



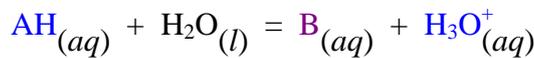
## Équilibre chimique : « Quotient de réaction » et conductimétrie

### But de la manipulation

- Mesure de la conductance de solution aqueuses d'acides.
- Définir et calculer le « **quotient de réaction** » lié à ces équilibres chimiques.
- Invariance de  $Q_{r,eq}$  pour un système chimique.

### Protocole théorique

☞ Considérons l'équilibre de dissociation d'un **acide faible** en solution aqueuse :



États	Avancements	$AH_{(aq)}$	+	$H_2O(l)$	=	$B_{(aq)}$	+	$H_3O^+_{(aq)}$	
Init	$x_0 = 0$	$n_{AH}^0 = C \times V$				0		0	
Int	$x(t) = x$	$n_{AH}^0 - x$		Exces		x		x	
Final	$x_f = x_{eq}$	$n_{AH}^0 - x_{eq}$					$x_{eq}$		$x_{eq}$

☞ Taux d'avancement  $\tau = \frac{x}{x_{max}}$  (en %)  $x_{max} = n_{AH}^0 = C.V$  si la réaction était totale

d'où :  $\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{x_{eq}}{x_{max}} = \frac{[H_3O^+_{(aq)}]_{eq}}{C} = \tau_f$

☞ Quotient réactionnel  $Q_r = \frac{[B_{(aq)}][H_3O^+_{(aq)}]}{[AH_{(aq)}]}$  (sans unité)

d'où :  $Q_{r,eq} = \frac{[B_{(aq)}]_{eq} [H_3O^+_{(aq)}]_{eq}}{[AH_{(aq)}]_{eq}} = \frac{[H_3O^+_{(aq)}]_{eq}^2}{C - [H_3O^+_{(aq)}]_{eq}} = Q_{r,eq}$

$$\left( [AH_{(aq)}]_{eq} = \frac{C.V - x_{eq}}{V} = C - [H_3O^+_{(aq)}]_{eq} \text{ et } [B_{(aq)}]_{eq} = [H_3O^+_{(aq)}]_{eq} = \frac{x_{eq}}{V} \right)$$



☞ Conductivité :

$$\sigma = \sum_1^n \lambda_i [X_i] \quad (\text{S.m}^{-1})$$

d'où :  $\sigma = \lambda_B [B_{(aq)}] + \lambda_{H_3O^+} [H_3O^+_{(aq)}] = [H_3O^+_{(aq)}] (\lambda_B + \lambda_{H_3O^+})$

⚠ On suppose dans ce milieu acide  $[HO^-_{(aq)}] \ll [H_3O^+_{(aq)}]$  donc *négligeable*,  
et que l'espèce  $B_{(aq)}$  est *ionique*. ⚠

donc :  $[H_3O^+_{(aq)}] = \frac{\sigma}{\lambda_B + \lambda_{H_3O^+}}$

mol.m<sup>-3</sup> →  $[H_3O^+_{(aq)}]_{eq} = \frac{\sigma^\infty}{\lambda_B + \lambda_{H_3O^+}}$  ← S.m<sup>-1</sup>

Unités

S.m<sup>2</sup>.mol<sup>-1</sup> →

A l'aide du conductimètre,  $\sigma^\infty$  est mesurée,  $[H_3O^+_{(aq)}]_{eq}$  est calculée, ainsi que  $\tau_f$  et  $Q_{r,eq}$ .

Protocole expérimental

☞ Mettre en œuvre le **conductimètre**

☞ **Équilibre** de l'acide faible dans l'eau :

Appel du professeur

**Étalonner le conductimètre**

espèces « acide / base » conjuguées	couple acide / base	pK <sub>a</sub> = - log (K <sub>a</sub> )	K <sub>a</sub> = 10 <sup>-pK<sub>a</sub></sup>
acide éthanoïque / ion éthanoate	CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> H / CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	4,75	
acide benzoïque / ion benzoate	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> CO <sub>2</sub> H / C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> CO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	4,20	
acide salicylique / ion salicylate	C <sub>6</sub> H <sub>4</sub> OHCO <sub>2</sub> H / C <sub>6</sub> H <sub>4</sub> OHCO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	3,10	

Après avoir complété la dernière colonne du tableau ci-dessus, écrire la dissociation de l'acide étudié dans l'eau.

☞ **Mesures**

Couple :			
<b>C</b> (mol.L <sup>-1</sup> )	C <sub>1</sub> = 10,0 × 10 <sup>-3</sup>	C <sub>2</sub> = 5,00 × 10 <sup>-3</sup>	C <sub>3</sub> = 1,00 × 10 <sup>-3</sup>
<b>σ<sup>∞</sup></b> (S.m <sup>-1</sup> )			
<b>[H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>]<sub>eq</sub></b> (mol.m <sup>-3</sup> )			
<b>[H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>]<sub>eq</sub></b> (mol.L <sup>-1</sup> )			
<b>τ<sub>f</sub></b> (%)			
<b>Q<sub>r,eq</sub></b>			

☞ **Conclusions**

- Analyser **Q<sub>r,eq</sub>** par rapport à l'état initial **C** du système.
- Comparer **Q<sub>r,eq</sub>** et **K<sub>a</sub>**.
- Que représentent ces grandeurs ?
- Commenter □ f fonction de C.

Données

ions	conductivités molaires ioniques λ (mS.m <sup>2</sup> .mol <sup>-1</sup> )
CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	4,09
C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> CO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	3,23
C <sub>6</sub> H <sub>4</sub> OHCO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	3,50
H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	35,0