



CHIMIE

Leçon N 4

État d'équilibre d'un système chimique

SVT

PC

SM



I - Quotient de réaction Q_r

☛ Quotient de réaction Q_r est une grandeur qui caractérise un système chimique. Il nous renseigne sur l'évolution du système au cours de la transformation chimique

☞ Q_r peut être calculé n'importe quel moment

1 - Définition:

☛ On considère la réaction limitée (non total) modélisée par la réaction suivante



➤ Les réactifs A, B, et C, D les produits sont en solution aqueuse

➤ a, b, c et d sont les nombres stœchiométriques

Le quotient de réaction a alors pour expression

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

Avec

➤ Q_r : grandeur sans dimension

➤ $[A]$, $[B]$, $[C]$, $[D]$: concentrations effectives en mol.L⁻¹

➤ $[X_i] = 1$ si X_i est un solide non dissous

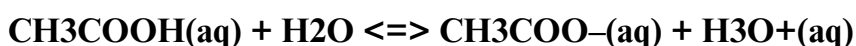
➤ $[H_2O] = 1$ dans le cas d'une solution aqueuse (H₂O solvant)

☛ Dans l'écriture de Q_r le solvant eau ou les solides n'interviennent pas Seulement les concentrations molaires des espèces dissoutes qui interviennent

2 - Exemples

Exemple 1

☛ Soit la réaction de dissolution de l'acide éthanoïque dans l'eau



➤ Le quotient de réaction a alors pour expression:

$$Q_r = \frac{[CH_3COO^-_{(aq)}] \cdot [H_3O^+_{(aq)}]}{[CH_3COOH_{(aq)}]}$$

Exemple 2

☛ Soit la réaction chimique suivante



➤ Le quotient de réaction a alors pour expression:

$$Q_r = \frac{[I^-]^2 \times [S_4O_6^{2-}]}{[I_2] \times [S_2O_3^{2-}]^2}$$

**PROF
ELZAAR**

II - Quotient de réaction dans l'état d'équilibre Q_r, eq

1 - Définition:

☛ Le quotient de réaction à l'équilibre, noté Q_r, eq , est la valeur que prend le quotient de réaction au moment où l'état d'équilibre du système chimique est atteint : (les concentrations molaires des espèces en solution ne varient plus)

☛ La détermination des concentrations de la solution en équilibre est réalisée par diverses méthodes chimiques ou physiques (dosages, pH-métrie, conductimétrie, spectrophotométrie,...).

2 - Détermination du quotient $Q_{r,eq}$ par conductimétrie

a - Rappel

La conductance G , d'une solution électrolyte ($M^+ + X^-$) est liée à sa conductivité σ par la relation:

$$G = \sigma \frac{S}{L}$$

(S) (S.m⁻¹) (m²) (m)

$$\Rightarrow G = k \cdot \sigma \quad \text{Avec} \quad k = \frac{S}{L}$$

- S : surface des électrodes
- L : distance entre les deux électrodes
- k : est la constante de cellule (m)

A une température donnée, la conductivité σ (en S.m-1) dépend de la concentration des différents ions X_i de la solution et de leur conductivité molaire ionique λ_i selon la formule :

$$\sigma = \lambda_{M^+} [M^+_{(aq)}] + \lambda_{X^-} [X^-_{(aq)}]$$

➤ La mesure conductimétrique nous permet donc de connaître les concentrations des espèces ioniques en solution et de déduire le quotient de réaction à l'équilibre $Q_{r,eq}$

b - Exemple (exercice d'application)

On immerge la cellule conductimétrique dans un volume V d'une solution S d'acideéthanoïque CH_3COOH de concentration $C = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$, et on trouve, à 25°C , que la conductivité de cette solution est : $\sigma = 343 \text{ } \mu\text{S.cm}^{-1}$.

