

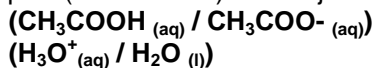
# Etude pH-métrique de la réaction entre l'acide éthanoïque et l'eau - Correction



## I. PREPARATION DE SOLUTIONS ACIDES

1) Equation de la réaction entre l'acide éthanoïque et l'eau:  $\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} = \text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$

Les couples (acide / base) mis en jeu sont:



2) Mode opératoire pour obtenir, à partir de la solution mère  $S_1$  de concentration **apportée**  $C_1 = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ , un volume  $V_2 = 100,0 \text{ mL}$  d'une solution fille  $S_2$  de concentration **apportée**  $C_2 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ :

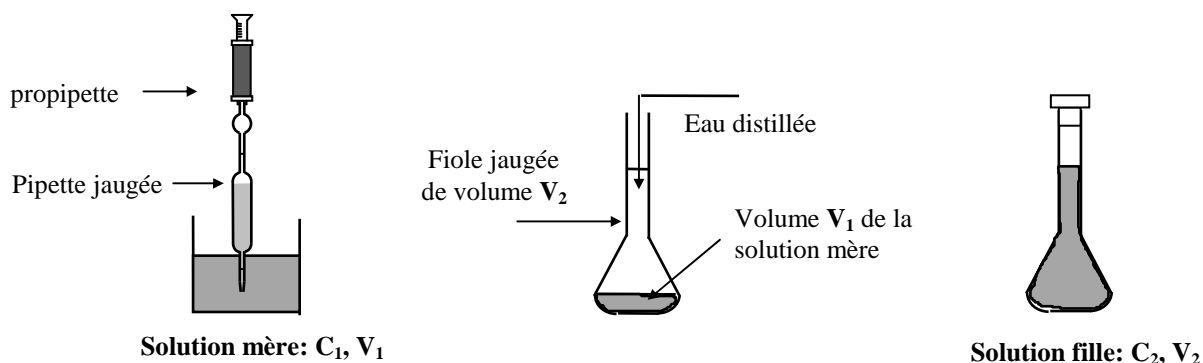
• Lors d'une dilution la quantité de matière se conserve: la quantité d'acide éthanoïque dans la solution mère notée  $n_1$  est égale à la quantité d'acide éthanoïque dans la solution fille notée  $n_2$ :

$$n_1 = n_2 \quad \Leftrightarrow \quad C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

donc:

$$V_1 = \frac{C_2 \cdot V_2}{C_1} = \frac{5,0 \cdot 10^{-3} \times 100}{5,0 \cdot 10^{-2}} = 10 \text{ mL}$$

• Le matériel à utiliser pour réaliser cette dilution est une pipette jaugée de **10,0 mL** munie d'une propipette, une fiole jaugée de **100,0 mL** et un bécher pour le prélèvement de la solution mère:



### • Protocole expérimental:

- On verse un volume de solution mère  $S_1$  (supérieur à  $V_1$ ) dans un bécher de prélèvement.
- On prélève le volume  $V_1$  avec la pipette jaugée de **10,0 mL** munie de la propipette.
- On place  $V_1$  dans une fiole jaugée de volume  $V_2 = 100,0 \text{ mL}$
- On complète la fiole avec de l'eau distillée jusqu'au trait et on agite pour homogénéiser la solution.

## II. MESURES DE pH



**Solution  $S_2$ :**  
 $C_2 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$   
 pH lu = 3,24  
**pH retenu = 3,2**



**Solution  $S_1$ :**  
 $C_1 = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$   
 pH lu = 2,87  
**pH retenu = 2,9**

Solutions	S <sub>2</sub>	S <sub>1</sub>
C (mol.L <sup>-1</sup> )	5,0.10 <sup>-3</sup>	5,0.10 <sup>-2</sup>
pH	3,2	2,9
- logC	2,3	1,3

1) En commençant par la solution la plus concentrée en acide éthanoïque, on limite les erreurs dues à un mauvais rinçage de l'électrode ayant plongée dans une solution plus concentrée que celle étudiée.

2) On constate que **pH** est différent de **- logC**. Le tableau montre que **pH > - logC** pour les deux solutions.

### III. ETUDE DE LA TRANSFORMATION ENTRE L'ACIDE ETHANOÏQUE ET L'EAU

#### 1) Cas de la solution S<sub>1</sub>

Équation chimique		CH <sub>3</sub> COOH <sub>(aq)</sub>	+	H <sub>2</sub> O <sub>(l)</sub>	=	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup> <sub>(aq)</sub>	+	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> <sub>(aq)</sub>
État du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)						
État initial	0	C <sub>1</sub> .V <sub>1</sub>		excès		0		0
État intermédiaire	x	C <sub>1</sub> .V <sub>1</sub> - x		excès		x		x
État final (si transfo. totale)	x <sub>max</sub>	C <sub>1</sub> .V <sub>1</sub> - x <sub>max</sub>		excès		x <sub>max</sub>		x <sub>max</sub>
État final (si transfo. limitée)	x <sub>f</sub>	C <sub>1</sub> .V <sub>1</sub> - x <sub>f</sub>		excès		x <sub>f</sub>		x <sub>f</sub>

a) voir tableau.

b) Dans le cas d'une transformation totale, le réactif limitant est CH<sub>3</sub>COOH car l'eau est le solvant donc: C<sub>1</sub>.V<sub>1</sub> - x<sub>max</sub> = 0 soit **x<sub>max</sub> = C<sub>1</sub>.V<sub>1</sub>**.

