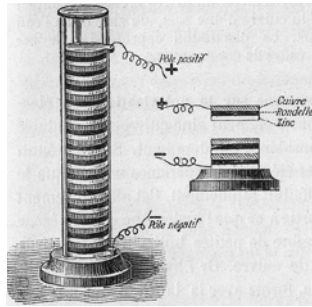


Activité  
expérimentale

## La pile électrochimique

### DOC1/ La pile Volta

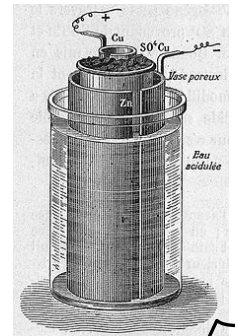
► Lettre adressée au président de la Société Royale de Physique à Londres, le 20 mars 1800, par l'italien Alessandro Volta (1745 – 1827),



« Oui, l'appareil dont je vous parle, et qui vous étonnera sans doute, n'est qu'un assemblage de bons conducteurs de différentes espèces, arrangés d'une certaine manière. Vingt, quarante, soixante pièces de cuivre, ou mieux d'argent, appliquées chacune à une pièce d'étain, ou, ce qui est beaucoup mieux, de zinc et un nombre égal de couches d'eau, ou de quelque autre humeur qui soit meilleure conductrice que l'eau, simple, comme l'eau salée, la lessive.... Ou des morceaux de carton imbibés de ces humeurs ; de telles couches interposées à chaque couple ou combinaison des deux métaux différents ; une telle suite alternative, et toujours dans le même ordre, de ces trois espèces de conducteurs, voilà tout ce que constitue mon nouvel instrument... il est capable de donner la commotion toutes les fois qu'on le touche convenablement, quelque fréquents que soient ces atouchements. »

### DOC2/ La pile Daniell

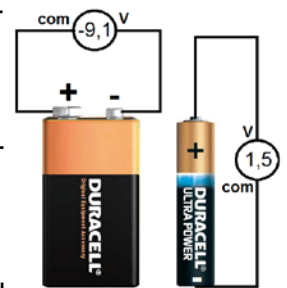
► En 1836, le physicien et chimiste anglais Daniell (1790-1845) améliore la pile Volta en utilisant des plaques de cuivre et de zinc, une solution de sulfate de cuivre (II), une solution de sulfate de zinc



### DOC3/ Polarité d'une pile

► Pour déterminer la polarité d'une pile, on place à ses bornes un voltmètre :

- si la valeur indiquée par le voltmètre est positive, la borne (V) du voltmètre est reliée au pôle + de la pile et la borne (COM) au pôle -

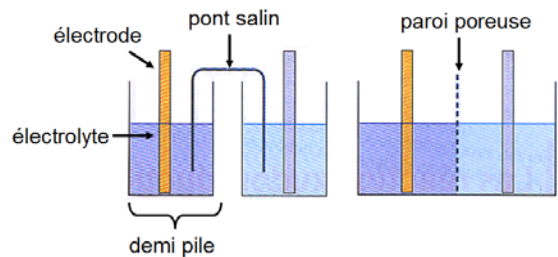


- si la valeur indiquée par le voltmètre est négative, la borne (V) du voltmètre est reliée au pôle - de la pile

### DOC4/ Constitution de la pile électrochimique

► 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.

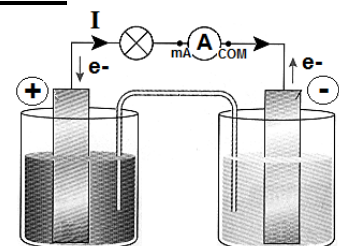
### DOC5/ La pile électrochimique, siège d'une réaction d'oxydoréduction

► Une pile permet de convertir de l'énergie chimique en énergie électrique ; l'énergie chimique provient d'une transformation chimique mettant en jeu un transfert d'électrons

La surface des électrodes est le siège de la transformation chimique:

- **Au pôle négatif (= anode)** : des électrons sont produits au cours d'une **réaction oxydation** ; les électrons circulent ensuite dans le circuit extérieur puis arrivent à l'électrode positive

