CORRECTION
CONSTITUTION ET ETUDE D'UNE PILE

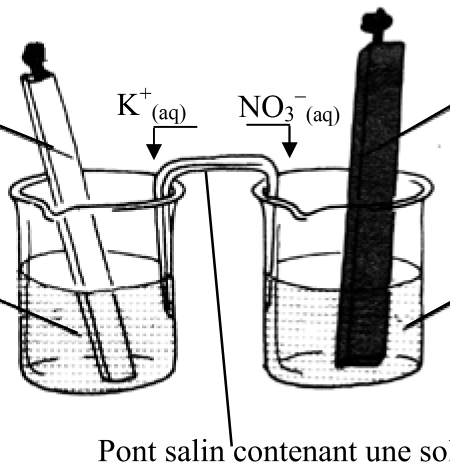
1. $2\,Ag^+_{(aq)} + Cu_{(s)} = 2\,Ag_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)}$

$$\mathbf{Q_r} = \frac{[Cu^{2+}_{(aq)}]}{[Ag^+_{(aq)}]^2}$$

$$\mathbf{Q_{r,\,i}} = \frac{[Cu^{2+}_{(aq)}]_i}{[Ag^+_{(aq)}]_i^2} = \frac{2{,}5.10^{-2}}{(5{,}0.10^{-2})^2} = \mathbf{10}$$

D'après le critère d'évolution : $\mathbf{Q_{r,\,i} < K}$, le système évolue dans le **sens direct** de l'équation.

2.



3.1 Le courant circulant de l'argent vers le cuivre, les électrons circulent en sens inverse soit **du cuivre vers l'argent** dans le conducteur ohmique.

3.2 L'électrode de cuivre est donc la borne négative soit l'anode, siège d'une oxydation qui fournit des électrons: $\mathbf{Cu_{(s)} = Cu^{2+}_{(aq)} + 2\,e^-}$

Au niveau de l'électrode d'argent (pôle positif), il se produit une réduction qui consomme des électrons :

$\mathbf{Ag^+_{(aq)} + e^- = Ag_{(s)}}$

3.3 L'équation de la réaction spontanée est donc : $2\,Ag^+_{(aq)} + Cu_{(s)} = 2\,Ag_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)}$

Le sens de la réaction spontanée est en accord avec celui déterminé dans la question 1.

3.4. Le pont salin permet:

- de fermer le circuit électrique, il assure le passage du courant entre les 2 solutions, sous forme d'un déplacement d'ions.

- de conserver la neutralité électrique des solutions en leur apportant des ions. D'un côté, il y a consommation d'ions Ag^+, le pont salin apporte des ions K^+ pour compenser. Dans l'autre becher, il y a formation d'ions Cu^{2+}, le pont salin apporte des ions NO_3^- pour neutraliser. Voir schéma précédent.

4.1. La constante d'équilibre de la réaction est égale à $2.2.10^{15}$, la réaction est donc considérée totale.

4.2. Cette transformation pouvant être considérée comme étant totale :

Équation chimique		$2\,Ag^+_{(aq)}$ +	$Cu_{(s)}$ →	$2\,Ag_{(s)}$ +	$Cu^{2+}_{(aq)}$
État du système	Avancement	Quantité de matière en mol			
État initial	0	$n_1 = C_1.V_1$	$n(Cu)_0 = \frac{m}{M}$	$n(Ag)_0$	$n_2 = C_2.V_2$
En cours	x	$n_1 - 2x$	$n - x$	$n(Ag)_0 + 2\,x$	$n_2 + x$
État final	x_{max}	$n_1 - 2x_{max}$	$n - x_{max}$	$n(Ag)_0 + 2\,x_{max}$	$n_2 + x_{max}$

4.3. Si Ag^+ est le réactif limitant, il est totalement consommé soit $n_1 - 2x_{max} = 0$

$$C_1.V_1 - 2x_{max} = 0$$

$$x_{max} = \frac{C_1.V_1}{2}$$

$$x_{max} = \frac{1{,}0.10^{-1} \times 20.10^{-3}}{2} = \mathbf{1{,}0.10^{-3}\ mol}$$

Si Cu est le réactif limitant, $n(Cu)_0 - x_{max} = 0$

$$x_{max} = \frac{m}{M} = \frac{1{,}0}{63{,}5} = 1{,}6.10^{-2}\ \text{mol}$$

Ag^+ conduit à la valeur de l'avancement maximal la plus faible, il s'agit donc du réactif limitant et **x_{max} = $1{,}0.10^{-3}$ mol**.

4.4. $[Cu^{2+}_{(aq)}]_f = \dfrac{C_2.V_2 + x_{max}}{V_2} = \dfrac{5{,}0.10^{-2} \times 20.10^{-3} + 1{,}0.10^{-3}}{20.10^{-3}} = \mathbf{1{,}0.10^{-1}\ mol.L^{-1}}$.

4.5. La pile cesse de fonctionner lorsque le système chimique atteint l'état d'équilibre. On a vu que pour cette réaction $x_{éq} = x_{max}$.

$Q = n(e^-).F$

Méthode 1: Niveau microscopique: A chaque fois que la réaction $2\ Ag^+_{(aq)} + Cu_{(s)} = 2\ Ag_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)}$ a lieu une fois, ce sont deux électrons qui sont transférés au circuit extérieur. Niveau macroscopique: $n(e^-) = 2.x_{max}$	Méthode 2: D'après la demi-équation de réduction $Ag^+_{(aq)} + e^- = Ag_{(s)}$, on a $n_{Ag^+ conso} = n(e^-)$. D'après le tableau d'avancement: $n_{Ag^+ conso} = n_1 = 2x_{max}$, alors $n(e^-) = 2x_{max}$

Donc **$Q = 2.x_{max}.F$**

$Q = 2 \times 1{,}0.10^{-3} \times 96{,}5.10^3$

$Q = 193$ C soit **$Q = 1{,}9.10^2$ C**

4.6. Il suffit de convertir Q en A.h.

1 A.h = 3600 C

$$\chi = \frac{Q}{3600}$$

$$\chi = \frac{193}{3600} = 53{,}6.10^{-3}\ \text{A.h}$$

soit χ = **54.10^{-3} A.h** ou 54 mA.h