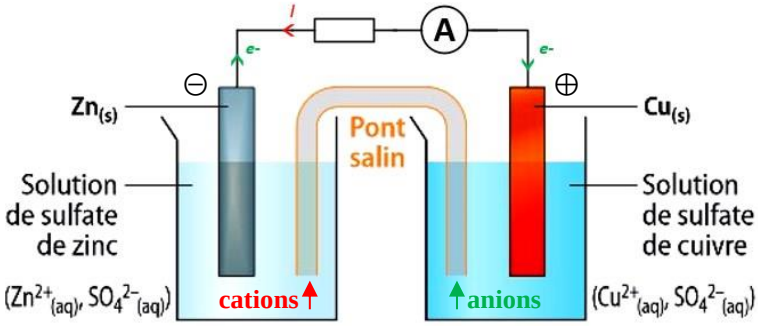
$$Q_{r,i} = \frac{[Zn^{2+}]_i}{[Cu^{2+}]_i} = \frac{0{,}050}{0{,}050} = 1{,}0 < K$$

$Q_{r,i} < K$ donc la transformation se produit dans le sens direct : formations de cuivre et d'ions Zn^{2+} en accord avec les observations expérimentales.

B. Transfert spontané d'électrons indirect

1. L'ampèremètre affiche une valeur positive :
- la borne A est du côté de la borne ⊕ de la pile : électrode de cuivre
- et la borne COM du côté de la borne ⊖ : électrode de zinc

Le courant circule de la borne ⊕ vers la borne ⊖ à l'extérieur de la pile.
Lorsque l'on enlève le pont salin, le courant électrique qui traverse la pile s'annule.
Le pont salin assure le passage du courant électrique dans la pile par un déplacement d'ions.



$Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^-$ $\quad Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$

2. Les électrons circulent dans le sens opposé au sens conventionnel du courant : de la lame de zinc vers celle de cuivre.
Oxydation à l'anode où des électrons sont produits : $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^-$ $\quad |\times 1$
Réduction à la cathode où des électrons sont consommés : $Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$ $\quad |\times 1$
$Cu^{2+}(aq) + Zn(s) \rightarrow Cu(s) + Zn^{2+}(aq)$
et il y a $z = 1\times 2 = 2$ électrons échangés lors de cette réaction.

Le transfert d'électrons ne s'effectue plus directement car les deux réactifs ne sont plus en contact mais par l'intermédiaire du circuit électrique extérieur.

3. Déconnecter la résistance et l'ampèremètre. Régler le multimètre en voltmètre.
Le relier aux deux bornes de la pile. La tension affichée est positive lorsque la borne V est reliée à la borne positive.
La borne ⊕ est l'électrode de cuivre et la borne ⊖ celle de zinc.
Le courant circule à l'extérieur de la pile de la borne ⊕ vers la borne ⊖ en accord avec les observations effectuées.

4. Calcul des quantités de matière initiales des réactifs de la pile :

Masse de l'électrode de zinc (obtenue par pesée) ⇒ $m_{Zn} = 5{,}04g$ d'où : $n°_{Zn} = \frac{m_{Zn}}{M(Zn)} = \frac{5{,}04}{65{,}4} = 7{,}7.10^{-2} mol$

Volume introduit de solution de sulfate de cuivre ⇒ V = 50mL d'où : $n°_{Cu^{2+}} = [Cu^{2+}].V = 0{,}10\times 50.10^{-3} = 5{,}0.10^{-3} mol$

$\frac{n°_{Cu^{2+}}}{1} < \frac{n°_{Zn}}{1}$ donc les ions Cu^{2+} sont le réactif limitant : $x_{max} = 5{,}0.10^{-3} mol$

Le nombre d'électrons échangés vaut : $n(e^-)_{max} = z.x_{max} = 2\times 5{,}0.10^{-3} = 1{,}0.10^{-2} mol$
D'où la valeur de la capacité : $Q_{max} = n(e^-)_{max}.F = 1{,}0.10^{-2}\times 9{,}65.10^4 = 9{,}7.10^2 C$

5. $Q = I.\Delta t = 150.10^{-6} \times (15{,}0\times 60) = 0{,}135C$
$n(e^-) = Q / F = 0{,}135 / 9{,}65.10^4 = 1{,}40.10^{-6} mol$

À l'anode : $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^-$ donc : $\frac{n(Zn)_{consommée}}{1} = \frac{n(e^-)}{2} = 7{,}00.10^{-7} mol$

$m(Zn)_{consommée} = n.M = 7{,}00.10^{-7}\times 65{,}4 = 4{,}57.10^{-5} g = 45{,}7 \mu g$
Cette variation de masse est trop faible pour pouvoir être mesurée au laboratoire.