

Professeur	Bahloul Khalid (+212) 622-17-65-52
Chapitre	Transformations spontanées dans les piles et production d'énergie (l'essentiel du cours + applications)
Niveaux	Bac français / 1 ^{ère} et 2 ^{ème} Bac International SM



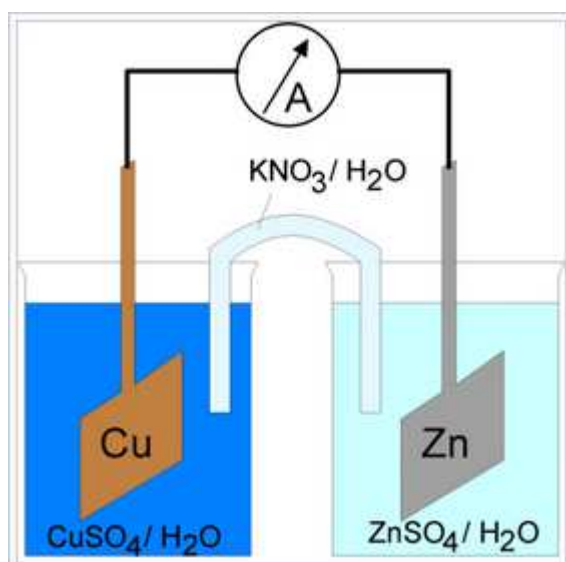
Daniell naît à [Londres](#) le 12 Mars [1790](#).

En [1831](#), il devient le premier professeur de chimie du [King's College de Londres](#) qui vient d'être créé.

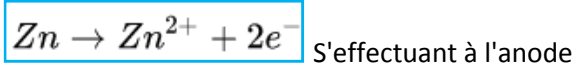
C'est pour l'invention de la [pile Daniell](#), un nouveau type de [pile électrique](#) en [1836](#) que l'on se souvient de lui le plus fréquemment de nos jours. Il est mort le 13 Mars 1845.

C'est quoi une pile Daniell ?

La pile Daniell est un dispositif électrochimique réalisant la conversion d'énergie chimique en énergie électrique par le biais d'une réaction d'oxydo-réduction



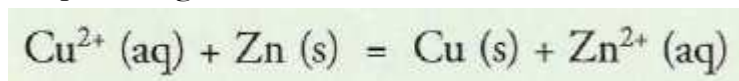
Le principe repose sur le transfert d'électrons entre les deux compartiments (demi-piles) selon une réaction d'oxydo-réduction



Le pont salin ferme le circuit par échange d'ions K^+ et NO_3^- pour assurer l'électro-neutralité des solutions.

- A l'anode il y a oxydation donc apparition d'ions Zn^{2+}
- Les ions NO_3^- migrent vers l'anode
- A la cathode les Cu^{2+} reçoivent les deux électrons et se transforment en Cuivre métal donc les ions K^+ migrent vers la cathode pour compenser les charges +

L'équation globale de la réaction est



$$Q_{r,i} = \frac{[\text{Zn}^{2+}]_i}{[\text{Cu}^{2+}]_i} = 1,0$$

La constante d'équilibre de la réaction est $K = 1.9 \cdot 10^{37}$ donc l'équilibre est déplacé vers le sens direct c'est-à-dire vers la droite.

Quantité d'électricité débitée

Le Faraday (F) est la charge d'une mole de charges élémentaires :

$$1\mathcal{F} = \mathcal{N}_A \cdot e \quad 1\mathcal{F} = 6,023 \times 10^{23} \times 1,602 \times 10^{-19} \approx 9,65 \times 10^4 \text{C.mol}^{-1}$$

Si l'intensité I du courant débité par la pile est constante, on peut écrire la relation suivante :

$$Q = I \cdot \Delta t$$

$$Q = N \cdot e$$

$$n(e^-) = \frac{N}{\mathcal{N}_A}$$

$$Q = n(e^-) \cdot \mathcal{N}_A \cdot e \Rightarrow Q = n(e^-) \cdot \mathcal{F}$$

