

### 3. Les réactions avec transfert d'électrons

#### 3.0. Savoirs et compétences spécifiques

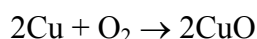
Contenus	Développements attendus
Cation – anion, charges électriques.	Décrire les espèces en solution.
Le nombre d'oxydation. Oxydant, réducteur, ion spectateur.	Déterminer le nombre d'oxydation d'un atome dans une molécule ou un ion.
Oxydation/réduction, couple redox, oxydoréduction. Oxydoréduction en milieu acide. Oxydoréduction en milieu basique.	Ecrire et pondérer des réactions d'oxydoréduction.
Potentiel standard de réduction. Force des oxydants et des réducteurs.	Expliquer et prévoir des phénomènes d'oxydoréduction à l'aide des tableaux de couples redox. Etablir les équations ioniques et moléculaires correspondantes. Expliquer une situation de la vie courante à partir du comportement d'oxydants et de réducteurs.
Titration redox.	Réaliser un titrage redox.
Piles.	Construire une pile. Expliquer le fonctionnement d'une pile. Décrire et expliquer le fonctionnement de piles courantes et d'une pile à combustible.
Electrolyse.	Expliquer les phénomènes d'électrolyse. Expliquer les phénomènes de corrosion. Expliquer le fonctionnement d'une protection anticorrosion à partir de l'objet, de sa description technique.
Accumulateurs.	Expliquer le fonctionnement d'un accumulateur.

#### 3.1. Réactions d'oxydation, de réduction, d'oxydoréduction – Oxydants et réducteurs

##### 3.1.1. Première définition de l'oxydation et de la réduction

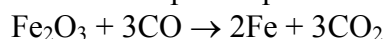
###### Oxydation:

A l'origine, le terme oxydation était réservé aux réactions au cours desquelles du dioxygène se fixait sur des corps simples ou composés.



###### Réduction:

Le terme réduction (du latin *reducere*, ramener) désignait quant à lui des réactions au cours desquelles de l'oxygène était enlevé à des corps composés.



Ces deux définitions "historiques" de l'oxydation et de la réduction ont été élargies comme nous allons le découvrir.

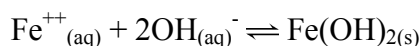
### 3.1.2. Nouvelle définition de l'oxydation et de la réduction

#### Mise en évidence de réactions d'oxydation et de réduction:

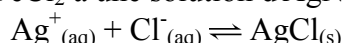
Réaction de  $Fe_{(s)}$  avec  $CuCl_{2(aq)}$

#### Identification des ions $Fe^{++}$ et $Cl^-$

Si on ajoute quelques gouttes de  $FeCl_2$  à une solution de  $NaOH$ , un précipité verdâtre apparaît:



Si on ajoute quelques gouttes de  $FeCl_2$  à une solution d' $AgNO_3$ , il se forme un précipité blanc:



#### Manipulation

Ajoutons quelques petits clous de fer à une solution de  $CuCl_2$  et agitons vigoureusement jusqu'à ce que la solution devienne vert clair.

Prélevons quelques gouttes de cette solution et ajoutons les d'une part, à une solution de  $NaOH$ , et d'autre part à une solution d' $AgNO_3$ .

#### Observations

1. La couleur bleue de la solution initiale de  $CuCl_2$  s'atténue et devient vert clair lorsqu'on y ajoute du fer.
2. Les clous de fer se couvrent d'un dépôt rouge spongieux
3. Lorsqu'on verse quelques goutte de cette solution à une solution de  $NaOH$ , un précipité verdâtre apparaît.
4. Lorsqu'on verse quelques gouttes de cette solution à une solution d' $AgNO_3$ , un précipité blanc apparaît.

#### Interprétations

1. La disparition de la coloration bleue (due à la présence d'ion  $Cu^{++}$ ) s'explique par le fait que les ions  $Cu^{++}$  ont été transformés en  $Cu_{(s)}$ .
2. Le  $Cu_{(s)}$  ainsi obtenu forme un dépôt rouge et spongieux sur le fer.
3. Le précipité verdâtre qui se forme lors de l'ajout de  $NaOH$  à cette solution prouve que des ions  $Fe^{++}$  sont bien apparus.
4. Le précipité blanc qui se forme lors de l'ajout d' $AgNO_3$  à cette solution prouve que le  $Cl^-$  est toujours présent dans la solution: il s'agit donc d'un ion spectateur.

