

Dosage d'un polyacide. L'acide citrique dans un détartrant commercial (corrigé)

La consigne

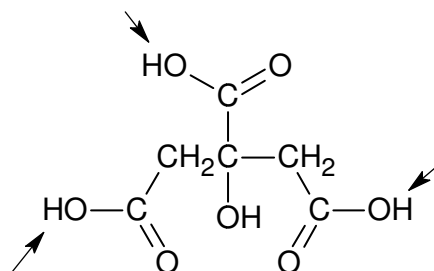
On trouve dans le commerce des détartrants pour cafetières électriques. Ceux-ci contiennent généralement un acide faible non corrosif pour les pièces métalliques mais suffisant pour le tartre (carbonate de calcium). L'échantillon étudié (Melitta Détartrant 2x40 g) est sensé contenir de l'acide citrique à 100 % (sous forme de 2 sachets de 40 g). Il vous a été demandé de rechercher une technique (compétence évaluée « recherche documentaire ») de dosage permettant de vérifier cette composition et de la mettre en œuvre au laboratoire (compétence évaluée « expérimenter »).



Les recherches préliminaires

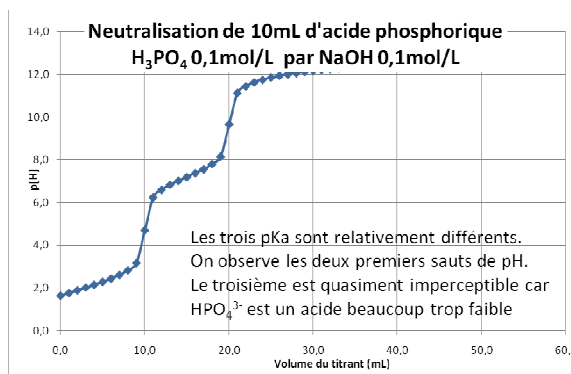
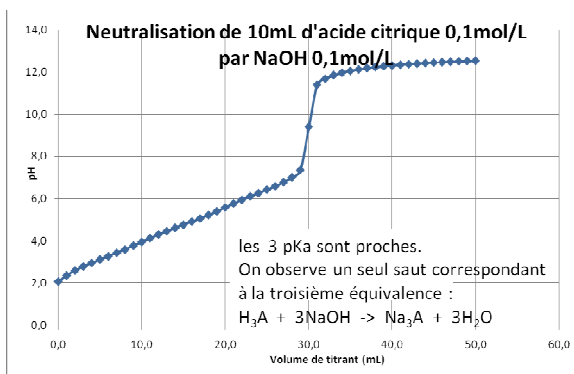
Qu'est-ce que l'acide citrique ?

- Il s'agit d'un triacide (une molécule est capable de céder 3 hydrogène) de formule brute $C_6H_8O_7$ et de $M_r=192,13$;
- la dissociation se fait en trois étapes (appelons-le H_3A)
 - $H_3A + H_2O \rightleftharpoons H_2A^- + H_3O^+$ $pK_{a1} = 3,132$
 - $H_2A^- + H_2O \rightleftharpoons HA^{2-} + H_3O^+$ $pK_{a2} = 4,76$
 - $HA^{2-} + H_2O \rightleftharpoons A^{3-} + H_3O^+$ $pK_{a3} = 6,4$



Neutralisation d'un triacide :

(<http://www.univ-lemans.fr/enseignements/chimie/01/deug/CHIM105B/pdf/dotriac.pdf> accédé le 6/10/2007) : La courbe de neutralisation peut montrer, suivant les cas, 1,2 ou 3 sauts de pH



Donc, dans notre cas la réaction de neutralisation est $\text{H}_3\text{A} + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{A} + 3\text{H}_2\text{O}$. Il faut trois moles de NaOH pour neutraliser une mole d'acide citrique.

Au point équivalent le nombre de moles de NaOH ajoutées correspond au triple du nombre de moles d'acide citrique initialement présentes soit $n_{\text{base}} = 3 \cdot n_{\text{acide}}$ OU $C_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}} = 3 \cdot C_{\text{acide}} \cdot V_{\text{acide}}$.

Le mode opératoire :

Dans un titrage les concentrations du titrant et du titré sont généralement proches.

Nous allons utiliser du NaOH $0,1 \text{ mol L}^{-1}$. La concentration de la solution d'acide citrique devra être proche de $0,1 \text{ mol L}^{-1}$. La M_r de l'acide citrique étant de 192,13, il faudra donc peser 19,213 g pour 1L de solution (ou 10 fois moins pour 100 mL) (Ici on suppose évidemment que la poudre est, comme mentionné sur l'étiquette, composée à 100 % d'acide citrique). Pour neutraliser 10 mL de la solution acide il faudra, théoriquement, 30 mL de la solution basique.

La situation du saut de pH nous montre que la phénolphthaléine est un indicateur valable.

Attention, une manipulation de laboratoire ne peut se faire qu'en connaissance complète des risques encourus et des précautions à prendre.

