

Une réaction d'oxydoréduction est une réaction chimique au cours de laquelle se produit un échange d'électrons. L'espèce chimique qui capte les électrons est appelée « oxydant » ; celle qui les cède, « réducteur ».



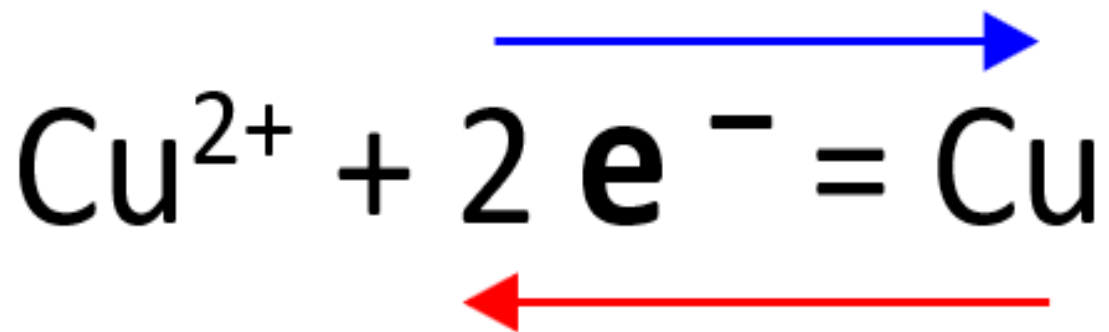
Couple oxydant/réducteur

Lors des réaction d'oxydo réduction, deux couples réagissent entre eux.

- Le réducteur₂ cède un certains nombre d'électrons et se transforme en oxydant₂
- l'oxydant₁ capte les électrons cédés par le reducteur₂ et se transforme en reducteur₁.



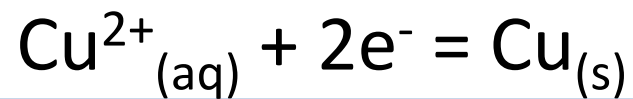
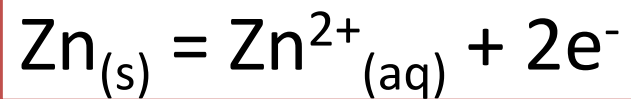
Sens 1 : Réduction de Cu^{2+} en Cu



Sens 2 : Oxydation de Cu en Cu^{2+}



Demi-équations red/ox

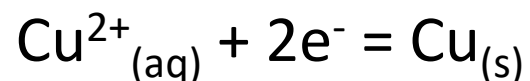
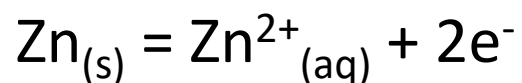


Oxydation du zinc par les ions Cu^{2+}



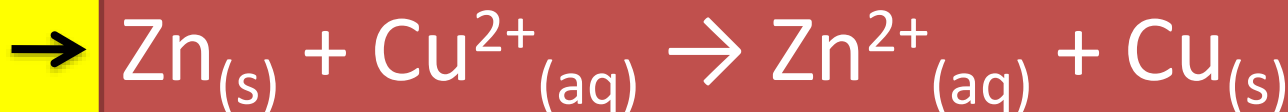
l'ion cuivre (II) Cu^{2+} est un oxydant car il est capable de donner du cuivre en captant deux électrons selon la réaction.

Le zinc est un réducteur car il est capable de céder deux électrons en donnant l'ion zinc (II)