Par ailleurs **x<sub>max</sub> = [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>].V<sub>1</sub>** donc en comparant les deux expressions de x<sub>max</sub> : **C<sub>1</sub> = [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>]<sub>f</sub>**

c) On a: **C<sub>1</sub> = [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>]** ⇔ log C<sub>1</sub> = log [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] ⇔ - log C<sub>1</sub> = - log[H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] finalement: **pH = - log C<sub>1</sub>**

d) Expérimentalement nous avons obtenu: **pH > -log C<sub>1</sub>** (soit **C<sub>1</sub> > [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>]**).

On en conclut que la réaction entre l'acide éthanoïque et l'eau est une **transformation non totale soit limitée**.

#### 2) Taux d'avancement final τ<sub>1</sub>

a) Le taux d'avancement final τ<sub>1</sub> est:  $\tau_1 = \frac{x_f}{x_{\max}}$

$$b) \tau_1 = \frac{x_f}{x_{\max}} = \frac{[H_3O^+]_f \cdot V_1}{C_1 \cdot V_1} = \frac{10^{-\text{pH}}}{C_1}$$

$$c) \tau_1 = \frac{10^{-2,9}}{5,0 \times 10^{-2}} = 0,026 = 2,6 \% < 1.$$

#### 3) Influence de C sur τ

Solution	S <sub>2</sub>	S <sub>1</sub>
C (mol.L <sup>-1</sup> )	5,0.10 <sup>-3</sup>	5,0.10 <sup>-2</sup>
τ (en %)	13	2,6

a) Voir tableau ci-dessus.

b) Le taux d'avancement final diminue lorsque la concentration apportée **C augmente**.

#### 4) Influence de la nature de l'acide sur $\tau$

• On dispose de 3 solutions d'acides différents mais de même concentration apportée :

- solution  $S_2$  d'acide éthanoïque  $\text{CH}_3\text{COOH}$  de concentration apportée:  $C_2 = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
- solution  $S_4$  d'acide méthanoïque  $\text{HCOOH}$  de concentration apportée:  $C_4 = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
- solution  $S_5$  de chlorure d'ammonium ( $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{Cl}^-$ ) de concentration apportée:  $C_5 = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ .

Solutions	$S_2$	$S_4$	$S_5$
<b>C (mol.L<sup>-1</sup>)</b>	$5,0 \cdot 10^{-3}$	$5,0 \cdot 10^{-3}$	$5,0 \cdot 10^{-3}$
<b>pH</b>	3,2	2,9	5,3
<b><math>\tau</math> (en %)</b>	13	26	0,10



**Solution  $S_2$ :**  
 $C_2 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$   
 pH lu = 3,24  
**pH retenu = 3,2**

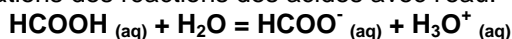


**Solution  $S_4$ :**  
 $C_4 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$   
 pH lu = 2,94  
**pH retenu = 2,9**

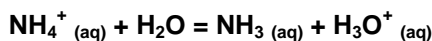


**Solution  $S_5$ :**  
 $C_5 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$   
 pH lu = 5,32  
**pH retenu = 5,3**

a) Equations des réactions des acides avec l'eau:



Couples:  $(\text{HCOOH}_{(aq)} / \text{HCOO}^-_{(aq)})$   
 $(\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} / \text{H}_2\text{O})$



Couples:  $(\text{NH}_4^+_{(aq)} / \text{NH}_3_{(aq)})$   
 $(\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} / \text{H}_2\text{O})$

b) Taux d'avancement final pour chaque solution:

$$\text{Pour } S_2: \tau_2 = \frac{10^{-\text{pH}_2}}{C_2} = \frac{6,3 \cdot 10^{-2}}{5,0 \cdot 10^{-1}} = 0,13 = 13 \%$$

$$\text{Pour } S_4: \tau_4 = \frac{10^{-\text{pH}_4}}{C_4} = \frac{1,3 \cdot 10^{-1}}{5,0 \cdot 10^{-1}} = 0,50 = 26 \%$$

$$\text{Pour } S_5: \tau_5 = \frac{10^{-\text{pH}_5}}{C_5} = \frac{5,0 \cdot 10^{-4}}{5,0 \cdot 10^{-1}} = 0,001 = 0,10 \%$$

c) Le taux d'avancement final dépend donc de la nature de l'acide.

d) A concentration apportée égale, l'acide le plus dissocié dans l'eau est **l'acide méthanoïque** car le taux d'avancement final correspondant à cet acide est le plus grand.