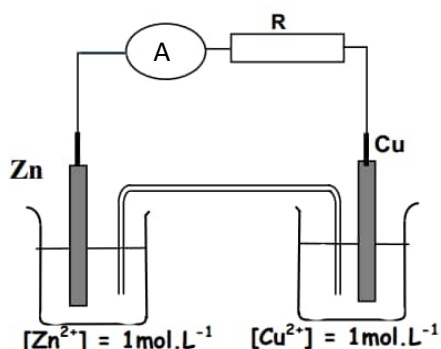


## I] Etude de la Pile Daniell :

### 1) Présentation

On réalise le montage suivant :



#### Description :

A gauche : une lame de zinc(Zn) dans une solution contenant des ions  $Zn^{2+}$  (solution  $ZnSO_4$ )

A droite : une lame de cuivre(Cu) dans une solution contenant des ions  $Cu^{2+}$  (solution  $CuSO_4$ )

### 2) Etude expérimentale et interprétation :

#### Lorsqu'on ferme l'interrupteur k

- .....
- .....

#### Processus au niveau des électrodes :

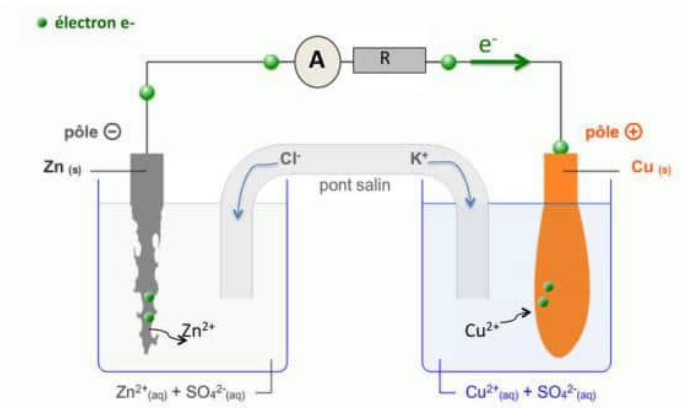
- Au niveau de la borne **Zinc** : .....
- Au niveau de la borne **Cuivre** : .....
- La réaction chimique qui de produit **spontanément** dans la pile est :  
.....

#### Conclusion :

Au cours de cette réaction il y a transfert indirect d'électrons ..... vers .....

Ce dispositif qui permet d'obtenir du courant électrique grâce à une réaction chimique spontanée est appelé .....

Une pile est constituée de ..... reliées par une jonction électrochimique ou .....

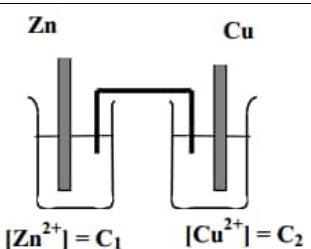
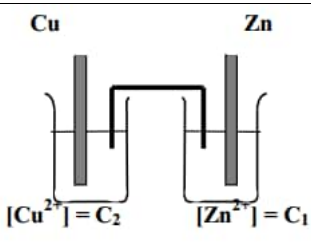


#### Le pont salin ou jonction électrochimique :

- .....
- .....
- .....

## 3) Représentation de la pile Daniell

Une pile électrochimique peut être représentée ; soit par son schéma ; soit par son symbole ; soit par son Equation associée.

| Schéma :  |   |
|---|---|
|  <p style="text-align: center;">Zn                      Cu</p> <p style="text-align: center;"><math>[Zn^{2+}] = C_1</math>      <math>[Cu^{2+}] = C_2</math></p> |  <p style="text-align: center;">Cu                      Zn</p> <p style="text-align: center;"><math>[Cu^{2+}] = C_2</math>      <math>[Zn^{2+}] = C_1</math></p> |
| Symbole :   |   |
| .....   | .....   |
| Equation Associée :   |   |
| <p><b>Convention :</b> L'équation chimique est écrite de sorte que chaque réducteur doit être du même côté (droite ou gauche) dans l'équation chimique et dans la représentation de la pile.</p>  |   |
| .....   | .....   |