Demi-équations red/ox

Equation global





**TRÈS
IMPORTANT !**

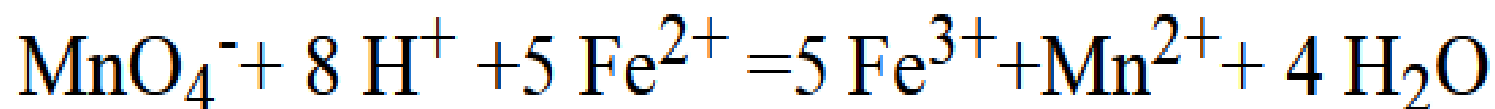
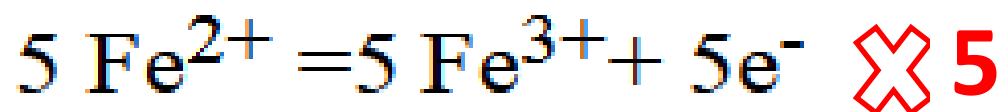
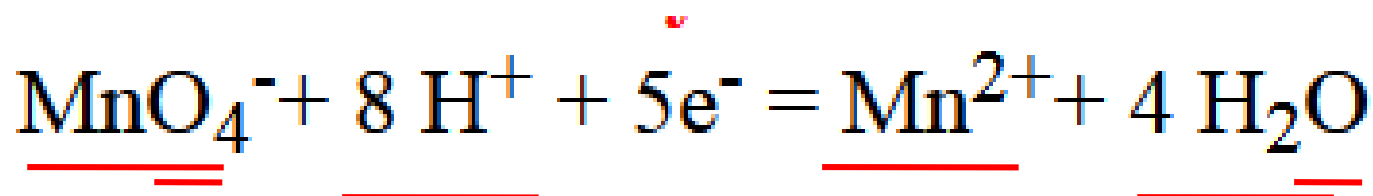
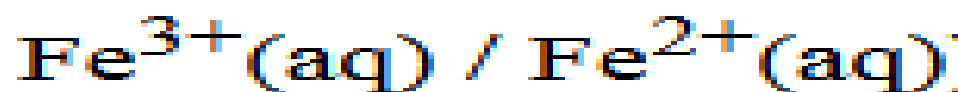
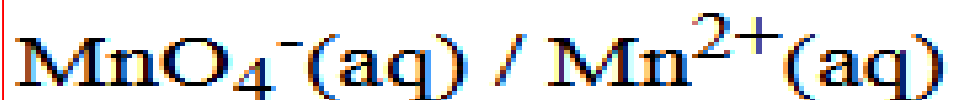


Pas d'électrons dans
l'équation globale

L'oxydant et le
réducteur échangent
le même nombre
d'électrons



Oxydation dans un milieu acide





Equilibrer une réaction d'oxydoréduction

Important !!!

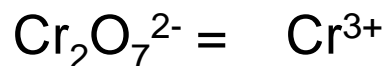
Quand le nombre d'électrons capté par l'oxydant et différents de celui cédé par le réducteur, il faut multiplier les demi-équations par les coefficients adéquats!!

Méthode à suivre

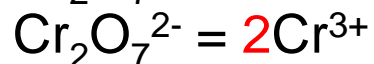
- 1-équilibrer les éléments autres que l'hydrogène H et l'oxygène O
- 2-équilibrer les oxygènes en ajoutant des molécules d'eau H_2O
- 3-équilibrer les hydrogènes en ajoutant des ions H^+
- 4-équilibrer les charges en ajoutant des électrons



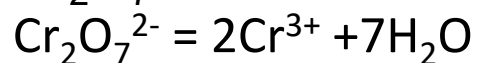
Couple $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$