Applications

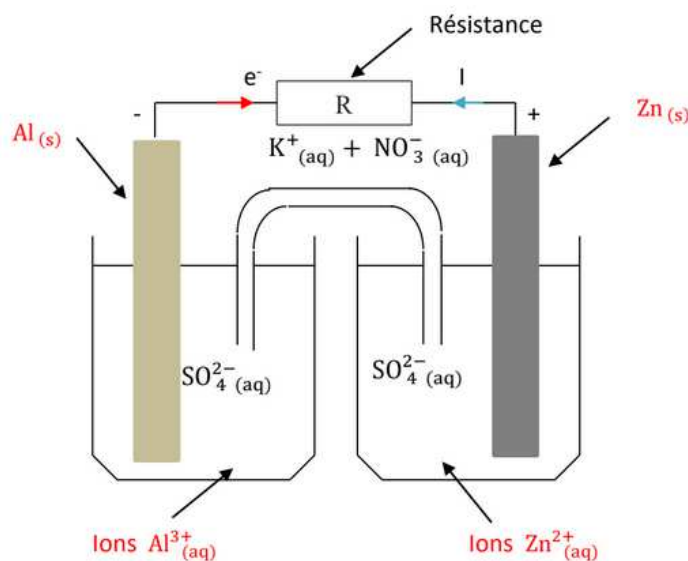
Exercice 1

On réalise au laboratoire une pile aluminium-zinc qui met en jeu les deux couples $\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})}/\text{Al}_{(\text{s})}$ et $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Zn}_{(\text{s})}$. Les deux demi-piles constituant cette pile sont reliées par un pont salin au nitrate de potassium $\text{K}^{+}_{(\text{aq})} + \text{NO}_3^{-}_{(\text{aq})}$.

L'électrode positive de cette pile est l'électrode de zinc.

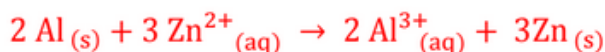
- Réaliser un schéma en indiquant la nature de chaque électrode, la nature des ions métalliques présents dans les béchers, le sens conventionnel du courant et le sens du mouvement des électrons.
- Ecrire les équations des réactions qui se produisent aux électrodes en précisant pour chacune d'elles s'il s'agit d'une réduction ou d'une oxydation.
- En déduire l'équation de la réaction de fonctionnement de la pile.
- Comment évoluent les concentrations des ions métalliques dans chacun des béchers ?
- En déduire le sens du mouvement des ions présents dans le pont salin

Corrigé



Les électrons qui arrivent à l'électrode de zinc permettent de transformer les ions Zn^{2+} en zinc métallique selon l'équation : $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}_{(\text{s})}$. Il s'agit d'une réduction.

Les électrons qui partent de l'électrode d'aluminium sont libérés par l'oxydation de l'aluminium en ions aluminium selon l'équation : $\text{Al}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Al}^{3+}_{(\text{aq})} + 3\text{e}^-$. Il s'agit d'une oxydation.



Il y a consommation d'ions Zn^{2+} , donc $[\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}]$ diminue.

Il y a production d'ions Al^{3+} , donc $[\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})}]$ augmente.

Les ions du pont salin se déplacent afin de maintenir l'électroneutralité des solutions dans les béchers.

Dans la demi-pile qui s'enrichit en cations aluminium Al^{3+} (électrode négative), le pont salin apporte des anions NO_3^- . Dans la demi-pile qui s'appauvrit en cations Zn^{2+} (électrode positive), le pont salin apporte des cations K^+ .

Exercice 2

Une pile électrochimique convertit l'énergie chimique en énergie électrique.

Différents types de métaux peuvent servir pour construire une pile.

Les métaux diffèrent par leur tendance à perdre des électrons; par exemple le cuivre (Cu) a une plus grande tendance à perdre des électrons que l'argent (Ag), et une plus faible tendance à perdre des électrons que le magnésium (Mg).

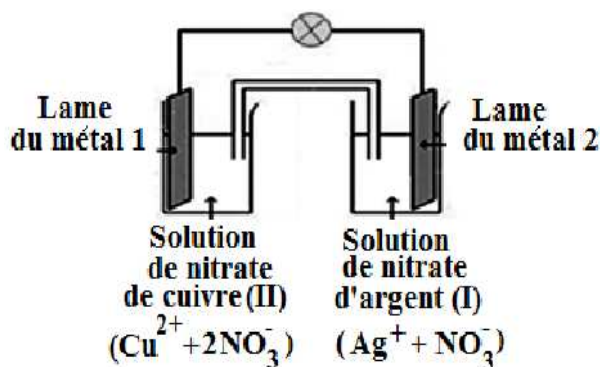
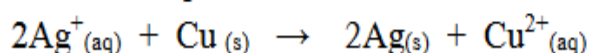
Plus la différence à perdre des électrons entre les métaux est grande plus la tension fournie par la pile est grande

1. Une pile électrochimique G_1 est construite.

Le **Document-1** est un schéma qui représente la pile G_1 en fonctionnement.

