

Physique et Chimie : 2ème Année Bac

Séance 20 (Évolution spontanée d'un système chimique)

Professeur : Mr EI GOUFIFA Jihad

Sommaire

I- Quotient de la réaction et constante d'équilibre

1-1/ Quotient de la réaction

1-2/ Constante d'équilibre

1-3/ Application

II- Critère d'évolution d'un système chimique

III- Exercices

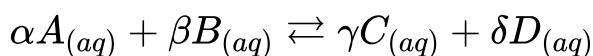
3-1/ Exercice 1

3-2/ Exercice 2

3-3/ Exercice 3

I- Quotient de la réaction et constante d'équilibre

1-1/ Quotient de la réaction

Le quotient de réaction Q_r pour une réaction d'équation :

s'écrit dans un état donné du système :

$$Q_r = \frac{[C]^\gamma \cdot [D]^\delta}{[A]^\alpha \cdot [B]^\beta}$$

L'expression de Q_r ne fait intervenir que les concentrations des espèces dissoutes, exprimées en $mol \cdot L^{-1}$ Q_r n'a pas d'unité.

1-2/ Constante d'équilibre

À l'équilibre les concentrations molaires des espèces chimiques deviennent constantes et le quotient de la réaction prend une valeur constante qui s'appelle la constante d'équilibre : $K = Q_{r,eq}$

$$K = Q_{r,eq} = \frac{[C]_{eq}^\gamma \cdot [D]_{eq}^\delta}{[A]_{eq}^\alpha \cdot [B]_{eq}^\beta}$$

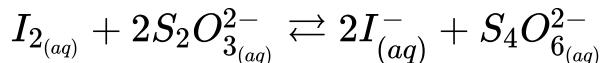
La constante d'équilibre dépend uniquement de la température.

Le taux d'avancement final d'une réaction à température donnée dépend de la constante d'équilibre (plus cette constante est grande, plus le taux d'avancement est grand), mais dépend aussi des conditions initiales.

1-3/ Application

On considère un mélange de volume V qui contient les ions $S_2O_{3(aq)}^{2-}$, les ions $S_4O_{6(aq)}^{2-}$ et le diiode $I_{2(aq)}$ et $I_{(aq)}^-$.

Ce système est le siège de la réaction chimique suivante :



On donne la concentration molaire initiale de chaque espèce dans le mélange :

$$\begin{aligned}[I_2] &= 0,2 \text{ mol. L}^{-1} \\ [I^-] &= 0,5 \text{ mol. L}^{-1} \\ [S_2O_3^{2-}] &= 0,3 \text{ mol. L}^{-1} \\ [S_4O_6^{2-}] &= 0,02 \text{ mol. L}^{-1}\end{aligned}$$

On a :

$$Q_{r,i} = \frac{[I^-]^2_i \times [S_4O_6^{2-}]_i}{[I_2]_i \times [S_2O_3^{2-}]_i^2} \approx 0,28$$

Tableau d'avancement :

Équation de la réaction	I_2	$+ 2 S_2O_3^{2-}$	\rightleftharpoons	$2 I^-$	$+ S_4O_6^{2-}$
états	Concentrations molaires (en mol/L)				
Etat initial	0,2	0,3	0,5	0,02	
Etat de transformation	$0,2 - \frac{x}{V}$	$0,3 - 2 \cdot \frac{x}{V}$	$0,5 + 2 \cdot \frac{x}{V}$	$0,02 + \frac{x}{V}$	

Valeur de Q_r à l'instant t où $[I_2]_t = 0,15 \text{ mol. L}^{-1}$:

$$\begin{aligned}[I_2]_t &= 0,2 - \frac{x}{V} = 0,15 \text{ mol. L}^{-1} \\ \Rightarrow \frac{x}{V} &= 0,05 \text{ mol. L}^{-1} \\ \Rightarrow Q_{r,t} &= \frac{[I^-]^2_t \times [S_4O_6^{2-}]_t}{[I_2]_t \times [S_2O_3^{2-}]_t^2} \\ Q_{r,t} &= \frac{(0,5+2 \cdot 0,05)^2 \times (0,02+0,05)}{(0,2-0,05) \times (0,3-2 \cdot 0,05)^2} \\ Q_{r,t} &= 4,2\end{aligned}$$

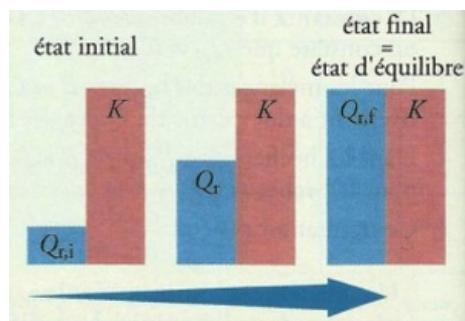
II- Critère d'évolution d'un système chimique

Un système chimique va évoluer de façon que Q_r tend vers la valeur de la constante d'équilibre K :

