

Séquence 3

Les piles électrochimiques

A. Fonctionnement d'une pile électrochimique

A.1. Descriptif général

A.2. Un transfert spontané d'électrons

A.3. Exemples de piles

B. Intensité du courant débité par une pile

P1

P1

P2

P3

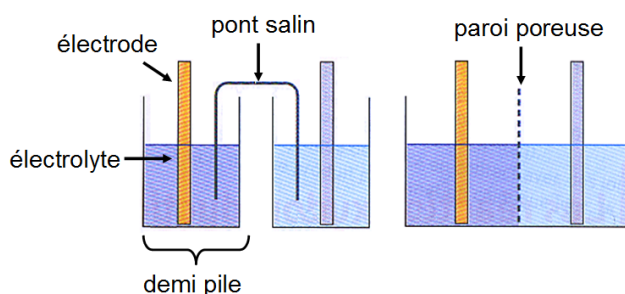
A. Fonctionnement d'une pile électrochimique

A.1. Descriptif

▪ Une pile permet de convertir de l'énergie chimique en énergie électrique ; l'énergie chimique mise en jeu provient d'une transformation chimique

▪ Une pile est constituée de deux compartiments : **les demi-piles** :

- Chaque demi-pile comporte **une électrode** en métal, plongeant dans une substance conductrice qui contient des ions (**un électrolyte**).
- Les deux compartiments sont reliés par **une jonction** assurant le passage des ions. La jonction entre demi-piles peut être réalisée par l'intermédiaire d'un **pont salin**, constitué d'un tube rempli d'une solution gélifiée contenant des ions susceptibles de se déplacer, ou par **une paroi poreuse** permettant le passage des ions de l'électrolyte.



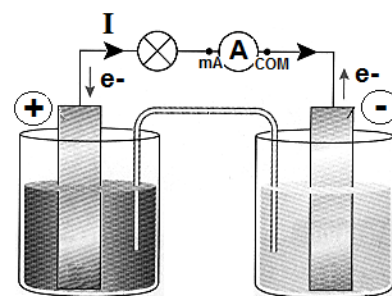
A.2. Un transfert spontané d'électrons

▪ La surface des électrodes est le siège de la transformation chimique mettant en jeu un transfert d'électrons

- **Les électrons sortent de l'électrode négative, se déplacent dans le circuit, pour parvenir ensuite à l'électrode positive.**

- **Au pôle négatif (= anode), des électrons sont produits au cours d'une réaction d'oxydation**

- **Au pôle positif (= cathode), les électrons sont consommés au cours d'une réaction de réduction**



A.3. Exemples de pile :

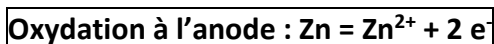
La pile Daniell

La pile Daniell (ou pile cuivre-zinc) est constituée de deux demi-piles : l'une formée d'une plaque de cuivre plongée dans une solution de sulfate de cuivre, et l'autre d'une plaque de zinc plongée dans une solution de sulfate de zinc. Les deux demi-piles sont reliées par un pont salin rempli d'une solution de chlorure de potassium (K^+ , Cl^-).

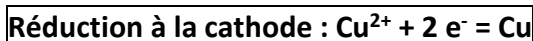
En positionnant un voltmètre aux bornes de la pile, on détermine sa polarité :

- la plaque de cuivre constitue le pôle positif de la pile (=cathode)
- la plaque de zinc constitue le pôle négatif de la pile (=anode)

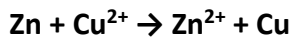
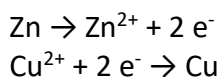
Lorsque la pile débite dans un circuit extérieur, les électrons sortent de l'électrode de zinc :



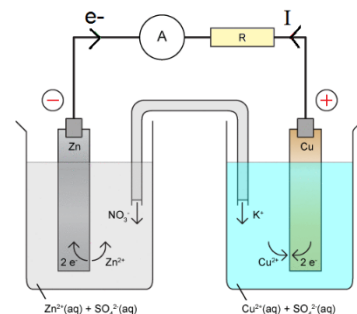
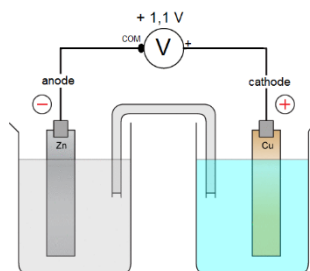
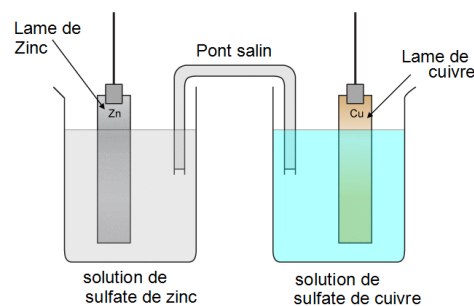
Les électrons circulent dans le circuit et entrent dans l'électrode de cuivre :



Bilan du fonctionnement de la pile :

