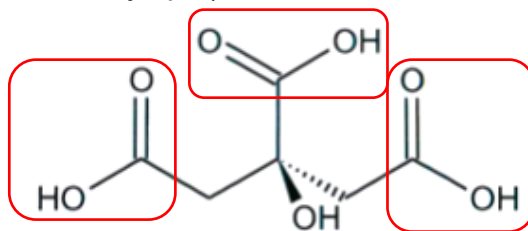


1. Étude des propriétés acido-basiques de l'acide citrique

1.1. Selon Brönsted, un acide est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs protons H^+ . L'acide citrique est qualifié de « triacide » car il peut céder 3 protons H^+ vu qu'il possède 3 groupes carboxyle (fonction acide carboxylique)



1.2. Vu que l'acide citrique est un triacide, notons le AH_3 pour alléger l'écriture.

Ainsi, AH_3 peut céder un proton et se transformer en AH_2^- ;

De même, AH_2^- peut céder un proton et se transformer en AH^{2-} ;

Enfin, AH^{2-} peut céder un proton et se transformer en A^{3-} .

En milieu très acide, c'est la forme qui n'a cédé aucun des protons des groupes carboxyle qui prédomine : AH_3 (représentation d).

En milieu très basique, c'est la forme dont tous les groupes carboxyle ont cédé leur proton qui prédomine : A^{3-} (représentation b).

La courbe (1) correspond à AH_3 (forme d) qui se transforme en AH_2^- quand le pH augmente donc la courbe (2) correspond à AH_2^- (forme a).

Si le pH augmente encore AH_2^- se transforme en AH^{2-} donc la courbe (3) correspond à AH^{2-} (forme c).

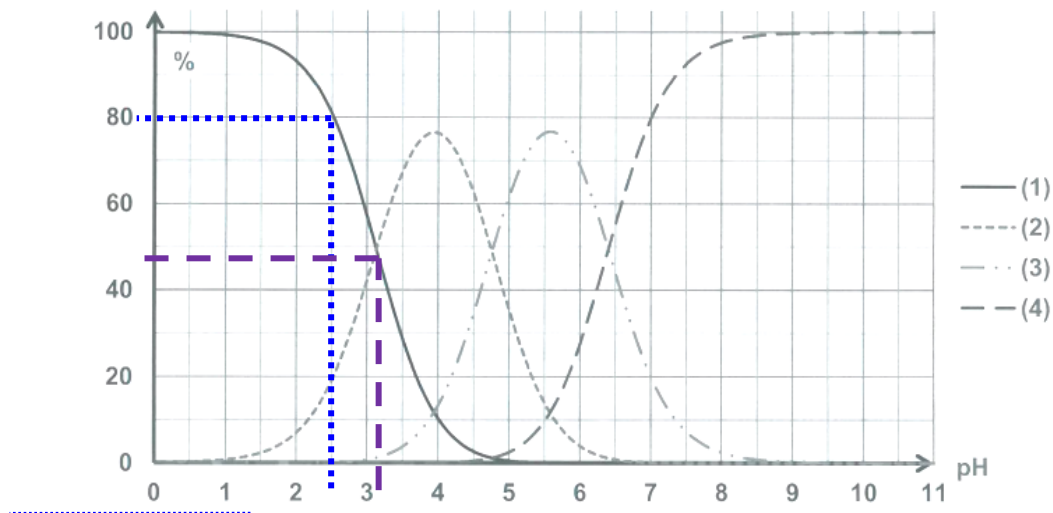
Enfin, en milieu très basique, c'est A^{3-} qui prédomine donc la courbe (4) correspond à A^{3-} (forme b).

1.3. Pour un $pH = 3,2$, les courbes (1) et (2) se croisent : AH_3 et AH_2^- sont présentes à 50 % donc dans leurs concentrations sont identiques.

D'après la relation $pH = pK_A(acide / base) + \log \frac{[base]}{[acide]}$, ici $\frac{[base]}{[acide]} = 1$

donc $pH = pK_A(AH_3 / AH_2^-) + \log 1 = pK_A(AH_3 / AH_2^-)$: on peut en déduire que le pK_A du couple AH_3 / AH_2^- vaut 3,2.

1.4. Par lecture graphique, pour un pH de 2,5, les espèces prédominantes sont AH_3 (forme d - courbe 1) à 80 % et AH_2^- (forme a - courbe 2) à 20 %.



2. Analyse d'un détartrant à l'acide citrique

2.1. Il s'agit du titrage pH-métrique : le volume versé à l'équivalence peut se déterminer par la méthode des tangentes parallèles ou la méthode de la dérivée.

À l'équivalence, il se produit un saut de pH alors V_E correspond à l'extremum de la courbe de la dérivée : $V_E = 16,4$ mL.

2.2. Un indicateur coloré convient pour un titrage acido-basique si le pH à l'équivalence est inclus dans la zone de virage de l'indicateur.

Ici $pH_E \approx 8,3$ (*une détermination précise n'est pas nécessaire*)

Le rouge de crésol (7,2 - 8,8) convient et on observera un passage rapide de la teinte acide (jaune) à la teinte basique (rouge) lors de l'équivalence (avec éventuellement une teinte orange observée pour un titrage précis à la goutte près)

2.3. Montrons que le détartrant ne peut pas être de l'acide citrique monohydraté :

Déterminons la masse d'acide titré.

$$\text{À l'équivalence, } n_{\text{acide citrique}} = \frac{n_{\text{HO}^- \text{ versée}}}{3} \rightarrow \frac{m}{M} = \frac{C \cdot V_E}{3} \text{ ainsi } m = \frac{C \cdot V_E \cdot M}{3}$$

S'il s'agit de l'acide monohydraté,

S'il s'agit de l'acide anhydre :

$$m = \frac{5,0 \times 10^{-2} \times 16,4 \times 10^{-3} \times 210}{3}$$

$$m = 5,74 \times 10^{-2} \text{ g}$$

$$m = \frac{5,0 \times 10^{-2} \times 16,4 \times 10^{-3} \times 192}{3}$$

$$m = 5,248 \times 10^{-2} \text{ g}$$

La pesée indiquait $m = 0,053$ g, ainsi l'hypothèse de l'acide monohydraté est fausse car elle conduit à une masse supérieure à celle pesée.

On détermine le pourcentage massique d'acide citrique anhydre : Il vaut $\frac{0,05248}{0,053} \times 100 = 99$.

Conclusion sur la pureté :

Il est probable que l'acide citrique anhydre soit pur.

Si l'on ne trouve pas 100%, cela peut être dû à une légère erreur sur la détermination du volume équivalent.

La pesée peut également être une source de ce décalage.