#### Conclusions

Au cours de cette expérience, les espèces réactionnelles  $Fe_{(s)}$  et  $Cu^{++}_{(aq)}$  ont été transformées respectivement en  $Fe^{++}_{(aq)}$  et en  $Cu_{(s)}$ .

Réaction de  $Cu_{(s)}$  avec  $AgNO_{3(aq)}$

#### Manipulation

Plongeons un fil de cuivre ( $Cu_{(s)}$ ) dans une solution d' $AgNO_3$ .

#### Observations

1. Des paillettes grises et brillantes se déposent lentement sur le fil de cuivre.
2. Après une demi-heure, la solution devient légèrement bleue.

### Interprétations

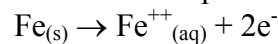
1. Une analyse des paillettes qui se sont déposées sur le fil de cuivre montrerait qu'il s'agit de paillettes d'argent  $\text{Ag}_{(s)}$ . Les ions  $\text{Ag}^+$  ont donc été transformés en argent ( $\text{Ag}_{(s)}$ ).
2. La coloration bleue de la solution est due à la présence d'ions  $\text{Cu}^{++}$ . Le cuivre ( $\text{Cu}_{(s)}$ ) a donc été transformé en ions  $\text{Cu}^{++}_{(aq)}$ .

### Conclusions

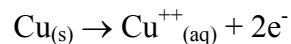
Au cours de cette expérience, les espèces réactionnelles  $\text{Cu}_{(s)}$  et  $\text{Ag}^+_{(aq)}$  ont donc été transformées respectivement en  $\text{Cu}^{++}_{(aq)}$  et en  $\text{Ag}_{(s)}$ .

### Nouvelle définition de l'oxydation et de la réduction

Lors de la première expérience que nous venons de réaliser, des atomes de Fe ont été transformés en ions  $\text{Fe}^{++}$  par la perte de 2 électrons par chaque atome de Fe:



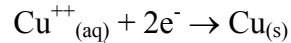
Dans la deuxième expérience, des atomes de Cu ont été transformés en ions  $\text{Cu}^{++}$  par la perte de 2 électrons par chaque atome de Cu:



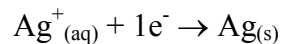
On dit que le  $\text{Fe}_{(s)}$  a été oxydé en  $\text{Fe}^{++}_{(aq)}$  et le  $\text{Cu}_{(s)}$  en  $\text{Cu}^{++}_{(aq)}$ .

Une oxydation est donc une réaction au cours de laquelle un réactif perd des électrons.

Au cours de la première expérience, des ions  $\text{Cu}^{++}$  ont été transformés en atomes Cu par la capture de 2 électrons par chaque ion  $\text{Cu}^{++}$ :



Lors de la seconde expérience, des ions  $\text{Ag}^+$  ont été transformés en atomes Ag par la capture d'un électrons par chaque ion  $\text{Ag}^+$ :



On dit que les ions  $\text{Cu}^{++}_{(aq)}$  ont été réduits en  $\text{Cu}_{(s)}$  et les ions  $\text{Ag}^+_{(aq)}$  en  $\text{Ag}_{(s)}$ .

Une réduction est donc une réaction au cours de laquelle un réactif capture des électrons.

### *3.1.3. Définition d'un oxydant et d'un réducteur*

Au cours de l'expérience précédente, des ions  $\text{Cu}^{++}$  ont capturé chacun 2 électrons et ont donc oxydé des atomes de Fe. Ces ions  $\text{Cu}^{++}$  sont donc des oxydants.

Lors de la deuxième expérience, les ions  $\text{Ag}^+$  ont capturés chacun 1 électron et ont oxydé des atomes de Cu. Ces ions  $\text{Ag}^+$  sont donc des oxydants.

Un oxydant est donc un réactif qui capture des électrons.

Les atomes de Fe, eux, ont chacun perdu 2 électrons et ont réduit des ions  $\text{Cu}^{++}$ . Ce sont donc des réducteurs.

Quant aux atomes de Cu, ils ont perdu chacun 2 électrons et ont réduit des ions  $\text{Ag}^+$ . Ce sont donc des réducteurs.

Un réducteur est donc un réactif qui perd des électrons.

