Polynésie 09/2004 **Exercice 2 OXYDO-REDUCTION (2,5 points)**

Partie 1 : Oxydation directe d'un métal.

On introduit dans un bécher 20 mL d'une solution de sulfate de cuivre (II) à 0,20 mol.L^{-1} et 20 mL d'une solution de sulfate de zinc (II) de même concentration.

On y plonge alors une lame de zinc et une lame de cuivre.

On observe : - la décoloration de la solution initialement bleue.
- un dépôt métallique sur la lame de zinc.

1.1. Écrire une équation de réaction associée à cette transformation.

1.2. Donner l'expression littérale du quotient de réaction $Q_{r,i}$ à l'état initial, puis faire l'application numérique.

1.3. Sachant que la constante d'équilibre K associée à la réaction

$$Cu^{2+}_{(aq)} + Zn_{(s)} = Cu_{(s)} + Zn^{2+}_{(aq)}$$

est égale à 10^{37}, montrer que le sens d'évolution prévu en appliquant le critère d'évolution correspond aux observations expérimentales.

Partie 2 : Application aux piles

On construit maintenant une pile cuivre - zinc en reliant, par un pont salin, un bécher contenant 20 mL de la solution de sulfate de cuivre (II) précédente dans laquelle plonge une lame de cuivre à un bécher contenant 20 mL de la solution de sulfate de zinc (II) précédente dans laquelle plonge une lame de zinc.

On réalise un circuit série comprenant cette pile, un conducteur ohmique de résistance 10 Ω et un milliampèremètre.

2.1. Quel est le rôle du pont salin ?

2.2. En appliquant le critère d'évolution, déterminer la polarité des électrodes.

2.3. Donner les équations des demi-réactions aux électrodes ainsi que l'équation de la réaction associée à la transformation qui a lieu dans la pile.

2.4. Symboliser cette pile et préciser le sens du courant dans le circuit extérieur.

2.5. La pile en fonctionnement constitue-t-elle un système dans l'état d'équilibre ou hors équilibre ? Justifier la réponse.