

# Piles et accumulateurs, une réponse au défi énergétique

Qu'est-ce qu'une pile ? Comment fonctionne-t-elle ?

## 1) Quelles sont les caractéristiques des piles et des accumulateurs ?

→ activité : Piles et accumulateurs

Les piles et accumulateurs sont des générateurs électrochimiques comportant deux conducteurs : des électrodes, au contact d'un milieu conducteur, l'électrolyte. Les électrodes permettent la jonction électrique avec le circuit d'utilisation.

Les piles classiques, salines ou alcalines, ont une durée d'utilisation limitée, on ne peut pas les recharger, il faut les recycler.

Les piles à combustibles sont alimentées continûment en réactifs.

Les accumulateurs (= piles rechargeables) peuvent être électriquement rechargés. Leur nombre de recharges étant limité, ils doivent être recyclés.

Les piles à combustibles et les accumulateurs font l'objet de nombreuses recherches pour améliorer leurs performances et ainsi répondre en partie au défi énergétique.

## 2) Comment fonctionne une pile ? Exemple avec une pile fer-cuivre

→ T.P. : Réalisation et fonctionnement d'une pile

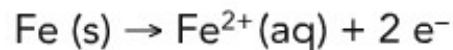
### 1) Réactions aux électrodes

Une électrode de fer et une électrode de cuivre plongées dans une solution ionique de chlorure de sodium constituent une pile dont l'électrode de fer est la borne négative

Le courant généré par cette pile circule donc de l'électrode de cuivre vers l'électrode de fer à l'extérieur de la pile.

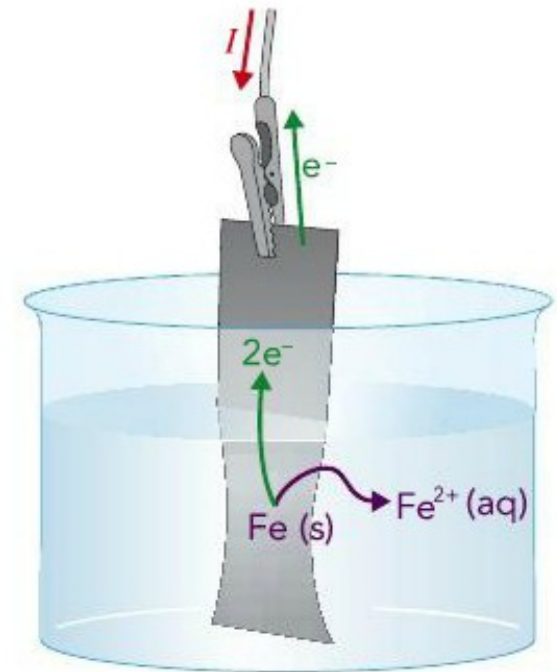
Les électrons, responsables du passage de ce courant, circulent en sens inverse vers l'électrode de cuivre.

La présence d'ions fer (II) a été mise en évidence au voisinage de l'électrode de fer; des atomes de fer de l'électrode métallique ont donc libéré des électrons (doc. 3) pour donner des ions fer (II)  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$  selon l'équation :



Dans le circuit extérieur à la pile, ce sont les électrons ainsi libérés qui circulent de l'électrode de fer vers l'électrode de cuivre.

À l'électrode de cuivre, une réaction (non étudiée ici) consommant des électrons se produit.



**Doc. 3** Les atomes de fer situés à la surface de l'électrode perdent des électrons. Des ions fer (II)  $\text{Fe}^{2+}$  passent en solution.

**Conclusion :** Lorsqu'une pile débite un courant, des réactions chimiques se produisent au niveau des électrodes, libérant ainsi des électrons qui vont parcourir le circuit électrique et alimentés les différents dipôles à leur passage.

## 2) Fonctionnement d'une pile

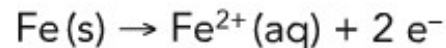
\* A l'extérieur de la pile :

Une pile cuivre-fer, débite un courant qui circule à l'extérieur de la pile, de son pôle positif (l'électrode de cuivre) vers son pôle négatif (l'électrode de fer). Donc à l'extérieur de la pile, les électrons se déplacent de l'électrode de fer vers celle de cuivre.

