

Dosage du vinaigre :

Réactif titré : $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}$ $V_1 = 10,0 \text{ mL}$; $c_1 = ?$

L'acide éthanóïque est un acide faible. On peut le vérifier sur les premières valeurs de la courbe de pH. A l'équivalence, le pH sera donc > 7 . On choisit donc la phénolptaléine pour ce titrage car sa zone de virage est au dessus de $\text{pH} = 7$ (entre 8 et 10)

Réactif titrant : $(\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})})$ $V_{\text{bE}} = 17,0 \text{ mL}$; $c_b = 1,00, 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

L'hydroxyde de sodium ou soude est une base forte car elle contient des ions hydroxyde $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$. L'ion sodium est un ion spectateur qui ne participe pas à la réaction.

On peut donc dire que seul l'ion hydroxyde est le réactif titrant.

Equation de la réaction : $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})} = \text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}$

A l'équivalence , les réactifs sont dans les proportions stoechiométriques :

$$n(\text{HO}^-) = n(\text{CH}_3\text{COOH}) \text{ soit } c_1 V_1 = c_b V_{\text{bE}} \Leftrightarrow c_1 = \frac{c_b V_{\text{bE}}}{V_1} = \frac{0,100 \times 17,2}{10,0} = 0,172 \text{ mol.L}^{-1}$$

concentration de l'acide éthanóïque dans le vinaigre : $c = 10c_1 = 1,72 \text{ mol.L}^{-1}$

Degré du vinaigre : masse d'acide éthanóïque pur dans 100 g soit 100 mL de vinaigre :

$$m = n \cdot M = c \cdot V \cdot M = 1,72 \times 0,100 \times 60,0 = 10,3 \text{ g}$$

degré du vinaigre : $d = 10,3^\circ$

Dosage du destop

Réactif titré : destop $(\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})})$ $V_2 = 10,0 \text{ mL}$; $c_2 = ?$

L'hydroxyde de sodium est une base forte car elle contient des ions hydroxyde $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$.

On peut le vérifier sur les premières valeurs de la courbe de pH. L'ion sodium est un ion spectateur qui ne participe pas à la réaction. On peut donc dire que seul l'ion hydroxyde est le réactif titré.

A l'équivalence, le pH sera donc $= 7$. On choisit donc le BBT pour ce titrage car sa zone de virage est autour de $\text{pH} = 7$ (entre 6 et 7,6)

Réactif titrant : acide chlorhydrique $(\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-)$ $V_{\text{aE}} = 13,0 \text{ mL}$; $c_a = 1,00, 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

L'ion chlorure est un ion spectateur qui ne participe pas à la réaction,

On peut donc dire que seul l'ion oxonium H_3O^+ est le réactif titrant.

Equation de la réaction : $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})} = 2 \text{ H}_2\text{O}$

A l'équivalence , les réactifs sont dans les proportions stoechiométriques :

$$n(\text{HO}^-) = n(\text{H}_3\text{O}^+) \text{ soit } c_2 V_2 = c_a V_{\text{aE}} \Leftrightarrow c_2 = \frac{c_a V_{\text{aE}}}{V_1} = \frac{0,100 \times 13,0}{20,0} = 6,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

concentration de la solution commerciale : $c = 100c_2 = 6,50 \text{ mol.L}^{-1}$

Masse de NaOH dans 1 L de solution : $m = n \cdot M = c \cdot V \cdot M = 6,50 \times 1,0 \times 40 = 2,60 \cdot 10^2 \text{ g}$

Masse d'un 1L le destop : $m_1 = \rho V = d \times \rho_{\text{eau}} \times V = 1,274 \times 1 \times 1000 = 1274 \text{ g}$

$$\% \text{ massique d'hydroxyde de sodium : } \% \text{ massique} = \frac{m}{m_1} \times 100 = \frac{2,60 \cdot 10^2 \times 100}{1274} = 20,4 \%$$