

Objectifs: Mesurer la conductivité de solutions d'acide éthanóïque de différentes concentrations. En déduire le taux d'avancement final et le quotient de réaction dans l'état d'équilibre.

I INFLUENCE DES CONCENTRATIONS INITIALES

1. Préparation des solutions

A partir d'une solution S_1 d'acide éthanóïque, de concentration 10 mmol L^{-1} , préparer 50 mL de solution S_2 de concentration 5 mmol L^{-1} et 50 mL de solution S_3 de concentration 1 mmol L^{-1} .

☞ **ATTENTION !! il est impératif d'utiliser de l'eau déminéralisée de bonne qualité.**

2. Mesure de la conductivité

2.1 étalonnage du conductimètre

- Immerger la cellule conductimétrique dans une solution étalon de chlorure de potassium à 5% **de conductivité à 20°C $1278 \text{ } 10^{-6} \text{ S cm}^{-1}$** .
- Régler la température sur 20 °C, choisir le bon calibre et régler le conductimètre de façon qu'il affiche la valeur correcte de la conductivité.

2.2 Mesure de la conductivité

☞ **ATTENTION !! le conductimètre affiche des valeurs en mS cm^{-1} : $1 \text{ mS cm}^{-1} = 0,1 \text{ S m}^{-1}$.**

- Commencer par mesurer la conductivité de l'eau déminéralisée employée: $\sigma_{\text{eau}} = \dots\dots\dots \text{mS cm}^{-1} = \dots\dots\dots \text{S m}^{-1}$
- Mesurer la conductivité σ_{mes} de la solution S_3 puis S_2 , puis S_1 , en respectant cet ordre. Pour cela placer dans un bécher un volume de solution suffisant pour que le barreau magnétique ne vienne pas frapper la cellule conductimétrique. Immerger la cellule de la même façon pour chaque mesure.

☞ **ATTENTION !! ne pas rincer la cellule entre chaque mesure mais bien respecter l'ordre des mesures.**

- Compléter les deux premières lignes du tableau suivant.

solution	S_3	S_2	S_1
$\text{CCH}_3\text{COOH} (10^{-3} \text{ mol L}^{-1})$			
Conductivité $\sigma = \sigma_{\text{mes}} - \sigma_{\text{eau}} (10^{-3} \text{ S m}^{-1})$			
$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} (10^{-3} \text{ mol L}^{-1})$			
$[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{éq}} (10^{-3} \text{ mol L}^{-1})$			
$[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{éq}} (10^{-3} \text{ mol L}^{-1})$			
$\tau = X_{\text{éq}} / X_{\text{max}}$			
$Q_{r,\text{éq}}$			

3. Taux d'avancement final

- Ecrire l'équation de la réaction de l'acide éthanóïque avec l'eau et dresser le tableau d'évolution correspondant à cette transformation.
- ☞ **ATTENTION !! ne pas oublier qu'il s'agit d'une transformation limitée qui aboutit à l'établissement d'un équilibre.**
- Exprimer $x_{\text{éq}}$ en fonction de $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$ et du volume V de solution.
- Exprimer x_{max} en fonction de la concentration C et du volume V de solution.
- En déduire l'expression donnant le taux d'avancement :

$$\tau = X_{\text{éq}} / X_{\text{max}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{C}$$

- Quelle relation existe-t-il entre les quantités d'ions H_3O^+ et CH_3COO^- produits par la réaction ?
- En déduire la relation entre les concentrations des différentes espèces ioniques en solution à l'équilibre:

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

- Exprimer la conductivité σ en fonction des conductivités molaires ioniques et des concentrations respectives des ions présents.
- En déduire l'expression donnant la concentration des différentes espèces ioniques en fonction de la conductivité mesurée:

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

- Compte tenu des valeurs des conductivités molaires ioniques à la température de 20 °C, calculer les concentrations des différentes espèces ioniques. Compléter les lignes 3 et 4 du tableau.

