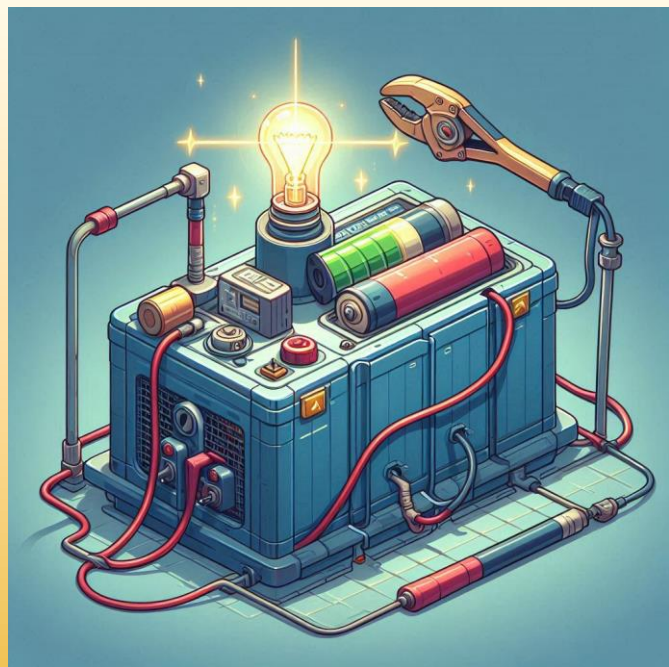


TP 19 : Réaction spontanée ou réaction forcée



Dans cette activité, on verra comment on peut forcer une réaction à s'effectuer dans un sens donné et on mettra en application ce principe avec le plaquage au cuivre d'une petite cuillère.

Etape 1 : Sens spontanée d'une réaction

Rappel : Les réactions d'oxydo-réduction sont des réactions conduisant à l'échange d'un ou plusieurs électrons entre une espèce oxydante (qui prend l'électron) et une espèce réductrice (qui donne son électron). Lorsque l'oxydant prend l'électron, on dit qu'il est réduit (ou devient réducteur). Inversement, lorsque le réducteur donne son électron, on dit qu'il est oxydé (ou devient oxydant). Une réaction d'oxydo-réduction s'écrit donc toujours à partir de deux couples ox/red pour lesquels s'établit une demi-équation électronique. La particularité de ces réactions est qu'elles ne peuvent souvent s'effectuer que dans un seul sens : une fois l'oxydant devenu réducteur, il ne peut pas spontanément redonner son électron

On s'intéresse dans un premier temps à la réaction entre le couple $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Cu}_{(\text{s})}$ et le couple $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Zn}_{(\text{s})}$

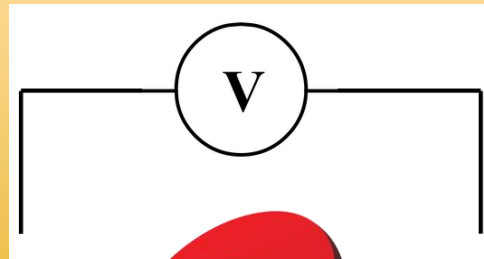
- Ecrire les deux demi-équations associées à ces couples.
- En déduire les deux sens possibles de la réaction entre ces couples
- Proposer et réaliser une expérience pour montrer que la réaction ne peut s'effectuer spontanément que dans un seul sens

Espèce testée	Réactif	Résultat positif
Ion cuivre	Hydroxyde de sodium	Précipité bleu
Ion zinc	Hydroxyde de sodium	Précipité blanc

Etape 2 : Utilisation du sens spontanée pour réaliser une pile électrochimique

Une réaction d'oxydo-réduction est un échange d'électron. Or, des électrons qui « bougent », c'est de l'électricité. Autrement dit, si on parvient à faire en sorte que les électrons échangés lors d'une réaction d'oxydo-réduction circulent dans un sens précis, on produit un courant électrique. C'est le principe d'une pile !

- Pourquoi se contenter de mettre une plaque de zinc dans une solution de sulfate de cuivre ne suffirait pas à constituer une pile ?
- En vous appuyant sur le document en fin de diaporama, proposer le schéma d'un montage permettant de réaliser une pile électrochimique et de mesurer sa tension.

