



CONSTANTE D'ÉQUILIBRE D'UNE TRANSFORMATION CHIMIQUE

Objectifs : réaliser des mesures de conductivité pour évaluer une constante d'acidité



Problématique : toutes les transformations chimiques ne sont pas totales : certaines transformations semblent s'arrêter alors que le réactif limitant n'est pas entièrement consommé. Au cours de ce type de transformation, les concentrations des réactifs et des produits évoluent jusqu'à atteindre un état d'équilibre final : la composition du mélange réactionnel n'évolue plus et toutes les espèces coexistent.

La relation entre les concentrations des espèces chimiques dans l'état final dépend-elle de l'état initial ?

Données

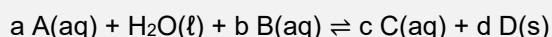


- Couples acide-base : $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$ et $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$;
- Conductivités molaires ioniques à T_{amb} : $\lambda_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = 4,1 \text{ mS}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$; $\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} = 35,0 \text{ mS}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$

Quotient de réaction



Soit un système chimique siège d'une transformation dont l'équation de réaction est :



a, b, c et d sont les nombres stœchiométriques associés aux espèces chimiques A, B, C et D.

Le quotient de réaction Q_r est défini par l'égalité suivante :

$$Q_r = \frac{\left(\frac{[\text{C}]}{c^\circ}\right)^c}{\left(\frac{[\text{A}]}{c^\circ}\right)^a \cdot \left(\frac{[\text{B}]}{c^\circ}\right)^b}$$

Remarque :

Il faut noter que ni D ni H_2O ne figure car il s'agit d'un solide et du solvant. Le quotient de réaction, dont la valeur s'exprime sans unité, peut être calculé à chaque état de la transformation (initial, intermédiaire ou final).

Tableau d'avancement



Équation					
État	Avancement	Quantités de matière			
Initial	0				
Intermédiaire	x				
Final	x_f				

S'APPROPRIER

Appliquer des données générales à un contexte particulier

A B C D

- Écrire l'équation de la réaction acido-basique entre l'acide éthanóïque et l'eau.
- Donner l'expression du quotient de cette réaction dans son état d'équilibre final, noté $Q_{r,\text{éq}}$.
- La quantité initiale d'acide éthanóïque dans le système est notée n_0 . Compléter littéralement le tableau d'avancement ci-dessus.

Principe de l'étude



Dans la suite de l'étude, plusieurs solutions seront réalisées avec de l'acide éthanóïque comme soluté et de l'eau comme solvant, qui réagiront comme étudié ci-dessus. La quantité initiale en acide éthanóïque, variable dans les différentes solutions filles préparées à partir de S_0 , conduit à des concentrations différentes.

La mesure de la conductivité σ de chaque solution nous permettra de calculer la valeur du quotient de réaction final et de répondre à la problématique.

Tableau de mesures



Solution n°	0	1	2	3
$c / \text{mmol}\cdot\text{L}^{-1}$	10	5,0	2,0	1,0
$V_{\text{mère}}$ à prélever/mL				
V_{filles} à préparer/mL		100	100	100
$\sigma / \text{S}\cdot\text{m}^{-1}$				
$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{f}} / \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$				
$Q_{\text{r,eq}}$				

RÉALISER*Réaliser des mesures de conductivité***A B C D**

4. Compléter la ligne du tableau « $V_{\text{mère}}$ à prélever/mL ».
5. Préparer les trois solutions filles à partir de la solution mère S_0 .
6. Mesurer la conductivité des quatre solutions et en consigner les valeurs dans le tableau en veillant à l'unité.

ANALYSER*Exploiter les résultats expérimentaux***A B C D**

7. Indiquer quel argument expérimental permet de justifier que les systèmes chimiques étudiés sont bien à l'équilibre.
8. Exprimer la conductivité de la solution en fonction des conductivités molaires ioniques et de la concentration en ions oxonium dans l'état final.
9. En déduire les calculs permettant de compléter l'avant dernière ligne du tableau de mesures ci-dessus.
10. Exprimer le quotient de réaction en fonction de la concentration en ions oxonium et de la concentration.
11. Calculer la valeur du quotient de réaction dans chaque solution et en consigner les résultats dans la dernière ligne du tableau.

VALIDER*Confronter des valeurs expérimentales à une valeur de référence***A B C D**

12. Proposer une explication au fait que le quotient de réaction dans l'état d'équilibre soit appelé *constante d'équilibre* dans la littérature.
13. La valeur tabulée de la constante d'équilibre K de cette réaction est $1,8 \times 10^{-5}$ à 25 °C. Confronter avec les résultats expérimentaux.