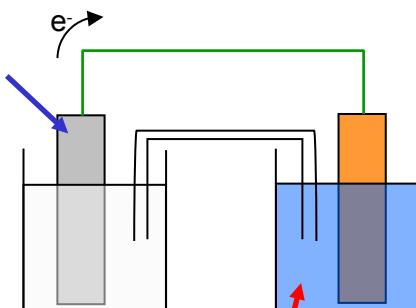


Objectifs

- Représenter une pile comme l'association de deux demi-piles reliées par un pont salin. Préciser la polarité, le nom de chaque électrode, le sens de déplacement des électrons, du courant et des ions (y compris dans le pont salin).
- Écrire l'équation de la réaction modélisant le fonctionnement de la pile à partir de la polarité de la pile et des couples redox impliqués.
- Déterminer la quantité d'électricité disponible dans une pile à partir des quantités de matière initiales.
- Réaliser une pile et mesurer la tension pour identifier l'anode et la cathode, l'oxydant et le réducteur.

I. Transferts Directs Et Indirects D'électrons

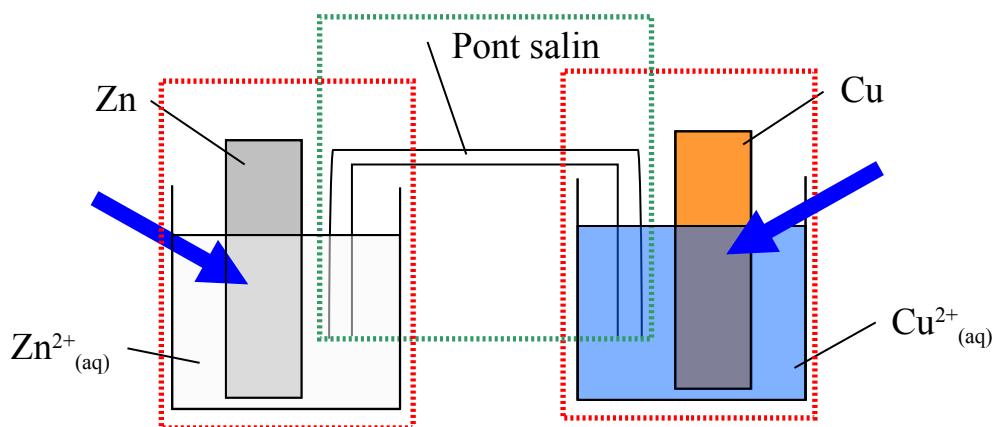
Si on mélange les espèces chimiques participant à une réaction d'oxydoréduction en solution aqueuse, il se produit un transfert spontané et direct d'électrons du réducteur vers l'oxydant.



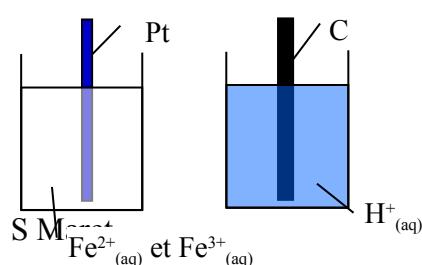
Lorsque les espèces chimiques participant à une réaction d'oxydoréduction en solution aqueuse sont séparées, on peut réaliser un transfert d'électrons spontané et indirect du réducteur vers l'oxydant, par l'intermédiaire d'un conducteur métallique.

Pile

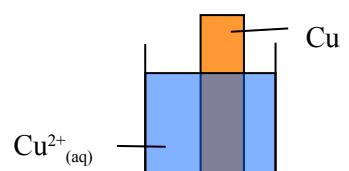
Une pile est constituée de deux compartiments séparés (demi-piles) qui comportent chacun une électrode, et d'une jonction électrochimique, reliant les deux demi-piles.



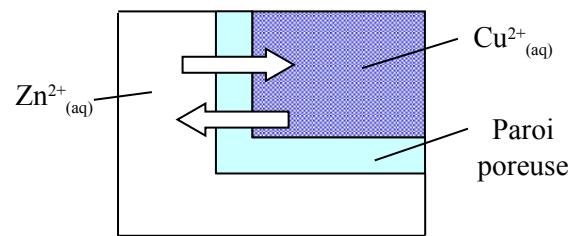
Dans les demi-piles, on place les espèces chimiques constituant un des couples redox.



Dans certains cas, l'électrode est faite d'un matériau inert chimiquement (Pt ou C) et les deux espèces du couple sont dans la solution.