Voici donc un mode opératoire :

1. Solution de NaOH $0,1 \text{ mol L}^{-1}$: Préparer une solution (250 mL) de NaOH $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ à partir de la solution stock de NaOH 1 mol L^{-1} .
2. Solution d'acide citrique : Peser à peu près exactement 2 g d'acide citrique. Transvaser quantitativement l'acide citrique dans un ballon jaugé de 100 mL et ajouter progressivement de l'eau distillée (en agitant pour une dissolution totale) jusqu'au trait de jauge.
3. Remplir la burette avec NaOH $0,1 \text{ mol L}^{-1}$.
4. Mettre dans un erlenmeyer (de 100 mL) 10mL de la solution d'acide citrique (utiliser une pipette) et ajouter 5 à 10 gouttes d'indicateur coloré (phénolphthaléine).
5. Effectuer un premier titrage rapide (mL par mL) pour situer approximativement le point équivalent.
6. Effectuer 2 à 3 titrages précis.
7. Rédiger un rapport reprenant
 - a. L'énoncé du problème
 - b. Les conditions expérimentales
 - c. Les mesures et leur moyenne
 - d. Les calculs et une conclusion en accord avec le problème posé (En cas de désaccord on essaiera de trouver une explication plausible).

Résultats (exemple)

1. Le titrage acide-base (avec indicateur) :

Conditions expérimentales :

- ▷ Masse d'acide citrique : 2g dans 100 mL
- ▷ Titrage
 - Volume d'acide citrique : 10 mL ;
 - Indicateur : 5 à 10 gouttes de phénolphthaléine ;

- o Volumes de titrant (NaOH 0,1 mol L⁻¹)

Essai	V _{NaOH} [mL]
1	32,4
2	33,0
3	31,1
4	31,0
moyenne	31,9

- ▷ Calculs

$$C_{NaOH} \times V_{NaOH} = 3 \times C_{ac.citrique} \times V_{ac.citrique}$$

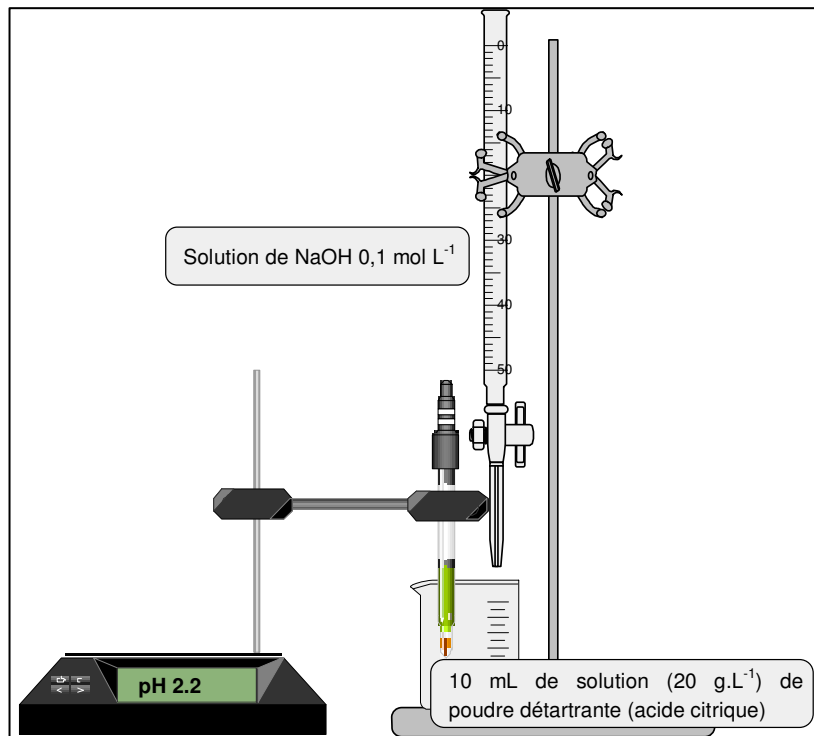
$$C_{ac.citrique} = \frac{0,1 \times 31,9 \cdot 10^{-3}}{3 \times 10 \cdot 10^{-3}} = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$m_{ac.citrique \text{ dans } 100\text{mL}} = \frac{0,10 \times M_r}{10} = 1,99 \text{ g (à comparer à la pesée de 2g)}$$

2. Le titrage pH-métrique (dans les mêmes conditions) :

Par comparaison, des deux techniques (le titrage avec indicateur et le titrage pH-métrique) voici les résultats relevés sur la même solution d'acide citrique et dans les mêmes conditions (pH relevé à chaque ajout de 2mL de NaOH) : Sur le graphique on retrouve la courbe expérimentale et la courbe théorique (obtenue avec Curtipod).

V _{NaOH} 0,1 mol L ⁻¹ [mL]	pH
0	2,2
2	2,6
4	2,93
6	3,2
8	3,48
10	3,76
12	4,04
14	4,29
16	4,55
18	4,77
20	5,04
22	5,3
24	5,56
26	5,82
28	6,19
30	6,88
32	11,12
34	11,45
36	11,6
38	11,71
40	11,79
44	11,89



Dosage d'un échantillon de détartrant étiqueté 100% acide citrique

Conditions expérimentales :

masse de détartrant : 2g
concentration du titrant : $C_{\text{NaOH}}=0,1\text{mol/L}$

PE par titrage (phénolphtaléine) :
 $V_{\text{NaOH}}=31,9\text{mL}$

