

Étude d'une solution d'acide éthanóïque

La solution d'acide éthanóïque

La **dissolution de l'acide éthanóïque** dans l'eau est **exothermique**. La solution d'acide éthanóïque **conduit le courant électrique** : elle contient donc des ions. Une solution d'**acide éthanóïque** est **moins conductrice** qu'une solution d'**acide chlorhydrique** de même concentration.

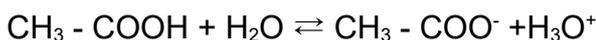
Caractère réversible de la réaction entre l'acide éthanóïque et l'eau

Énoncé:

Soit une solution d'acide éthanóïque de concentration $C_a = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Le **pH** de la solution mesurée à 25°C est **3,4**. Calculer la concentration des espèces chimiques en solution et conclure.

Solution

Équation bilan de la réaction



Inventaire des espèces :

Molécules : H_2O ; $\text{CH}_3 - \text{COOH}$

Ions : H_3O^+ ; OH^- ; $\text{CH}_3 - \text{COO}^-$

De la valeur du pH on tire :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,4} = 4.10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

Du produit ionique de l'eau K_e on tire :

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{4.10^{-4}} = 2,5.10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$$

On constate que $[\text{OH}^-] \ll [\text{H}_3\text{O}^+]$

De la relation d'électro-neutralité on a :

$[\text{CH}_3 - \text{COO}^-] + [\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$ et comme $[\text{OH}^-] \ll [\text{H}_3\text{O}^+]$; on a donc

$$[\text{CH}_3 - \text{COO}^-] \approx [\text{H}_3\text{O}^+] = 4.10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

De la relation de conservation de la matière on a :

$$n(\text{CH}_3 - \text{COOH})_{\text{introduit}} = n(\text{CH}_3 - \text{COO}^-)_{\text{solution}} + n(\text{CH}_3 - \text{COOH})_{\text{restant}}$$

En divisant par le même volume on a :

$$[\text{CH}_3 - \text{COOH}]_{\text{introduit}} = [\text{CH}_3 - \text{COO}^-]_{\text{solution}} + [\text{CH}_3 - \text{COOH}]_{\text{restant}}$$

$$\Rightarrow [\text{CH}_3 - \text{COOH}]_{\text{restant}} = [\text{CH}_3 - \text{COOH}]_{\text{introduit}} - [\text{CH}_3 - \text{COO}^-]_{\text{solution}}$$

$$\Rightarrow [\text{CH}_3 - \text{COOH}]_{\text{restant}} = C_a - [\text{CH}_3 - \text{COO}^-]_{\text{solution}}$$

$$\Rightarrow [\text{CH}_3 - \text{COOH}]_{\text{restant}} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} - 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\Rightarrow [\text{CH}_3 - \text{COOH}]_{\text{restant}} = 9,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Remarque

On constate qu'il reste des molécules de $\text{CH}_3 - \text{COOH}$ en solution ; ce qui prouve que son ionisation est partielle :

l'acide éthanoïque $\text{CH}_3 - \text{COOH}$ est donc un acide faible en solution aqueuse. La réaction entre l'acide éthanoïque ($\text{CH}_3 - \text{COOH}$) et l'eau est *limitée*. C'est une réaction *réversible*. La solution d'acide éthanoïque a un $\text{pH} < 7$

.

Les **acides carboxyliques** (R-COOH) sont des **acides faibles**; R est un radical alkyle.

Généralisation

Tout comme l'acide éthanoïque, la réaction de tous les autres **acides faibles** avec l'eau est **partielle, limitée et réversible**. Dans une solution aqueuse d'acide faible de concentration C_a , on a : $[\text{H}_3\text{O}^+] < C_a$

ce qui équivaut à $\text{pH} > -\log(C_a)$.