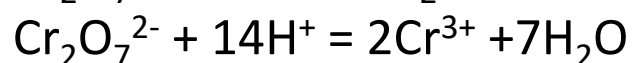
j'écrit ox = red



j'équilibre le chrome



j'équilibre l'oxygène par la molécule d'eau



j'équilibre l'hydrogène par H^+



j'ajoute les électrons pour équilibrer la charge

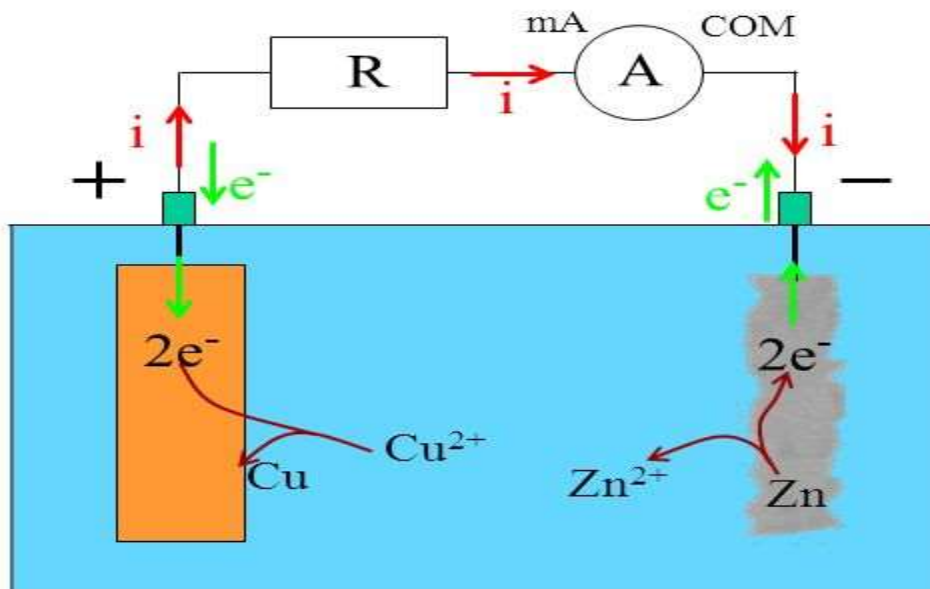


Les piles

Une pile est un outil qui permet produire de l'énergie électrique à partir de l'énergie chimie grâce aux réactions d'oxydo réduction

La pile cuivre/zinc

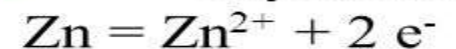
Cela consomme les ions cuivre présent dans la solution de sulfate de cuivre qui se décolore



Réduction



Oxydation





Le zinc libère deux électrons qui vont parcourir le fil conducteur et parvenir jusqu'au compartiment du cuivre.

Ces deux électrons vont être captées par un ion Cu^{2+} présent dans la solution du sulfate de cuivre.



Le pont salin est composé de sel hydrique comme ($K^+;Cl^-$)
Les ions positives et négatives du pont salin vont équilibrer la charge totale dans les deux solutions

À chaque réaction $Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- = Cu_{(s)}$ va correspondre un passage de deux ions K^+ et à chaque réaction $Zn_{(s)} = Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^-$ va correspondre un passage de deux ions négatif Cl^- du pont salin vers le compartiment de gauche.

Le pont salin permet de maintenir l'électroneutralité des solutions et de fermer le circuit électrique.



Application 1

Écrire les demi-équations électroniques puis l'équation de la réaction qui se produit entre :

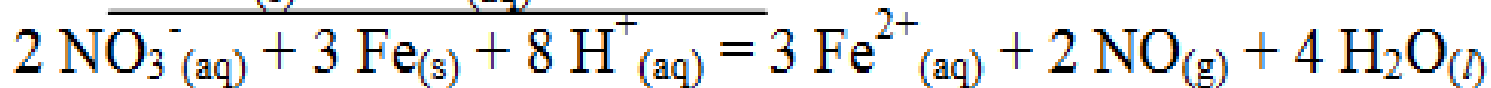
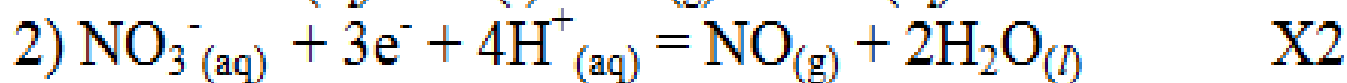
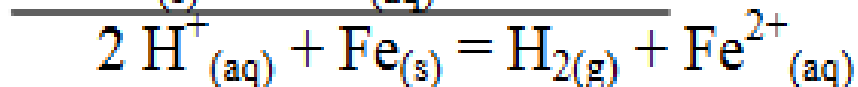
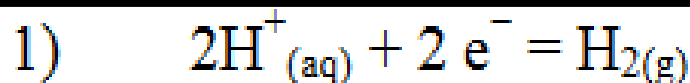
- 1) le fer métallique et les ions $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ de l'acide chlorhydrique conduisant à la formation d'ions Fe^{2+} .
- 2) le fer métallique et les ions NO_3^- de l'acide nitrique conduisant à un dégagement de monoxyde d'azote.