Nom	Symbole	λ (S. m ² . mol ⁻¹)
oxonium	H ₃ O ⁺	315 10 ⁻⁴
éthanoate	CH ₃ COO ⁻	36,8 10 ⁻⁴
méthanoate	HCOO ⁻	49,1 10 ⁻⁴
benzoate	C ₆ H ₅ COO ⁻	29,1 10 ⁻⁴

- Calculer le taux d'avancement final de la réaction et compléter l'avant dernière ligne du tableau.
- Le taux d'avancement dépend-il de la concentration initiale en réactif ?**

4. Constante d'équilibre

- Le quotient de réaction à l'équilibre $Q_{r,eq}$ en fonction de la concentration des différentes espèces présentes:

$$Q_{r,eq} = \frac{[CH_3COO^-]_{\text{éq}} [H_3O^+]_{\text{éq}}}{[CH_3COOH]_{\text{éq}}}$$

- Quelle relation existe-t-il entre les quantité de molécules CH₃COOH et d'ions CH₃COO⁻ en solution à l'équilibre, par rapport à la quantité initiale de soluté introduit ?
- En déduire la relation entre les concentrations des différentes espèces en solution à l'équilibre [CH₃COOH]_{éq} et [CH₃COO⁻]_{éq} et la concentration en soluté C:

$$[CH_3COOH]_{\text{éq}} = C - [CH_3COO^-]_{\text{éq}}$$

- Calculer [CH₃COOH]_{éq} et compléter la ligne 5 du tableau.
- Etablir l'expression donnant la constante d'équilibre $Q_{r,eq}$ en fonction de [H₃O⁺]_{éq} et de la concentration C:

$$Q_{r,eq} = \frac{[H_3O^+]_{\text{éq}}^2}{C - [H_3O^+]_{\text{éq}}}$$

- Calculer $Q_{r,eq}$ et compléter la dernière ligne du tableau.

La valeur du quotient de réaction à l'équilibre dépend-il de la concentration initiale en réactif ?

II INFLUENCE DE LA NATURE DES REACTIFS

- On s'intéresse aux réactions entre les acides éthanoïque, méthanoïque et benzoïque respectivement avec l'eau. Les trois acides sont notés AH.

A l'équilibre, le quotient de réaction est défini par la relation:

$$Q_{r,eq} = \frac{[H_3O^+]_{\text{éq}} \cdot [A^-]_{\text{éq}}}{[AH]_{\text{éq}}}$$

- Mesurer la conductivité de solutions aqueuses d'acides éthanoïque, méthanoïque et benzoïque, de concentration identiques de soluté apporté: CAH = 1 mmol L⁻¹.
- Compléter le tableau suivant

solution	Acide éthanoïque	Acide méthanoïque	Acide benzoïque
CAH (10 ⁻³ mol L ⁻¹)			
Conductivité $\sigma - \sigma_{\text{eau}}$ 10 ⁻³ S m ⁻¹			
[H ₃ O ⁺] _{éq} (10 ⁻³ mol L ⁻¹)			
[A] _{éq} (10 ⁻³ mol L ⁻¹)			
[AH] _{éq} (10 ⁻³ mol L ⁻¹)			
$Q_{r,eq}$			

La nature de l'acide a-t-elle une influence sur la valeur du quotient de réaction à l'équilibre ?

ATTENTION !! ATTENTION !! ATTENTION !! ATTENTION !! ATTENTION !!
les solutions sont à préparer avec de l'eau déminéralisée du commerce.

PRODUITS AU BUREAU:

- 2 L de solution d'acide éthanoïque à 10 mmol L⁻¹
- 1L de solution d'acide méthanoïque à 1 mmol L⁻¹
- 1L de solution d'acide benzoïque à 1 mmol L⁻¹
- solution étalon de chlorure de potassium à 5% de conductivité à 25°C, 1413 10⁻⁶ S cm⁻¹
- 2L d'eau déminéralisée

MATERIEL AU BUREAU:

- 8 béchers de 500 mL
- 2 béchers de 50 mL
- marqueur

MATERIEL PAR GROUPE:

- 2 fioles jaugées de 50 mL
- 1 pipette jaugée de 5 mL + pipeteur
- 4 béchers de 100 mL
- 1 verre à pied
- conductimètre
- agitateur magnétique

PRODUITS PAR GROUPE:

-

Objectifs: Mesurer la conductivité de solutions d'acide éthanóïque de différentes concentrations. En déduire le taux d'avancement final et le quotient de réaction dans l'état d'équilibre.

