

COMPARAISON DES DOSAGES D'UN ACIDE FORT ET D'UN ACIDE FAIBLE

L'acide produit par l'organisme lors d'une acidose métabolique (baisse du pH dans le sang) est l'acide lactique. C'est un acide faible de formule brute $C_3H_6O_3$ et semi-développée $CH_3CHOHCOOH_{(aq)}$.

La figure ci-dessous représente deux simulations de courbes de titrage pH-métrique de deux solutions aqueuses acides différentes par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ($Na^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$) : l'une de ces solutions acides est une solution d'acide chlorhydrique, un acide fort, et l'autre, d'acide lactique. Le volume de la solution titrée est $v = 10,0$ mL.

La concentration molaire de la solution titrante est $C_B = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

1 - Donner les équations de dosages des deux acides par la soude. En déduire les concentrations C_A et C'_A des deux acides, respectivement acide fort et acide faible.

2 - Calculer le pH de la solution d'acide fort avant l'ajout de la solution aqueuse de soude et en déduire la courbe correspondant à son titrage pH-métrique.

3 –

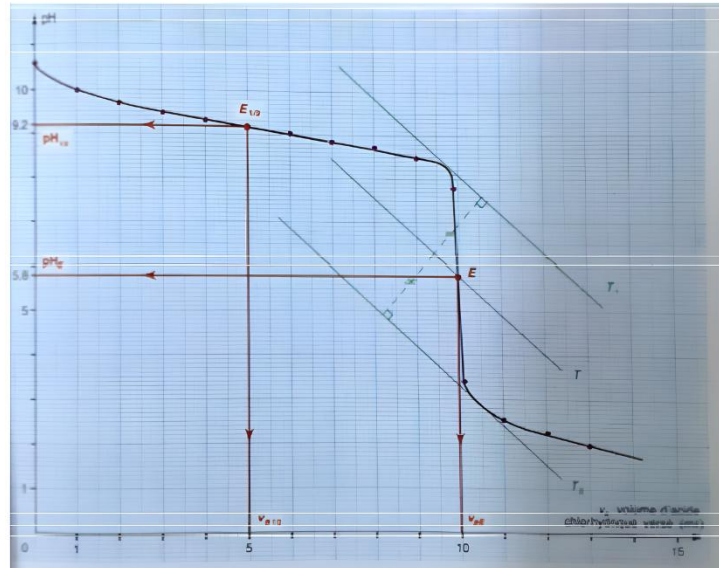
- a-** Montrer que pour un volume de solution aqueuse de soude ajouté égal à $V_E/2$, V_E étant le volume versé à l'équivalence, le pH de la solution vaut pK_A dans le cas d'un monoacide faible.
- b-** Comment justifiez-vous le pH avant le début du dosage de la solution d'acide lactique ? Retrouvez par le calcul cette valeur de pH en supposant que la réaction prépondérante est peu avancée.

4 - Quelle est l'espèce qui impose le pH après l'équivalence ? Comment cela se traduit-il graphiquement ?

5 - Calculer les constantes de réaction des deux dosages. Commenter.

DOSAGE D'UNE BASE FAIBLE PAR LA SOUDE

Le dosage d'une solution d'ammoniaque par l'acide chlorhydrique conduit à la courbe représentée ci-dessous. L'expérience consiste à doser 20,0 mL de la solution d'ammoniaque (NH_3) par une solution d'acide chlorhydrique (HCl) de concentration égale à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$. $\text{pK}_\text{A}(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,2$.



- 1 – Déterminer le volume d'acide versé à l'équivalence et en déduire la concentration de la solution initiale d'ammoniaque.
- 2 – D'après le résultat précédent, calculer le pH initial. Le comparer à la valeur expérimentale.
- 3 – Calculer le pH à la $\frac{1}{2}$ équivalence. Le comparer à la valeur expérimentale.
- 4 – Calculer le pH à l'équivalence. Le comparer à la valeur expérimentale.
- 5 – Calculer le pH pour un volume d'acide versé de 14 mL. Le comparer à la valeur expérimentale.