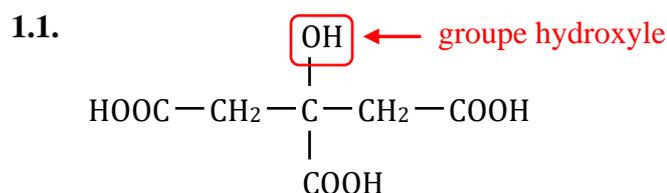


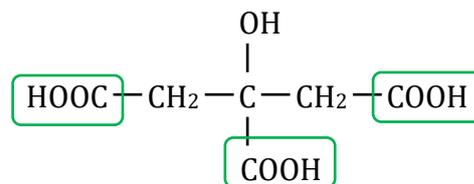
À propos de l'acide citrique
(Bac S - Polynésie - juin 2014)

Corrigé réalisé par B. Louchart, professeur de Physique-Chimie
© <http://b.louchart.free.fr>

1. La molécule d'acide citrique



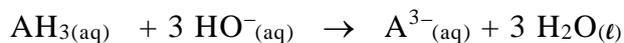
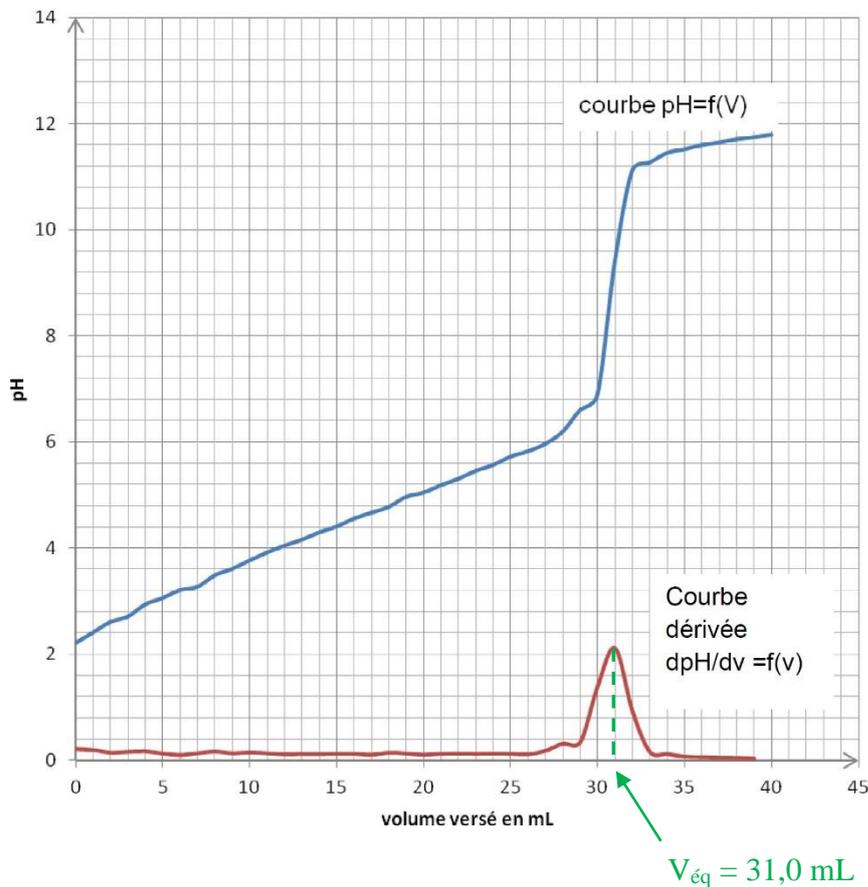
1.2. Les groupes caractéristiques responsables de l'acidité de l'acide citrique sont les trois groupes carboxyle – COOH (entourés en vert sur le schéma ci-contre). Chaque groupe carboxyle pouvant céder un proton, l'acide citrique peut céder 3 protons : c'est donc un triacide.



