Oxydo-réduction

Bac S 2004 Polynésie rattrapage (ancien programme) · Exercice 2 **2,5 points** **Durée conseillée 26 min**

1.1 Écrire une équation de réaction associée à la transformation observée.

La teinte bleue, due aux ions Cu^{2+}, disparaît et un métal se dépose sur le zinc : les ions cuivre (II) sont réduits en cuivre par le zinc, qui est oxydé.

$$\mathrm{Cu}^{2+}(\mathrm{aq}) + \mathrm{Zn}(\mathrm{s}) = \mathrm{Cu}(\mathrm{s}) + \mathrm{Zn}^{2+}(\mathrm{aq})$$

MÉTHODE
Partir des observations : l'espèce qui disparaît (ici la couleur bleue de Cu^{2+}) est un réactif, celle qui apparaît (le dépôt de cuivre) est un produit. Les ions sulfate, spectateurs, ne figurent pas dans l'équation.

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

Données utiles $V = 20$ mL de chaque solution ; $c = 0{,}20\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$ pour chacune

Pour l'équation écrite en 1.1, les solides n'interviennent pas :

$$Q_{r,i} = \frac{[\mathrm{Zn}^{2+}]_i}{[\mathrm{Cu}^{2+}]_i}$$

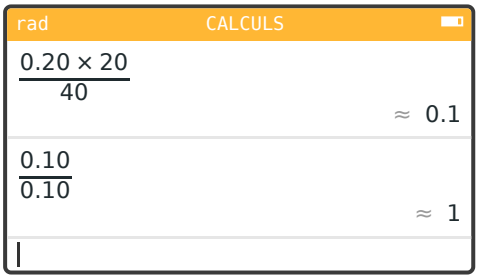
Après mélange de deux volumes égaux, chaque concentration est divisée par deux : $[\mathrm{Zn}^{2+}]_i = [\mathrm{Cu}^{2+}]_i = \dfrac{0{,}20 \times 20}{40} = 0{,}10\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$.

$$Q_{r,i} = \frac{0{,}10}{0{,}10} = 1{,}0$$

PIÈGE
Faire figurer $\mathrm{Zn}(\mathrm{s})$ et $\mathrm{Cu}(\mathrm{s})$ dans le quotient. Un solide n'y apparaît jamais : seules les espèces dissoutes comptent, et Q_r n'a pas d'unité.

COMPRENDRE
Deux chiffres significatifs, comme la concentration $0{,}20\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$. La dilution ne change pas le résultat ici, car elle touche de la même façon les deux ions.

À LA CALCULATRICE



1.3 Sachant que $K = 10^{37}$ pour la réaction $\mathrm{Cu}^{2+}(\mathrm{aq}) + \mathrm{Zn}(\mathrm{s}) = \mathrm{Cu}(\mathrm{s}) + \mathrm{Zn}^{2+}(\mathrm{aq})$, montrer que le sens d'évolution prévu par le critère d'évolution correspond aux observations.

Données utiles $K = 10^{37}$; $Q_{r,i} = 1{,}0$ (1.2)

$Q_{r,i} = 1{,}0 < K = 10^{37}$: d'après le critère d'évolution spontanée, le système évolue dans le sens direct de l'équation.

Dans ce sens, les ions Cu^{2+} sont consommés, ce qui explique la décoloration de la solution, et du cuivre métallique se forme au contact du zinc, ce qui explique le dépôt sur la lame de zinc.

$Q_{r,i} < K$: évolution dans le sens direct, en accord avec les deux observations.

COMPRENDRE
K est immense : la transformation est quasi totale. Le transfert d'électrons se fait directement là où Cu^{2+} touche le zinc ; la lame de cuivre ne joue aucun rôle dans le bécher.

2.1 Quel est le rôle du pont salin ?

Le pont salin relie les deux solutions : par le déplacement de ses ions, il ferme le circuit électrique et maintient chaque solution électriquement neutre pendant que la pile débite.

Le pont salin ferme le circuit et assure l'électroneutralité des deux solutions.

COMPRENDRE
Dans les fils, le courant est porté par les électrons ; dans les solutions et le pont, par les ions. Sans pont salin, le circuit est ouvert et l'intensité est nulle.