### Réaction aux électrodes

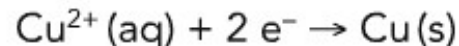
Les réactions qui se produisent aux électrodes se déduisent du sens de déplacement des électrons :

– à l'électrode de fer, **pôle négatif** de la pile, le fer **libère des électrons** selon :

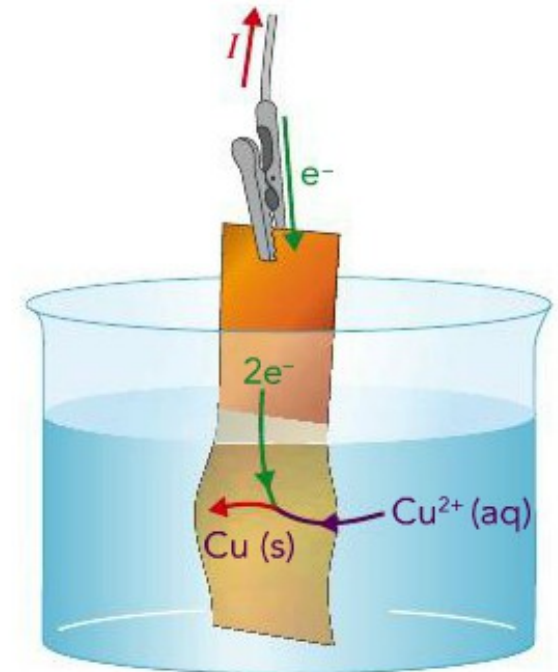


Le métal fer est consommé et des ions fer (II)  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$  sont formés.

– à l'électrode de cuivre, **pôle positif** de la pile, les **électrons** qui arrivent sont **captés** par les ions cuivre (II)  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$  selon :



Des ions cuivre (II)  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$  sont consommés et du cuivre métallique est formé



**Doc. 4** Le gain d'électrons par les ions cuivre (II) s'effectue à la surface de l'électrode de cuivre.

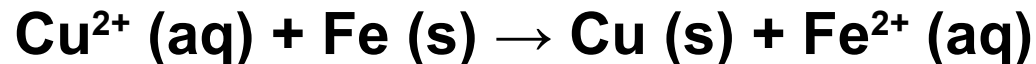
\* A l'intérieur de la pile :

A l'intérieur de la pile, le passage du courant est assuré par les ions, les cations se déplacent dans le sens du courant et les anions en sens inverse.

Le tube en U rempli de solution ionique de nitrate d'ammonium permet le passage du courant entre les deux compartiments de la pile. C'est une **jonction électrolytique** appelée **pont salin**.

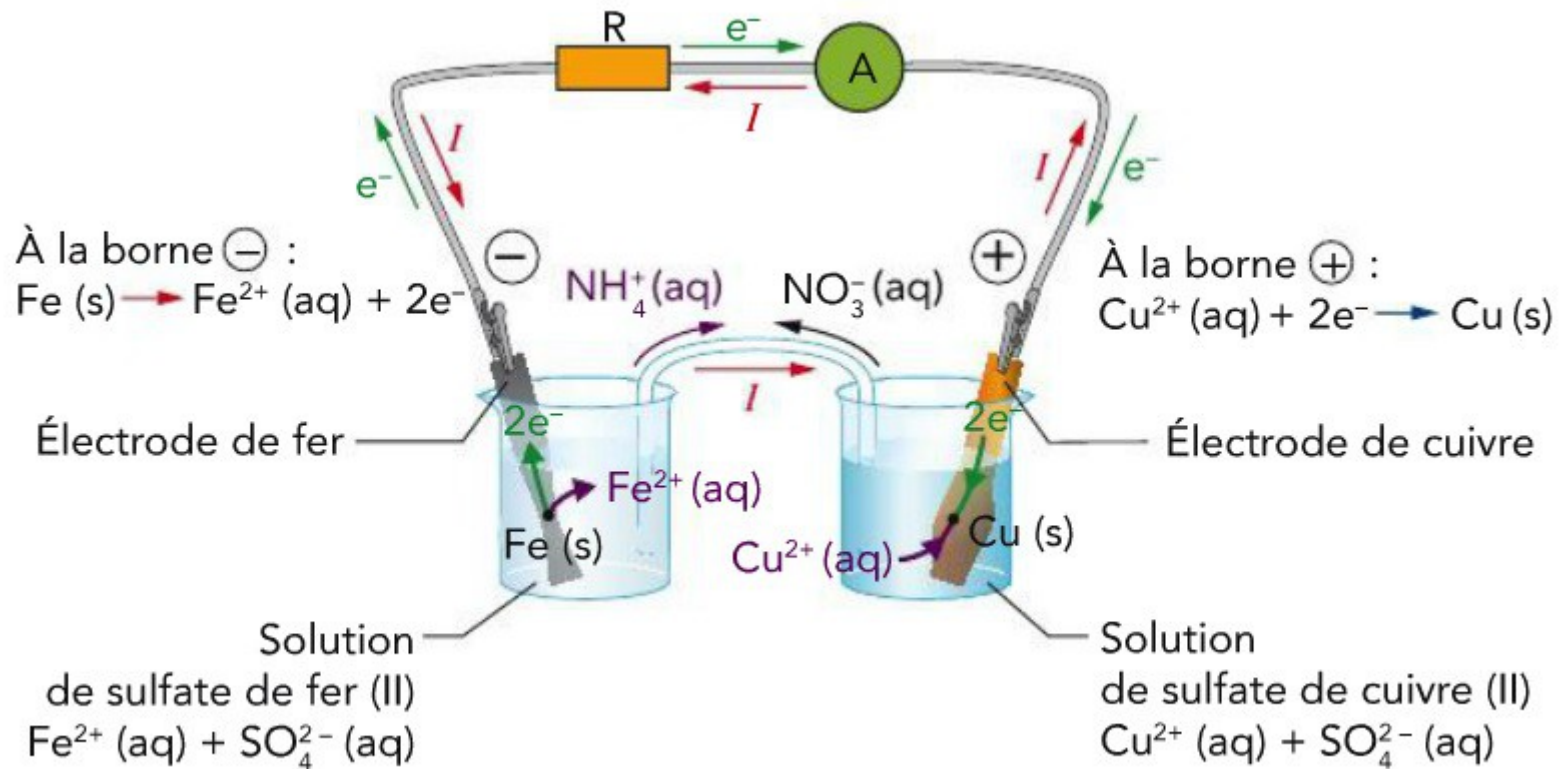
\* Réaction de fonctionnement :

