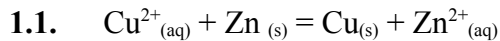


Partie 1 : Oxydation directe d'un métal.



1.2. $Q_{r,i} = \frac{[\text{Zn}^{2+}_{(aq)}]_i}{[\text{Cu}^{2+}_{(aq)}]_i} = 1,0$ puisque les réactifs ont la même concentration.

1.3. $Q_{r,i} < K$, le système doit évoluer en sens direct.

Ceci est conforme aux observations:

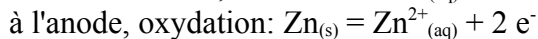
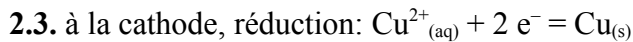
- décoloration de la solution initialement bleue : Cu^{2+} est consommé ;
- dépôt métallique sur la lame de zinc: $\text{Cu}_{(s)}$ se forme.

Partie 2 : Application aux piles

2.1. Le pont salin assure la conservation de l'électroneutralité des solutions en assurant le passage des ions, il permet de fermer le circuit électrique.

2.2. D'après le critère d'évolution, la réaction en sens direct est prédominante sur la réaction en sens inverse: Cu^{2+} subit une réduction, il se forme du cuivre Cu . Ceci engendre une consommation d'électrons, la lame de cuivre constitue l'électrode positive.

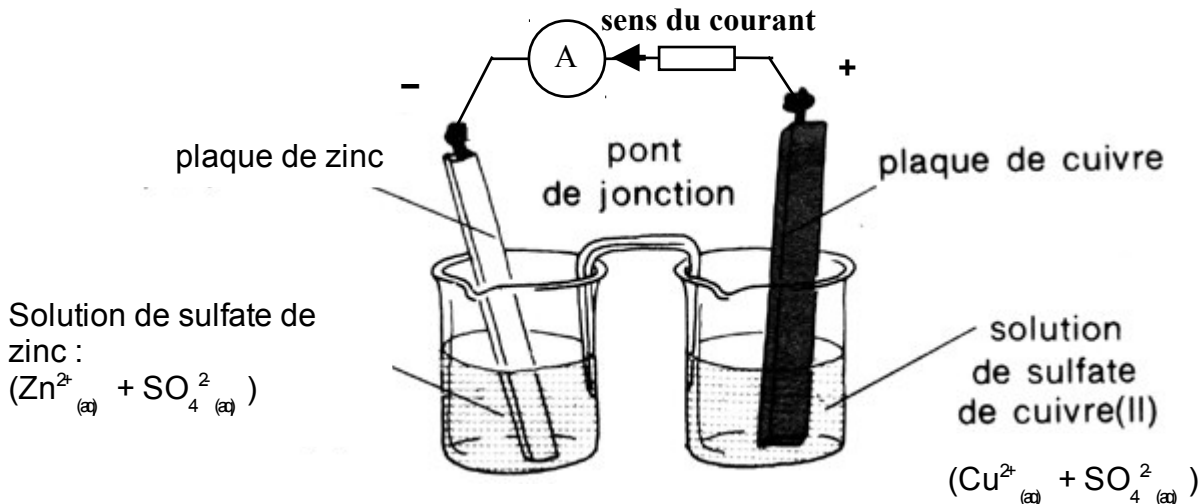
Et le zinc Zn est oxydé, il se forme des cations Zn^{2+} . Ceci s'accompagne de la libération d'électrons, la lame de zinc constitue l'électrode négative.



Il y a autant d'électrons produits que d'électrons consommés,



2.4.



2.5. La pile en fonctionnement fait circuler des électrons dans le circuit extérieur, c'est donc qu'elle est le siège de réactions chimiques. Il s'agit d'un système hors équilibre. C'est seulement lorsqu'elle sera utilisée, que l'état d'équilibre sera atteint.