

**B. TRAVAIL À RÉALISER**

1. Le facteur de dilution à pour expression :  $F = \frac{C_0}{C_1} = \frac{2,00 \cdot 10^{-2}}{2,00 \cdot 10^{-3}} = 10,0 = \frac{V_1}{V_0}$

Il faut donc prélever  $V_0 = V_1 / 10,0 = 10,0\text{mL}$  de solution mère  $S_0$ .

⇒ Prélever 10,0mL de solution mère à l'aide d'une pipette jaugée de 10,0mL.

⇒ Les introduire dans une fiole jaugée de 100mL.

⇒ Ajouter de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge puis boucher et agiter pour homogénéiser.

2. Étallonage du pHmètre : penser à rincer à l'eau distillée puis sécher la sonde avant de la changer de solution.

3.  $\text{pH} = 3,2$

$\sigma = 189\mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1} = 189 \cdot 10^{-4}\text{S}\cdot\text{m}^{-1} = 1,89 \cdot 10^{-2}\text{S}\cdot\text{m}^{-1}$

4. Tableau d'avancement de la réaction entre l'acide méthanoïque et l'eau :

avancement	$\text{HCO}_2\text{H}(\text{aq})$	+	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\rightleftharpoons$	$\text{HCO}_2^-(\text{aq})$	+	$\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
État initial ( $x=0$ )	$C_1 \cdot V$		solvant		0		$\approx 0$
En cours de transformation ( $x$ )	$C_1 \cdot V - x$		solvant		$x$		$x$
État final ( $x_f$ )	$C_1 \cdot V - x_f$		solvant		$x_f$		$x_f$

5.  $x_f = n(\text{H}_3\text{O}^+)_f = [\text{H}_3\text{O}^+]_f \cdot V = 10^{-\text{pH}} \times V = 10^{-3,2} \times 50,0 \cdot 10^{-3} = 3,2 \cdot 10^{-5}\text{mol}$

6.  $\sigma = \frac{x_f}{V} (\lambda_{\text{HCO}_2^-} + \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+}) \times 1000$

d'où  $x_f = \frac{\sigma \cdot V}{(\lambda_{\text{HCO}_2^-} + \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+}) \times 1000} = \frac{189 \cdot 10^{-4} \times 50,0 \cdot 10^{-3}}{(5,46 \cdot 10^{-3} + 34,98 \cdot 10^{-3}) \times 1000} = 2,34 \cdot 10^{-5}\text{mol}$

7.  $x_{\text{max}} = C_1 \cdot V = 2,00 \cdot 10^{-3} \times 50,0 \cdot 10^{-3} = 1,00 \cdot 10^{-4}\text{mol} > x_f \Rightarrow$  la transformation est partielle.  
L'acide méthanoïque est donc un acide faible.

ou : pour un acide fort  $\text{pH} = -\log(C) = -\log(2,00 \cdot 10^{-3}) = 2,70$  or ici  $\text{pH} = 3,2 > 2,70$  donc l'acide est faible.

8.  $K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_f \cdot [\text{HCO}_2^-]_f}{[\text{HCO}_2\text{H}]_f}$

9.  $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = [\text{HCO}_2^-]_f = \frac{x_f}{V}$   $[\text{HCO}_2\text{H}]_f = \frac{C_1 \cdot V - x_f}{V} = C_1 - \frac{x_f}{V} = C_1 - [\text{H}_3\text{O}^+]_f$

$K_A = \frac{(x_f / V)^2}{(C_1 - x_f / V)}$

10. valeur issue de la mesure du pH :  $K_A = \frac{(x_f / V)^2}{(C_1 - x_f / V)} = \frac{(3,2 \cdot 10^{-5} / 50,0 \cdot 10^{-3})^2}{(2,00 \cdot 10^{-3} - 3,2 \cdot 10^{-5} / 50,0 \cdot 10^{-3})} = 2,9 \cdot 10^{-4}$

$\Rightarrow \text{p}K_A = -\log(K_A) = 3,5$

11. valeur issue de la mesure de  $\sigma$  :  $K_A = \frac{(x_f / V)^2}{(C_1 - x_f / V)} = \frac{(2,34 \cdot 10^{-5} / 50,0 \cdot 10^{-3})^2}{(2,00 \cdot 10^{-3} - 2,34 \cdot 10^{-5} / 50,0 \cdot 10^{-3})} = 1,43 \cdot 10^{-4} \Rightarrow \text{p}K_A = 3,85$

12. La méthode conductimétrique a permis d'obtenir une valeur plus proche de la valeur de référence.

Écart relatif entre  $\text{p}K_A$  et  $\text{p}K_{A \text{ tab}}$  :  $\left| \frac{\text{p}K_A - \text{p}K_{A \text{ tab}}}{\text{p}K_{A \text{ tab}}} \right| \times 100 = \left| \frac{3,8 - 3,85}{3,8} \right| \times 100 = 1,2\%$

Deux causes d'un écart éventuel entre  $\text{p}K_A$  et  $\text{p}K_{A \text{ tab}}$  :

- la mesure de la conductivité n'a pas été effectuée à la température de référence 25°C,

- incertitude sur la mesure de la conductivité ou sur la valeur de la concentration de la solution  $S_1$ .