

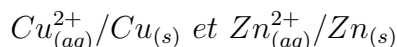
TP 10: Transformations spontanées: les piles

1 Objectifs

- *Montrer qu'une transformation chimique spontanée impliquant un échange d'électrons peut avoir lieu soit en mélangeant les espèces chimiques de deux couples oxydant/réducteur soit en les séparant.*
- *Dans ce dernier cas, montrer que la transformation correspondante est utilisable pour récupérer de l'énergie sous forme d'énergie électrique à l'aide d'un dispositif: la pile.*
- *Montrer qu'une pile délivre un courant en circuit fermé.*
- *Utiliser le critère d'évolution spontanée pour justifier le sens du courant observé ou pour le prévoir.*
- *Analyser la constitution d'une pile simple (ion métallique/métal).*
- *Etudier son fonctionnement et ses caractéristiques en circuit ouvert et en circuit fermé.*

2 Transformation chimique spontanée par transfert direct d'électrons

- Couples oxydant/réducteur mis en jeu:



2.1 Expérience

- Prélevez, dans le bécher, 10 mL de la solution de sulfate de cuivre(II) et 10 mL de la solution de sulfate de zinc(II).
Les deux solutions sont à 0,10 mol.L⁻¹.
- Plongez une lame de zinc et ajoutez environ 3 g de poudre de cuivre.
- Agitez et plongez rapidement un thermomètre.
- Observez l'évolution de la température.
- Filtrez la solution et observez la couleur de la solution.

2.2 Questions

1. Notez vos observations.
2. Ecrivez les demi-équations électroniques associées aux couples oxydant/réducteur impliqués dans la réaction.
3. D'après les observations, écrivez l'équation de la réaction associée à la transformation chimique du système.
4. La constante d'équilibre K associée à cette réaction est égale à 10^{37} .
En appliquant le critère d'évolution, montrez que le sens d'évolution prévu est compatible avec les observations expérimentales.

3 Séparation des deux couples oxydant / réducteur: transfert spontané des é

3.1 Protocole

- Dans un bécher, verser 50 mL de solution aqueuse de sulfate de zinc (II), de concentration $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$, et plongez-y une lame de zinc.
- Dans un autre bécher, versez 50 mL de solution aqueuse de sulfate de cuivre (II), de concentration $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$, et plongez-y une lame de cuivre.
- Approchez les deux béchers.
Observez s'il y a évolution du système.
- Reliez les deux lames par deux fils électriques, une résistance de 100Ω et un ampèremètre en série.
Observez s'il y a évolution du système et lisez l'indication de l'ampèremètre, en changeant éventuellement son calibre.
- Un **pont salin** est un tube en U rempli d'un gel au sein duquel des ions ammonium NH_4^+ et nitrate NO_3^- peuvent migrer.
Plongez chaque extrémité du pont salin dans les béchers.
Observez s'il y a évolution du système et lisez l'indication de l'ampèremètre en changeant éventuellement son calibre.
- Utilisez maintenant le multimètre en voltmètre.
Lisez l'indication en choisissant le bon calibre.

3.2 Interprétation

1. Dans quel cas l'ampèremètre indique-t-il une intensité de courant non nulle? Quelle est l'utilité du pont salin?
2. Quels sont les porteurs de charge dans le pont salin? dans les fils de connexion?
3. Rappelez le lien entre le sens du courant et le sens de parcours des électrons dans un circuit électrique. Faites un schéma de la pile et indiquez le sens du courant et le sens de parcours des électrons dans le dipôle constitué par les fils, l'ampèremètre et la résistance.
4. En utilisant le résultat obtenu avec le voltmètre, repérez le pôle + et le pôle - de la pile.
5. A partir des demi-équations électroniques établies au 2.2 et en utilisant le sens du courant établi précédemment, précisez s'il y a, lors du fonctionnement de la pile, production ou consommation d'ions Cu^{2+} , d'ions Zn^{2+} , de cuivre métallique ou de zinc métallique.
6. Identifiez la lame métallique dont la surface est le siège d'une oxydation et celle dont la surface est le siège d'une réduction. Ecrivez les équations des réactions qui ont lieu au niveau de chacune des lames.
7. Déduisez-en l'équation de la réaction chimique globale qui a lieu dans la pile. Comparez avec la réaction de l'expérience 1.
8. Y a-t-il oxydation ou réduction au pôle + de la pile? au pôle -?
9. Calculez le quotient de réaction initial $Q_{r,i}$ en utilisant les concentrations de $Cu_{(aq)}^{2+}$ et $Zn_{(aq)}^{2+}$ dans chaque bécher.

10. La réaction chimique globale de la pile possède une constante d'équilibre égale à 10^{37} .
Une pile en fonctionnement est-elle un système dans l'état d'équilibre ou hors d'équilibre?

3.3 Schématisation de la pile

- Le schéma d'une pile est peut pratique donc on le symbolise de la faon suivante:



3.4 Simulation du comportement électrique d'une pile

- A votre avis, que se passe-t-il lorsqu'une pile débite dans un circuit au point de vue des espèces chimiques qui constituent la pile?**

3.5 Simulation de l'usure d'une pile

- On utilise la pile précédente mais cette fois-ci, pour simuler la consommation des ions Cu^{2+} , on va les faire précipiter en ajoutant de la soude, leur concentration diminuera alors fictivement (et rapidement !).
- Ajoutez petit à petit de la soude à 1 mol.L^{-1} (voir volumes dans le tableau en fin d'énoncé à l'aide d'une burette placée à la verticale du bécher contenant les ions cuivre II).
- Après chaque ajout, mesurez la tension aux bornes de la pile à l'aide du voltmètre et complétez le tableau donné à la fin de l'énoncé.**

3.6 Questions

- Ecrivez l'équation de la réaction entre les ions cuivre II et la soude.
- Etablissez l'expression littérale de la concentration en ions cuivre II restant dans le bécher en fonction de la concentration initiale en ions cuivre II, C_0 , leur volume initial V_0 , la concentration de la soude C_B et le volume V_B de soude versé.
- Etablissez l'expression du quotient de la réaction de fonctionnement de la pile Q_r .
- Complétez le tableau suivant:**

$V_{\text{soude}} \text{ (mL)}$	0	4	8	10	12	14	16	18	20	24
tension mesurée en V										
$[Cu^{2+}]$ restant en mol.L^{-1}										
Q_r										

- Concluez quant à l'évolution du quotient de la réaction.**