### 3.1.4. Concept et écriture des équations des réactions d'oxydo-réduction

#### Concept de réaction d'oxydo-réduction

Au cours de l'expérience précédente, des ions  $\text{Cu}^{++}$  ont été réduits en atomes de Cu en capturant chacun 2 électrons. Ces 2 électrons proviennent des atomes de Fe qui eux, ont été oxydés en ions  $\text{Fe}^{++}$ .

A cours de la deuxième expérience, des ions  $\text{Ag}^+$  ont été réduits en atomes Ag en capturant chacun 1 électron. Cet électron capturé provient des atomes Cu qui eux, ont été oxydés en ions  $\text{Cu}^{++}$ ;

Il s'est donc passé, simultanément et de façon interdépendante, une réaction de réduction et une réaction d'oxydation. Le bilan de ces deux réactions simultanées et interdépendantes s'appelle réaction d'oxydo-réductions ou réaction redox.

Une réaction d'oxydo-réduction est donc une réaction au cours de laquelle se déroulent deux phénomènes simultanés et interdépendants: une oxydation et une réduction.

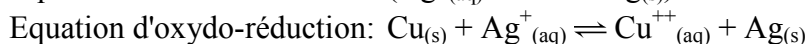
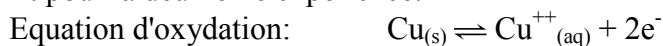
#### Écriture des équations des réactions d'oxydo-réduction

Pour écrire l'équation globale d'une réaction d'oxydo-réduction, il suffit d'additionner membre à membre les deux termes des deux équations d'oxydation et de réduction en veillant à ce que le nombre d'électrons capturés par l'oxydant soit égal au nombre d'électrons perdus par le réducteur.

Nous écrivons donc, pour l'expérience réalisée précédemment:



Et pour la deuxième expérience:



De cette manière, il est facile d'écrire les équations d'oxydation, de réduction et d'oxydo-réduction traduisant des phénomènes divers:

- 1) Quand on plonge un morceau d'aluminium dans une solution contenant des ions  $\text{Ag}^+$  (solution d' $\text{AgNO}_3$ , par exemple), il se forme un dépôt d'argent et des ions  $\text{Al}^{+++}_{(aq)}$ :



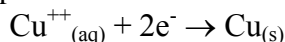
- 2) Quand on plonge un morceau de zinc dans une solution contenant des ions  $\text{H}^+$  (HCl, par exemple), il se dégage du dihydrogène et il se forme des ions  $\text{Zn}^{++}$ :



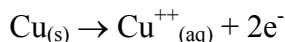
### 3.2. Notion de couple oxydant-réducteur

Au cours des deux expériences que nous avons réalisées, nous avons pu observer que, dans certaines conditions:

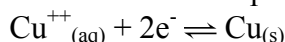
- $\text{Cu}^{++}$  est un oxydant puisqu'il capture deux électrons au cours de la réaction:



- $\text{Cu}$  est un réducteur puisqu'il perd deux électrons au cours de la réaction:



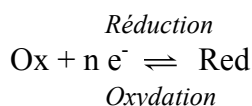
La réaction est donc possible dans les deux sens et l'on peut donc écrire:



On dira que  $\text{Cu}_{(\text{s})}$  est le réducteur conjugué à l'oxydant  $\text{Cu}^{++}_{(\text{aq})}$  et que  $\text{Cu}^{++}_{(\text{aq})}$  et  $\text{Cu}_{(\text{s})}$  forment un couple oxydo-réducteur ou couple redox que l'on note  $\text{Cu}^{++}/\text{Cu}$ .

Au cours de ces mêmes expériences, nous avons aussi vu deux autres couples oxydo-réducteurs:  $\text{Fe}^{++}/\text{Fe}$  et  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$ .

D'une manière générale, si on représente l'oxydant par Ox et le réducteur par Red, on peut écrire:



#### 3.2.1. Force des oxydants et des réducteurs

De la même manière que nous avons défini les forces des acides et des bases et que nous avons établi une classification par ordre de force de ces acide ou de ces bases, nous pouvons ici définir la force d'un oxydant et d'un réducteur et établir une table de différents couples Ox/Red classé par force.