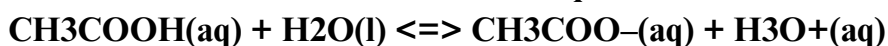
On donne : à la température 25°C

$$\lambda(H_3O^+) = 35,0 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1} \quad \text{et} \quad \lambda(CH_3COO^-) = 4,09 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$$

- 1 - Déterminer, dans l'état d'équilibre, les concentrations molaires effectives des espèces chimiques dissoutes
- 2 - Déterminer le quotient de réaction à l'équilibre $Q_{r,eq}$

Réponse

1) Soit la réaction de dissolution de l'acide éthanoïque dans l'eau :



**PROF
ELZAAR**

➤ Le tableau d'avancement de la réaction :

Équation de la réaction :		REACTIFS		PRODUITS	
		$CH_3COOH_{(aq)}$	$+ H_2O_{(l)}$	$\rightleftharpoons$	$CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$
État du système	Avancement (mol)	Nb de moles de CH_3COOH	Nb de moles de H_2O	Nb de moles de CH_3COO^-	Nb de moles de H_3O^+
Etat initial ($t = 0$)	$x = 0$	$n(CH_3COOH)_0$	Solvant	0	0
A l'instant t	x	$n(CH_3COOH)_0 - x$		x	x
État final à l'équilibre	x_f	$n(CH_3COOH)_0 - x_f$		x_f	x_f

➤ La conductivité σ de la solution est à l'équilibre:

$$\sigma = \lambda_{CH_3COO^-} [CH_3COO^-]_{(eq)} + \lambda_{H_3O^+} [H_3O^+]_{(eq)}$$

Avec

$$x_f = x_{eq}$$

☛ D'après le tableau d'avancement

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{(\text{éq})} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{(\text{éq})} = \frac{x_f}{V} = \frac{x_{\text{éq}}}{V}$$

d'où

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{(\text{éq})} = [\text{CH}_3\text{COO}^-]_{(\text{éq})} = \frac{\sigma}{(\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} + \lambda_{\text{CH}_3\text{COO}^-})}$$

A.N

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} = \frac{\sigma}{\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} + \lambda_{\text{CH}_3\text{COO}^-}} = \frac{343 \cdot 10^{-6} \cdot 10^2}{(35 + 4,09) \cdot 10^{-3}} = 0,88 \text{ mol} \cdot \text{m}^{-3} = 8,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

☛ La concentration de l'acide CH_3COOH est :

$$[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{éq}} = \frac{n(\text{CH}_3\text{COOH})_0 - x_f}{V} = \frac{n(\text{CH}_3\text{COOH})_0 - x_f}{V} - \frac{x_f}{V} = C - [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$$

$$= 5 \cdot 10^{-2} - 8,8 \cdot 10^{-4} = 4,9 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

2) Le quotient de réaction à l'équilibre :

$$Q_{r,\text{éq}} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{éq}} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{éq}}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}^2}{C - [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}$$

$$Q_{r,\text{éq}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}^2}{C - [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}} = \frac{(8,8 \cdot 10^{-4})^2}{4,9 \cdot 10^{-2}} = 1,58 \cdot 10^{-5}$$

III - Constante d'équilibre K associée à l'équation d'une réaction

1) Quotient de la réaction à équilibre et à température constante:

Les études expérimentales ont montrées que la valeur du quotient de réaction à l'équilibre $Q_{r,\text{éq}}$ est constante donc, elle ne dépend pas de l'état initial du système chimique

2) - La Constante D'équilibre

☛ À chaque équation de réaction est associée une constante K appelée constante d'équilibre . Sa valeur est égale à $Q_{r,\text{éq}}$ et ne dépend que de la température

Pour une réaction par exemple



☞ On a

$$K = Q_{r,\text{éq}} = \frac{[\text{C}]_{(\text{éq})}^c \cdot [\text{D}]_{(\text{éq})}^d}{[\text{A}]_{(\text{éq})}^a \cdot [\text{B}]_{(\text{éq})}^b}$$

➤ La valeur de la constante d'équilibre K ne dépend que de la nature de réactifs et la température. On considère que la réaction est totale si $K > 10^4$

IV - Le taux d'avancement final a l'état d'équilibre

1 - Influence De L'état Initial

☛ On mesure la conductivité σ de trois solutions d'acide éthanoïque de diverses concentrations, à la température 25°C , et on obtient les résultats suivants

$C \text{ (mol / L)}$	10,0.10 ⁻³	5,0.10 ⁻³	1,0.10 ⁻³
$\sigma \text{ (mS / m)}$	15,3	10,7	4,7

➤ Le taux d'avancement d'une réaction est égal : $\tau = \frac{x_f}{x_{\text{max}}}$

on a

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} = \frac{\sigma}{\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} + \lambda_{\text{CH}_3\text{COO}^-}}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{éq}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} = \frac{x_f}{V}$$

