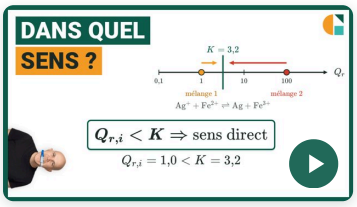
Prévoir le sens d'évolution : comparer Qr et K

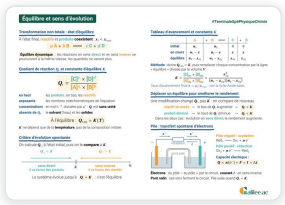
Sens d'évolution et équilibre chimique • Compétence 4 • Terminale spécialité physique-chimie



Vidéo du cours et deux exercices gratuits supplémentaires !

Exercices corrigés pas à pas, sur la page de la compétence.

galilee.ac/V/T6-4



La fiche de cours

Tout le chapitre sur une page.

galilee.ac/F/equilibre-sens-evolution

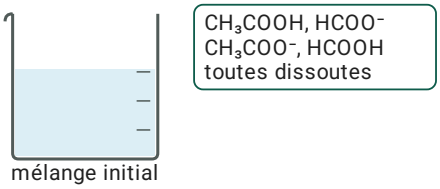
Exercice 1

Deux couples acide-base dans le même bécher

On mélange de l'acide éthanoïque, des ions méthanoate, des ions éthanoate et de l'acide méthanoïque. Le système peut évoluer selon :

$$CH_3COOH + HCOO^- \rightleftharpoons CH_3COO^- + HCOOH$$

Constante d'équilibre : $K = 9{,}8 \times 10^{-2}$. État initial : $[CH_3COOH] = 5{,}00 \times 10^{-2}\ mol \cdot L^{-1}$; $[HCOO^-] = 4{,}00 \times 10^{-2}\ mol \cdot L^{-1}$; $[CH_3COO^-] = 1{,}00 \times 10^{-2}\ mol \cdot L^{-1}$; $[HCOOH] = 5{,}00 \times 10^{-3}\ mol \cdot L^{-1}$. Données : $c^\circ = 1\ mol \cdot L^{-1}$; un système évolue de façon que Q_r se rapproche de K.



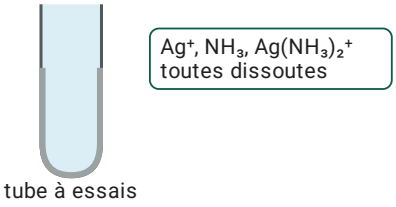
1) Calculer le quotient de réaction à l'état initial $Q_{r,i}$.
2) Dans quel sens le système évolue-t-il ? Justifier.
3) Comment varie la concentration en acide éthanoïque pendant cette évolution ?

Exercice 2 Le réactif du miroir d'argent

Pour argenter un miroir, on associe l'ion argent à l'ammoniac :

$$\mathrm{Ag^+(aq) + 2\,NH_3(aq) \rightleftharpoons Ag(NH_3)_2^+(aq)} \qquad K = 1{,}6 \times 10^7$$

État initial : $[\mathrm{Ag^+}] = 1{,}00 \times 10^{-5}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$; $[\mathrm{NH_3}] = 1{,}00 \times 10^{-2}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$; $[\mathrm{Ag(NH_3)_2^+}] = 1{,}00 \times 10^{-2}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$. Données : $c^\circ = 1\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$; un système évolue de façon que Q_r se rapproche de K.



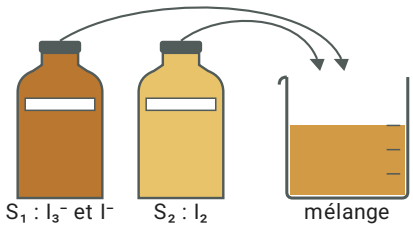
1) Écrire l'expression du quotient de réaction Q_r. Quel exposant porte la concentration en ammoniac ?
2) Calculer le quotient de réaction à l'état initial $Q_{\mathrm{r,i}}$.
3) Dans quel sens le système évolue-t-il ? Justifier.
4) Comment varie la concentration en ammoniac pendant cette évolution ?

Exercice 3 Type bac : deux solutions iodées mélangées

On mélange $V_1 = 20{,}0\ \mathrm{mL}$ d'une solution S_1 contenant des ions triiodure ($1{,}50\ \mathrm{mmol \cdot L^{-1}}$) et des ions iodure ($8{,}00\ \mathrm{mmol \cdot L^{-1}}$) avec $V_2 = 30{,}0\ \mathrm{mL}$ d'une solution S_2 de diiode ($1{,}50\ \mathrm{mmol \cdot L^{-1}}$).

$$\mathrm{I_2(aq) + I^-(aq) \rightleftharpoons I_3^-(aq)} \qquad K = 7{,}5 \times 10^2$$

Données : $c^\circ = 1\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$; un système évolue de façon que Q_r se rapproche de K. Concentration dans le mélange : $\dfrac{C \times V}{V_1 + V_2}$.