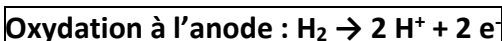


- L'électrode de zinc se désagrège
- La concentration des ions Cu^{2+} diminue
- La concentration des ions Zn^{2+} augmente
- Un dépôt de cuivre se forme sur l'électrode de cuivre



La pile à hydrogène

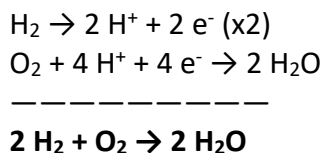
Du dihydrogène H_2 entre à l'anode :



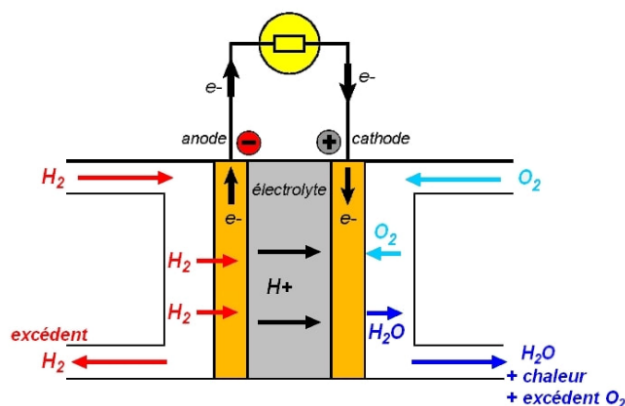
Les électrons formés circulent ensuite dans le circuit extérieur. Les ions H^+ formés traversent l'électrolyte et arrivent à la cathode ; ils réagissent avec les électrons et le dioxygène qui entre



Bilan du fonctionnement de la pile :

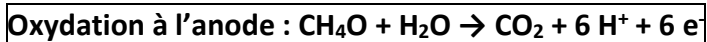


la pile consomme du dihydrogène et du dioxygène et ne rejette que de l'eau

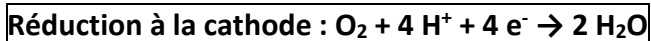


La pile au méthanol

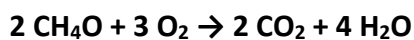
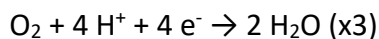
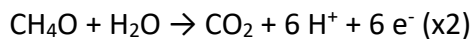
Du méthanol CH_4O entre à l'anode :



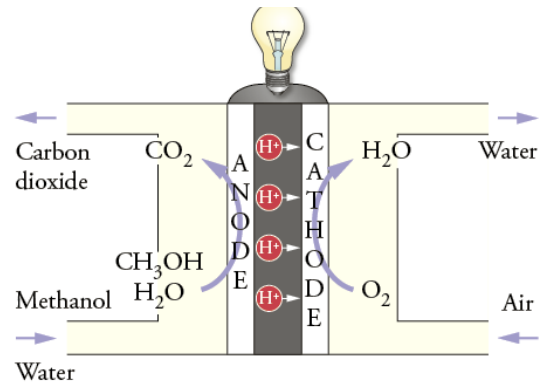
Les électrons formés circulent ensuite dans le circuit extérieur. Les ions H^+ formés traversent l'électrolyte et arrivent à la cathode ; ils réagissent avec les électrons et le dioxygène qui entre :



Bilan du fonctionnement de la pile :



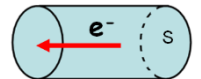
La pile consomme du méthanol et du dioxygène et rejette de l'eau et du dioxyde de carbone



B. Intensité du courant débité par la pile

Rappel		
Charge élémentaire	Charge d'un électron	Nombre d'Avogadro
$e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$q_{e^-} = -e = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$N_a = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

- Un courant électrique dans un conducteur métallique est dû à un déplacement d'électrons



Pendant une durée Δt , N électrons traversent une section S d'un conducteur métallique

La quantité d'électricité Q (en C) ayant traversée la section S est : $Q = N \times e$

- On peut calculer le nombre d'électrons à partir du nombre de moles « n » et du nombre d'Avogadro « N_a » : $N = n_{e^-} \times N_a$

On a donc $Q = N \times e = n_{e^-} \times \underbrace{N_a \times e}_F$

- Le produit « $N_a \times e$ » est appelé « constante de Faraday » : $F = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

- La quantité d'électricité Q (en C) délivrée par une pile peut se déterminer à partir de la formule :

$$Q = n_{e^-} \times F$$

- L'intensité I du courant électrique est définie par : $I = \frac{Q}{\Delta t} = \frac{n_{e^-} \times F}{\Delta t}$

Avec : I : intensité du courant (en A)

Δt : durée (en s)

n_{e^-} : quantité d'électrons (en mol) traversant le conducteur pendant la durée Δt

$F = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

Remarque : $I = \frac{Q}{\Delta t} \Rightarrow Q = I \times \Delta t$

Lorsque I est en A et Δt en h, Q s'exprime en A.h (1 A.h = 3600 C)