Données : couples redox $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Fe}_{(\text{s})}$; $\text{H}^+/\text{H}_{2(\text{g})}$; $\text{NO}_3^-_{(\text{aq})}/\text{NO}_{(\text{g})}$;

Solution



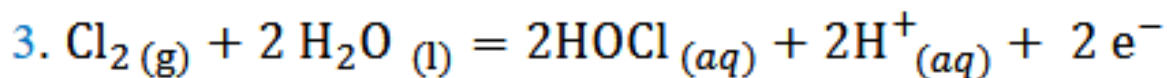
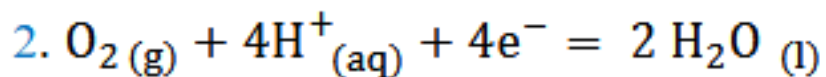
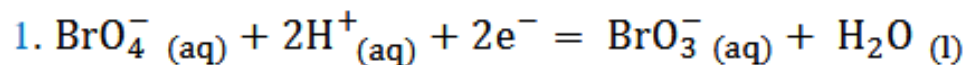
Application 1





Application 2

Déterminer les couples oxydant/réducteur mis en jeu dans les demi-équations d'oxydoréduction suivantes :



Solution



Application 2





Application 3

On plonge une lame de zinc dans un bécher contenant un volume $V = 50 \text{ mL}$ d'une solution bleue de sulfate de cuivre II de concentration $c = 0.1 \text{ mol.L}^{-1}$.

Données : Masses molaires : $M(\text{Zn}) = 65.4 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Cu}) = 63.5 \text{ g.mol}^{-1}$

- a. On observe que la solution se décolore entièrement. Quelle indication peut-on en tirer ?
- b. Un dépôt rouge apparaît sur la lame de zinc. Quelle est la nature de ce dépôt ?
- c. Ecrire l'équation de la réaction qui a lieu entre la lame de zinc et la solution de sulfate de cuivre.
- d. Quel est le rôle joué par les ions cuivre dans cette réaction ? Sont-ils oxydés ou réduits ?
- e. Préciser les couples oxydant/réducteur mis en jeu dans cette réaction et écrire les demi-équations correspondantes.

Solution

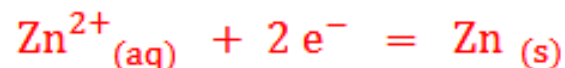
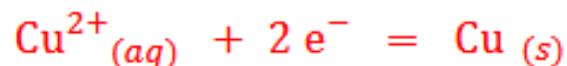


Application 3

- a. La solution incolore ne contient plus d'ions cuivre Cu^{2+} .
- b. Le dépôt rouge observé sur la lame de zinc est du cuivre solide.
- c. L'équation de la réaction qui a lieu entre la lame de zinc et la solution de sulfate de cuivre s'écrit donc :



- d. Les ions cuivre gagnent des électrons, ils sont réduits.
- e. Les couples oxydant / réducteur mis en jeu sont : $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} / \text{Cu}_{(s)}$ et $\text{Zn}^{2+}_{(aq)} / \text{Zn}_{(s)}$





Application 3

f. $n_i(\text{Cu}^{2+}) = n_i(\text{CuSO}_4) = c \times V = 0.1 \times 0.05 = 5 \times 10^{-3} \text{ mol.}$