1) Calculer la concentration initiale en diiode dans le mélange.
2) Calculer la concentration initiale en ions triiodure dans le mélange.
3) Calculer la concentration initiale en ions iodure dans le mélange.
4) Calculer le quotient de réaction à l'état initial $Q_{\mathrm{r,i}}$.
5) Dans quel sens le système évolue-t-il ? Justifier.
6) Comment varie la quantité de diiode pendant cette évolution ?

Prévoir le sens d'évolution : comparer Qr et K

Sens d'évolution et équilibre chimique • Compétence 4 • Terminale spécialité physique-chimie

Exercice 1 Deux couples acide-base dans le même bécher

1) Les quatre espèces sont dissoutes : les produits au numérateur, les réactifs au dénominateur (concentrations divisées par $c^\circ = 1\ \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$, donc sans unité).

$$Q_{\text{r,i}} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \times [\text{HCOOH}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}] \times [\text{HCOO}^-]} = \frac{1{,}00\times10^{-2}\times5{,}00\times10^{-3}}{5{,}00\times10^{-2}\times4{,}00\times10^{-2}} = 0{,}0250$$

2) $Q_{\text{r,i}} = 0{,}0250$ est inférieur à $K = 0{,}098$: le système évolue dans le sens direct, celui qui rapproche Q_r de K.

sens direct

3) L'acide éthanoïque est un réactif de l'équation. Le sens direct consomme les réactifs et forme les produits : sa concentration diminue.

elle diminue

Exercice 2 Le réactif du miroir d'argent

1) Chaque concentration est élevée à la puissance de son coefficient dans l'équation : celui de l'ammoniac vaut 2.

$$Q_\text{r} = \frac{[\text{Ag(NH}_3)_2^+]}{[\text{Ag}^+] \times [\text{NH}_3]^2}$$

exposant $= 2$

2) Avec les concentrations initiales (divisées par $c^\circ = 1\ \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$) :

$$Q_{\text{r,i}} = \frac{1{,}00\times10^{-2}}{1{,}00\times10^{-5}\times(1{,}00\times10^{-2})^2} = 1{,}00\times10^{7}$$

3) $Q_{\text{r,i}} = 1{,}00\times10^{7}$ est inférieur à $K = 1{,}6\times10^{7}$: le système évolue dans le sens direct.

sens direct

4) L'ammoniac est un réactif de l'équation. Le sens direct consomme l'ammoniac : sa concentration diminue.

elle diminue

Exercice 3 Type bac : deux solutions iodées mélangées

1) Le mélange a un volume $V_1 + V_2 = 50{,}0\ \text{mL}$: chaque solution est diluée par l'autre.

$$[\text{I}_2]_\text{i} = \frac{1{,}50\times30{,}0}{50{,}0} = 0{,}900\ \text{mmol}\cdot\text{L}^{-1}$$

2) De même :

$$[\text{I}_3^-]_\text{i} = \frac{1{,}50\times20{,}0}{50{,}0} = 0{,}600\ \text{mmol}\cdot\text{L}^{-1}$$

3) De même :

$$[\text{I}^-]_\text{i} = \frac{8{,}00\times20{,}0}{50{,}0} = 3{,}20\ \text{mmol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Exercice 3 (suite) Type bac : deux solutions iodées mélangées

4) Dans le quotient, les concentrations sont en $\mathrm{mol \cdot L^{-1}}$ (divisées par $c^\circ = 1\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$) : chaque valeur est convertie en $\mathrm{mol \cdot L^{-1}}$.

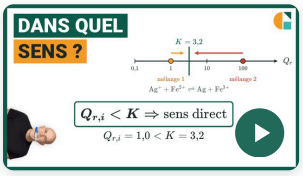
$$Q_{\mathrm{r,i}} = \frac{[\mathrm{I_3^-}]_\mathrm{i}}{[\mathrm{I_2}]_\mathrm{i} \times [\mathrm{I^-}]_\mathrm{i}} = \frac{6{,}00 \times 10^{-4}}{9{,}00 \times 10^{-4} \times 3{,}20 \times 10^{-3}} \approx 208$$

5) $Q_{\mathrm{r,i}} \approx 208$ est inférieur à $K = 750$: le système évolue dans le sens direct.

sens direct

6) Le diiode est un réactif de l'équation. Le sens direct consomme du diiode : sa quantité diminue.

elle diminue



Vidéo du cours et deux exercices gratuits supplémentaires !

Exercices corrigés pas à pas, sur la page de la compétence.

galilee.ac/V/T6-4

Sens d'évolution, quotient de réaction et K : exercices PDF (Terminale spécialité physique-chimie). Prévoir le sens d'évolution spontanée d'un système chimique : calculer le quotient de réaction à l'état initial, le comparer à la constante d'équilibre K ; si Qr est inférieur à K, le système évolue dans le sens direct, s'il est supérieur, dans le sens inverse ; en déduire comment varient les quantités des réactifs et des produits. Méthode en vidéo et exercices interactifs corrigés sur galilee.ac.