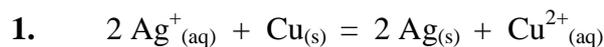


**CORRECTION**  
**CONSTITUTION ET ETUDE D'UNE PILE**

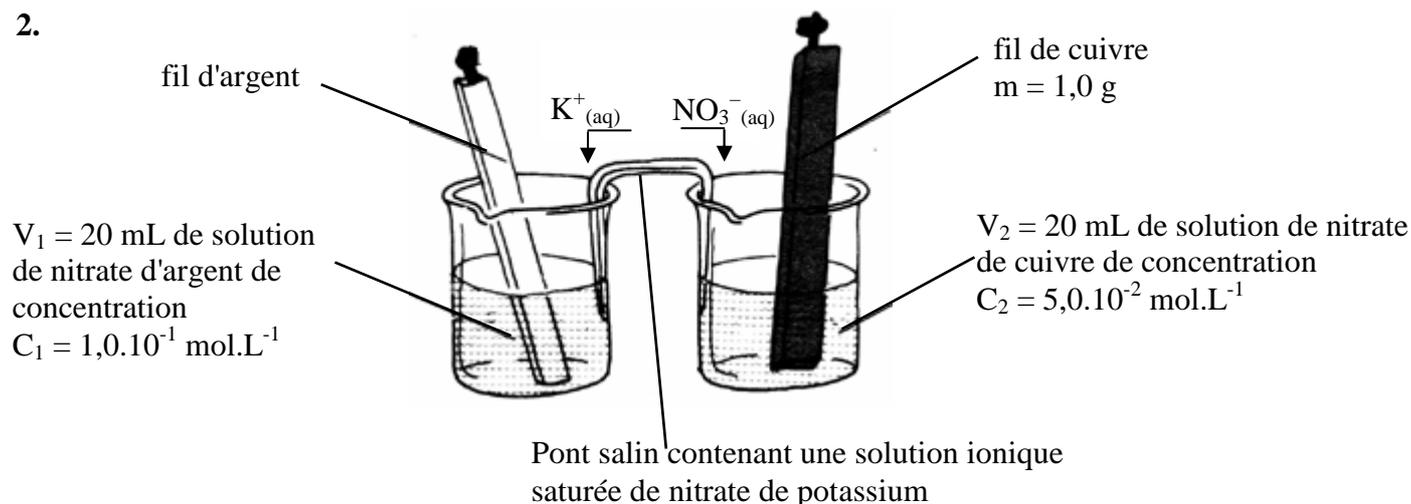


$$Q_r = \frac{[\text{Cu}^{2+}_{(aq)}]}{[\text{Ag}^+_{(aq)}]^2}$$

$$Q_{r,i} = \frac{[\text{Cu}^{2+}_{(aq)}]_i}{[\text{Ag}^+_{(aq)}]_i^2} = \frac{2,5 \cdot 10^{-2}}{(5,0 \cdot 10^{-2})^2} = 10$$

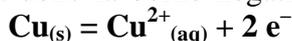
D'après le critère d'évolution :  $Q_{r,i} < K$ , le système évolue dans le **sens direct** de l'équation.

2.

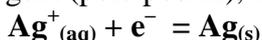


3.1 Le courant circulant de l'argent vers le cuivre, les électrons circulent en sens inverse soit **du cuivre vers l'argent** dans le conducteur ohmique.

3.2 L'électrode de cuivre est donc la borne négative soit l'anode, siège d'une oxydation qui fournit des électrons:



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



3.3 L'équation de la réaction spontanée est donc :  $2 \text{Ag}^+_{(aq)} + \text{Cu}_{(s)} = 2 \text{Ag}_{(s)} + \text{Cu}^{2+}_{(aq)}$   
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  $\text{Ag}^+$ , le pont salin apporte des ions  $\text{K}^+$  pour compenser. Dans l'autre becher, il y a formation d'ions  $\text{Cu}^{2+}$ , le pont salin apporte des ions  $\text{NO}_3^-$  pour neutraliser. Voir schéma précédent.

4.1. La constante d'équilibre de la réaction est égale à  $2,2 \cdot 10^{15}$ , la réaction est donc considérée totale.

4.2. Cette transformation pouvant être considérée comme étant totale :

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



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

$$C_1 \cdot V_1 - 2x_{\max} = 0$$

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

$$x_{\max} = \frac{1,0 \cdot 10^{-1} \times 20 \cdot 10^{-3}}{2} = \mathbf{1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

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

$$x_{\max} = \frac{m}{M} = \frac{1,0}{63,5} = 1,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$\text{Ag}^+$  conduit à la valeur de l'avancement maximal la plus faible, il s'agit donc du réactif limitant et  $x_{\max} = \mathbf{1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$ .

4.4.  $[\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}]_f = \frac{C_2 \cdot V_2 + x_{\max}}{V_2} = \frac{5,0 \cdot 10^{-2} \times 20 \cdot 10^{-3} + 1,0 \cdot 10^{-3}}{20 \cdot 10^{-3}} = \mathbf{1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$ .

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

**$Q = n(e^-) \cdot F$**

Méthode 1: Niveau microscopique: A chaque fois que la réaction  $2 \text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{Cu}_{(\text{s})} = 2 \text{Ag}_{(\text{s})} + \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$  a lieu une fois, ce sont deux électrons qui sont transférés au circuit extérieur.  
Niveau macroscopique:  $n(e^-) = 2 \cdot x_{\max}$

Méthode 2: D'après la demi-équation de réduction  $\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + e^- = \text{Ag}_{(\text{s})}$ , on a  $n_{\text{Ag}^+_{\text{conso}}} = n(e^-)$ .  
D'après le tableau d'avancement:  
 $n_{\text{Ag}^+_{\text{conso}}} = n_1 = 2x_{\max}$ , alors  $n(e^-) = 2x_{\max}$

Donc  **$Q = 2 \cdot x_{\max} \cdot F$**

$$Q = 2 \times 1,0 \cdot 10^{-3} \times 96,5 \cdot 10^3$$

$$Q = 193 \text{ C} \quad \text{soit } \mathbf{Q = 1,9 \cdot 10^2 \text{ C}}$$

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

$$1 \text{ A.h} = 3600 \text{ C}$$

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

$$\chi = \frac{193}{3600} = 53,6 \cdot 10^{-3} \text{ A.h}$$

$$\text{soit } \chi = \mathbf{54 \cdot 10^{-3} \text{ A.h}} \quad \text{ou } 54 \text{ mA.h}$$