	$\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + \text{Zn}_{(s)} \rightarrow \text{Cu}_{(s)} + \text{Zn}^{2+}_{(aq)}$			
Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)			
0	5×10^{-3}	$n_i(\text{Zn})$	0	0
x	$5 \times 10^{-3} - x$	$n_i(\text{Zn}) - x$	x	x
x_{max}	$5 \times 10^{-3} - x_{max}$	$n_i(\text{Zn}) - x_{max}$	x_{max}	x_{max}



Application 3

Les ions cuivre sont le réactif limitant, donc : $5 \times 10^{-3} - x_{\max} = 0$, soit : $x_{\max} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

La quantité de matière de zinc ayant réagi est $x_{\max} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol}$

Ce qui correspond à une masse de zinc qui a été oxydée :

$$m_1 = n_i(\text{Zn}) \times M(\text{Zn}) = x_{\max} \times M(\text{Zn}) = 5 \times 10^{-3} \times 65.4 = 0.33 \text{ g}.$$

g. La quantité de matière de cuivre formé est $n(\text{Cu}) = x_{\max} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol}$

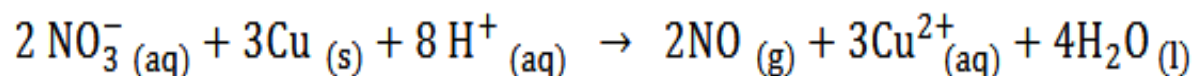
Ce qui correspond à une masse de cuivre qui a été formée :

$$m_2 = n(\text{Cu}) \times M(\text{Cu}) = x_{\max} \times M(\text{Cu}) = 5 \times 10^{-3} \times 63.5 = 0.31 \text{ g}$$



Application 4

Une eau-forte est une gravure obtenue en dessinant à l'aide d'une pointe en métal sur une plaque de cuivre recouverte d'un vernis protecteur. La plaque de cuivre est ensuite plongée dans une solution d'acide nitrique ($\text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$) : les parties de cuivre non protégées par le vernis sont alors attaquées. L'équation chimique de la réaction modélisant la transformation est la suivante :



- a. Cette transformation chimique est-elle une réaction d'oxydoréduction ?
- b. Parmi les réactifs, indiquer l'oxydant et le réducteur.
- c. Ecrire les couples oxydant / réducteur mis en jeu et les deux demi-équations correspondantes.

Solution



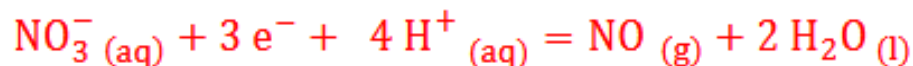
Application 4

Le cuivre est l'un des réactifs. Lors de la transformation chimique les atomes de cuivre perdent deux électrons et se transforment en ions cuivre Cu^{2+} . Cette transformation chimique met en jeu le couple $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Cu}_{(\text{s})}$. C'est une réaction d'oxydoréduction.

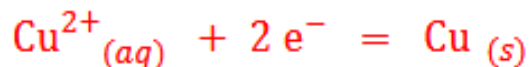
Le cuivre perd deux électrons : c'est le réducteur.

L'oxydant est l'ion de nitrate NO_3^-

L'un des couples mis en jeu est $\text{NO}_3^-_{(\text{aq})} / \text{NO}_{(\text{g})}$ de demi-équation :



L'autre couple est $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Cu}_{(\text{s})}$ de demi-équation :



Application 5

On réalise au laboratoire une pile aluminium-zinc qui met en jeu les deux couples $\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})}/\text{Al}_{(\text{s})}$ et $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Zn}_{(\text{s})}$. Les deux demi-piles constituant cette pile sont reliées par un pont salin au nitrate de potassium $\text{K}^{+}_{(\text{aq})} + \text{NO}^{-}_{3(\text{aq})}$.