I INFLUENCE DES CONCENTRATIONS INITIALES

2. Préparation des solutions

A partir d'une solution S₁ d'acide éthanóïque, de concentration 10 mmol L⁻¹, préparer 50 mL de solution S₂ de concentration 5 mmol L⁻¹ et 50 mL de solution S₃ de concentration 1 mmol L⁻¹.

☞ **ATTENTION !! il est impératif d'utiliser de l'eau déminéralisée de bonne qualité.**

2. Mesure de la conductivité

2.1 étalonnage du conductimètre

- Immerger la cellule conductimétrique dans une solution étalon de chlorure de potassium à 5% de conductivité à 20°C 1278 10⁻⁶ S cm⁻¹. 1,278 mS cm⁻¹
- Régler la température sur 20 °C, choisir le bon calibre et régler le conductimètre de façon qu'il affiche la valeur correcte de la conductivité.

2.3 Mesure de la conductivité

☞ **ATTENTION !! le conductimètre affiche des valeurs en mS cm⁻¹ : 1 mS cm⁻¹ = 0,1 S m⁻¹.**

- Commencer par mesurer la conductivité de l'eau déminéralisée employée: $\sigma_{eau} = 0,010 \text{ mS cm}^{-1} = 10^{-3} \text{ S m}^{-1}$
- Mesurer la conductivité σ_{mes} de la solution S₃ puis S₂, puis S₁, en respectant cet ordre. Pour cela placer dans un bécher un volume de solution suffisant pour que le barreau magnétique ne vienne pas frapper la cellule conductimétrique. Immerger la cellule de la même façon pour chaque mesure.

☞ **ATTENTION !! ne pas rincer la cellule entre chaque mesure mais bien respecter l'ordre des mesures.**

- Compléter les deux premières lignes du tableau suivant.

solution	S ₃	S ₂	S ₁
CCH ₃ COOH (10 ⁻³ mol L ⁻¹)	1	5	10
σ mesurée en mS cm ⁻¹	0,051	0,112	0,158
Conductivité $\sigma - \sigma_{eau}$ 10 ⁻³ S m ⁻¹	4,1	10,2	14,8
[H ₃ O ⁺] éq (10 ⁻³ mol L ⁻¹)	0,12	0,29	0,42
[CH ₃ COO ⁻] éq (10 ⁻³ mol L ⁻¹)	0,12	0,29	0,42
[CH ₃ COOH] éq (10 ⁻³ mol L ⁻¹)	0,88	4,71	9,58
$\tau = X_{eq} / X_{max}$	12%	7%	4,2%
Qr,eq	1,6 10 ⁻⁵	1,8 10 ⁻⁵	1,8 10 ⁻⁵

3. Taux d'avancement final

- Ecrire l'équation de la réaction de l'acide éthanóïque avec l'eau et dresser le tableau d'évolution correspondant à cette transformation.
- ☞ **ATTENTION !! ne pas oublier qu'il s'agit d'une transformation limitée qui aboutit à l'établissement d'un équilibre.**
- Exprimer x_{eq} en fonction de [H₃O⁺] éq et du volume V de solution.
- Exprimer x_{max} en fonction de la concentration C et du volume V de solution.
- En déduire l'expression donnant le taux d'avancement :

$$\tau = X_{eq} / X_{max} = \frac{[H_3O^+]_{eq}}{C}$$

- Quelle relation existe-t-il entre les quantités d'ions H₃O⁺ et CH₃COO⁻ produits par la réaction ?
- En déduire la relation entre les concentrations des différentes espèces ioniques en solution à l'équilibre:

$$[H_3O^+]_{eq} = [CH_3COO^-]_{eq}$$

- Exprimer la conductivité σ en fonction des conductivités molaires ioniques et des concentrations respectives des ions présents.
- En déduire l'expression donnant la concentration des différentes espèces ioniques en fonction de la conductivité mesurée:

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

- Compte tenu des valeurs des conductivités molaires ioniques à la température de 20 °C, calculer les concentrations des différentes espèces ioniques. Compléter les lignes 3 et 4 du tableau.