1.1. Identifier le métal (1).

1.2. L'équation bilan de la réaction qui a lieu dans la pile G_1 est :



1.2.1. Montrer, en utilisant les nombres d'oxydation dans l'équation précédente, que la réaction de la pile G_1 est une réaction redox.

1.2.2. Écrire les deux demi-équations électroniques qui ont lieu à l'anode et à la cathode de la pile G_1 .

1.3. Justifier les affirmations suivantes :

- La masse de la lame de cuivre diminue après un certain temps de fonctionnement de la pile G_1 .
- Quand on enlève le pont salin, la lampe de la pile G_1 s'éteint.

2. En se référant au texte répondre aux questions suivantes :

2.1. Arranger les métaux cuivre (Cu), argent (Ag) et magnésium (Mg) sur un axe selon leur tendance croissante à perdre des électrons.

2.2. On construit une pile électrochimique G_2 formée par les deux demi-piles :

- une lame de magnésium (Mg) plongeant dans une solution contenant les ions magnésium Mg^{2+} .
- une lame d'argent (Ag) plongeant dans une solution contenant les ions argent Ag^+ .
- Donner la représentation symbolique de la pile G_2 .

2.3. Dans les conditions standards, la tension de la pile G_1 est $U_1 = 0,46$ V.

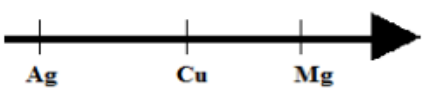
- Choisir, parmi les valeurs données, la tension (U_2) de la pile G_2 dans les mêmes conditions. Justifier.

a) $U_2 = 0,46$ V

b) $U_2 = 0,16$ V

c) $U_2 = 3,17$ V

Corrigé

1.1	Dans une pile électrochimique, chaque métal est plongé dans une solution contenant les ions métalliques correspondants. Le métal 1 est le cuivre (0,5 pt) puisqu'il est plongé dans la solution de nitrate de cuivre contenant les ions Cu^{2+} . (0,5 pt)
1.2.1	$2 Ag^+_{(aq)} + Cu_{(s)} \rightarrow 2 Ag_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)}$ n.o : +I 0 0 +II (0, 25 x 4 pt) le nombre d'oxydation de l'élément argent diminue de (+I) à (0) ;
	il subit une réduction. (0,25 pt) le nombre d'oxydation de l'élément cuivre augmente de (0) à (+II); il subit une oxydation. (0,25 pt) Comme les nombres d'oxydation ont changé donc la réaction de la pile G_1 est une réaction d'oxydo-réduction. (0,25 pt)
1.2.2	À l'anode, demi-équation d'oxydation : $Cu_{(s)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + 2 e^-$ (0,5 pt) À la cathode, demi-équation de réduction : $Ag^+_{(aq)} + 1 e^- \rightarrow Ag_{(s)}$ (0,5 pt)
1.3	a) Durant le fonctionnement de la pile G_1 , le cuivre Cu subit une oxydation, il se transforme en ions Cu^{2+} d'où la masse de la lame Cu diminue. (0,5 pt) b) Le pont salin permet de fermer le circuit électrique. Si on enlève le pont salin la lampe s'éteint car le circuit électrique sera ouvert. (0,5 pt)
2.1	
2.2	Mg / Mg^{2+} - pont salin - Ag^+ / Ag
2.3	La réponse attendue est c. (0,25 pt) Plus la différence entre les métaux à perdre des électrons est grande, plus la tension de la pile construite par ces métaux est grande. Puisque la différence entre les métaux Ag et Mg de la pile G_2 est plus grande que celle des métaux Ag et Cu de la pile G_1 , alors $U_2 > U_1$. (0,5 pt)