## 4) Force électromotrice de la pile :

### a) Définition :

### a) Mesure de la fém. d'une pile :

L'utilisation d'un voltmètre numérique permet de déterminer la fem de la pile ainsi que sa polarité



$$\begin{aligned}
 E &= V_{\text{borne Droite}} - V_{\text{borneGauche}} \\
 &= V_{bD} - V_{bG} \\
 &= V_{bCu} - V_{bZn}
 \end{aligned}$$

## 5- Signe de la F.é.m. et sens de la réaction chimique :

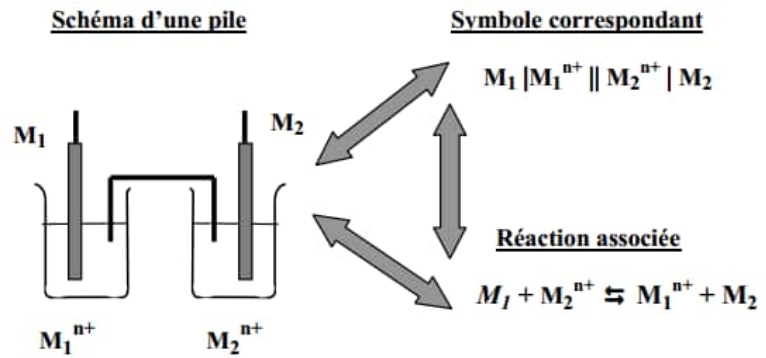
**E > 0** .....

**E < 0** .....

**E = 0** .....  $\Rightarrow$  (.....)

## II- Autres exemples de pile de type Daniell :

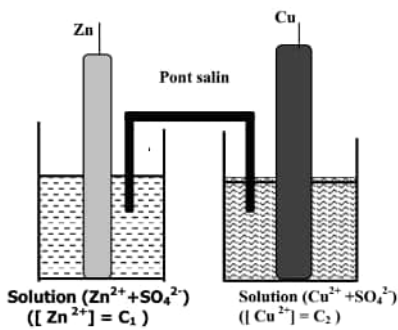
Dans une pile électrochimique de type Daniell chaque demi-pile renferme un couple redox métallique de type :  $M^{n+}/M$



### Exemple : Pile zinc-Plomb

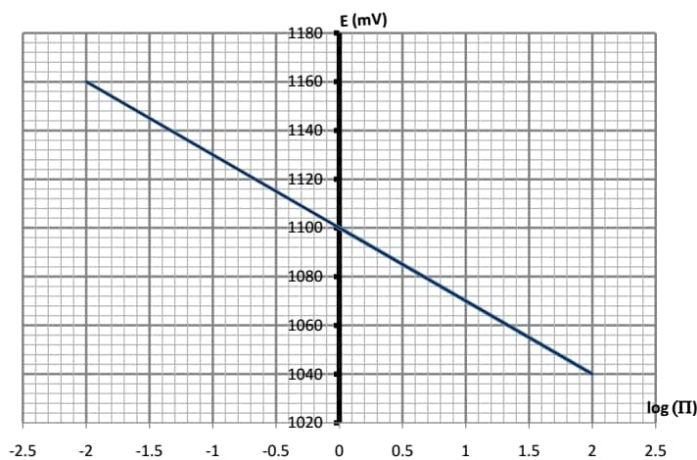
| Schéma | Symbole      | Equation associée |
|--------|--------------|-------------------|
|        | <p>.....</p> | <p>.....</p>      |

## III- Etude de l'influence des concentrations sur la fem d'une pile



On fait varier les concentrations  $C_1$  et  $C_2$  et on mesure chaque fois la f.é.m.  $E$  de la pile réalisée

La courbe représentant la fonction  $E=f(\log \Pi)$  est donnée par la figure ci-dessous



