

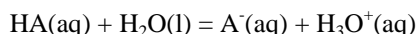
Quotient de réaction dans l'état d'équilibre d'un système chimique

I Buts du TP

- Montrer que, pour une température donnée, on peut associer à une réaction chimique un quotient de réaction invariant dans l'état final du système quand celui-ci est état d'équilibre et ce, quelque soit l'état initial du système.
- Déterminer les paramètres dont dépend le taux d'avancement final d'une réaction.

II Principes du TP

On utilise la transformation mettant en jeu la réaction entre un acide noté HA et l'eau. L'équation de la réaction est alors la suivante :



A cette réaction chimique, comme à toute autre d'ailleurs, est associée une grandeur appelée « quotient de réaction » noté Q_r . Dans notre cas, Q_r est défini par, pour un état du système,

$$Q_r = \frac{[\text{A}^{\text{-}}] * [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

Q_r n'a pas d'unité. Il dépend, entre autres, de l'avancement de la réaction.

A l'aide de mesure de conductivité, on détermine les concentrations des diverses espèces chimiques présentes dans l'état final pour différents états initiaux du système. On en déduit, pour chaque cas, le quotient de réaction dans l'état final :

$$Q_{r,f} = \frac{[\text{A}^{\text{-}}]_f * [\text{H}_3\text{O}^+]_f}{[\text{HA}]_f}$$

Puis on calcule le taux d'avancement final de la réaction.

III Protocole expérimental

1 Matériel

conductimètre ; 5 béchers de 50 mL ; piluliers.

2 Produits

solution d'acide éthanoïque de concentration molaire apportée c_i : $1,00 \cdot 10^{-3}$, $2,00 \cdot 10^{-3}$, $5,00 \cdot 10^{-3}$, $1,00 \cdot 10^{-2}$ mol.L⁻¹ ;
solution d'acide méthanoïque de concentration molaire apportée $1,00 \cdot 10^{-2}$ mol.L⁻¹.

Remarque : une concentration apportée correspond à la concentration d'une espèce chimique, dans la solution considérée, en considérant qu'elle n'a pas encore réagi.

3 Manipulation

- Etalonner le conductimètre.
- Mesurer la conductivité de chaque solution d'acide en réalisant les mesures de la plus diluée à la plus concentrée. **Attention**, entre deux mesures, avant d'introduire l'électrode dans la solution étudiée, bien rincer l'électrode dans un bécher d'eau distillée que l'on changera à chaque rinçage (puis, éventuellement, dans un pilulier contenant de la solution à étudier).
- Compléter le tableau

Expérience	1	2	3	4	5
Solution	Acide éthanoïque	Acide éthanoïque	Acide éthanoïque	Acide éthanoïque	Acide méthanoïque
Concentration apportée c_i (mol.L ⁻¹)	$c_1 = 1,00 \cdot 10^{-3}$	$c_2 = 2,00 \cdot 10^{-3}$	$c_3 = 5,00 \cdot 10^{-3}$	$c_4 = 1,00 \cdot 10^{-2}$	$c_4 = 1,00 \cdot 10^{-2}$
Conductivité σ (unité du conductimètre :)					
Conductivité σ ($\mu\text{S} \cdot \text{cm}^{-1}$)					
Conductivité σ ($\text{S} \cdot \text{m}^{-1}$)					

IV Exploitation des résultats

1 Invariance du quotient de réaction

On s'intéresse dans les questions a à g aux mesures réalisées avec l'acide éthanoïque.

(*) a) Ecrire l'équation de la réaction de l'acide (noté AH(aq)) avec l'eau.

(*) b) Dresser le tableau d'avancement de la réaction avec des expressions littérales en utilisant c_{AH} pour la concentration apportée en acide.. On pourra noter V le volume total du système.

(*) c) Ecrire l'expression littérale du quotient de réaction à l'état final, en utilisant les concentrations à l'état final.

d) Exprimer x_f en fonction de σ_f en utilisant le tableau d'avancement.

e) Exprimer $[\text{H}_3\text{O}^+]_f$, $[\text{AH}]_f$ et $[\text{A}^-]_f$ en fonction de σ_f en utilisant le tableau d'avancement.

f) Déterminer, à l'aide des mesures expérimentales, les valeurs des concentrations molaires effectives des différentes espèces présentes dans l'état final de chaque système étudié ainsi que le quotient de réaction (on s'arrêtera à 2 chiffres significatifs voire un) correspondant et compléter le tableau suivant.

On donne les conductivités molaires ioniques (en $\text{mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$) :

$$\lambda_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = 4,09 \qquad \lambda_{\text{HCOO}^-} = 5,46 \qquad \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} = 35,0$$

expérience	c_i (mol.L ⁻¹)	$[\text{H}_3\text{O}^+]_f$ (mol.L ⁻¹)	$[\text{A}^-]_f$ (mol.L ⁻¹)	$[\text{AH}]_f$ (mol.L ⁻¹)	$Q_{r,f}$
1	$1,00.10^{-3}$				
2	$2,00.10^{-3}$				
3	$5,00.10^{-3}$				
4	$1,00.10^{-2}$				

g) Conclusion : l'invariance du quotient de réaction dans l'état final qui est état d'équilibre, est-il vérifié, quel que soit l'état initial du système ?

h) A chaque réaction chimique est associée une grandeur appelée constante d'équilibre de la réaction chimique et notée K. Cette valeur n'a pas d'unité et ne dépend que de la température. La grande propriété du quotient de réaction Q_r est d'être égal, lorsque l'état final du système est état d'équilibre, ce qui est le cas ici, à cette constante d'équilibre K.

Dans les tables, à 25°C, on peut lire $K = 1,8.10^{-5}$ pour la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau. A partir de la moyenne des valeurs expérimentales obtenues pour $Q_{r,f}$, retrouvez-vous la valeur de cette constante d'équilibre ?

i) Déterminer le quotient de réaction à l'équilibre dans le cas de la réaction de l'acide méthanoïque avec l'eau. En déduire la valeur de la constante K' de cette réaction. Cette valeur correspond à quelle température ?

2 Taux d'avancement final de la réaction

(*) a) Donner les expressions littérales de x_{max} puis de τ_f .

b) Compléter le tableau suivant en calculant le taux d'avancement final τ dans le cas de chaque expérience.

expérience	Formule de AH	c_i (mol.L ⁻¹)	τ_f
1			
2			
3			
4			
5			

c) Conclusions

Indiquer, à chaque fois, les résultats qui vous permettent de conclure.

- Pour une transformation mettant en jeu une réaction donnée, le taux d'avancement final dépend-il de l'état initial du système ? Dans le cas de la réaction d'un acide avec l'eau, comment varie-t-il lorsque la concentration en acide apportée augmente ?
- Pour une concentration apportée donnée, le taux d'avancement dépend-il de la constante d'équilibre de la réaction ?