AlloSchool

Physique et Chimie : 2ème Année Bac

Séance 20 (Évolution spontanée d'un système chimique)

Professeur : Mr El 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 :

$$\alpha A_{(aq)} + \beta B_{(aq)} \rightleftarrows \gamma C_{(aq)} + \delta D_{(aq)}$$

s'écrit dans un état donné du système :

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

L'expression de Q_r ne fait intervenir que les concentrations des espèces dissoutes, exprimées en $mol.L^{-1}$

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 : $K = Q_{r,éq}$

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

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 dépend 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 :

$$I_{2(aq)} + 2S_2O_{3(aq)}^{2-} \rightleftarrows 2I_{(aq)}^{-} + S_4O_{6(aq)}^{2-}$$

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

$$[I_2] = 0,2\ mol.L^{-1}$$
$$[I^-] = 0,5\ mol.L^{-1}$$
$$\left[S_2O_3^{2-}\right] = 0,3\ mol.L^{-1}$$
$$\left[S_4O_6^{2-}\right] = 0,02\ mol.L^{-1}$$

On a :

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

Tableau d'avancement :

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

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

$$[I_2]_t = 0,2 - \frac{x}{V} = 0,15 mol.L^{-1}$$
$$\Rightarrow \frac{x}{V} = 0,05 mol.L^{-1}$$
$$\Rightarrow Q_{r,t} = \frac{[I^-]_t^2 \times \left[S_4O_6^{2-}\right]_t}{[I_2]_t \times \left[S_2O_3^{2-}\right]_t^2}$$
$$Q_{r,t} = \frac{(0,5+2\times0,05)^2 \times (0,02+0,05)}{(0,2-0,05)\times(0,3-2\times0,05)^2}$$
$$Q_{r,t} = 4,2$$

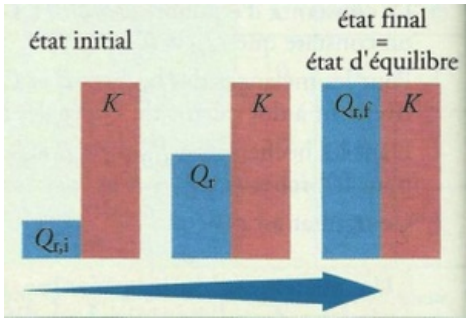
II- Critère d'évolution d'un système chimique

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

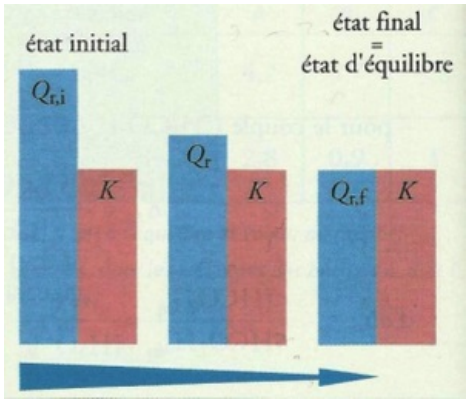
On en distingue trois cas :

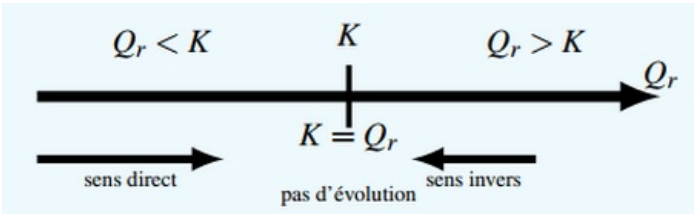
- $K = Q_r$: Le système est en équilibre et n'évolue dans aucun sens : la composition du système ne varie plus.
- $K > Q_r$: L'évolution spontanée se produit dans le sens direct (1) (sens de

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 $C = \ 0,010mol.L^{-1}$

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

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

$V_4 = 10ml$ d'une solution de chlorure d'ammonium $\left(NH_{4_{(aq)}}^+ + \ Cl_{(aq)}^-\right)$ de même concentration $C' = \ 0,025mol.L^{-1}$.

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

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 $5.10^{-2}mol$ d'ions Ag^{+} et $2.10^{-2}mol$ d'ions Fe^{2+}, puis on introduit dans un volume $V = 500mL$ de cette solution un fil d'argent.

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

$$Ag_{(s)} + {Fe^{3+}}_{(aq)} \rightleftarrows {Ag^{+}}_{(aq)} + {Fe^{2+}}_{(aq)}$$

Sa constante d'équilibre à $25^{\circ}C$ 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 :

$$2{Ag^{+}}_{(aq)} + Pb_{(s)} \rightleftarrows 2Ag_{(s)} + {Pb^{2+}}_{(aq)}$$

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

La constante d'équilibre de cette réaction vaut 3.10^{31}.

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

- $n_1 = 1,2mmol$ d'ions plomb (II).
- $n_2 = 2,0mmol$ de plomb métallique.
- $n_3 = 1,0mmol$ d'ions argent.
- $n_4 = 0,10mmol$ d'argent métallique.

2. Dans quel sens va évoluer S ?