Lorsque la pile fonctionne, il y a une réaction chimique dont l'équation correspond au bilan des réactions appelées réactions électrochimiques, qui se produisent à chacune des électrodes. Ici, l'équation est :



**Donc cette pile transforme de l'énergie chimique en énergie électrique qu'elle transfère au circuit extérieur.**

\* Schéma-bilan du fonctionnement de la pile fer-cuivre :

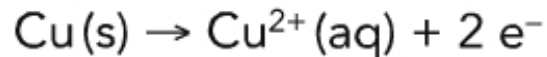




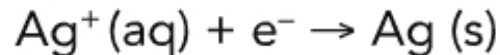
### 3) Polarité d'une pile et réactions aux électrodes

L'étude d'une pile argent-cuivre montre que l'électrode d'argent constitue la borne positive et celle de cuivre, la borne négative de la pile ; contrairement à la pile cuivre-fer.

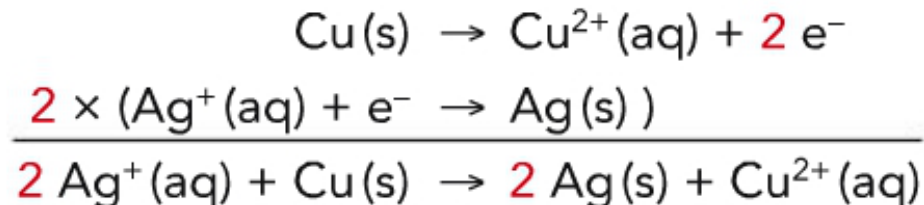
Les électrons, issus de l'électrode de cuivre (pôle -), sont libérés par le cuivre métallique selon :



Les électrons arrivant à l'électrode d'argent (pôle +) sont captés par les ions argent  $\text{Ag}^{+}(\text{aq})$  pour donner de l'argent métallique  $\text{Ag(s)}$  selon :



Le nombre des électrons captés par les ions argent étant nécessairement le même que celui des électrons cédés par les atomes de cuivre, la réaction de fonctionnement de la pile a pour équation :



L'étude des piles cuivre-argent et fer-cuivre montre que :

- dans la pile **cuivre-argent**, l'**électrode de cuivre** constitue la **borne négative** et du cuivre métallique est consommé ;
- dans la pile **fer-cuivre**, l'**électrode de cuivre** constitue la **borne positive** et du cuivre métallique est formé.

Conclusion : Les réactions qui se produisent aux électrodes sont liées à la polarité de la pile.

### 3) Qu'est-ce qu'un couple oxydant / réducteur ?

#### 1) Définition : oxydants et réducteurs

Un **oxydant** est une espèce chimique capable de **capter** un ou plusieurs électrons.

Un **réducteur** est une espèce chimique capable de **céder** un ou plusieurs électrons.

#### Exemples :

- les ions  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Cu}^{2+}$  et  $\text{Fe}^{2+}$  sont des oxydants
- l'argent Ag, le cuivre Cu et le fer Fe sont des réducteurs



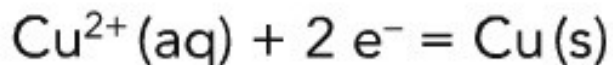
## 2) Couple oxydant / réducteur

Selon la pile réalisée, il peut se produire à l'électrode de cuivre :

- une libération d'électrons, selon :  $\text{Cu(s)} \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$
- une capture d'électrons, selon :  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu(s)}$

Les deux espèces  $\text{Cu(s)}$  et  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$  sont dites **conjuguées** et forment un **couple oxydant / réducteur**, ou couple redox, noté  **$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) / \text{Cu(s)}$** .