## Généralisation :

A une température donnée, pour toute pile formée par les couples redox  $M_1^{n+}/M_1$  et  $M_2^{n+}/M_2$ , La f.é.m. est une fonction affine du logarithme décimal de la fonction des concentrations A 25°C

$$\left\{ \begin{array}{l} E^0 : \text{fem standard de la pile} \\ \Pi : \text{fonction des concentration de l'équation associée} \\ n : \text{nombre d'électron échangé entre les deux couples} \end{array} \right.$$

Cette relation est appelée **Loi de Nerst**

**Attention :** Pour donner l'expression de la fonction des concentrations  $\pi$ , on doit utiliser l'équation chimique associée à la pile et non l'équation de la réaction possible spontanément

## IV- Constante d'équilibre K associée à une pile :

On dit qu'une pile est **usée** (à rejeter) lorsque sa fem est nulle ( $E=0$ ) : il n'y aura plus circulation de courant (c'est-à-dire d'électrons) dans le circuit, la réaction aboutit à un **état d'équilibre** dynamique ( $\Pi = K$ )

## V- Comparaison des forces de couples redox :

A une température donnée, pour toute pile formée par les couples redox  $M_1^{n+}/M_1$  à droite et  $M_2^{n+}/M_2$  à gauche, La réaction associée à cette pile :

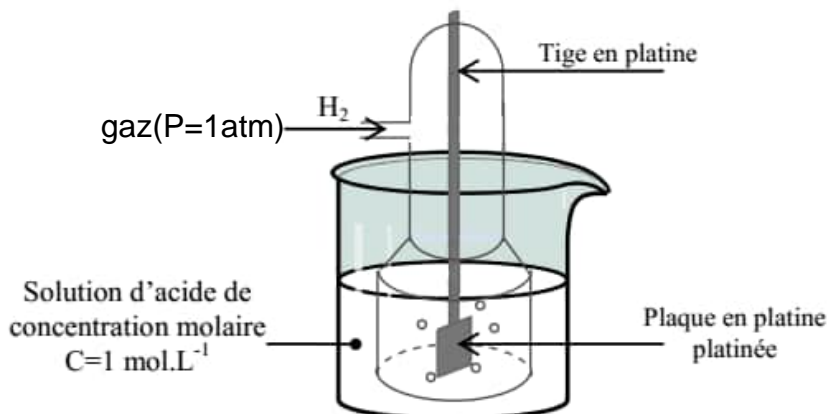
Si  $E^0 > 0 \Rightarrow K > 1 \Rightarrow$

Si  $E^0 < 0 \Rightarrow K < 1 \Rightarrow M_2^{n+}$  est un oxydant plus fort que  $M_1^{n+}$

$M_1$  est un réducteur plus fort que  $M_2$

## VI- Le potentiel standard d'oxydoréduction

### 1- L'électrode normale à hydrogène ( E.N



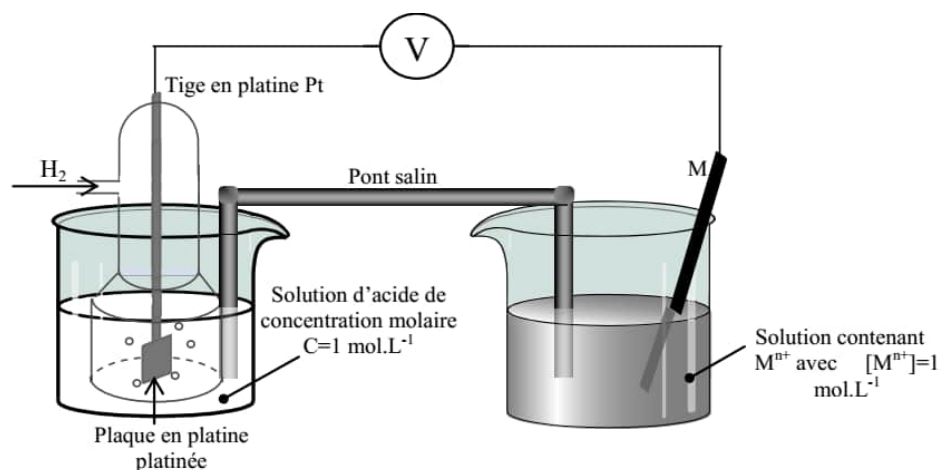
L'électrode normale à hydrogène **E.N.H** est une demi-pile constituée du couple  $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2$  (gaz) telle que la pression du gaz  $\text{H}_2$  est égale à 1 atmosphère et la concentration des ions hydronium est égale à  $1 \text{ mol.L}^{-1}$ .