Alors

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} \cdot V = x_f \quad 1$$

et on a

$$x_{\text{max}} = CV \quad 2$$

3

**PROF
ELZAAR**

De 1 et 2 on trouve

$$\tau = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{[H_3O^+]_{\text{eq}} \cdot V}{CV} = \frac{\sigma}{C(\lambda_{H_3O^+} + \lambda_{CH_3COO^-})}$$

On écrit les résultats dans le tableau suivant :

$C \text{ (mol/L)}$	$5,00 \cdot 10^{-2}$	$10,00 \cdot 10^{-3}$	$5,00 \cdot 10^{-3}$
$[H_3O^+]_{\text{eq}} \text{ (mol/L)}$	$0,88 \cdot 10^{-3}$	$0,39 \cdot 10^{-3}$	$0,27 \cdot 10^{-3}$
τ	0,018	0,039	0,054

On remarque que lorsque la concentration de la solution diminue, La valeur du taux d'avancement final τ augmente

Conclusion

le taux d'avancement final τ dépend des conditions initiales

2 - Influence De La Constante D'équilibre

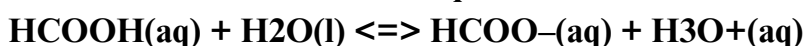
On prend deux solutions acides (S1) acide éthanóïque et (S2) acide méthanoïque de même concentration $C = 1, 0 \cdot 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$

Solutions	Constantes d'équilibre K	La Conductivité $\sigma \text{ (}\mu\text{S/cm)}$
(S1)	$1,6 \cdot 10^{-5}$	153
(S2)	$1,6 \cdot 10^{-4}$	510

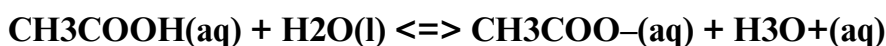
Le tableau d'avancement de la réaction entre l'acide HA et l'eau

Équation de la réaction :		REACTIFS		PRODUITS	
		$HA_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons A^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$			
État du système	Avancement (mol)	Nb de moles de HA	Nb de moles de H_2O	Nb de moles de CH_3COO^-	Nb de moles de H_3O^+
Etat initial ($t = 0$)	$x = 0$	$n(HA)_0$	Solvant	0	0
A l'Instant t	x	$n(HA)_0 - x$		x	x
État final à l'équilibre	x_f	$n(HA)_0 - x_f$		x_f	x_f

➤ L'équation de la Réaction d'acide méthanoïque



➤ L'équation de la Réaction d'acide éthanóïque



➤ On calcule le taux d'avancement de chaque réaction

on a

$$[H_3O^+]_{\text{eq}} = \frac{\sigma}{\lambda_{H_3O^+} + \lambda_{A^-}}$$

$$\tau = \frac{x_f}{x_{max}}$$

D'après le tableau d'avancement on a :

$$[H_3O^+]_{\text{eq}} = [A^-]_{\text{eq}} = \frac{x_f}{V}$$

Donc

$$[H_3O^+]_{\text{eq}} = \frac{x_f}{V}$$

$$[H_3O^+]_{\text{eq}} \cdot V = x_f$$

$$x_{max} = CV$$

Alors

$$\tau = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{[H_3O^+]_{\text{eq}} \cdot V}{CV} = \frac{[H_3O^+]_{\text{eq}}}{C} = \frac{\sigma}{C(\lambda_{H_3O^+} + \lambda_{A^-})}$$

☛ Le taux d'avancement réaction acide éthanoïque

➡ Le taux d'avancement réaction acide éthanoïque

$$\tau_1 = \frac{\sigma_1}{C(\lambda_{H_3O^+} + \lambda_{HCOO^-})} = 0,039$$

➡ Le taux d'avancement réaction acide méthanoïque

$$\tau_2 = \frac{\sigma_2}{C(\lambda_{H_3O^+} + \lambda_{CH_3COO^-})} = 0,126$$

☛ On constate d'après le tableau plus la constante d'équilibre est grande plus la conductivité est grand et plus le taux d'avancement final τ augmente

Conclusion

Le taux d'avancement final τ d'une réaction dépend de la constante d'équilibre K , plus la constante d'équilibre est grande, plus le taux d'avancement final est élevé



prof elzaar

حكمة اليوم

"تذكر نقاط قوتك، وثق بنفسك،
وسيتبعك الباقي. أرسل لك الثقة
والمشاعر الطيبة لتحقيق النجاح!"