

## Quotient de réaction et équilibre

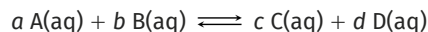
Une transformation est **non totale ou limitée** si tous les réactifs sont présents à la fin de la réaction. Le taux d'avancement d'une réaction est égal à  $\tau = \frac{x_f}{x_{\max}}$  :

- si  $\tau = 1$ , alors la transformation est totale ;
- si  $\tau < 1$ , alors la transformation est non totale.

Pour savoir si une transformation est totale ou non totale, il faut **vérifier la présence de tous les réactifs et de tous les produits à l'état final**.

L'**état d'équilibre** est caractérisé par le fait que deux réactions antagonistes se produisent simultanément, de telle sorte que les concentrations des réactifs et des produits restent constantes. Par convention, le caractère non total est symbolisé par une double flèche «  $\rightleftharpoons$  ».

Le calcul du **quotient de réaction**  $Q_r$  permet de connaître le **sens spontané d'évolution** d'une transformation chimique en le comparant à la valeur de la constante d'équilibre  $K$  :

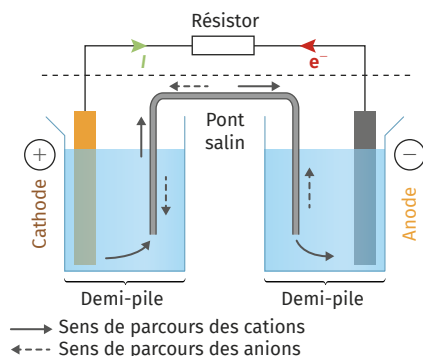


$$Q_r = \frac{\left(\frac{[C]}{c^o}\right)^c \cdot \left(\frac{[D]}{c^o}\right)^d}{\left(\frac{[A]}{c^o}\right)^a \cdot \left(\frac{[B]}{c^o}\right)^b}$$

⚠ Les espèces solides ou pour le solvant, celles-ci n'interviennent pas dans l'expression de  $Q_r$ .

État d'équilibre $Q_r = K(T)$	État hors équilibre $Q_r \neq K(T)$
Pas d'évolution	Le système évolue spontanément : • si $Q_r < K(T)$ en sens direct • si $Q_r > K(T)$ en sens indirect

## Piles



Une pile produit de l'électricité à partir d'une réaction d'oxydoréduction qui met en jeu un échange d'électrons.

Composition d'une pile :

- anode (oxydation)
- cathode (réduction)
- pont salin
- électrolyte

Tension à vide :  $E$

Capacité électrique :  $Q_{\max} = I \cdot \Delta t = n_e \cdot F$

## Éléments essentiels de la modélisation et limites

### Ce modèle permet de :

- prédire le sens d'évolution spontané d'une réaction chimique, à condition de connaître les concentrations initiales des réactifs et des produits, ainsi que la valeur de la constante d'équilibre à la température pour laquelle la réaction a lieu.

### Mais il ne permet pas de :

- prévoir l'évolution des systèmes dans le cas de réactions où les espèces chimiques sont en phase gazeuse.