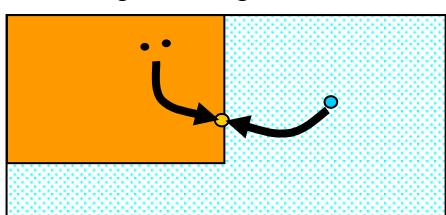


La jonction électrochimique permet d'établir une liaison électrique entre les deux demi-piles en évitant les mélanges. Il s'agit soit d'un pont salin, soit d'une paroi poreuse.



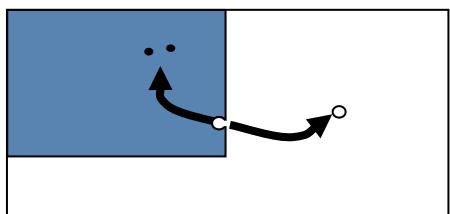
II. Processus Mis En Jeu Dans Une Pile

Dans chaque demi-pile à lieu une réaction d'oxydation ou de réduction, nommée réaction d'électrode.



Cathode

L'électrode qui est le siège d'une réduction est appelée cathode.

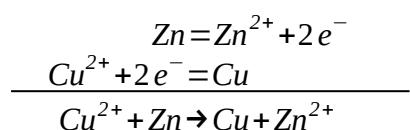


Anode

L'électrode qui est le siège d'une oxydation est appelée anode.

On dit qu'il y a **oxydation anodique** et **réduction cathodique**.

Les deux équations des réactions d'électrode peuvent être combinées pour obtenir l'équation de la réaction modélisant le fonctionnement global de la pile appelée réaction de la pile.

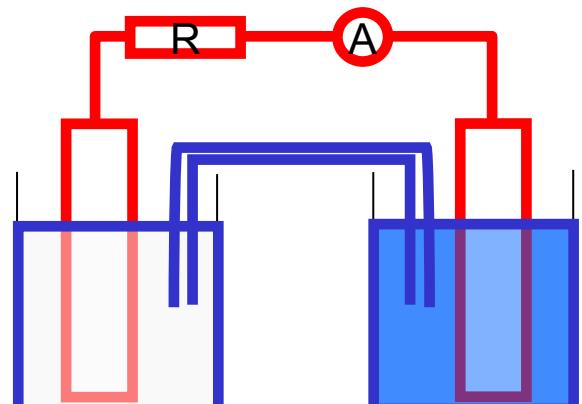


- Cette équation est identique à celle ayant lieu quand les espèces chimiques sont mélangées.
- Ces réactions de piles seront considérées comme totales.

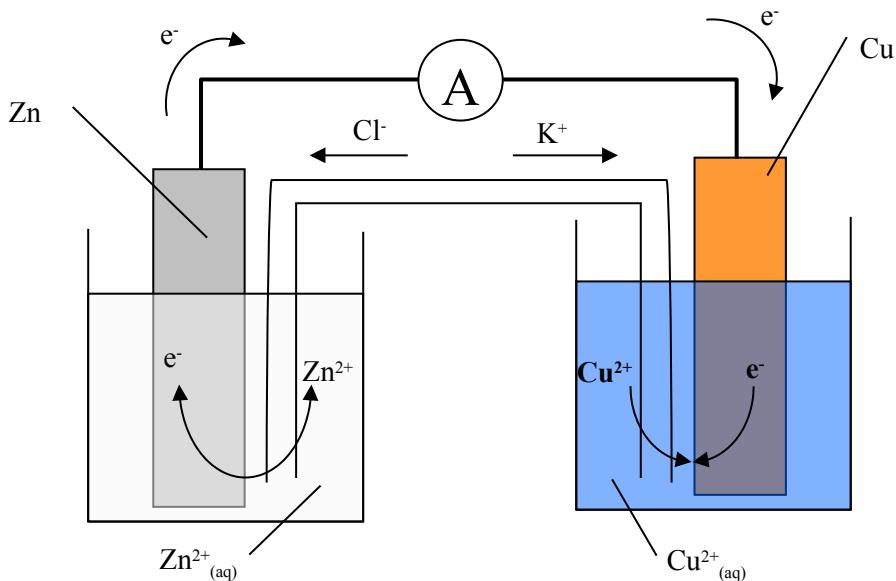
Mouvement des porteurs de charges

Porteurs de charges

Dans les électrodes et le circuit électrique extérieur à la pile, ce sont les électrons qui sont responsables du courant. Dans les solutions électrolytiques et dans le pont salin, ce sont les ions.



Au final



III. Caractéristiques D'une Pile

Polarité

Une pile peut être considérée comme un générateur électrique continu. Les électrons sortent d'un générateur par la borne $-$.