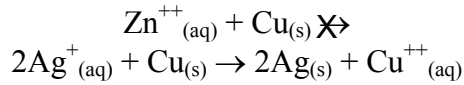
Pour cela, il suffit de mettre successivement en contact différents oxydants avec un même réducteur afin d'observer leur tendance respective à capturer des électrons. Cette tendance à capturer des électrons est appelée la force de l'oxydant.

De la même manière, on peut mettre successivement en contact différents réducteurs avec un même oxydant afin d'observer leur tendance respective à perdre des électrons. Cette tendance à perdre des électrons est appelée la force du réducteur.

L'intérêt de cette classification des couples Ox/Red est de pouvoir prévoir, comme pour les réactions acides-bases et en suivant une méthode analogue, la possibilité d'une réaction entre un oxydant d'un couple et le réducteur d'un autre couple.

*Exemple:*

Ajoutons deux oxydants différents ( $\text{Zn}^{++}$  et  $\text{Ag}^+$ ) à un même réducteur (Cu) et vérifions si les réactions sont possibles dans les deux cas.



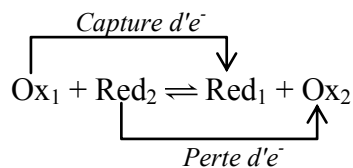
Schématisons les deux réactions de la manière suivante en encadrant les réactifs



L'analyse de ces deux schémas montre que la première réaction n'est pas possible puisque les produits de la réaction (Zn et  $\text{Cu}^{++}$ ) sont plus forts que les réactifs (Cu et  $\text{Zn}^{++}$ ).

La deuxième réaction est tout à fait possible puisque les produits (Ag et  $\text{Cu}^{++}$ ) sont plus faibles que les réactifs (Cu et  $\text{Ag}^+$ ).

Toute réaction d'oxydo-réduction possible peut être schématisée de la manière suivante:



L'oxydant  $\text{Ox}_1$  du couple 1 capture les électrons perdus par le réducteur  $\text{Red}_2$  du couple 2 pour se transformer en réducteur  $\text{Red}_1$  du couple 1 pendant que le réducteur  $\text{Red}_2$  se transforme en oxydant  $\text{Ox}_2$ . Pour que la réaction soit possible, il faut que  $\text{Ox}_2$  et  $\text{Red}_1$  soient plus faibles que  $\text{Ox}_1$  et  $\text{Red}_2$ .

Le degré d'avancement d'une réaction d'oxydo-réduction est d'autant plus élevé que  $\text{Ox}_2$  et  $\text{Red}_1$  sont plus faibles que  $\text{Ox}_1$  et  $\text{Red}_2$ .

*Remarques:*

Bien que toute réaction Redox aboutisse à un état d'équilibre (traduit par la double flèche  $\rightleftharpoons$ ), la plupart d'entre-elles sont tellement déplacée vers la droite qu'on peut les considérer comme totales. Dans la suite du cours, nous considérerons donc les réactions Redox comme complètes.

## Classification des principaux couples Ox/Red

Oxydant	+ n e <sup>-</sup>	⇌	Réducteur
Au <sup>3+</sup>	+3e <sup>-</sup>	⇌	Au
Cl <sub>2</sub>	+2e <sup>-</sup>	⇌	2Cl <sup>-</sup>
Br <sub>2</sub>	+2e <sup>-</sup>	⇌	2Br <sup>-</sup>
Hg <sup>++</sup>	+2e <sup>-</sup>	⇌	Hg
Ag <sup>+</sup>	+1e <sup>-</sup>	⇌	Ag
I <sub>2</sub>	+2e <sup>-</sup>	⇌	2I <sup>-</sup>
Cu <sup>+</sup>	+1e <sup>-</sup>	⇌	Cu
Cu <sup>++</sup>	+2e <sup>-</sup>	⇌	Cu
2H <sup>+</sup>	+2e <sup>-</sup>	⇌	H <sub>2</sub>
Fe <sup>3+</sup>	+3e <sup>-</sup>	⇌	Fe
Pb <sup>++</sup>	+2e <sup>-</sup>	⇌	Pb
Sn <sup>++</sup>	+2e <sup>-</sup>	⇌	Sn
Ni <sup>++</sup>	+2e <sup>-</sup>	⇌	Ni
Cd <sup>++</sup>	+2e <sup>-</sup>	⇌	Cd
Fe <sup>++</sup>	+2e <sup>-</sup>	⇌	Fe
Cr <sup>3+</sup>	+3e <sup>-</sup>	⇌	Cr
Zn <sup>++</sup>	+2e <sup>-</sup>	⇌	Zn
Al <sup>3+</sup>	+3e <sup>-</sup>	⇌	Al
Mg <sup>++</sup>	+2e <sup>-</sup>	⇌	Mg
Na <sup>+</sup>	+1e <sup>-</sup>	⇌	Na
Ca <sup>++</sup>	+2e <sup>-</sup>	⇌	Ca
K <sup>+</sup>	+1e <sup>-</sup>	⇌	K
Li <sup>+</sup>	+1e <sup>-</sup>	⇌	Li

