

Etat d'équilibre d'un système chimique

I- Quotient de réaction Q_r :

1- Activité :

On considère l'équation de la réaction suivante : $I_{2(aq)} + 2S_2O_{3(aq)}^{-2} \rightleftharpoons 2I_{(aq)}^{-} + S_4O_{6(aq)}^{2-}$:

Calculer le quotient $Q_r = \frac{[I_{(aq)}^{-}]^2 \times [S_4O_{6(aq)}^{2-}]}{[I_{2(aq)}] \times [S_2O_{3(aq)}^{-2}]^2}$; dans le sens direct de la réaction, à l'instant t ou les

concentrations des espèces chimiques sont les suivant : $[I_{(aq)}^{-}] = 0,05 \text{ mol/L}$;

$[S_4O_{6(aq)}^{2-}] = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$; $[I_{2(aq)}] = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ et $[S_2O_{3(aq)}^{-2}] = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

2- Remarque :

$$Q_r = \frac{[I_{(aq)}^{-}]^2 \times [S_4O_{6(aq)}^{2-}]}{[I_{2(aq)}] \times [S_2O_{3(aq)}^{-2}]^2} = \frac{(0,05)^2 \times (2,0 \cdot 10^{-4})}{(1,0 \cdot 10^{-3}) \times (2,0 \cdot 10^{-3})^2} = 125 \text{ (Une grandeur sans unité)}$$

3- Quotient de réaction Q_r :

On considère la transformation chimique modélisée par la réaction : $aA_{(aq)} + bB_{(aq)} \rightleftharpoons cC_{(aq)} + dD_{(aq)}$,

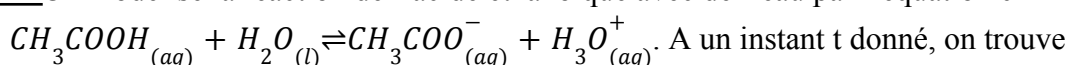
Le quotient de cette réaction Q_r , dans le sens direct, est défini par : $Q_r = \frac{[C_{(aq)}]^c \times [D_{(aq)}]^d}{[A_{(aq)}]^a \times [B_{(aq)}]^b}$,

Remarques :

- Les concentrations des espèces en solution s'expriment en mol/L, Q_r est une grandeur sans unité,
- Pour les solides et les solvants, $[X] = 1$ lors de calcul de Q_r ,
- L'expression du quotient de réaction dépend du sens de l'écriture de l'équation de la réaction,

Application 1 :

I- On modélise la réaction de l'acide éthanoïque avec de l'eau par l'équation chimique suivante :



A un instant t donné, on trouve $[CH_3COOH_{(aq)}] = 9,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$; $[H_3O_{(aq)}^{+}] = [CH_3COO_{(aq)}^{-}] = 1,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$:

a- Calculer les valeurs Q_{r1} et Q_{r2} les quotients de la réaction dans les deux sens,

b- Calculer $Q_{r1} \times Q_{r2}$, puis conclure.

2- Exprimer les quotients des réactions, dans le sens direct, pour les trois cas suivants :

a- Oxydation du cuivre métallique avec des ions d'argent : $Cu_{(s)} + 2Ag_{(aq)}^{+} \rightleftharpoons Cu_{(aq)}^{2+} + 2Ag_{(s)}$,

b- Dépôt de chlorure d'argent : $Ag_{(aq)}^{+} + Cl_{(aq)}^{-} \rightleftharpoons AgCl_{(s)}$,

c- La dissolution du chlorure de cuivre $CuCl_{2(s)} \rightleftharpoons Cu_{(aq)}^{2+} + 2Cl_{(aq)}^{-}$,

d- La réaction de l'acide AH avec l'eau : $AH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons A_{(aq)}^{-} + H_3O_{(aq)}^{+}$.

