


Terminale Spécialité Physique-Chimie	Thème : Constitution et transformations de la matière	M.KUNST-MEDICA	
Chapitre 7 : Évolution spontanée d'un système chimique			
Feuille d'évaluation à rendre obligatoirement avec la copie			
<u>Correction Activité expérimentale n°7.3 : Réaliser une pile</u>			

Protocole n°1 :

Dans un bécher, **verser** 10,0 mL de solution de sulfate de cuivre ($\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$; $\text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$) à $0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et 10,0 mL de solution de sulfate de zinc ($\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$; $\text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$) à $0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ (solutions préparées par le professeur)

Plonger une plaque de zinc $\text{Zn}_{(\text{s})}$ préalablement décapée, et une lame de cuivre $\text{Cu}_{(\text{s})}$

Agiter, puis **filtrer** la solution.

Questions :

1. **Mettre en œuvre** le protocole expérimental n°1. **Observer**.

On observe une décoloration de la solution de sulfate de cuivre (II) et un dépôt de cuivre (sur la plaque de zinc).

2. **En déduire** l'équation de la réaction modélisant la transformation chimique.



3. **Justifier** l'expression « transfert spontané d'électrons par contact direct entre réactifs ».

Le transfert d'électrons se fait sans fournir d'énergie extérieure, il est spontané et se réalise par contact direct entre les réactifs $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ et $\text{Zn}_{(\text{s})}$.

4. La constante d'équilibre associée à l'équation est 10^{37} . **Montrer** que le sens d'évolution spontanée prévu est compatible avec les observations expérimentales.

$$Q_{r,l} = \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]} = \frac{1,0 \times 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}{1,0 \times 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}} = 1 \ll K = 10^{37}$$

La transformation évolue donc dans le sens direct.

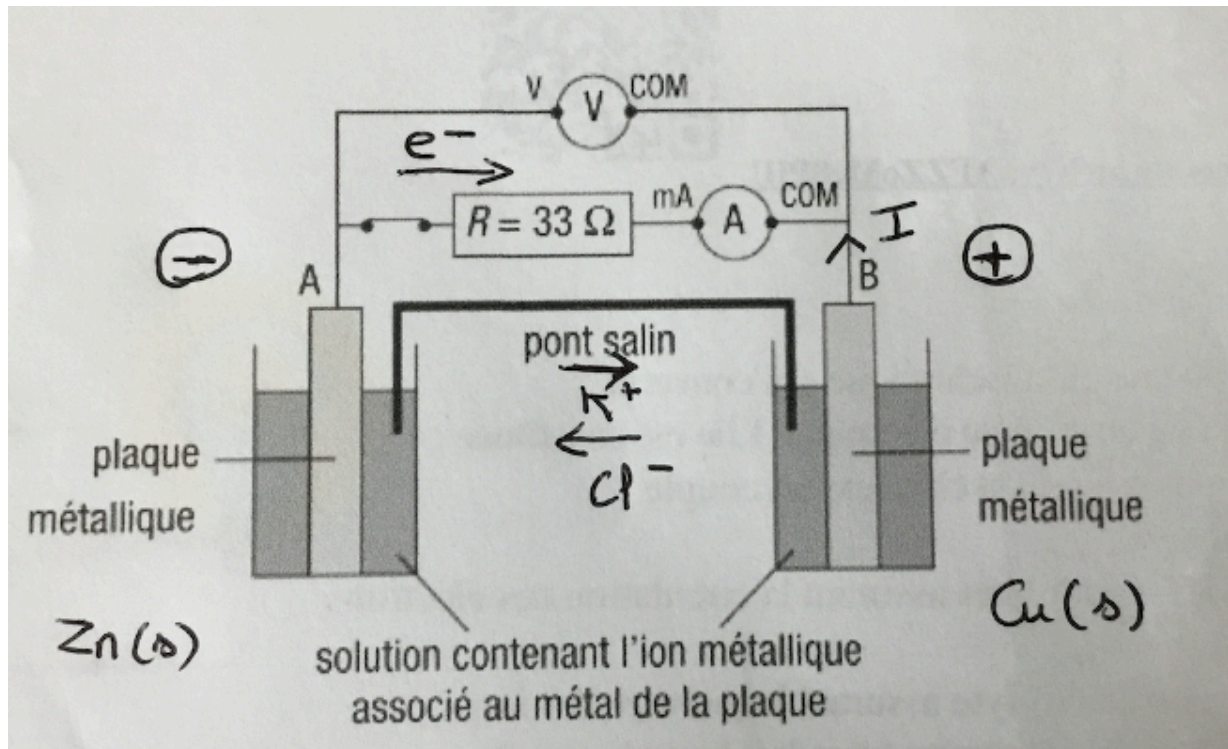
Protocole n°2 :

Questions :

5. **Mettre en œuvre** le protocole expérimental n°2, **en déduire** la polarité de chaque électrode sur le schéma ci-dessus. Relever et noter la tension aux bornes de la pile, appelée tension à vide.

$$U_0 = 1,1 \text{ V}$$

6. **Remplacer** le voltmètre par la résistance et un ampèremètre en série. En fonction du signe de l'intensité mesurée, en déduire le sens du courant électrique.