### 3.3. Ecriture des équations moléculaires des réactions redox – Nombre d'oxydation – Titration redox

#### 3.3.1. Définition et calcul du nombre d'oxydation des éléments

Le nombre d'oxydation (N.O.) est défini comme étant la charge fictive attribuée à un élément. La valeur et le signe de cette charge provient de la polarisation des liaisons entourant cet élément. Ainsi:

- dans la molécule HCl, le N.O. de H est de +1 et celui de Cl de -1;
- dans la molécule H<sub>2</sub>O, le N.O. de O est de -2 et celui de chaque H de +1;
- dans la molécule H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, le N.O. de chaque O est de -1 et celui de chaque H de +1;
- dans la molécule CO<sub>2</sub>, le N.O. de C est de +4 et celui de Chaque O de -2.

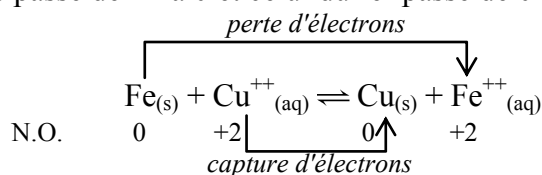
### Calcul des nombres d'oxydation

Les règles suivantes permettent de calculer rapidement le N.O. des éléments sans devoir écrire les formules de structure.

- 1) Le nombre d'oxydation d'un corps pur simple est zéro.
- 2) Le nombre d'oxydation d'un ion monoatomique est égal à sa charge.
- 3) Les nombres d'oxydation des différents éléments constitutifs d'une molécule ou d'un ion peuvent facilement se calculer en tenant compte des règles générales suivantes:
  - le nombre d'oxydation de l'**hydrogène** est de **+1**, sauf dans H<sub>2</sub> et dans les hydrures (NaH, ...);
  - le nombre d'oxydation de l'**oxygène** est de **-2**, sauf dans H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>) où il vaut -1 et dans O<sub>2</sub> où il vaut 0);
  - le nombre d'oxydation des **alcalins** est de **+1**;
  - le nombre d'oxydation des **alcalino-terreux** est de **+2**;
  - la somme des nombres d'oxydation des différents éléments d'une molécule vaut 0;
  - la somme des nombres d'oxydation des différents éléments d'un ion est égale à la charge de l'ion.

### Calcul et signification d'une variation du nombre d'oxydation

Au cours d'une réaction d'oxydo-réduction, des éléments changent de nombre d'oxydation. Ainsi, au cours de la réaction se déroulant dans la pile que nous avons étudiée, le nombre d'oxydation du cuivre passe de +2 à 0 et celui du fer passe de 0 à -2:



Une variation du nombre d'oxydation ( $\Delta\text{N.O.}$ ) négative, c'est à dire une diminution du N.O., correspond à une réduction.

Une variation du nombre d'oxydation ( $\Delta\text{N.O.}$ ) positive, c'est à dire une augmentation du N.O., correspond à une oxydation.

### *3.3.2. Pondération, en milieu acide, des équations Redox ioniques*

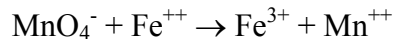
Pour pondérer les équations ioniques des réactions Redox, il faut:

1. Repérer les éléments qui changent de nombre d'oxydation.
2. Ecrire séparément les demi-équations correspondant à l'oxydation et à la réduction.
3. Pondérer les demi-équations.
4. Additionner membre à membre les demi-équations pondérées.