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



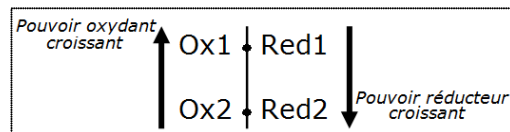
## DOC6/ Classement des couples

- ▶ Au cours d'une réaction d'oxydoréduction, 2 couples OX/RED interviennent : Ox1/Red1 et Ox2/Red2.
- ▶ Si l'équation de la réaction est :  $\text{Ox1} + \text{Red2} \rightarrow \text{Ox2} + \text{Red1}$

↪ On dit que le pouvoir oxydant de Ox1 est supérieur à celui de Ox2

↪ On dit que le pouvoir réducteur de Red 2 est supérieur à celui de Red1

- ▶ On peut alors classer les deux couples Ox1/Red1 et Ox2/Red2 selon le principe ci-contre :



- ▶ **Une réaction d'oxydoréduction s'effectue avec deux couples Ox/Red, entre l'oxydant le plus fort et le réducteur le plus fort**

## Réactions d'oxydoréduction

### ►► Définitions

→ Donner la définition :

- d'une réaction d'oxydoréduction
- d'une réaction de réduction
- d'une réaction d'oxydation
- d'un oxydant
- d'un réducteur

### ►► Expériences

#### EXP1

- Dans un tube à essai, introduire un peu de solution contenant les ions  $\text{Fe}^{2+}$
- Ajouter quelques gouttes d'une solution d'hydroxyde de sodium (soude).

→ Qu'observe-t-on ?

→ Comment peut-on mettre en évidence la formation d'ions  $\text{Fe}^{2+}$  au cours d'une réaction chimique ?

#### EXP2

- Dans un tube à essais contenant une solution peu concentrée de sulfate de cuivre, introduire de la poudre de fer puis agiter jusqu'à ce que la couleur bleue de la solution disparaisse ; verser quelques gouttes de soude dans la solution.
- Dans un autre tube à essai contenant une solution concentrée de sulfate de cuivre, placer un fil de fer décapé

→ Qu'observe-t-on ?

→ Ecrire l'équation de la réaction entre les ions cuivre  $\text{Cu}^{2+}$  et la poudre de fer Fe

→ Montrer que cette réaction peut se décomposer en 2 demi-équations, montrant un échange d'électrons entre les réactifs

→ Quelle est l'espèce qui donne les électrons ? Quelle est l'espèce qui reçoit les électrons ?

→ Qui est le réducteur de la réaction ? Qui est l'oxydant de la réaction ?

→ Quels sont les 2 couples Ox/Red qui interviennent dans la réaction ?

#### EXP3

- Plonger un fil de cuivre dans un tube à essai contenant une solution concentrée de nitrate d'argent.

→ Qu'observe-t-on ?

→ Ecrire l'équation de la réaction entre les ions argent  $\text{Ag}^+$  et le fil de cuivre Cu

→ Montrer que cette réaction peut se décomposer en 2 demi-équations, montrant un échange d'électrons entre les réactifs

→ Quelle est l'espèce qui donne les électrons ? Quelle est l'espèce qui reçoit les électrons ?

→ Qui est le réducteur de la réaction ? Qui est l'oxydant de la réaction ?

→ Quels sont les 2 couples Ox/Red qui interviennent dans la réaction ?

#### EXP4

- Dans un tube à essai, introduire un peu de poudre de fer et ajouter un peu d'acide chlorhydrique.

- Poser un bouchon sur le tube pendant quelques secondes puis approcher une allumette près de l'ouverture du tube.

- Après quelques minutes, introduire quelques gouttes de soude dans le tube.

→ Qu'observe-t-on ?

→ Ecrire l'équation de la réaction entre les ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  et la poudre de fer Fe

→ Montrer que cette réaction peut se décomposer en 2 demi-équations, montrant un échange d'électrons entre les réactifs

→ Quelle est l'espèce qui donne les électrons ? Quelle est l'espèce qui reçoit les électrons ?

→ Qui est le réducteur de la réaction ? Qui est l'oxydant de la réaction ?

→ Quels sont les 2 couples Ox/Red qui interviennent dans la réaction ?

#### EXP5

- Dans un tube à essai, introduire des copeaux de cuivre et ajouter un peu d'acide chlorhydrique.

→ Qu'observe-t-on ?

#### ►► Classement des couples

→ A l'aide du DOC6, classer les 4 couples Ox/Red rencontrés lors des expériences précédentes.