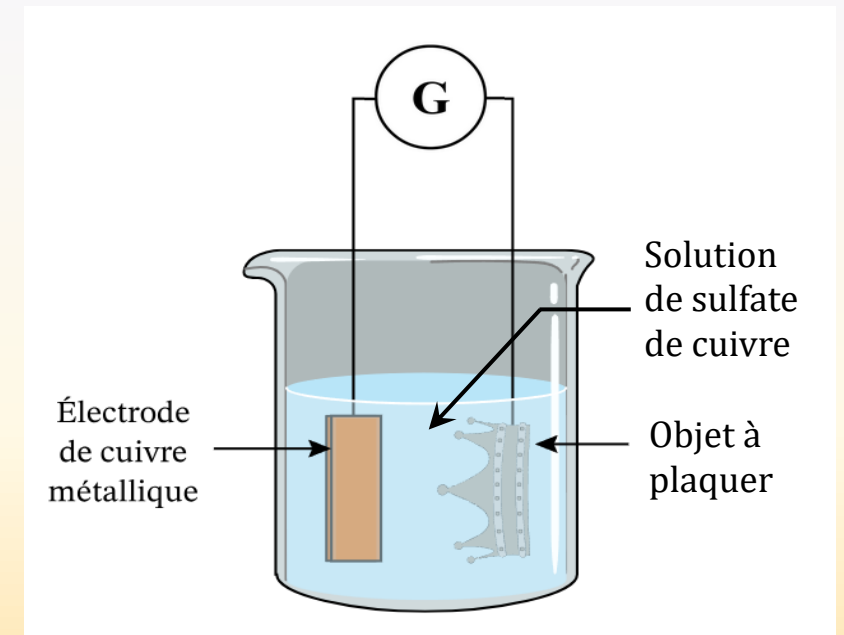


Etape 3 : Forcer le sens d'une réaction chimique

Vous l'avez montré précédemment, une réaction redox ne peut s'effectuer spontanément que dans un sens. Cela implique qu'en principe, une pile électrochimique ne peut pas être rechargeable et finit toujours par s'épuiser. Une fois que le zinc a donné tous ses électrons et s'est transformé en ion zinc, la réaction est terminée et la pile ne peut plus fonctionner. En réalité, il existe un moyen de forcer la réaction à se faire dans le sens inverse : en branchant la borne – d'un générateur sur le réducteur (censé donner son électron), on peut le forcer à prendre des électrons et donc à devenir oxydant. De la même façon, si on branche la borne + d'un générateur sur l'oxydant (censé prendre un électron), on peut le forcer à donner ses électrons et donc à devenir réducteur. C'est ce qui se passe lorsqu'on recharge une batterie, ou dans le cas de l'électrolyse

- On souhaite plaquer une spatule en acier inoxydable avec du cuivre, c'est-à-dire déposer une fine couche de cuivre solide sur la cuillère. Peser la spatule. Introduire environ 75mL de sulfate de cuivre dans un bécher et y plonger la spatule.
- Quelle demi-équation doit se produire au niveau de la spatule pour qu'elle se couvre de cuivre ? Se produit-elle spontanément ?
- A quelle borne du générateur doit-on brancher la cuillère si on veut forcer cette réaction ?

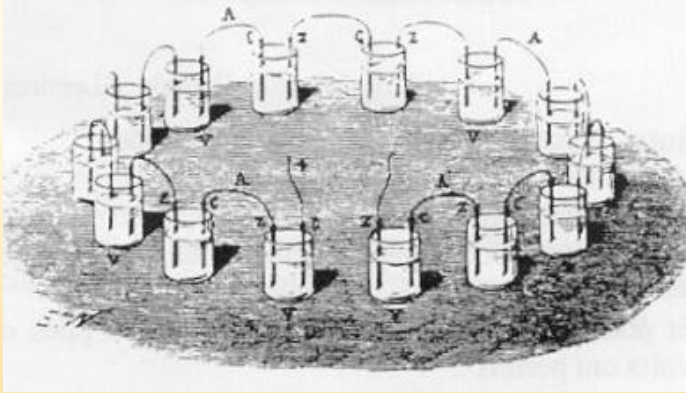
- ❑ Peser la plaque de cuivre, puis réaliser le montage ci-contre en respectant le sens de branchement du générateur (seul le bas de la plaque et de la spatule seront immergés dans la solution)
- ❑ Allumer le générateur, régler rapidement l'intensité sur 0,1A et lancer le chronomètre.
- ❑ Ecrire la demi-équation se produisant sur l'électrode de cuivre. Quelle sera la conséquence sur cette électrode ?
- ❑ Au bout de 10 minutes, éteindre le générateur, égoutter les deux métaux et les sécher délicatement au sèche-cheveu. Toujours délicatement, les retirer du support et les peser.



- ✓ La charge électrique Q , en Coulomb (C) transportée pendant une durée Δt par un courant d'intensité I vaut : $Q = I \times \Delta t$.
- ✓ Une mole d'électrons transporte une charge $F = 9,65 \times 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$
- ✓ Masse molaire du cuivre : $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

- ❑ Déterminer la masse de dépôt de cuivre théorique attendue sur la spatule, après 10 minutes d'électrolyse à 0,1 A. Comparer avec votre résultat expérimental.

Dans les années 1800, le comte Alessandro Volta essaie de produire de l'électricité avec des métaux et des solutions différentes. Il finit par réaliser un empilement qui lui convient : il empile toujours dans le même ordre, une rondelle de zinc, une rondelle de carton imbibée d'eau acidifiée puis une rondelle de cuivre, et ainsi de suite pendant plus de soixante fois. Lorsqu'il rapproche deux fils qu'il avait fixés aux deux extrémités de sa pile, une étincelle bleue et très lumineuse jaillit.



Volta propose un seconde modèle de sa pile : un appareil à couronne de tasses constitué de plusieurs tasses ou gobelets à demi pleins d'eau salée ; on fait communiquer les tasses au moyen de jonctions métalliques constituées de deux métaux différents soudés l'un à l'autre; une extrémité en argent (en cuivre ou en laiton) plonge dans un gobelet; l'autre, en zinc plonge dans le gobelet suivant.

Ce n'est que plusieurs années plus tard, en 1836, que J.F.Daniell devait imposer un modèle de pile d'une tension constante. La pile de Daniell consistait en une boîte en cuivre contenant une solution aqueuse de sulfate de cuivre dans laquelle plongeait un œsophage de bœuf contenant une solution diluée d'acide sulfurique et une tige de zinc amalgamé. Il améliore sa pile en 1842 en proposant un modèle avec un vase poreux contenant du zinc amalgamé et une solution aqueuse de sulfate de zinc. La pile Daniell se résume donc à du zinc et du cuivre solides plongés respectivement dans une solution de sulfate de zinc et une solution de sulfate de cuivre (cf schéma)

