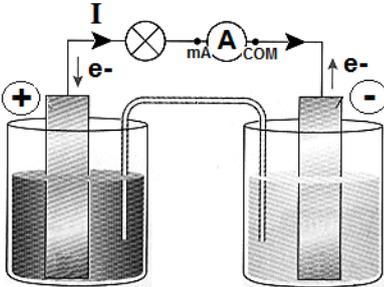


## Les piles au laboratoire



### (1) Les piles au laboratoire



▶ ▶ 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

### (2) Intensité du courant débité par la pile

- ▶ ▶ Pendant une durée  $\Delta t$ ,  $N$  électrons traversent une section  $S$  d'un conducteur métallique

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

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

### (3) Les potentiels d'électrodes

- ▶ ▶ Chaque électrode est caractérisée par un état électrique, appelé « potentiel d'électrode », noté  $E^+$  ou  $E^-$

On ne peut pas mesurer les potentiels des électrodes ; on peut simplement mesurer la différence de ces potentiels à l'aide d'un voltmètre placé aux bornes de la pile lorsque celle-ci ne débite pas de courant.

- ▶ ▶ La différence des potentiels d'électrode est appelée « f.e.m », force électromotrice

$$E = E_{\text{cathode}}^+ - E_{\text{anode}}^-$$

## Comment déterminer Les potentiels d'électrodes ??

### Dans les conditions standards

- [ions] = 1,0 mol.L<sup>-1</sup>.
- La température est de 25°C.

### Dans d'autres conditions

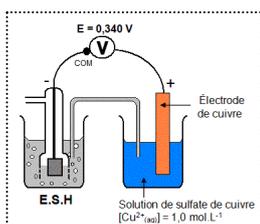
- [ions] ≠ 1,0 mol.L<sup>-1</sup>.
- La température est de 25°C.

### En effectuant des mesures expérimentales :

A l'aide d'une E.S.H

« Électrode Standard à Hydrogène »

Par convention, on pose :  $E^0(\text{ESH}) = 0 \text{ V}$



### En effectuant un calcul :

A l'aide de la relation de Nernst

$$E = E^0 + \frac{0,059}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b}$$

### En utilisant le tableau donnant les valeurs des potentiels standards E<sup>0</sup>:

| Couples OX/RED                 | Potentiel normal (V) |
|--------------------------------|----------------------|
| Au <sup>3+</sup> /Au           | 1,50                 |
| Pt <sup>2+</sup> /Pt           | 1,00                 |
| Hg <sup>2+</sup> /Hg           | 0,85                 |
| Ag <sup>+</sup> /Ag            | 0,80                 |
| Cu <sup>2+</sup> /Cu           | 0,34                 |
| H <sup>+</sup> /H <sub>2</sub> | 0                    |
| Pb <sup>2+</sup> /Pb           | -0,13                |
| Sn <sup>2+</sup> /Sn           | -0,14                |
| Ni <sup>2+</sup> /Ni           | -0,23                |
| Fe <sup>2+</sup> /Fe           | -0,44                |
| Zn <sup>2+</sup> /Zn           | -0,76                |
| Al <sup>3+</sup> /Al           | -1,66                |
| Mg <sup>2+</sup> /Mg           | -2,37                |
| Na <sup>+</sup> /Na            | -2,71                |
| Li <sup>+</sup> /Li            | -3,04                |

↑ Pouvoir oxydant croissant / ↓ Pouvoir réducteur croissant

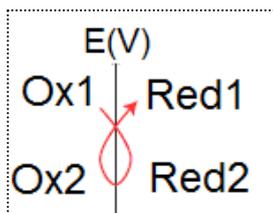
Si la demi-équation du couple est :



## Utilisation des potentiels d'électrodes

### Pour déterminer le sens de la réaction spontanée

La réaction spontanée a lieu dans une pile entre l'oxydant du couple de plus fort potentiel et le réducteur du couple de plus faible potentiel



### Pour déterminer la constante d'équilibre de la réaction

- (1) On exprime la constante d'équilibre K de la réaction en fonction des concentrations des ions
- (2) On exprime chacun des potentiels d'électrodes à l'aide de la relation de Nernst
- (3) Lorsque le système est à l'équilibre, il n'y a plus d'échange d'électrons entre les 2 couples  
La force électromotrice de la pile est nulle :  
 $E = 0 \Rightarrow$  on écrit  $E_+ = E_-$
- (4) A l'aide des expressions des potentiels d'électrodes, on en déduit le rapport de la constante d'équilibre