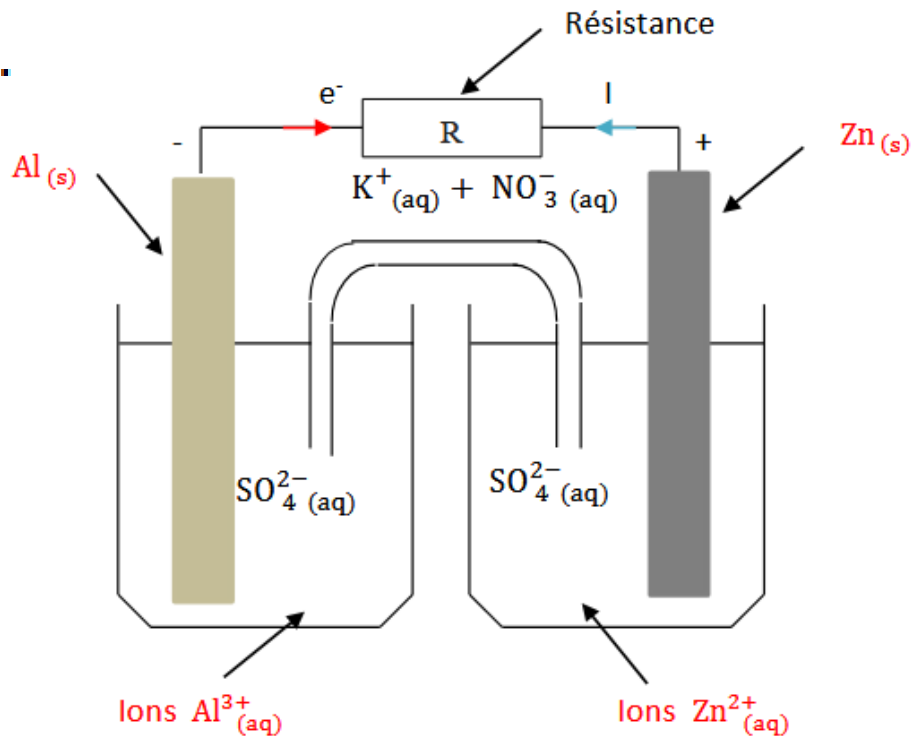
L'électrode positive de cette pile est l'électrode de zinc.

- Réaliser un schéma en indiquant la nature de chaque électrode, la nature des ions métalliques présents dans les béchers, le sens conventionnel du courant et le sens du mouvement des électrons.
- Ecrire les équations des réactions qui se produisent aux électrodes en précisant pour chacune d'elles s'il s'agit d'une réduction ou d'une oxydation.
- En déduire l'équation de la réaction de fonctionnement de la pile.
- Comment évoluent les concentrations des ions métalliques dans chacun des béchers ?
- En déduire le sens du mouvement des ions présents dans le pont salin.

Solution

Application 5

a.



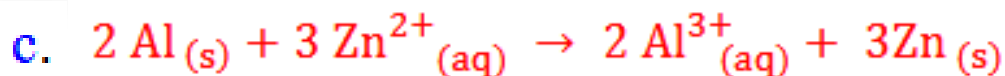
b.

Les électrons qui arrivent à l'électrode de zinc permettent de transformer les ions Zn^{2+} en zinc métallique selon l'équation : $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 e^- \rightarrow \text{Zn}_{(s)}$. Il s'agit d'une réduction.

Les électrons qui partent de l'électrode d'aluminium sont libérés par l'oxydation de l'aluminium en ions aluminium selon l'équation : $\text{Al}_{(s)} \rightarrow \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 e^-$. Il s'agit d'une oxydation.



Application 5



d. Il y a consommation d'ions Zn^{2+} , donc $[\text{Zn}^{2+}_{(aq)}]$ diminue.

Il y a production d'ions Al^{3+} , donc $[\text{Al}^{3+}_{(aq)}]$ augmente.

e. Les ions du pont salin se déplacent afin de maintenir l'électroneutralité des solutions dans les béchers.

Dans la demi-pile qui s'enrichit en cations aluminium Al^{3+} (électrode négative), le pont salin apporte des anions NO_3^- . Dans la demi-pile qui s'appauvrit en cations Zn^{2+} (électrode positive), le pont salin apporte des cations K^+ .