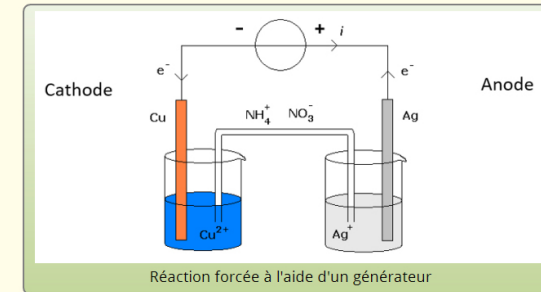
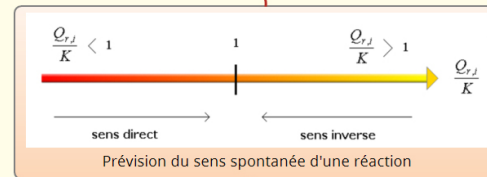


$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Zn}(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}(\text{s}) + \text{Zn}^{2+}(\text{aq})$  est  $K = 16,4 \times 10^{37}$   
 Constante d'équilibre de la pile Daniell

$\frac{Q_{r,i}}{K} = \frac{1}{16,4 \times 10^{37}} = 6,1 \times 10^{-39}$   
 Sujet flottant

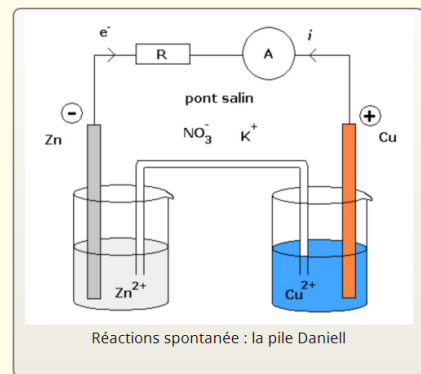
$\frac{Q_{r,i}}{K} \ll 1$  Le sens direct est donc très privilégié

$Q_{r,i} = \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]} = 1$   
 Quotient de réaction initiale  
 (concentrations initiales étant égales)



Réactions forcées

L'électrolyse est une transformation chimique forcée, due à la circulation d'un courant débité par un générateur. La transformation a lieu dans le sens inverse au sens spontané.



Pile Daniell

Réactions spontanées : les piles

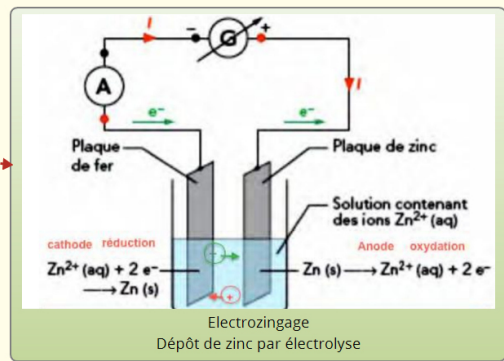
Réactions forcées : les électrolyses

Oxydoréduction  
 Piles  
 Electrolyse

Oxydant + n e- ⇌ Réducteur  
 Oxydoréduction

Oxydation : formation d'un oxydant par perte d'un ou plusieurs électrons

Réduction : formation d'un réducteur par gain d'un ou de plusieurs électrons



Electrolyse

Electrozingage  
 Dépôt de zinc par électrolyse

$\text{Zn}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$   
 Oxydation anodique

$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s})$   
 Réduction cathodique

$\text{Zn}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s})$   
 Equation bilan

Exemple : la pile à combustible  
 $\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$        $\text{H}^+$  est l'oxydant       $\text{H}_2$  est le réducteur  
 $\text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 4 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$        $\text{O}_2$  est l'oxydant       $\text{H}_2\text{O}$  est le réducteur

La masse théorique de métal qui se dépose à la cathode a pour expression :  

$$m_{th} = \frac{I \times \Delta t \times M}{z \times F}$$
 avec  $F = 96\,500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $M$  = masse molaire du métal considéré ( $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ )  
 L'intensité  $I$  du courant électrique est exprimée en ampères (A)  
 La durée  $\Delta t$  de l'électrodeposition est exprimée en secondes (s)  
 $z$  = nombre d'électron échangé par atome de métal produit.  
 Masse de métal déposé