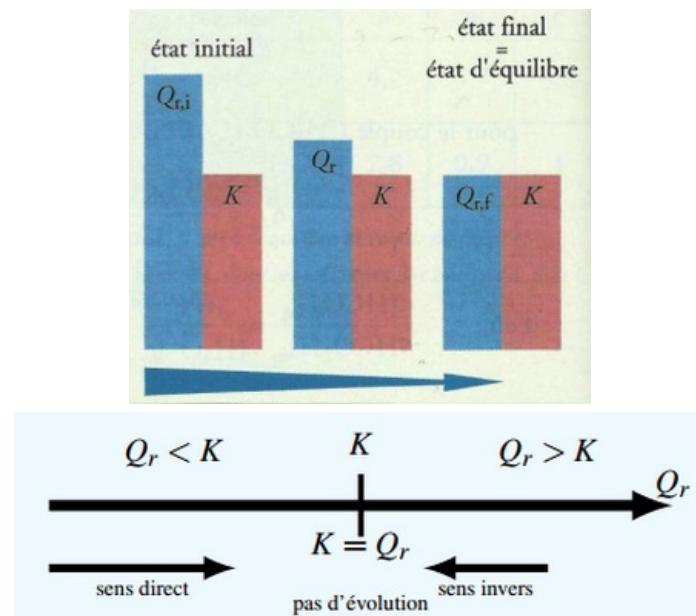
On en distingue trois cas :

- $K = Q_r$: Le système est en équilibre et n'évolue dans aucun sens : la composition du système ne varie plus.
- $K > Q_r$: L'évolution spontanée se produit dans le sens direct (1) (sens de

consommation des réactifs).



- $K < Q_r$: L'évolution spontanée se produit dans le sens inverse (2) (sens de consommation des Produits).



III- Exercices

3-1/ Exercice 1

On introduit dans un bécher :

$V_1 = 10ml$ d'une solution d'acide acétique CH_3COOH de concentration $C = 0,010 mol \cdot L^{-1}$

$V_2 = 10ml$ d'une solution d'acéate de sodium $(CH_3COO^- + Na^+)$ fraîchement préparée de concentration $C = 0,010 mol \cdot L^{-1}$.

$V_3 = 20ml$ d'une solution d'ammoniac NH_3 de concentration $C' = 0,025 mol \cdot L^{-1}$.

$V_4 = 10ml$ d'une solution de chlorure d'ammonium $(NH_4^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)})$ de même concentration $C' = 0,025 mol \cdot L^{-1}$.

1. Écrire l'équation de la réaction qui peut se produire en considérant l'acide acétique comme un réactif .

On donne la constante d'acidité des deux couples

$K_a(CH_3COOH/CH_3COO^-) = 10^{-4,8}$ et $K_a(NH_4^+/NH_3) = 10^{-9,2}$.

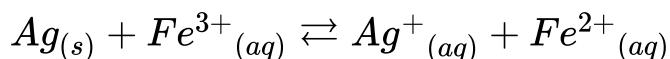
2. Déterminer la constante d'équilibre K associée à cette réaction .

3. Déterminer la valeur de la quotient de réaction dans l'état initial $Q_{r,i}$ du système .
4. Dans quel sens le système va-t-il évolué ?

3-2/ Exercice 2

On mélange à l'état initial 10^{-2} mol d'ions Fe^{3+} et $5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ d'ions Ag^+ et $2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ d'ions Fe^{2+} , puis on introduit dans un volume $V = 500 \text{ mL}$ de cette solution un fil d'argent.

On considère la transformation à laquelle on associe la réaction suivante :

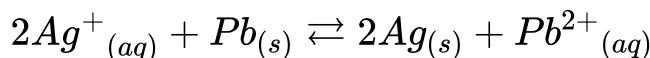


Sa constante d'équilibre à 25°C est $K = 3,2$

1. Déterminer quotient initial $Q_{r,i}$ de cette réaction puis en déduire le sens d'évolution spontanée du système.
2. Dresser le tableau d'évolution de ce système.
3. Déterminer l'avancement de la réaction à l'équilibre.
4. Déterminer les concentrations de toutes les espèces chimiques existant à l'équilibre.

3-3/ Exercice 3

Un système contenant des ions plomb (II) Pb^{2+} et argent Ag^+ , du plomb et de l'argent métalliques, peut être le siège de la réaction d'équation :



1. Donner l'expression littérale du quotient de réaction correspondant.

La constante d'équilibre de cette réaction vaut $3 \cdot 10^{31}$.

Un système S est obtenu en introduisant dans de l'eau distillée de façon à obtenir $V = 100,0 \text{ mL}$ de solution :

- $n_1 = 1,2 \text{ mmol}$ d'ions plomb (II).
 - $n_2 = 2,0 \text{ mmol}$ de plomb métallique.
 - $n_3 = 1,0 \text{ mmol}$ d'ions argent.
 - $n_4 = 0,10 \text{ mmol}$ d'argent métallique.
2. Dans quel sens va évoluer S ?