Force électromotrice

La ddp mesurée aux bornes d'une pile lorsque celle-ci ne débite pas est sa fem notée E . Elle s'exprime en V et constitue une caractéristique de la pile (Ex: La fem de la pile Daniell réalisée en TP est de 1,1 V)

Cette fem est fonction de la réaction de pile, elle dépend donc:

- De la nature des couples mis en jeu
- Des concentrations des espèces chimiques en solution

IV. Quantité D'électricité Débitée

Relation 1

- Par définition de l'intensité du courant électrique, la quantité d'électricité ΔQ traversant un électrolyseur est donnée par la relation : $\Delta Q = I \times \Delta t$
avec ΔQ en coulomb (C) Δt durée de l'électrolyse en seconde (s) et I intensité du courant en ampère (A)

- Par ailleurs, une mole d'électrons comporte N_A (Nombre d'Avogadro) électrons, portant chacun une charge électrique $-e = -1,6 \cdot 10^{-19}$ C.

↳ La charge électrique d'une mole d'électrons s'appelle le Faraday, et vaut :

$$F = N_A \times e = 1,602 \cdot 10^{23} \times 1,6 \cdot 10^{-19} = 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Relation 2

- La quantité d'électricité échangée lors d'une électrolyse est alors : $\Delta Q = n(e^-) \times F$
avec ΔQ en coulomb (C), $n(e^-)$ la quantité de matière d'électrons (mol) et F la constante de Faraday.

Relation de la pile

Lors d'une électrolyse, si le générateur débite un courant d'intensité constante $I(A)$ pendant une durée $\Delta t(s)$ le nombre de mole d'électrons échangés est :

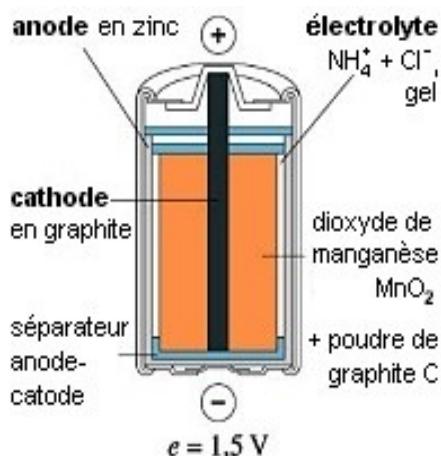
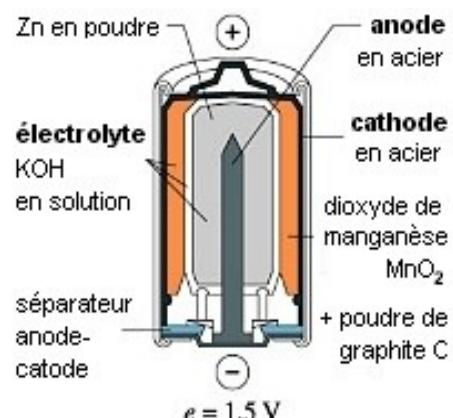
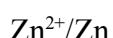
$$n(e^-) = \frac{I \times \Delta t}{F} \quad \text{avec } F = 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$$

- Cette relation permet de calculer la quantité de matière d'électrons échangés puis d'en déduire l'avancement de la réaction et les quantités de matière théoriques de produits formés.

V. Piles Usuelles (pas à Savoir)

Pile saline (NH₄Cl est un sel) (Leclanché)

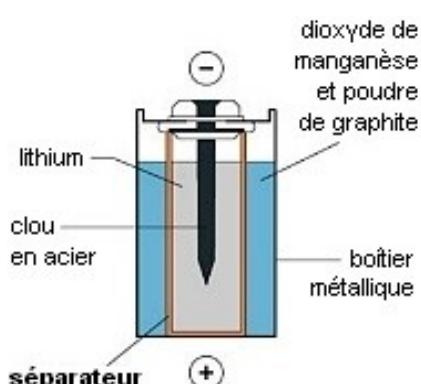
Les deux couples d'oxydo-réduction mis en jeu sont:



Pile alcaline

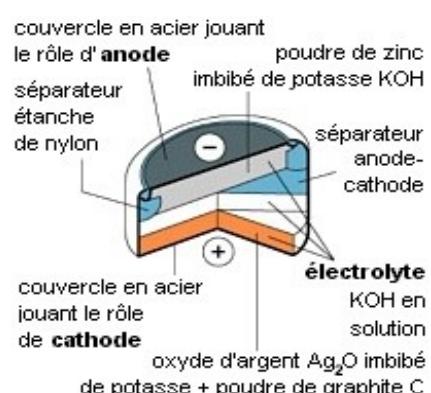
Même principe mais l'électrolyte est basique (KOH) (K est un alcalin).

Les deux couples d'oxydo-réduction mis en jeu sont:



Pile au lithium

Les deux couples d'oxydo-réduction mis en jeu sont:



Pile bouton

Les deux couples d'oxydo-réduction mis en jeu sont:

