

# La réaction de l'acide acétique sur l'eau est-elle totale ?

## Objectifs :

- Utiliser un pH mètre.
- Montrer qu'une transformation acido-basique peut ne pas être totale.
- Définir le taux d'avancement final de la réaction.
- Etudier l'influence de la concentration sur le taux d'avancement.

## I - Que se passe-t-il entre l'acide éthanoïque et l'eau ?

### 1- Expérience.

On dispose d'une solution aqueuse d'acide éthanoïque dans l'eau réalisée en dissolvant 0,60 g d'acide éthanoïque pur  $\text{CH}_3\text{COOH}$  dans de l'eau de Volvic, pour obtenir 100 mL de solution.

Etalonner le pH mètre.

Mesurer le pH de l'eau de Volvic, et celui de la solution obtenue.

$\text{pH}_{\text{Volvic}} =$	$\text{pH}_{\text{solution}} =$
-------------------------------	---------------------------------

*Pourquoi utilise-t-on de l'eau de Volvic plutôt que de l'eau distillée ?*

*Le pH de la solution a-t-il augmenté/diminué lorsque on a ajouté l'acide dans l'eau ?*

*La concentration en ions oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+$  a-t-elle augmenté/ diminué ?*

*Ecrire les demi-équations et l'équation de la réaction chimique associée à cette transformation.*

$\text{CH}_3\text{COOH}_{\text{aq}} / \text{CH}_3\text{COO}^-_{\text{aq}}$  .....

$\text{H}_3\text{O}^+_{\text{aq}} / \text{H}_2\text{O}$  .....

### 2- Suivi de la transformation.

- Calculer les quantités de matière des réactifs à l'état initial :

$n_{(\text{CH}_3\text{COOH})}$  :

.....

$n_{(\text{H}_2\text{O})}$  : (on rappelle que la masse de 100ml d'eau est  $m = 100\text{g}$ )

.....

*Quel est le réactif en défaut ?*

- Etablir le tableau d'avancement de la réaction, et préciser la composition de 100 mL de mélange réactionnel à l'avancement maximal de la réaction.

	→			
Etat initial ( $x=0$ )				
A l'instant $t$ ( $x$ )				
$x_{max}$				

- Etat final attendu ( $x_{max}$ ) ?
  - Quelle est la quantité d'ions oxonium attendus ? comparer à la quantité d'acide éthanoïque initiale.
  - Quel est le pH attendu ? Comparer à la valeur mesurée. Que peut-on en conclure ?
- Etat final effectif.
  - A partir de la valeur du pH mesuré, déduire la concentration finale effective des ions oxonium  $H_3O^+$
  - En déduire la valeur du coefficient d'avancement  $x_{final}$
  - Calculer le taux d'avancement final de la réaction :  $\tau = \frac{x_{final}}{x_{max}}$
  - Compléter la dernière ligne du tableau.
- Conclusion :

## II - Influence de la concentration sur le taux d'avancement.

A partir de la solution précédente ( $S_0 = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ ), préparer une solution  $S_1$  de concentration en soluté apporté  $C_1 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

Calculer le facteur de dilution  $F$ , le volume de solution mère à prélever, et préciser la verrerie à utiliser.

	$C_1 \text{ ( mol.L}^{-1}\text{)}$	$F$	$V_1$	<b>Verrerie</b>
$S_1$	$5,0 \cdot 10^{-3}$			

Mesurer le pH la solution réalisée.

pH<sub>1</sub> =

- déterminer la quantité d'acide acétique initialement introduit.

$$n^{\circ}_{\text{CH}_3\text{COOH-1}} =$$

- déterminer, à l'aide des valeurs mesurées, la concentration finale en ions oxonium, et l'avancement final de la réaction.

$$\text{pH}_1 =$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{final-1}} =$$

$$n_{\text{H}_3\text{O}^+ \text{ final-1}} =$$

- établir le tableau d'avancement de la réaction et déterminer le taux d'avancement final..

	→			
<i>Etat initial (x=0)</i>				
<i>A l'instant t (x)</i>				
<i>x max</i>				

$$\tau_1 = \frac{x_{\text{fin}}}{x_{\text{max}}} =$$

- Comparer  $\tau$  et  $\tau_1$ . Quelle est l'influence de la dilution sur la dissociation de l'acide acétique dans l'eau ?

### III - Influence de la nature de l'acide.

On dispose

- D'une solution d'acide méthanoïque (formique HCOOH) de concentration  $C_2 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  en soluté apporté.

*Ecrire l'équation associée à la réaction de l'acide formique (HCOOH/HCOO<sup>-</sup>) avec l'eau :*

- D'une solution de chlorure d'ammonium (NH<sub>4</sub><sup>+</sup> + Cl<sup>-</sup>) de concentration  $C_3 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  en soluté apporté.

*Ecrire l'équation associée à la réaction du chlorure d'ammonium (NH<sub>4</sub><sup>+</sup>/NH<sub>3</sub>) avec l'eau :*

- *Mesurer le pH de chaque solution, en déduire la concentration, puis la quantité d'ions oxonium présents dans 100 mL de solution testée.*
- *Déterminer  $x_{fin}$  et  $\tau$  pour chaque solution.*

<b>Acide formique</b>	→			
Etat initial ( $x=0$ )				
A l'instant $t$ ( $x$ )				
$x_{max}$				

$$\tau_2 = \frac{x_{fin}}{x_{max}} =$$

	→			
Etat initial ( $x=0$ )				
A l'instant $t$ ( $x$ )				
$X_{max}$				

$$\tau_3 = \frac{x_{fin}}{x_{max}} =$$

*Comparer les taux d'avancement, à concentration égale en soluté apporté, des trois acides. Quel est l'acide qui se dissocie le plus ?*