

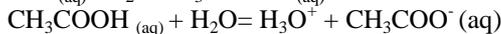
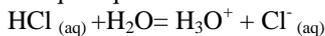
## Correction du TP n°7 (Chimie) : réaction de l'acide éthanóique sur l'eau

### I°) Acide chlorhydrique et acide acétique, quelle différence ? :

pH (acide chlorhydrique)  $\approx 1,3$

pH (acide éthanóique)  $\approx 2,9$

L'acide chlorhydrique et l'acide éthanóique ont été préparés dans les mêmes conditions ( $5,0 \cdot 10^{-2}$  mol d'HCl pur ou  $5,0 \cdot 10^{-2}$  mol de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  pur dans un volume total de 1 L (volume d'acide + eau). Si le pH n'est pas le même c'est que la réaction entre chaque acide et l'eau n'a pas libéré la même quantité d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Si la réaction entre chaque acide et l'eau était totale, on devrait avoir une concentration en  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  de  $5,0 \cdot 10^{-2}$  mol/L soit un  $\text{pH} = -\log c = -\log 5,0 \cdot 10^{-2} \approx 1,3$  pour les 2 solutions. On rappelle les réactions acido-basiques qui ont lieu :



Précisons que dans les flacons qui sont sur la paillasse ces réactions ont déjà eu lieu au moment où on mesure le pH (on a l'état final).

**Conclusion :** la réaction entre HCl et l'eau est totale (tout HCl a réagi car  $\text{pH}_{\text{pratique}} = -\log c$ ) alors que ce n'est pas le cas avec l'acide éthanóique (pH plus élevé donc  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  moins importante).

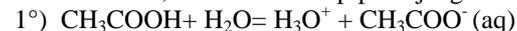
### II°) La réaction de l'acide éthanóique sur l'eau est elle totale ? :

#### Verrerie permettant de préparer les différentes solutions :

Solution à  $1,0 \cdot 10^{-2}$  mol/L : pipette jaugée de 10 mL dans une fiole jaugée de 50 mL

Solution à  $5,0 \cdot 10^{-3}$  mol/L : pipette jaugée de 10 mL dans une fiole jaugée de 100 mL

Solution à  $1,0 \cdot 10^{-3}$  mol/L : pipette jaugée de 1 mL dans une fiole jaugée de 50 mL



2°)

|                    | $\text{CH}_3\text{COOH}$        | $\text{H}_2\text{O}$ $\rightleftharpoons$ | $\text{H}_3\text{O}^+$                       | $\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}$      |
|--------------------|---------------------------------|---|--|--|
| Etat Initial       | $1,0 \cdot 10^{-2} \cdot V$     | Excès                                     | 0  | 0  |
| Etat intermédiaire | $1,0 \cdot 10^{-2} \cdot V - x$ | Excès                                     | x  | x  |
| Etat final         | 0                               | Excès                                     | $x_{\text{max}} = 1,0 \cdot 10^{-2} \cdot V$ | $x_{\text{max}} = 1,0 \cdot 10^{-2} \cdot V$ |

3°) Dans la pratique la concentration en  $\text{H}_3\text{O}^+$  pour cette solution est de  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,4}$  mol/L  $\approx 4,0 \cdot 10^{-4}$  mol/L soit

$$x_{\text{pratique}} = x_{\text{final}} = 4,0 \cdot 10^{-4} \cdot V \text{ donc } x_{\text{pratique}} = x_{\text{final}} < x_{\text{max}} = x_{\text{théorique}} \text{ (si la réaction était totale)}$$

4°)

|  |  |   |  |   |
|--|--|---|--|---|
| solution   | $5,0 \cdot 10^{-2}$                          | $1,0 \cdot 10^{-2}$                         | $5,0 \cdot 10^{-3}$                          | $1,0 \cdot 10^{-3}$                         |
| pH   | 3,1 (2,93)                                   | 3,4 (3,37)                                  | 3,5 (3,46)                                   | 3,9 (3,81)                                  |
| $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$ (mol/L) | $1,2 \cdot 10^{-3}$                          | $4,3 \cdot 10^{-4}$                         | $3,5 \cdot 10^{-4}$                          | $1,5 \cdot 10^{-4}$                         |
| $x_{\text{final}} = x_{\text{pratique}}$           | $1,2 \cdot 10^{-3} \times 100 \cdot 10^{-3}$ | $4,3 \cdot 10^{-4} \times 50 \cdot 10^{-3}$ | $3,5 \cdot 10^{-4} \times 100 \cdot 10^{-3}$ | $1,5 \cdot 10^{-4} \times 50 \cdot 10^{-3}$ |
| $x_{\text{max}}$                                   | $5,0 \cdot 10^{-2} \times 100 \cdot 10^{-3}$ | $1,0 \cdot 10^{-2} \times 50 \cdot 10^{-3}$ | $5,0 \cdot 10^{-3} \times 100 \cdot 10^{-3}$ | $1,0 \cdot 10^{-3} \times 50 \cdot 10^{-3}$ |
| $\tau = \frac{x_{\text{final}}}{x_{\text{max}}}$   | <b>2,4 %</b>                                 | <b>4,3 %</b>                                | <b>7,0 %</b>                                 | <b>15 %</b>                                 |

