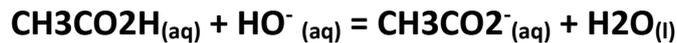


TITRAGE ACIDO-BASIQUE SUIVI PAR PH-METRIE

Titration d'une solution d'acide acétique (ou solution d'acide éthanóique) de concentration molaire $8,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

. Équation chimique associée à la transformation du système étudié :



Expression du quotient de réaction dans l'état d'équilibre du système et calcul de la constante d'équilibre :

$$Q_{r,\text{éq.}} = \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]_{\text{éq.}}}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]_{\text{éq.}} \cdot [\text{HO}^-]_{\text{éq.}}} = K$$

$$\text{d'où } K = \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]_{\text{éq.}} \times [\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}_{(\text{aq})}] \times K_e} = \frac{K_A}{K_e} = \frac{10^{-4.8}}{10^{-14}} = 10^{9.2} = 1.6 \cdot 10^9$$

La réaction de titrage est donc totale.

Tableau descriptif de l'évolution du système :

Équation de la réaction	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})} = \text{CH}_3\text{CO}_2^-_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$			
Quantité de matière dans l'état initial (mol)	$n(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}, \text{initial})$	$n(\text{HO}^-, \text{versé})$	0	*
Quantité de matière au cours de la transformation (mol)	$n(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}, \text{initial}) - x$	$n(\text{HO}^-, \text{versé}) - x$	x	*
Quantité de matière dans l'état final (mol)	$n(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}, \text{initial}) - x_{\text{final}}$	$n(\text{HO}^-, \text{versé}) - x_{\text{final}}$	x_{final}	*

Le volume de solution d'hydroxyde de sodium versé à l'équivalence est tel que :

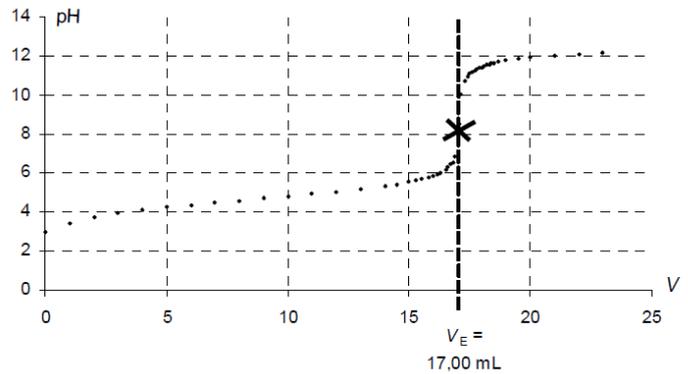
$$n(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}, \text{initial}) - x_{\text{final}} = 0 \quad \text{et} \quad n(\text{HO}^-, \text{versé}) - x_{\text{final}} = 0$$

soit : $n(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}, \text{initial}) = n(\text{HO}^-, \text{versé})$.

$$\text{D'où } V_E = \frac{ca \times Va}{cb} = \frac{8.5 \cdot 10^{-2} \times 20.00 \cdot 10^{-3}}{1.00 \cdot 10^{-1}} = 0.017 \text{L} = 17 \text{mL}$$

Courbe $\text{pH} = f(V)$: exemple de tracé réalisé avec un tableur à partir de valeurs expérimentales :

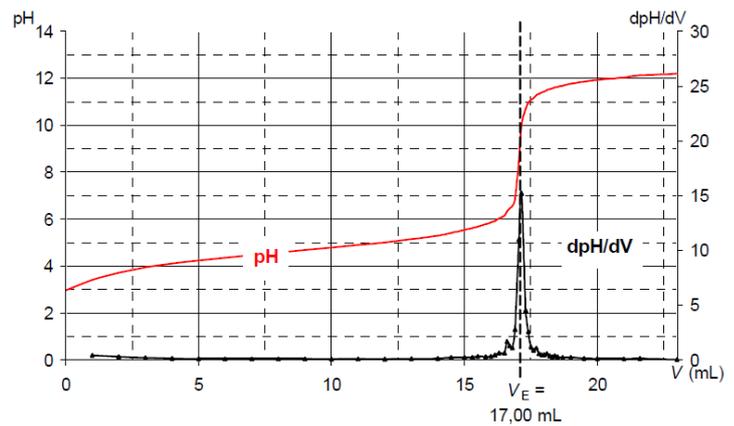
On observe un important saut de pH autour du volume versé à l'équivalence



Courbe $\frac{d\text{pH}}{dV} = g(V)$: exemple de tracé réalisé avec un tableur à partir de valeurs expérimentales.

La courbe $\frac{d\text{pH}}{dV} = g(V)$ est tracée en utilisant

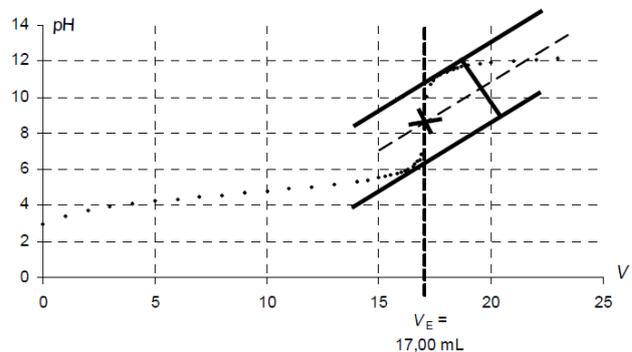
dans le tableur la relation $\frac{d\text{pH}}{dV} = \frac{\text{pH}_{i+1} - \text{pH}_{i-1}}{V_{i+1} - V_{i-1}}$ à partir de $V = 1 \text{ mL}$.



Ceci permet de conclure que le point équivalent pour un titrage pH-métrique a même abscisse que l'extrémum de la courbe $\frac{d\text{pH}}{dV} = g(V)$.

On peut effectuer la méthode des tangentes sur la courbe $\text{pH} = f(V)$

On trouve bien le même volume équivalent que par la méthode du tracé de la courbe dérivée.



. Choix de l'indicateur coloré pour repérer l'équivalence :

- Celui-ci va se choisir par rapport à son pKA ou sa zone de virage en comparaison avec le pH à l'équivalence obtenue lors du titrage.
- On dose un acide « faible » par une base « forte » donc la solution à l'équivalence est basique, le pH est aux alentours de 8 (un peu plus) à l'équivalence.
- La phénophtaléine semble le mieux convenir car le pH de début de sa zone de virage est de 8.3.