



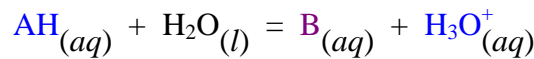
Équilibre chimique : « Quotient de réaction » et conductimétrie

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	$x(t) = x$	$n_{AH}^0 - x$		Excès		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 : $[H_3O^+_{(aq)}] = \frac{\sigma}{\lambda_B + \lambda_{H_3O^+}}$

Unités

$$[H_3O^+_{(aq)}]_{eq} = \frac{\sigma^\infty \text{ (S.m}^{-1})}{\lambda_B + \lambda_{H_3O^+} \text{ (mol.m}^{-3})}$$

S.m².mol⁻¹

A l'aide du conductimètre, σ^∞ est mesurée, $[H_3O^+_{(aq)}]_{eq}$ est calculée, ainsi que τ_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 _a = - log (K _a)	K _a = 10 ^{-pK_a}
acide éthanoïque / ion éthanoate	CH ₃ CO ₂ H / CH ₃ CO ₂ ⁻	4,75	
acide benzoïque / ion benzoate	C ₆ H ₅ CO ₂ H / C ₆ H ₅ CO ₂ ⁻	4,20	
acide salicylique / ion salicylate	C ₆ H ₄ OHCO ₂ H / C ₆ H ₄ OHCO ₂ ⁻	3,10	

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

☞ **Mesures**

Couple :			
C (mol.L ⁻¹)	C ₁ = 10,0 × 10 ⁻³	C ₂ = 5,00 × 10 ⁻³	C ₃ = 1,00 × 10 ⁻³
σ [∞] (S.m ⁻¹)			
[H ₃ O ⁺] _{eq} (mol.m ⁻³)			
[H ₃ O ⁺] _{eq} (mol.L ⁻¹)			
τ _f (%)			
Q _{r,eq}			

☞ **Conclusions**

- Analyser Q_{r,eq} par rapport à l'état initial C du système.
- Comparer Q_{r,eq} et K_a.
- Que représentent ces grandeurs ?
- Commenter □ f fonction de C.

Données

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