

## Fiche 1 : L'équilibre chimique



### (1) Le quotient de réaction

Soit la réaction en solution aqueuse :  $a A_{(aq)} + b B_{(aq)} = c C_{(aq)} + d D_{(aq)}$

► ► Le quotient de réaction, noté  $Q$ , pour cette réaction dans un état donné du système est :

$$Q = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$$

- La valeur du coefficient de réaction s'exprime par un nombre sans unité.

- Par convention, l'eau, solvant, n'intervient pas dans l'écriture de l'expression de  $Q_r$  (même s'il intervient dans l'équation de la réaction).

- Les espèces chimiques solides n'apparaissent pas dans l'expression du quotient des réactions.

#### EXEMPLE :

$2 I^-_{(aq)} + S_2O_8^{2-}_{(aq)} = I_{2(aq)} + 2 SO_4^{2-}_{(aq)}$	$Q = \frac{[I_2] \times [SO_4^{2-}]^2}{[I^-]^2 \times [S_2O_8^{2-}]}$
$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O = CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$	$Q = \frac{[CH_3COO^-] \times [H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$
$Cu_{(s)} + 2 Ag^+_{(aq)} = Cu^{2+}_{(aq)} + 2 Ag_{(s)}$	$Q = \frac{[Cu^{2+}]}{[Ag^+]^2}$
$CaCl_{2(s)} = Ca^{2+}_{(aq)} + 2 Cl^-_{(aq)}$	$Q = [Ca^{2+}] \times [Cl^-]^2$
$Cu^{2+}_{(aq)} + 2 OH^-_{(aq)} = Cu(OH)_{2(s)}$	$Q = \frac{1}{[Cu^{2+}] \times [OH^-]^2}$

### (2) Constante d'équilibre

Le quotient de la réaction dépend des concentrations des réactifs et des produits. Ces concentrations évoluent au cours de la réaction : **le quotient de réaction  $Q$  dépend donc de l'avancement de la réaction.**

▪ A un moment donné, la réaction cesse d'évoluer (du moins au niveau macroscopique) ; la réaction a atteint alors son état d'équilibre.

► ► On appelle **CONSTANTE D'EQUILIBRE**, notée  $K$ , le quotient de réaction lorsque la réaction a atteint son état d'équilibre

$$K = Q_{eq} = \frac{[C]_{eq}^c \times [D]_{eq}^d}{[A]_{eq}^a \times [B]_{eq}^b}$$

► ► Si  $K > 10^4$  : la réaction est considérée comme totale

La constante d'équilibre  $a$ , dans certain cas, un autre nom, selon l'équilibre chimique

Réaction de dissolution d'un soluté	Réaction d'un acide avec l'eau	Réaction d'autoprotolyse de l'eau
$\text{AgCl}_{(s)} = \text{Ag}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$ $K = K_s$ <p>« Constante d'équilibre de solubilité = produit de solubilité »</p>	$\text{AH}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} = \text{A}^-_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$ $K = K_a$ <p>« Constante d'équilibre acide-base = constante d'acidité »</p>	$\text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} = \text{OH}^-_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$ $K = K_e$ <p>« Constante d'équilibre d'autoprotolyse = produit ionique de l'eau »</p>

### (3) Perturbation de l'état d'équilibre

Supposons que la réaction précédente ait atteint son état d'équilibre. Que se passe-t-il si on perturbe l'équilibre en faisant varier la concentration (ou la température), des substances ?

#### Principe de Le Chatelier (1850-1936) :

« Si un système à l'équilibre est soumis à une perturbation, il réagit de façon à s'opposer à cette perturbation. La réaction capable de diminuer la perturbation est favorisée »

#### EXEMPLE : Variation de la concentration des substances

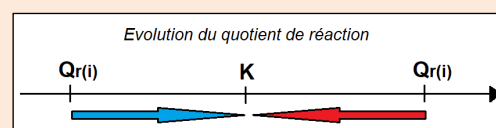
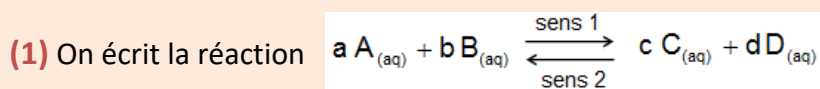
- Si la concentration d'un des constituants augmente, le système évolue dans le sens de sa disparition.
- Réciproquement si la concentration d'un des constituants diminue, le système évolue dans le sens de sa formation.

#### EXEMPLE : Variation de la température

- Lorsque la réaction est **endothermique**, elle consomme de l'énergie pour se produire. Si on augmente la température, c'est-à-dire que l'on apporte de l'énergie, la réaction la consomme et la réaction est facilitée
- Lorsque la réaction est **exothermique**, elle dégage de l'énergie lorsqu'elle se produit. Si on augmente la température, c'est-à-dire que l'on apporte de l'énergie, on ne facilite en rien la réaction, et, au contraire, on s'oppose à son déroulement

### Comment prévoir le sens d'évolution d'un système chimique ??

Si à l'instant initial les espèces A, B, C et D sont présentes dans le milieu réactionnel, comment peut-on prévoir dans quel sens la réaction va se dérouler spontanément ?



(2) On calcule le quotient de réaction initial  $Q_i$  :

$$Q_i = \frac{[\text{C}]_{(i)}^c \times [\text{D}]_{(i)}^d}{[\text{A}]_{(i)}^a \times [\text{B}]_{(i)}^b}$$

(3) On compare le quotient de réaction initial  $Q_i$  à la constante d'équilibre  $K$

- Si  $Q_i < K$  : Le système doit évoluer de façon à obtenir  $Q = K$ ,

**Le quotient de réaction doit augmenter** donc les concentrations  $[\text{C}]$  et  $[\text{D}]$  doivent augmenter : **la réaction évolue dans le sens direct 1**, sens de la formation des espèces C et D

- Si  $Q_i = K$  : L'état d'équilibre est atteint. Macroscopiquement, le système n'évolue plus.

- Si  $Q_i > K$  : Le système doit évoluer de façon à obtenir  $Q = K$

**Le quotient de réaction doit diminuer** donc les concentrations  $[\text{C}]$  et  $[\text{D}]$  doivent diminuer : **la réaction évolue dans le sens indirect 2**, sens de la consommation des espèces C et D