7. **Retirer** le pont salin et refaire la mesure. **Noter** vos observations. **Formuler** une hypothèse sur le rôle du pont salin et les espèces qui y circulent.

Sans le pont salin, le courant ne circule pas.

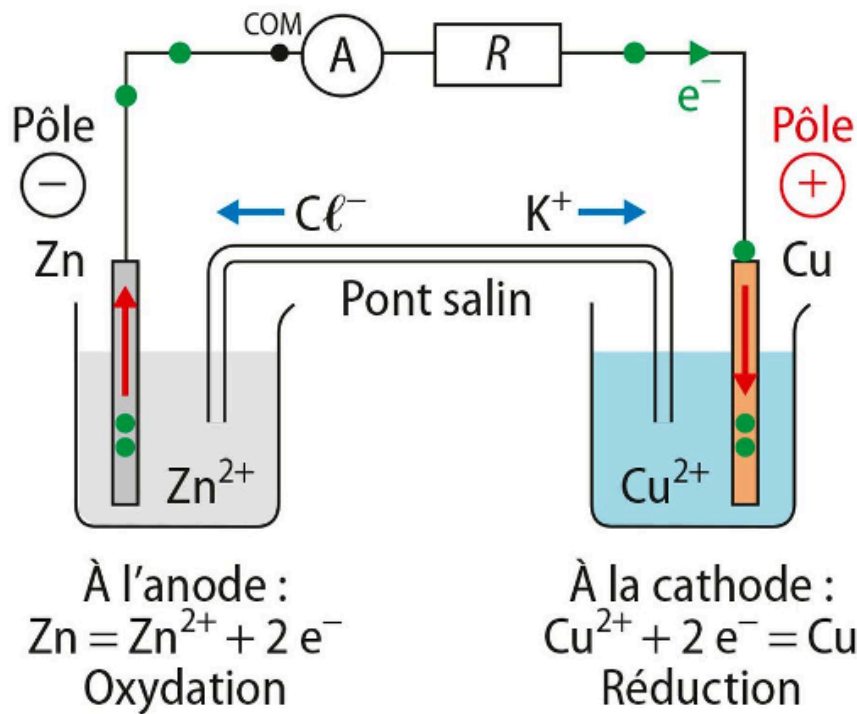
Le pont salin a deux rôles:

- il permet la **liaison électrique** entre les deux compartiments sans que les deux solutions se mélangent, par migration des conducteurs ioniques.

-il assure la **neutralité électrique** des deux solutions.

(Car pendant le fonctionnement de la pile la concentration des ions Zn^{2+} augmente dans la solution de sulfate de zinc et celle des ions Cu^{2+} diminue dans la solution de sulfate de cuivre et pour assurer la neutralité électrique les ions Cl^- migrent à travers le pont ionique vers la solution de sulfate de zinc et les ions K^+ vers la solution de sulfate de cuivre).

8. A l'aide du sens du courant observé, **donner** la demi-équation qui a lieu à chacune des électrodes. Préciser si c'est une oxydation ou une réduction.



9. **Donner** l'équation de la réaction d'oxydo-réduction associée à la transformation ayant lieu lors du fonctionnement de la pile.

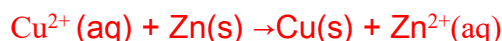


10. **Justifier** l'expression « transfert spontané d'électrons par l'intermédiaire d'un circuit extérieur ».

Le transfert d'électrons se fait sans fournir d'énergie extérieure, il est spontané. Les réactifs $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ et $\text{Zn}_{(\text{s})}$ ne sont pas en contact et le transfert d'électrons se fait par l'intermédiaire d'un circuit électrique extérieur.

11. Dans le cas où il y a $1,00 \times 10^{-2}$ mol de zinc consommé, **en déduire** la capacité électrique de la pile en tenant compte du nombre d'électrons échangés au cours de la réaction.

L'équation de la réaction globale de fonctionnement de la pile est :



D'après le **doc. 3**, on peut écrire :

$$Q_{\text{max}} = n_e \cdot F, \text{ avec } F = N_A \times e$$

Or, il y a deux fois plus d'électrons produits que de zinc solide consommé, d'après la demi-équation d'oxydoréduction à l'anode. On a donc $n_e = 2 n(\text{Zn})$. On peut donc écrire :

$$Q_{\text{max}} = 2 n(\text{Zn}) \cdot F$$

$$\text{AN : } Q_{\text{max}} = 2 \times 1,00 \times 10^{-2} \times 9,65 \times 10^4 = 193(\text{C})$$

12. **Compléter** le schéma de la pile ci-dessous qui illustre son fonctionnement (métaux, noms des solutions, déplacement des porteurs de charge, équations sur les électrodes, polarité, sens conventionnel du courant) .