5°) Plus la solution est diluée plus le taux d'avancement est grand (la dilution favorise la réaction entre  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O}$  : **il y a plus de chocs efficaces entre l'eau et l'acide éthanóique**).

### III°) La réaction a lieu dans les 2 sens :

\* Pour la 1<sup>ère</sup> expérience le pH passe de 3,4 à 2,6 (la concentration en  $\text{H}_3\text{O}^+$  a augmenté, la réaction entre l'acide éthanóique et l'eau s'est déplacée vers la droite : formation de  $\text{H}_3\text{O}^+$  )

\* Pour la 2<sup>ème</sup> expérience le pH passe de 3,4 à 4,8 (la concentration en  $\text{H}_3\text{O}^+$  a diminué, on a consommé des  $\text{H}_3\text{O}^+$ , la réaction entre  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  et  $\text{H}_3\text{O}^+$  s'est déplacée vers la gauche : formation d'eau et d'acide éthanóique).

Tableau pour la 1<sup>ère</sup> expérience :

|              | $\text{CH}_3\text{COOH}$   | $\text{H}_2\text{O}$ $\rightleftharpoons$ | $\text{H}_3\text{O}^+$                          | $\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}$         |
|--------------|--|---|---|---|
| Etat Initial | $1,0 \cdot 10^{-2} \cdot V - 4,3 \cdot 10^{-4} \cdot V$<br>+ 4 gouttes d'acide éthanóique pur                      | Excès                                     | $4,3 \cdot 10^{-4} \cdot V$                     | $4,3 \cdot 10^{-4} \cdot V$                     |
| Etat final   | $1,0 \cdot 10^{-2} \cdot V - 4,3 \cdot 10^{-4} \cdot V$<br>+ 4 gouttes d'acide éthanóique pur $- x_{\text{final}}$ | Excès                                     | $10^{-2,6} \cdot V = 2,5 \cdot 10^{-3} \cdot V$ | $10^{-2,6} \cdot V = 2,5 \cdot 10^{-3} \cdot V$ |

$10^{-2,6} \cdot V = 2,5 \cdot 10^{-3} \cdot V > 4,3 \cdot 10^{-4} \cdot V$  la réaction s'est déplacée de la gauche vers la droite (formation de  $\text{H}_3\text{O}^+$ )

Tableau pour la 2<sup>ème</sup> expérience :

|              | $\text{CH}_3\text{COOH}$  | $\text{H}_2\text{O}$ $\rightleftharpoons$ | $\text{H}_3\text{O}^+$                          | $\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}$   |
|--------------|---|---|---|---|
| Etat Initial | $1,0 \cdot 10^{-2} \cdot V - 4,3 \cdot 10^{-4} \cdot V$                         | Excès                                     | $4,3 \cdot 10^{-4} \cdot V$                     | $4,3 \cdot 10^{-4} \cdot V + 1$ spatule de $\text{CH}_3\text{COO}^-$                    |
| Etat final   | $1,0 \cdot 10^{-2} \cdot V - 4,3 \cdot 10^{-4} \cdot V$<br>+ $x_{\text{final}}$ | Excès                                     | $10^{-4,8} \cdot V = 1,5 \cdot 10^{-5} \cdot V$ | $4,3 \cdot 10^{-4} \cdot V + 1$ spatule de $\text{CH}_3\text{COO}^- - x_{\text{final}}$ |

$1,5 \cdot 10^{-5} \cdot V < 4,3 \cdot 10^{-4} \cdot V$  la réaction s'est déplacée de la droite vers la gauche (formation de  $\text{CH}_3\text{COOH}$ )

**Conclusion :** le signe = dans l'écriture d'une réaction traduit un équilibre chimique, toute réaction peut s'effectuer dans les 2 sens et en même temps.