

Travaux pratiques de chimie – Chapitre 8 : Equilibres acido-basiques
TP n°21 : Titrage conductimétrique d'un mélange d'acides

Intitulé du sujet :

On dispose d'une solution diluée de vinaigre (composé acide CH_3COOH) à la concentration C_a approximativement égale à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$. Cette solution a été polluée intentionnellement par un acide fort $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ à la concentration C_a' afin d'augmenter artificiellement son degré d'acidité d° (voir document 3). Le but est de déterminer par titrage par de la soude $\text{Na}^+ + \text{HO}^-$ à $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ la concentration en chaque acide. Le volume prélevé sera de $10,0 \text{ mL}$.

Le titrage par conductimétrie permettra de déterminer de manière précise les 2 équivalences et de conclure sur le degré d'acidité normal et trafiqué de ce vinaigre.

Travail à effectuer :

- 1) Déterminer les réactions acido-basiques (notées (1) et (2)) de titrage qui peuvent avoir lieu successivement lors de ce dosage. Pour rappel, la solution titrante comporte une base HO^- et la solution titrée comporte 2 acides H_3O^+ et CH_3COOH .
- 2) On donne $\text{pKa}(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$. Calculer les constantes d'équilibre K_1 et K_2 des réactions de titrage (1) et (2). En déduire la réaction prépondérante ayant lieu en premier lorsque l'on verse les premières gouttes de soude dans le mélange d'acides (c'est celle de plus grande constante d'équilibre).
- 3) On fournit ci-après les courbes de titrage avec suivi pH-métrique et conductimétrique. On repère sur chaque courbe pour 2 volumes notés V_{e1} et V_{e2} des phénomènes d'équivalence. Le suivi conductimétrique est ici plus facile à interpréter. Grâce à la courbe de suivi conductimétrique, déterminer avec méthode les 2 volumes équivalents V_{e1} et V_{e2} .
- 4) Déterminer en justifiant la valeur de la concentration C_a' du premier acide titré, grâce à la valeur de V_{e1} .
- 5) Déterminer en justifiant la valeur de la concentration C_a du 2^e acide titré, grâce à la valeur de V_{e2} , mais aussi de V_{e1} puisque le 2^e titrage ne peut commencer qu'après la 1^e équivalence !

Conclusion :

Après lecture du document 3 relatif au calcul du degré d'acidité, on note :

- Le degré d'acidité « normal » de ce vinaigre peut être calculé à partir de la concentration $C_a = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$. Attention, on a effectué une dilution par 10 avant le titrage. On obtient : pour 100 mL de vinaigre normal non dilué, $0,10 \text{ mol}$ d'acide donc $60 \cdot 0,10 = 6,0 \text{ g}$ d'acide donc le degré d'acidité initial était de 6° .
- Après pollution intentionnelle, le degré d'acidité est plus important parce qu'on compte pour 100 mL de vinaigre frelaté la quantité de matière de tous les acides, ici $0,10 \text{ mol} + 0,02 \text{ mol}$. Cela donne une masse de $60 \cdot 0,12 = 7,2 \text{ g}$ d'où un nouveau degré d'acidité de $7,2^\circ$.

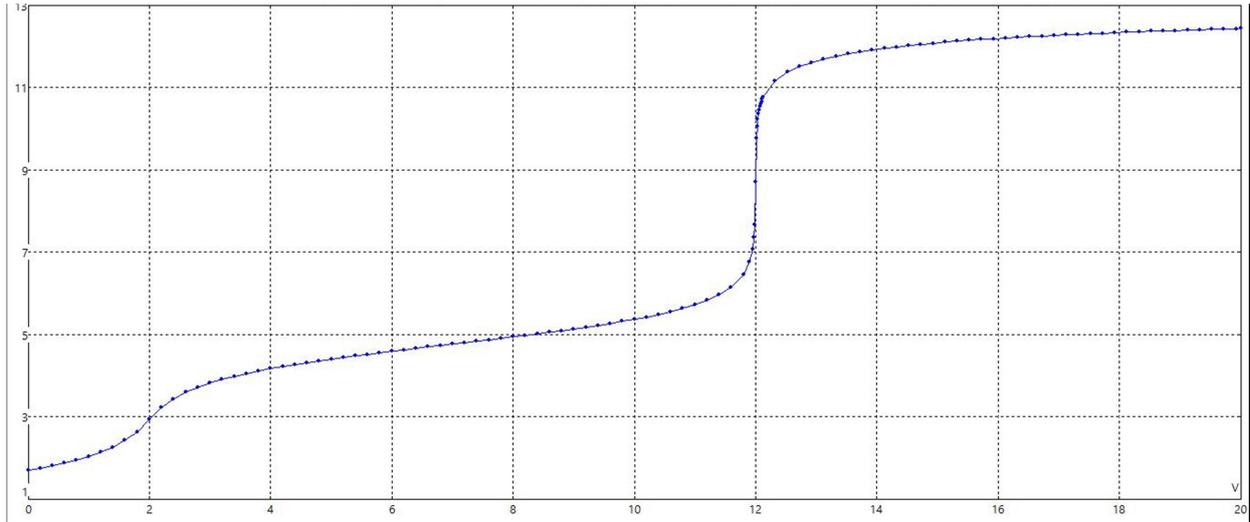
Ce qui pose problème, c'est que la dose létale en acide chlorhydrique chez l'humain est estimée à environ 1000 mg.m^{-3} (comprendre m^3 de corps humain) Ce vinaigre frelaté comporte dans l'équivalent d'une cuillère à café (5 mL) environ $0,02 \cdot 0,005 = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ donc $3,6 \text{ mg}$ d'acide chlorhydrique). Ainsi une ingestion répétée et plus massive de ce produit de consommation pourrait approcher de la dose létale et provoque des lésions à long terme.

