

**Solution 4**

- ① les 2 couples de l'eau sont  $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$  et  $\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$ .  
 $\text{HCOOH}$  est un acide qui va réagir avec une base ( $\text{H}_2\text{O}$ ).

	$\text{HCOOH}$	+	$\text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons$	$\text{HCOO}^-$	+	$\text{H}_3\text{O}^+$
E.I.	$CV$		/		0		0
en cours	$CV - x$		/		$x$		$x$
E.F.	$CV - x_f$		/		$x_f$		$x_f$

On a accès à  $x_f$  via la mesure de  $\text{pH} = 2.9$ .  $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2.9} \text{ mol/L}$ .  
 $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = \frac{x_f}{V}$  donc  $x_f = [\text{H}_3\text{O}^+]_f V = 10^{-2.9} \times (100.0 \times 10^{-3}) = 1.3 \times 10^{-4} \text{ mol}$

On trouve  $x_{\text{max}}$  en écrivant qu'à l'état final on aurait au maximum  
 $CV - x_m = 0$  soit  $x_m = CV = (1.0 \times 10^{-3}) \times (100.0 \times 10^{-3}) = 1.0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$

d'où  $\alpha = \frac{x_f}{x_m} = \frac{1.3 \times 10^{-4}}{1.0 \times 10^{-3}} = 13\%$ .

- ②  $\alpha \neq 1$  donc  $\text{HCOOH}$  est un acide faible.

③  $[\text{HCOO}^-]_f = [\text{H}_3\text{O}^+]_f$

$[\text{HCOOH}]_f = \frac{CV - x_f}{V} = C - \frac{x_f}{V} = C - [\text{H}_3\text{O}^+]_f$

$K_A = \frac{[\text{HCOO}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{(1.3 \times 10^{-4})^2}{(1.0 \times 10^{-3} - 1.3 \times 10^{-4})} = 1.9 \times 10^{-5}$

$\text{p}K_A = -\log K_A = 4.7$