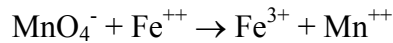


Exemple:

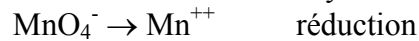
Pondérons l'équation Redox suivante:



1. Repérer les éléments qui changent de nombre d'oxydation, les relier deux à deux par une flèche et indiquer s'il s'agit d'une réduction ou d'une oxydation:



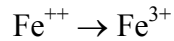
2. Ecrire séparément les demi-équations correspondant à l'oxydation et à la réduction:



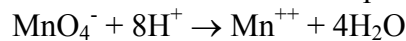
3. Ecrire correctement les demi-équations de manière à assurer la conservation de la matière et des charges:

a) Conservation de la matière:

- premier cas: il n'y a pas, entre la forme oxydée et la forme réduite, de différence de n atomes d'oxygène, la demi-équation est donc automatiquement correcte du point de vue conservation de la matière:

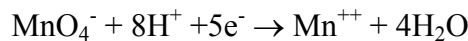


- deuxième cas: il y a, entre la forme oxydée et le forme réduite, une différence de n atomes d'oxygène, on ajoute donc n molécule d'eau du côté où manquent les atomes d'oxygène et  $2n \text{H}^+$  dans l'autre membre puisque le milieu est acide.

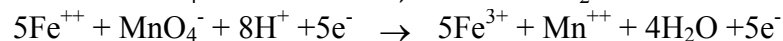
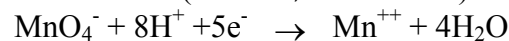


b) Conservation des charges:

On ajoute un ou plusieurs électrons dans un des membres pour conserver l'égalité des charges dans les deux membres. Ce nombre d'électrons correspond à la valeur de la variation du nombre d'oxydation,  $\Delta\text{N.O.}$



4. Avant d'ajouter membre à membre les demi-équations pondérées, multiplier éventuellement les coefficients des demi-équations par un facteur qui assure l'égalité du nombre d'électrons échangés.



### 3.3.3. Titration redox

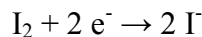
Dans le cadre de ce cours, nous allons envisager deux grands types de titrages redox: les titrages iodométriques et les titrages manganométriques.

Tout comme dans les titrages acide-base, le but du titrage redox est de déterminer quel volume d'une solution d'oxydant de concentration connue oxyde un volume donné de réducteur (ou l'inverse).

#### Titration iodométrique

Lors d'un titrage iodométrique, une solution d'I<sub>2</sub>, de coloration brune, est ajoutée progressivement à l'aide d'une burette graduée dans un volume connu d'une solution réductrice.

Le diiode I<sub>2</sub> se décolore alors en se transformant en I<sup>-</sup> selon la réaction suivante:



Lorsque tout le réducteur a été oxydé, une légère coloration jaune apparaît dès l'ajout d'une goutte d'I<sub>2</sub> en excès.

Ce léger changement de coloration qui indique que la réaction redox est terminée n'est pas facile à percevoir et c'est pourquoi on ajoute environ 2 mL d'une solution d'empois d'amidon qui prend une coloration bleu foncée en réagissant avec l'I<sub>2</sub> en excès.

#### Titration manganométrique

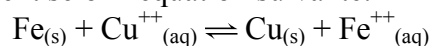
L'oxydant le plus couramment utilisé dans ce genre de titrage est le permanganate de potassium (KMnO<sub>4</sub>) qui a une couleur violette. Ce titrage s'effectue en milieu acide.

On ajoute progressivement cette solution de KMnO<sub>4</sub> à un volume connu de la solution réductrice. Les ions MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> se décolorent alors en se transformant en ions Mn<sup>2+</sup>.

Dès que tout le réducteur a été oxydé, la première goutte de KMnO<sub>4</sub> en excès ne se décolore plus et la solution réductrice devient violette.

## 3.4. Les technologies liées aux phénomènes redox (+ annexes B, C & D)

Nous avons vu précédemment que lorsqu'on met en contact direct du fer et des ions Cu<sup>++</sup>, une réaction se produit spontanément selon l'équation suivante:



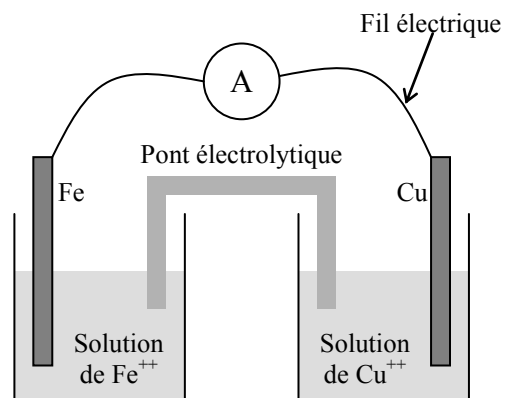
Pour expliquer cette réaction, nous avons imaginé que le fer Fe transfère ses électrons à Cu<sup>++</sup> qui les capture.