Pour réfléchir (travail supplémentaire)

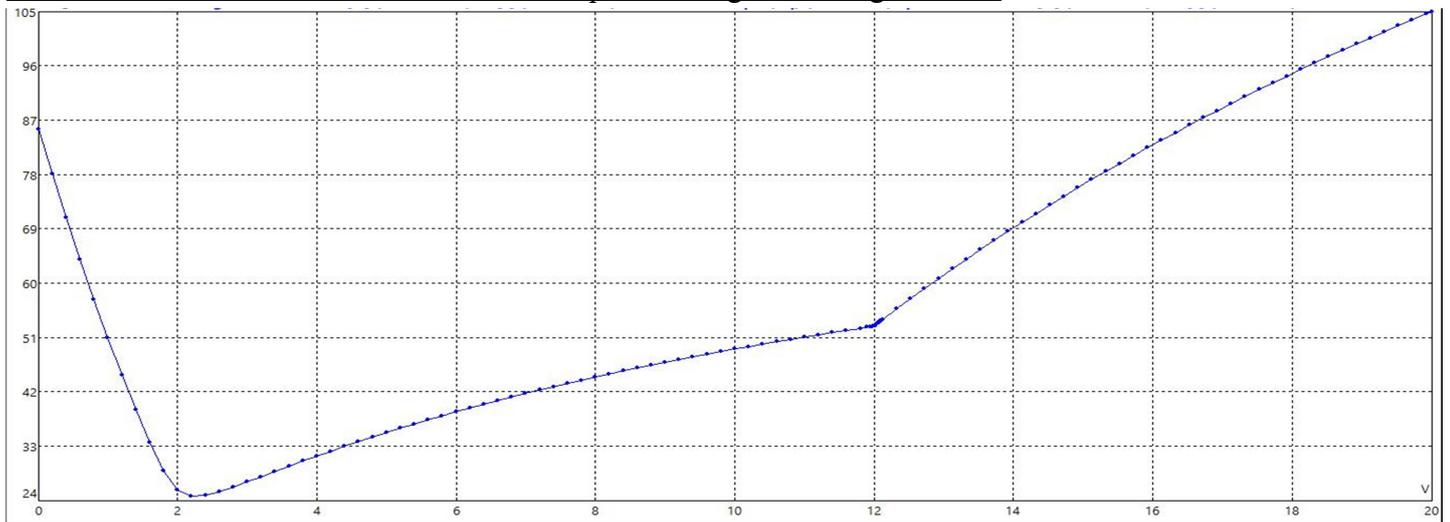
Expliquer l'allure de la courbe de suivi conductimétrique. On présentera la réponse sous la forme d'un bilan d'ions à chaque étape du titrage (avant la 1^e équivalence, entre les 2 équivalences, après la 2^e équivalence).

Documents utiles :

Document 1 : Courbe de suivi pHmétrique du titrage du vinaigre frelaté:



Document 2 : Courbe de suivi conductimétrique du titrage du vinaigre frelaté :



Document 3 : Qu'est-ce que le degré d'acidité du vinaigre ?

Le vinaigre de masse volumique $\rho_{\text{vinaigre}} = 1,0 \text{ g/mL}$ est généralement obtenu par oxydation du vin ou de liquides alcoolisés (cidre, bière, etc.).

On le caractérise par son degré d'acidité d° qui représente l'acidité totale, rapportée à la masse d'acide acétique, exprimée en grammes par 100 g de vinaigre, même si l'acide acétique (ou éthanoïque) n'est pas le seul acide présent !

Exemple : 6,0 g d'acide acétique dans 100 mL de vinaigre donne un vinaigre 6° d'acidité vu que $M_{\text{acide acétique}} = 60 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Par contre 6,0 g d'acide acétique + 0,1 mol d'acide chlorhydrique ($M_{\text{acide chlorhydrique}} = 36,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$) dans 100 mL de vinaigre donne un vinaigre à $6 + 0,1 \cdot 60 = 6,6^\circ$. Des acides d'un prix de revient peu élevé peuvent donc avoir été frauduleusement ajoutés à un vinaigre afin d'en relever le degré et donc d'en augmenter le prix de vente.