Nom	Symbole	λ (S. m ² . mol ⁻¹)
oxonium	H ₃ O ⁺	315 10 ⁻⁴
éthanoate	CH ₃ COO ⁻	36,8 10 ⁻⁴
méthanoate	HCOO ⁻	49,1 10 ⁻⁴
benzoate	C ₆ H ₅ COO ⁻	29,1 10 ⁻⁴

- Calculer le taux d'avancement final de la réaction et compléter l'avant dernière ligne du tableau.
- Le taux d'avancement dépend-il de la concentration initiale en réactif ?**

4. Constante d'équilibre

- Le quotient de réaction à l'équilibre $Q_{r,eq}$ en fonction de la concentration des différentes espèces présentes:

$$Q_{r,eq} = \frac{[CH_3COO^-]_{\text{éq}} [H_3O^+]_{\text{éq}}}{[CH_3COOH]_{\text{éq}}}$$

- Quelle relation existe-t-il entre les quantité de molécules CH₃COOH et d'ions CH₃COO⁻ en solution à l'équilibre, par rapport à la quantité initiale de soluté introduit ?
- En déduire la relation entre les concentrations des différentes espèces en solution à l'équilibre [CH₃COOH]_{éq} et [CH₃COO⁻]_{éq} et la concentration en soluté C:

$$[CH_3COOH]_{\text{éq}} = C - [CH_3COO^-]_{\text{éq}}$$

- Calculer [CH₃COOH]_{éq} et compléter la ligne 5 du tableau.
- Etablir l'expression donnant la constante d'équilibre $Q_{r,eq}$ en fonction de [H₃O⁺]_{éq} et de la concentration C:

$$Q_{r,eq} = \frac{[H_3O^+]_{\text{éq}}^2}{C - [H_3O^+]_{\text{éq}}}$$

- Calculer $Q_{r,eq}$ et compléter la dernière ligne du tableau.

La valeur du quotient de réaction à l'équilibre dépend-il de la concentration initiale en réactif ?

II INFLUENCE DE LA NATURE DES REACTIFS

- On s'intéresse aux réactions entre les acides éthanoïque, méthanoïque et benzoïque respectivement avec l'eau. Les trois acides sont notés AH.

A l'équilibre, le quotient de réaction est défini par la relation:

$$Q_{r,eq} = \frac{[H_3O^+]_{\text{éq}} \cdot [A^-]_{\text{éq}}}{[AH]_{\text{éq}}}$$

- Mesurer la conductivité de solutions aqueuses d'acides éthanoïque, méthanoïque et benzoïque, de concentration identiques de soluté apporté: CAH = 1 mmol L⁻¹.
- Compléter le tableau suivant

solution	Acide éthanoïque	Acide méthanoïque	Acide benzoïque
CAH (mol L ⁻¹)	1	1	1
Conductivité $\sigma - \sigma_{\text{eau}}$ en S m ⁻¹	4,1	12	7,6
$\lambda_{H_3O^+} + \lambda_{A^-}$ (S. m ² . mol ⁻¹)	35,18 10 ⁻³	36,41 10 ⁻³	34,41 10 ⁻³
[H ₃ O ⁺] _{éq} (mol L ⁻¹)	0,12	0,33	0,22
[A ⁻] _{éq} (mol L ⁻¹)	0,12	0,33	0,22
[AH] _{éq} (mol L ⁻¹)	0,88	0,67	0,78
$Q_{r,eq}$	1,8 10 ⁻⁵	1,7 10 ⁻⁴	6,2 10 ⁻⁵

La nature de l'acide a-t-elle une influence sur la valeur du quotient de réaction à l'équilibre ?