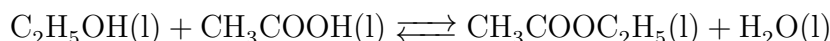


L'alcool etilico e l'acido acetico reagiscono per formare l'estere, secondo la reazione:



Partendo da 1 mol di alcool e 1 mol di acido acetico, si raggiunge l'equilibrio quando si sono formati  $\frac{2}{3}$  mol di estere e  $\frac{2}{3}$  mol di acqua. Calcolare la costante di equilibrio  $K_x$  e quanti grammi di ciascun composto si ottengono all'equilibrio partendo da 10.00 g di alcool e 15.00 g di acido acetico.

Risoluzione

Per trovare la costante di equilibrio della reazione si può fare il seguente schema:

	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(l)$	+	$\text{CH}_3\text{COOH}(l)$	$\rightleftharpoons$	$\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5(l)$	+	$\text{H}_2\text{O}(l)$
inizio	1		1		0		0
equilibrio	$1 - \frac{2}{3} = \frac{1}{3}$		$1 - \frac{2}{3} = \frac{1}{3}$		$\frac{2}{3}$		$\frac{2}{3}$
fraz. mol.	$\frac{1}{6}$		$\frac{1}{6}$		$\frac{2}{6}$		$\frac{2}{6}$
equilibrio	$0.2171 - x$		$0.2498 - x$		$x$		$x$

da cui si ottiene la costante di equilibrio (notare che per questa reazione  $K_P = K_x = K_C$ ):

$$K_x = \frac{x_{\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5} x_{\text{H}_2\text{O}}}{x_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} x_{\text{CH}_3\text{COOH}}} = \frac{\frac{2}{6} \times \frac{2}{6}}{\frac{1}{6} \times \frac{1}{6}} = 4$$

Le masse molari dell'alcool etilico e dell'acido acetico sono, rispettivamente  $46.06844 \text{ g mol}^{-1}$  e  $60.05 \text{ g mol}^{-1}$ , per cui avremo le seguenti moli:

$$n_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = \frac{10.00 \text{ (g)}}{46.06844 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}} = 0.2171 \text{ mol}$$

$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{15.00 \text{ (g)}}{60.05 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}} = 0.2498 \text{ mol}$$

Quindi, rifacendo riferimento allo schema precedente,

$$K_x = \frac{x^2}{(0.2171 - x)(0.2498 - x)} = 4$$

da cui si ottiene un'equazione di secondo grado con soluzioni  $x_1 = 0.4680$  priva di significato fisico e  $x_2 = 0.1545$ . Le masse molari dell'estere e dell'acqua sono, rispettivamente  $88.11 \text{ g mol}^{-1}$  e  $18.01528 \text{ g mol}^{-1}$ , pertanto all'equilibrio ci saranno:

$$\begin{aligned} 0.1545 \text{ (mol)} \times 88.11 \text{ (g mol}^{-1}\text{)} &= \mathbf{13.61 \text{ g}} \text{ CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 \\ 0.1545 \text{ (mol)} \times 18.01528 \text{ (g mol}^{-1}\text{)} &= \mathbf{2.78 \text{ g}} \text{ H}_2\text{O} \\ (0.2171 - 0.1545) \text{ (mol)} \times 46.06844 \text{ (g mol}^{-1}\text{)} &= \mathbf{2.88 \text{ g}} \text{ C}_2\text{H}_5\text{OH} \\ (0.2498 - 0.1545) \text{ (mol)} \times 60.05 \text{ (g mol}^{-1}\text{)} &= \mathbf{5.72 \text{ g}} \text{ CH}_3\text{COOH} \end{aligned}$$