### 2- définition :

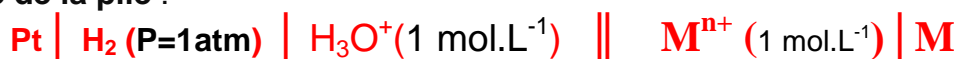
le **potentiel standard** d'un couple redox ox/réd qu'on note  $E^0_{(\text{ox}/\text{réd})}$  est égal à la fem d'une pile constituée par l'E.N.H placée à gauche et le couple ox/réd placé à droite lorsque  $\Pi = 1$

Le potentiel de l'électrode normale à hydrogène (ENH) est pris, par convention, nul donc  **$E^0(\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2) = 0 \text{ V}$** .

### 3-fém standard d'une pile



**Symbole de la pile :**



La f.e.m de cette pile est  $E = E^0(\text{M}^{\text{n}+}/\text{M}) - E^0(\text{ENH}) = E(\text{M}^{\text{n}+}/\text{M}) - 0 = E^0(\text{M}^{\text{n}+}/\text{M})$ .

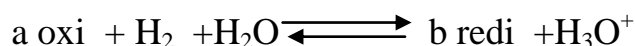
Exemples de potentiel standard d'électrode :

|                |                      |                                |                      |                      |                      |
|----------------|----------------------|--------------------------------|----------------------|----------------------|----------------------|
| Couple Ox/Red  | Fe <sup>2+</sup> /Fe | H <sup>+</sup> /H <sub>2</sub> | Zn <sup>2+</sup> /Zn | Sn <sup>2+</sup> /Sn | Cu <sup>2+</sup> /Cu |
| E°(Ox/Red) (V) | -0,44                | 0                              | -0,76                | -0,14                | 0,34                 |

### 3- Classification électrochimique des couples redox

#### a- Comparaison d'un couple M<sup>n+</sup>/M au couple H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>/H<sub>2</sub>

Connaissons la f.é.m. E<sup>0</sup>(oxi/redi) du couple redox oxi/redi



$$K = 10^{\frac{n E^0_{\text{oxi/redi}}}{0.06}}$$

- $E^0_{\text{oxi/redi}} > 0 \Rightarrow K > 1 \Rightarrow \begin{cases} \text{oxi plus fort que H}_3\text{O}^+ \\ \text{H}_2 \text{ plus fort que redi} \end{cases}$
- $E^0_{\text{oxi/redi}} < 0 \Rightarrow K < 1 \Rightarrow \begin{cases} \text{oxi moins fort que H}_3\text{O}^+ \\ \text{H}_2 \text{ moins fort que redi} \end{cases}$

#### b- Classification électrochimique des couples redox

**Le couple redox qui a le potentiel normal le plus grand est le couple qui a le pouvoir oxydant le plus important (donc le pouvoir réducteur le plus faible).**

|                     |                      |                      |                                |                      |               |  |
|---------------------|----------------------|----------------------|--------------------------------|----------------------|---------------|--|
| Zn/Zn <sup>2+</sup> | Fe <sup>2+</sup> /Fe | Sn <sup>2+</sup> /Sn | H <sup>+</sup> /H <sub>2</sub> | Cu <sup>2+</sup> /Cu | <b>couple</b> |  |
| -0,76               | -0,44                | -0,14                | 0                              | 0,34                 | E° (V)        | →  |
|                     |                      |                      |                                |                      |               | Pouvoir oxydant croissant<br>Pouvoir réducteur décroissant |