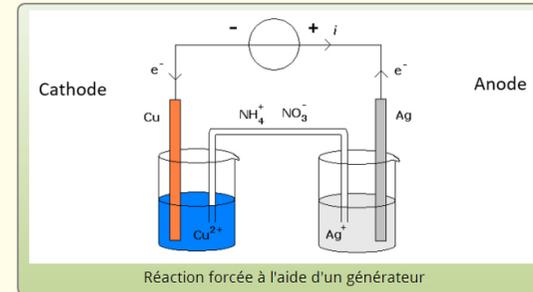
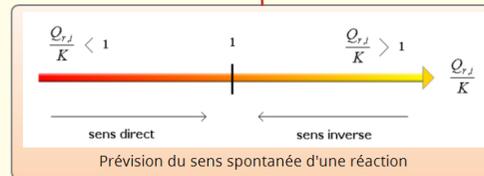


$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Zn}(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}(\text{s}) + \text{Zn}^{2+}(\text{aq})$ est $K = 16,4 \times 10^{37}$
 Constante d'équilibre de la pile Daniell

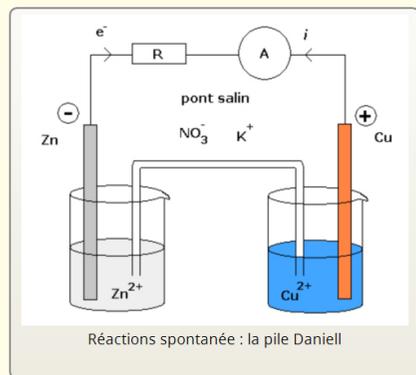
$\frac{Q_{r,i}}{K} = \frac{1}{16,4 \times 10^{37}} = 6,1 \times 10^{-39}$
 Sujet flottant

$\frac{Q_{r,i}}{K} \ll 1$ 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)



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.



Réactions spontanées : les piles

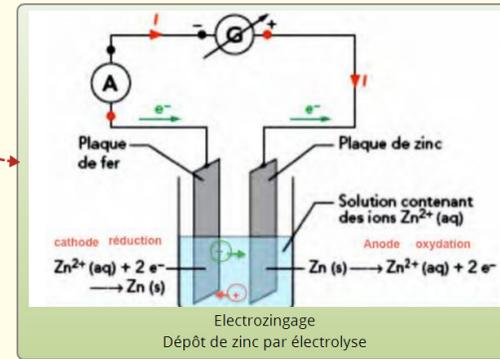
Réactions forcées : les électrolyses

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



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 Δt de l'électrodéposition est exprimée en secondes (s)
 $z =$ nombre d'électron échangé par atome de métal produit.
 Masse de métal déposé

$\text{Zn}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$
 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
 $\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$ H^+ est l'oxydant H_2 est le réducteur
 $\text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 4 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ O_2 est l'oxydant H_2O est le réducteur