

# Exercices sur le dosage du vinaigre

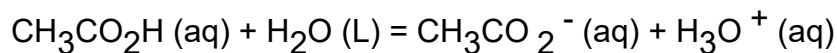
## ENONCE:

Quelques valeurs numériques pouvant aider à la résolution des calculs :

$\log(2,0 \times 10^{-4}) = -3,7$	$2 / 2,83 = 0,87$	$2 / 2,7 = 0,74$	$2 / 3 = 0,67$	$10^a)^b = 10^{ab}$
$1,0 \times 10^{-3} = 10 \times 10^{-4}$	$(1,25)^2 = 1,56 \approx 1,6$	$4 / 2,5 = 1,6$	$5 / 4 = 1,25$	$100 / 1,25 = 80$

## • 1- LA TRANSFORMATION CHIMIQUE ETUDIEE

L'acide éthanoïque  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ , également appelé acide acétique, réagit de façon limitée avec l'eau selon l'équation chimique :



- **1.1** Donner la définition d'un acide selon Brønsted.
- **1.2** Dans l'équation ci-dessus, identifier puis écrire les deux couples acide/base mis en jeu.
- **1.3** Exprimer la constante d'équilibre  $K$  associée à l'équation de cet équilibre chimique.

## 2. ETUDE pH-METRIQUE

Une solution d'acide éthanoïque, de concentration molaire initiale  $c_1 = 2,7 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  et de volume  $V_1 = 100 \text{ mL}$  a un  $\text{pH}$  de 3,70 à 25 °C.

- **2.1** Déterminer la quantité de matière initiale d'acide éthanoïque  $n_1$ .
- **2.2** Compléter le tableau d'avancement en fonction de  $n_1$ ,  $X_{\text{max}}$  ou  $X_{\text{final}}$ . Exprimer puis calculer l'avancement maximal théorique noté  $X_{\text{max}}$ . Justifier la réponse.
- **2.3** Dédire, de la mesure du  $\text{pH}$ , la concentration molaire finale en ions oxonium de la solution d'acide éthanoïque.

Exprimer puis calculer l'avancement final expérimental de la réaction noté  $X_{\text{final}}$ .

- **2.4** Donner l'expression littérale du taux d'avancement final  $\tau_1$  de la réaction. Vérifier, en posant l'opération, que  $\tau_1$  a pour valeur :

$$\tau_1 = 7,4 \times 10^{-2}$$

La transformation étudiée est-elle totale ? Justifier la réponse.

- **2.5.a** Exprimer puis calculer la concentration molaire finale en ions éthanoate

$\text{CH}_3\text{CO}_2^-$  (aq).

- **2.5.b** Exprimer la concentration molaire finale effective de l'acide éthanoïque  $[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]_{\text{final}}$ . Calculer sa valeur.

- **2.6** Vérifier, en posant l'opération, que la constante d'équilibre  $K_1$  associée à l'équation de cet équilibre chimique a pour valeur :

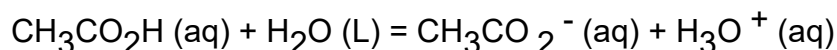
$$K_1 = 1,6 \times 10^{-5}.$$

### 3. ÉTUDE CONDUCTIMÉTRIQUE

On mesure ensuite, à  $25^\circ\text{C}$ , la conductivité d'une solution d'acide éthanoïque de concentration  $c_2 = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ .

Le conductimètre indique :  $\sigma = 5,00 \times 10^{-2} \text{ S.m}^{-1}$ .

On rappelle l'équation de la réaction entre l'acide éthanoïque et l'eau :



- **3.1** On néglige toute autre réaction chimique. Citer les espèces ioniques majoritaires présentes dans cette solution.

Donner la relation liant leur concentration molaire.

- **3.2** Donner l'expression littérale de la conductivité  $\sigma$  de la solution en fonction des concentrations molaires finales en ions oxonium et en ions éthanoate.

- **3.3** Donner l'expression littérale permettant d'obtenir les concentrations molaires finales ioniques en fonction de :

$$\sigma, \lambda(\text{H}_3\text{O}^+), \lambda(\text{CH}_3\text{CO}_2^-).$$

Déterminer la valeur de la concentration molaire finale en ions oxonium et éthanoate en  $\text{mol.m}^{-3}$ , puis en  $\text{mol.L}^{-1}$ .

**Données** :  $\lambda(\text{H}_3\text{O}^+) = 35,9 \times 10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$  et

$$\lambda(\text{CH}_3\text{CO}_2^-) = 4,1 \times 10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$$

• **3.4** L'expérimentateur affirme que dans le cas présent, la solution d'acide éthanoïque est suffisamment concentrée pour pouvoir faire les approximations suivantes :

**Approximation 1** : la concentration molaire finale en ions éthanoate est négligeable devant la concentration initiale en acide éthanoïque. Ceci se traduit par l'inégalité :

$$[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]_{\text{final}} < c_2 / 50$$

**Approximation 2** : la concentration molaire finale en acide éthanoïque est quasiment égale à la concentration molaire initiale en acide éthanoïque :

$$[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]_{\text{final}} \approx c_2$$

• **3.4.a** Comparer les valeurs de  $c_2$  et  $[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]_{\text{final}}$  (calculée à la question 3.3.).

L'approximation n° 1 est-elle justifiée ?

• **3.4.b** En supposant que l'approximation n° 2 soit vérifiée, que peut-on dire de la dissociation de l'acide ? En déduire si la transformation chimique est totale, limitée ou très limitée. Justifier la réponse.

• **3.4.c** En tenant compte de l'approximation n° 2, vérifier, en posant l'opération, que la valeur de la constante d'équilibre  $K_2$  associée à l'équation de cet équilibre chimique est égale à  $1,56 \times 10^{-5}$ .

• **3.4.d** Le taux d'avancement final pour la solution considérée est donné par l'expression :

$$\tau_2 = [\text{CH}_3\text{CO}_2^-]_{\text{final}} / c_2$$

Vérifier, en posant l'opération, que le taux d'avancement final de la réaction  $\tau_2$  est égal à  $1,25 \times 10^{-2}$ .