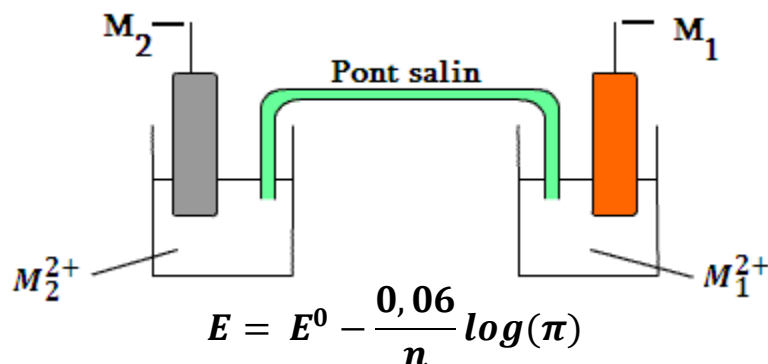


## L'essentiel : Pile

2012 - 2013

**Pile – Pile Daniell – Pont salin - Polarité de la pile – Evolution spontanée – Comparaison des couples redox – Equation spontanée**



### ○ Pile :

Une pile électrochimique est un dispositif expérimental qui permet d'obtenir un courant électrique à partir d'une réaction chimique spontanée.

Elle renferme deux compartiments :

- Chaque compartiment forme une demi - pile : constituée de deux couples redox.
- Dans l'un des deux compartiments se produit une « réduction », l'autre constitue une « oxydation ».
- Chaque compartiment contient un conducteur électronique (métaux ou carbone) et un conducteur ionique (des solutions électrolytiques).

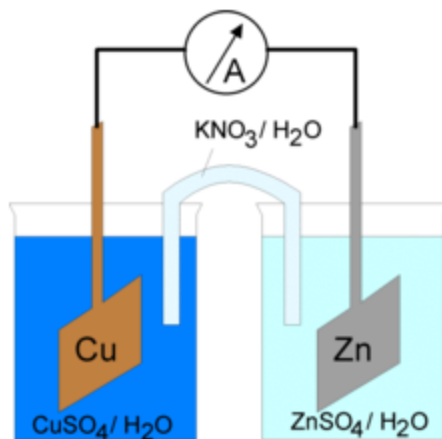
### ○ Pont salin (paroi poreuse) :

- Le pont salin est constitué d'un tube en U creux rempli d'une solution gélifiée conductrice concentrée (ou d'une simple feuille de papier). Les ions présents dans le pont salin (en général  $K^+$  et  $Cl^-$  ou  $NO_3^-$ ) n'interviennent pas dans la réaction d'oxydoréduction. On dit qu'ils sont chimiquement inertes.
- Le rôle est d'une part de permettre le passage du courant dans la pile et d'autre part d'assurer la neutralité électrique des solutions.

### ○ La pile Daniell

- La pile Daniell a été inventée par le chimiste britannique John Daniell en 1836 au moment où le développement du télégraphe faisait apparaître un besoin urgent de sources de courant sûres et constantes.
- La pile électrique Daniell est constituée d'une anode (lame de zinc plongée dans une solution contenant du sulfate de zinc) et d'une cathode (lame de cuivre plongée dans une solution contenant du sulfate de cuivre). Les deux solutions sont reliées par un pont salin (solution de chlorure de potassium ( $KCl$ )) qui sert à équilibrer les charges.

## Pile Daniell



### ○ Polarité de la pile :

$$E = V_{bD} - V_{bG}$$

- ✓ Si  $E > 0 \leftrightarrow V_{bD} - V_{bG} > 0 \leftrightarrow V_{bD} > V_{bG}$  donc :  $\begin{cases} \text{borne droite} \rightarrow (+) \\ \text{borne gauche} \rightarrow (-) \end{cases}$
- ✓ Si  $E < 0 \leftrightarrow V_{bD} - V_{bG} < 0 \leftrightarrow V_{bD} < V_{bG}$  donc :  $\begin{cases} \text{borne gauche} \rightarrow (+) \\ \text{borne droite} \rightarrow (-) \end{cases}$

On déduit donc que :

- ✓ Si  $E > 0 \leftrightarrow \begin{cases} I(\text{droite}) \rightarrow (\text{gauche}) \\ \acute{e} \rightarrow (\text{gauche}) \rightarrow (\text{droite}) \end{cases}$  réaction directe (sens (1)) possible spontanément.
- ✓ Si  $E < 0 \leftrightarrow \begin{cases} I(\text{gauche}) \rightarrow (\text{droite}) \\ \acute{e} \rightarrow (\text{droite}) \rightarrow (\text{gauche}) \end{cases}$  réaction inverse (sens (2)) possible spontanément.

### ○ Evolution spontanée :

Prévision de la réaction spontanée quand la pile débite un courant :

- ✓ Si  $E > 0 \rightarrow$  la réaction directe (sens 1) se produit spontanément.
- ✓ Si  $E < 0 \rightarrow$  la réaction inverse (sens 2) se produit spontanément.
- ✓ Si  $E = 0 \rightarrow$  pas de réaction, la pile est usée, c'est l'équilibre chimique caractérisé par :

$$K = \frac{[M_2^{2+}]_{\acute{e}q}}{[M_1^{2+}]_{\acute{e}q}} \quad \text{avec} \quad \left\{ \begin{array}{l} K = \pi_{\acute{e}q} = 10^{0,03 E^0} \\ E^0 : \text{la f.é. m normale (standard) de la pile} \end{array} \right.$$

### ○ Comparaison des couples redox :

$$E^0 = E^0_{\text{couple:droite}} - E^0_{\text{couple:gauche}}$$

- ✓ Si  $E^0 > 0$  donc :  $\begin{cases} M_1^{2+} \text{ est un oxydant plus fort que } M_2^{2+} \\ M_1 \text{ est un reducteur plus faible que } M_2 \end{cases}$
- ✓ Si  $E^0 < 0$  donc :  $\begin{cases} M_2^{2+} \text{ est un oxydant plus fort que } M_1^{2+} \\ M_2 \text{ est un reducteur plus faible que } M_1 \end{cases}$