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

Données utiles $[Cu^{2+}]_i = [Zn^{2+}]_i = 0{,}20\ \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$; $K = 10^{37}$

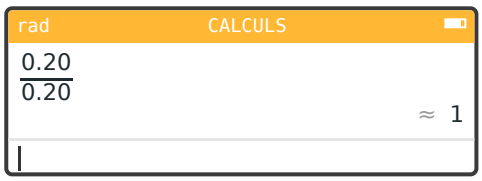
Dans la pile, $Q_{r,i} = \dfrac{[Zn^{2+}]_i}{[Cu^{2+}]_i} = \dfrac{0{,}20}{0{,}20} = 1{,}0 < K$: la réaction se fait encore dans le sens direct.

Le zinc est donc oxydé : la lame de zinc cède des électrons au circuit extérieur, c'est le pôle négatif. Les ions Cu^{2+} sont réduits : la lame de cuivre reçoit ces électrons, c'est le pôle positif.

Lame de zinc : pôle $-$; lame de cuivre : pôle $+$.

PIÈGE
Reprendre $0{,}10\ \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$: dans la pile, les solutions ne sont pas mélangées, chacune garde sa concentration de $0{,}20\ \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

À LA CALCULATRICE



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.

À l'électrode de zinc (anode), oxydation : $Zn\,(s) = Zn^{2+}\,(aq) + 2\,e^-$

À l'électrode de cuivre (cathode), réduction : $Cu^{2+}\,(aq) + 2\,e^- = Cu\,(s)$

Les deux demi-équations échangent le même nombre d'électrons ; on les additionne :

$$Cu^{2+}\,(aq) + Zn\,(s) = Cu\,(s) + Zn^{2+}\,(aq)$$

MÉTHODE
Anode et oxydation commencent par une voyelle, cathode et réduction par une consonne. Dans une pile, l'anode est le pôle négatif.

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

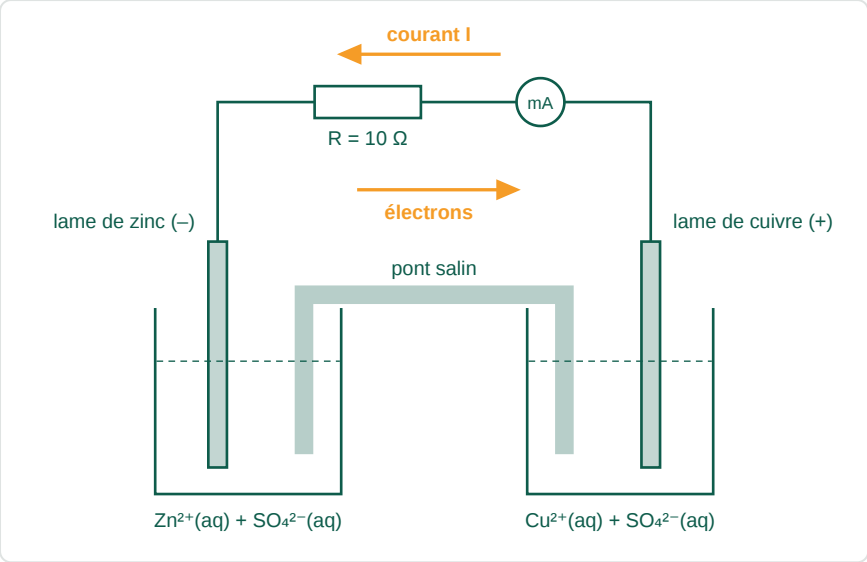
Schéma conventionnel, pôle négatif à gauche, le double trait représentant le pont salin :

$$\ominus\ Zn\,(s)\ |\ Zn^{2+}\,(aq)\ \|\ Cu^{2+}\,(aq)\ |\ Cu\,(s)\ \oplus$$

À l'extérieur de la pile, le courant sort par le pôle positif : il va de la lame de cuivre vers la lame de zinc en traversant le conducteur ohmique et le milliampèremètre. Les électrons circulent en sens inverse.

Dans le circuit extérieur, le courant circule de la lame de cuivre $(+)$ vers la lame de zinc $(-)$.

PIÈGE
Confondre le sens du courant et celui des électrons. Les électrons, chargés négativement, vont du zinc vers le cuivre ; le sens conventionnel du courant est l'opposé.



2.4 · Pile cuivre-zinc en fonctionnement : sens du courant et des électrons

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

Tant que la pile débite, un courant circule : des électrons sont échangés aux électrodes, la transformation chimique se poursuit et la composition des solutions change. Le quotient de réaction est alors différent de K ($Q_r < K$).

La pile en fonctionnement est un système hors équilibre.

COMPRENDRE

Quand Q_r atteint K, le système est à l'équilibre : plus aucun courant ne circule, la pile est usée. Ici, $K = 10^{37}$: cela revient à l'épuisement presque complet des ions Cu^{2+}.