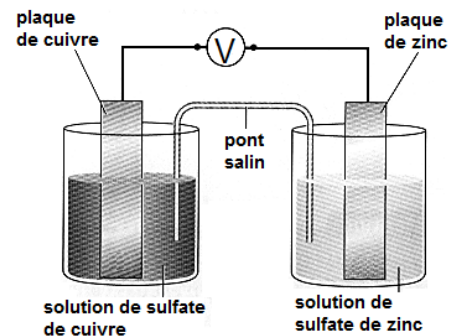
## La pile Daniell

→ Réaliser le dispositif suivant :

Un bécher contient une plaque de cuivre plongée dans une solution de sulfate de cuivre dans laquelle  $[\text{Cu}^{2+}] = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ , et un second, une plaque de zinc plongée dans une solution de sulfate de zinc dans laquelle  $[\text{Zn}^{2+}] = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ .

Les deux béchers (appelés « demi-piles ») sont reliés par un pont salin rempli d'une solution de chlorure de potassium ( $\text{K}^+$ ,  $\text{Cl}^-$ )

→ Déterminer la polarité de la pile, à l'aide du DOC3



▪ La tension aux bornes de la pile lorsqu'elle ne débite pas de courant est appelée « tension à vide » ou f.e.m (force électromotrice)

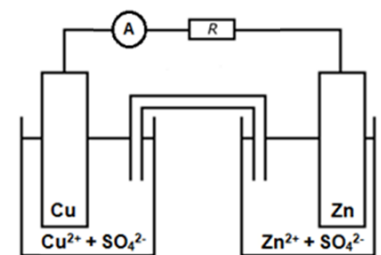
→ Mesurer la valeur de la f.e.m de la pile

→ Légender le schéma de la pile, en indiquant :

- la polarité de la pile
- le sens du courant
- le sens de déplacement des électrons
- le sens de déplacement des ions

→ Indiquer :

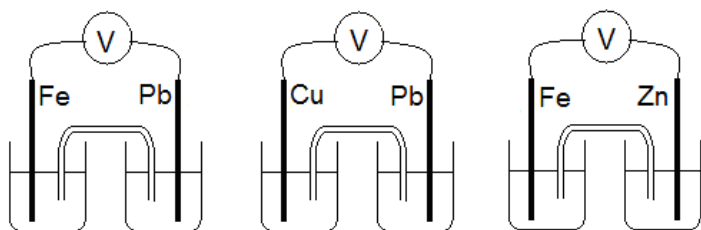
- les deux couples oxydant/réducteur qui interviennent lors du fonctionnement de la pile
- les réactions aux électrodes
- la réaction d'oxydoréduction globale
- Comment varient l'état des électrodes et les concentrations des ions des électrolytes



## Facteurs influençant la f.e.m. d'une pile

### ►► Influence des couples mis en jeu

→ Réaliser les 3 autres piles schématisées ci-dessous ; la concentration des solutions est de  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$



→ Compléter les figures données en annexe, en indiquant la polarité de la pile

→ Compléter le tableau récapitulatif donné en annexe, en indiquant :

- la f.e.m de la pile
- le schéma conventionnel de la pile
- la polarité de la pile
- les réactions aux électrodes
- la réaction d'oxydoréduction globale
- les 2 couples OX/RED intervenant lors du fonctionnement de la pile

→ A l'aide des résultats précédents et du DOC6, proposer un classement des couples  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ ,  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$ ,  $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$ ,  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$

### ►► Influence des concentrations

▪ Le principe de la manipulation consiste à étudier la variation de la f.e.m  $E$  de la pile Daniell en fonction de la concentration des ions  $\text{Zn}^{2+}$  (en gardant constante celle de  $\text{Cu}^{2+}$ ) puis en fonction de la concentration des ions  $\text{Cu}^{2+}$  (en gardant constante celle de  $\text{Zn}^{2+}$ )

→ Par dilution successive, à partir de solutions de sulfate de cuivre et de sulfate de zinc, de concentration  $5,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ , préparer des solutions de sulfate de cuivre et de sulfate de zinc, de concentration  $5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  et  $5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

→ Réaliser des piles Daniell à l'aide des solutions diluées préparées, puis compléter le tableau donné en annexe

→ A l'aide du tableur Excel, tracer la courbe  $E = f\left(\log \frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{Zn}^{2+}]}\right)$  ; donner l'équation de la droite

### ►► Influence de la température

→ Montrer que la température des solutions a une influence sur la valeur de la f.e.m de la pile