II- L'état d'équilibre d'un système chimique :

1- Constante d'équilibre K :

a- Activité :

Des résultats d'une solution d'un acide de concentrations molaires initiales différentes :

Solution	S_1	S_2	S_3
C_i (en mol/L)	$10,0 \cdot 10^{-3}$	$5,0 \cdot 10^{-3}$	$1,0 \cdot 10^{-3}$
$Q_{r,eq}$	$1,79 \cdot 10^{-5}$	$1,81 \cdot 10^{-5}$	$1,78 \cdot 10^{-5}$

b- Remarques :

On observe que le quotient de réaction à l'équilibre $Q_{r,eq}$ possède la même valeur, et ne dépend pas des concentrations initiales.

c- Conclusion :

- L'équilibre chimique est atteint lorsque le système chimique n'évolue plus,
- Le quotient de réaction à l'état d'équilibre a une valeur indépendante de l'état initiale,

- Cette valeur est appelée **constante d'équilibre**, notée K, tel que $K=Q_{r,eq}$, ne dépend que de la température.

N.B :

- Un système chimique est à l'équilibre si $Q_r = K$,
- Si $Q_r \neq K$, le système n'est pas à l'équilibre et va évoluer,
- A chaque équation de réaction on associe une constante d'équilibre K.

Application 2 :

On dispose d'une solution d'acide éthanóique de concentration molaire $C=0,05\text{mol/L}$ et de conductivité $\sigma=343,0\mu\text{S/cm}$ à 25°C :

- 1- Etablir l'équation de la réaction de l'acide éthanóique avec l'eau en donnant les couples mis en jeu,
- 2- Etablir le tableau d'avancement de la réaction,
- 3- Déterminer les concentrations molaires des solutés à l'état d'équilibre, puis déduire la valeur de $Q_{r,eq}$.

On donne : $\lambda_{H_3O^+} = 35,0\text{mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$ et $\lambda_{CH_3COO^-} = 4,09\text{mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$.

2- Facteurs Influençant sur le taux d'avancement final :

a- Influence de l'état initial :

Activité :

On dispose du taux d'avancement final pour trois solutions d'un acide de concentrations molaires différents :			
Solution d'acide éthanóique	S ₁	S ₂	S ₃
C _i (en mmol/L)	50,0	5,0	0,5
τ	1,8%	5,4%	17,3%

Conclusion :

$C \searrow \Rightarrow \tau \nearrow$, alors la valeur de τ dépend de l'état initial du système, elle augmente avec la dilution.

b- Influence de la constante d'équilibre :

Activité :

On considère les résultats de trois solutions d'acides différents de même concentration initiale $5,0 \cdot 10^{-3}\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$:			
Solution	S ₁	S ₂	S ₃
K	$17,9 \cdot 10^{-5}$	$1,81 \cdot 10^{-5}$	$0,19 \cdot 10^{-5}$
τ	17,2%	5,8%	2,72%

Remarques :

$K \nearrow \Rightarrow \tau \nearrow$, donc τ la valeur du taux d'avancement final dépend de la valeur de la constante d'équilibre K,

c- Conclusion :

Le taux d'avancement final τ d'un système à l'équilibre chimique dépend à la fois des conditions initiales et de la constante d'équilibre K.

Application 3 :

La valeur de la constante d'équilibre associée à l'équation de dissociation de chlorure d'argent ($\text{AgCl}_{(s)}$) dans l'eau est $K=1,8 \cdot 10^{-10}$:

- 1- Etablir l'équation de la dissociation,
- 2- Déterminer les concentrations molaires effectives des ions présentes dans la solution à l'état d'équilibre.

Application 4 :

On mesure la conductance G d'une solution aqueuse d'acide méthanoíque de volume $V=100\text{mL}$ et de concentration molaire $C=2,5 \cdot 10^{-3}\text{mol/L}$, en utilisant une cellule de la mesure de constante $K=125\text{m}^{-1}$, et on trouve $G_{eq}=0,22\text{mS}$:

- 1- Etablir l'équation de la réaction de l'acide méthanoíque avec l'eau en donnant les couples mis en jeu,
- 2- Etablir le tableau d'avancement de la réaction, puis déduire x_{eq} la valeur de l'avancement à l'équilibre,
- 3- Calculer K la valeur de la constante d'équilibre, puis calculer τ la valeur du taux d'avancement final.

On donne : $\lambda_{H_3O^+} = 349,8 \cdot 10^{-4}\text{S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$ et $\lambda_{HCOO^-} = 54,6 \cdot 10^{-4}\text{S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$.