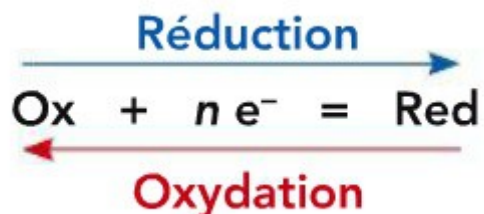
Le passage, par transfert d'électrons, de l'oxydant à son réducteur conjugué ou du réducteur à son oxydant conjugué est décrit par une **demi-équation d'oxydoréduction** ou **demi-équation redox** :



Conclusion : Deux espèces Ox et Red sont dites conjuguées et forment un couple oxydant/réducteur, noté Ox / Red, si elles peuvent être reliées par la demi-équation d'oxydoréduction ou demi-équation redox :



Le passage de l'oxydant à son réducteur conjugué est une réduction et le passage du réducteur à son oxydant conjugué est une oxydation.



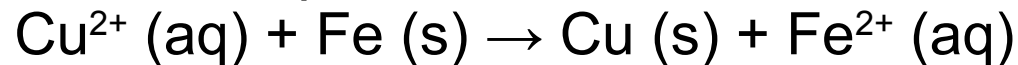
Exemple : On a :  $\text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + \text{e}^- = \text{Fe}^{2+} (\text{aq})$ , donc  $\text{Fe}^{3+}$  est l'oxydant conjugué de  $\text{Fe}^{2+}$  dans le couple  $\text{Fe}^{3+} (\text{aq}) / \text{Fe}^{2+} (\text{aq})$ .

## 4) Qu'est-ce qu'une réaction d'oxydoréduction ?

### 1) Définition

Une réaction d'oxydoréduction est une réaction au cours de laquelle des électrons sont transférés entre les réactifs.

La réaction d'équation de la pile cuivre-fer est :



Donc des électrons sont transférés du fer Fe vers les ions cuivre (II)  $\text{Cu}^{2+}$  par l'intermédiaire du circuit extérieur : **la réaction de fonctionnement d'une pile est une réaction d'oxydoréduction**. L'oxydant du couple de la borne positive est réduit et le réducteur du couple de la borne négative est oxydé.

Lors d'une réaction d'oxydoréduction, le transfert d'électrons peut se faire directement par contact entre les réactifs.

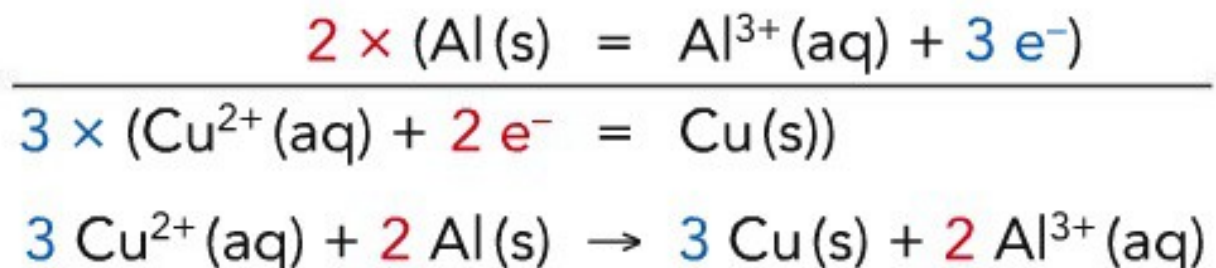
## 2) Comment écrire l'équation d'une réaction d'oxydoréduction ?

L'équation d'une réaction d'oxydoréduction peut être établie en combinant les demi-équations redox des couples mis en jeu de façon à ce que les électrons n'apparaissent pas dans le bilan\*\*.

Ainsi, la réaction entre l'aluminium métallique  $\text{Al(s)}$  et les ions cuivre (II)  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$  conduit à la formation d'ions aluminium (III)  $\text{Al}^{3+}(\text{aq})$  et de cuivre métallique  $\text{Cu(s)}$ .

Elle met donc en jeu les couples oxydant / réducteur  $\text{Al}^{3+}(\text{aq}) / \text{Al(s)}$  et  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) / \text{Cu(s)}$ .

Les demi-équations redox sont écrites de façon à ce que l'aluminium  $\text{Al(s)}$  et les ions cuivre (II)  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$  soient les réactifs :



Cette méthode est générale; elle nécessite la connaissance des demi-équations redox des couples mis en jeu

### 3) Comment établir une demi-équation redox ?

→ fiche méthode : Méthode pour équilibrer la demi-équation d'un couple oxydant-réducteur.