Afin de visualiser ce transfert, nous allons réaliser un système réactionnel dans lequel les deux couples Cu<sup>++</sup>/Cu et Fe<sup>++</sup>/Fe sont séparés. Un tel système porte le nom de pile.

### 3.4.1. Réalisation d'une pile

Réalisons le montage expérimental ci-contre et observons:

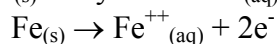
- 1) Sans pont électrolytique, aucun phénomène n'est visible car le circuit est ouvert.
- 2) Avec pont électrolytique, le courant passe: le circuit a donc été fermé.



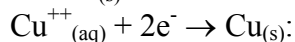
### Circulation des électrons dans le circuit extérieur

Puisque l'ampèremètre indique un passage du courant, c'est que des électrons circulent dans le circuit extérieur métallique. Ces électrons doivent se déplacer du fer vers le cuivre, car le fer est meilleur donneur d'électrons (réducteur) que le cuivre. La tige de fer constitue donc l'électrode négative (anode).

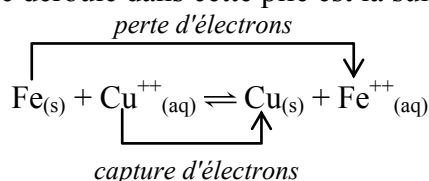
Dans le récipient de gauche, le fer  $\text{Fe}_{(s)}$  s'oxyde en  $\text{Fe}^{++}_{(aq)}$  en perdant des électrons:



Dans le récipient de droite, les ions  $\text{Cu}^{++}_{(aq)}$  très proches de la tige de Cu, capturent les électrons provenant de l'électrode de fer  $\text{Fe}_{(s)}$  et se réduisent en  $\text{Cu}_{(s)}$ :



Globalement, la réaction qui se déroule dans cette pile est la suivante:



### Circulation des ions en solution et dans le pont électrolytique

*Avant fonctionnement de la pile:*

Dans le récipient de gauche, la concentration en ions  $\text{Fe}^{++}$  est égale à la concentration en ions  $\text{SO}_4^{-}$  (solution de  $\text{FeSO}_4$ ).

Dans le récipient de droite, la concentration en ions  $\text{Cu}^{++}$  est égale à la concentration en ions  $\text{SO}_4^{-}$  (solution de  $\text{CuSO}_4$ ).

*Dès que la pile débite du courant:*

Dans le récipient de gauche, la concentration en ions  $\text{Fe}^{++}$  devient supérieure à celle en ions  $\text{SO}_4^{-}$ , la solution se charge donc positivement.

Dans le récipient de droite, la concentration en ions  $\text{Cu}^{++}$  devient inférieure à celle en ions  $\text{SO}_4^{-}$ , la solution se charge donc négativement.

*Grâce au pont électrolytique:*

Le pont électrolytique est constitué d'une solution concentrée d'un composé ionique (par exemple  $\text{KNO}_3$ ). Des ions négatifs ( $\text{NO}_3^{-}$ ) vont donc migrer vers le récipient de gauche, positif tandis que des ions positifs ( $\text{K}^{+}$ ) vont migrer vers le récipient de droite (négatif). C'est cette double circulation d'ions qui assure la fermeture du circuit électrique. Nous avons donc un courant ionique dans le pont électrolytique et un courant électronique dans le circuit extérieur. Ces deux courants se déroulent simultanément

### 3.4.2. Transformation d'énergie dans une pile

Si on réalise la réaction précédente en mettant les deux couples Redox dans le même récipient, on s'aperçoit que la réaction est exothermique. La valeur du  $\Delta H$  de cette réaction étant alors négative, cela signifie que l'enthalpie des produits est inférieure à l'enthalpie des réactifs: la réaction est donc spontanée.

Dans une pile, l'énergie chimique perdue au cours de cette même réaction se transforme notamment en énergie électrique.

Dans une pile qui débite du courant, de l'énergie chimique est transformée en énergie électrique.