2. L'acide tartrique, un détartrant

Notons $V_A = 10,0$ mL le volume de la prise d'essai de solution S
 C_A la concentration en soluté apporté de la solution S.
 C_B la concentration en soluté apporté de la solution d'hydroxyde de sodium

2.1.1. Le volume équivalent est égal à l'abscisse du point correspondant à l'extremum de la courbe dérivée $\text{dpH}/\text{dV} = f(V)$.
À l'aide du graphique (voir page suivante), on obtient : $V_{\text{éq}} = 31,0$ mL.



À l'équivalence, le réactif titré et le réactif titrant ont été introduits dans les proportions stœchiométriques de la réaction de titrage.

$$\Rightarrow \frac{n_{\text{HO}^- \text{ ajouté à l'équivalence}}}{3} = \frac{n_{\text{AH}_3 \text{ initial}}}{1}$$

$$\Rightarrow \frac{C_B V_{\text{éq}}}{3} = C_A V_A$$

$$\Rightarrow C_A = \frac{C_B V_{\text{éq}}}{3V_A} = \frac{1,00 \times 10^{-1} \times 31,0}{3 \times 10,0} = 0,103 \text{ mol.L}^{-1}$$

2.1.2. Le sachet a été dissous dans $V = 2,00 \text{ L}$ d'eau distillée. En 1^{ère} approximation, on considérera que le volume de la solution obtenue est aussi égal à $V = 2,00 \text{ L}$.

La quantité d'acide citrique dans le sachet est donc :

$$n_{\text{AH}_3} = C_A \times V = 0,103 \times 2,00 = 0,206 \text{ mol}$$

On en déduit la masse d'acide citrique m_{AH_3} dans le sachet :

$$m_{\text{AH}_3} = n_{\text{AH}_3} \times M(\text{AH}_3) = 0,206 \times 192 = 39,7 \text{ g}$$

D'après les données, le contenu du sachet a une masse de 40,0 g.

Le pourcentage massique d'acide citrique dans le sachet de détartrant est donc :

$$p = \frac{m_{\text{AH}_3}}{m_{\text{sachet}}} = \frac{39,7}{40,0} = 0,992 = 99,2 \%$$

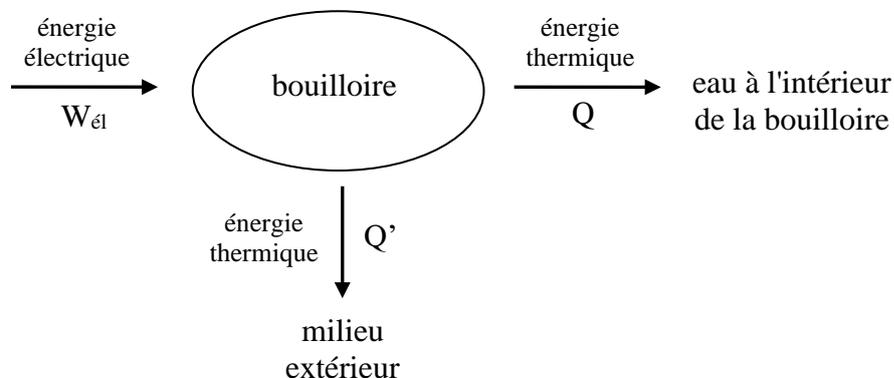
$$\begin{aligned} 2.1.3. \quad \Delta p &= p \times \sqrt{\left(\frac{\Delta C_B}{C_B}\right)^2 + \left(\frac{\Delta V_{\text{éq}}}{V_{\text{éq}}}\right)^2 + \left(\frac{\Delta V_A}{V_A}\right)^2 + \left(\frac{\Delta V}{V}\right)^2} \\ &= 0,992 \times \sqrt{\left(\frac{0,02}{1,00}\right)^2 + 0,01^2 + 0,005^2 + 0,005^2} \\ &= 0,023 \\ &= 2,3 \% \end{aligned}$$

D'après les données, le sachet contient 100 % d'acide citrique.

C'est cohérent avec le résultat obtenu : $p = (99,2 \pm 2,3) \%$

2.2.1. La température est un facteur cinétique. Si la solution détartrante est préalablement chauffée, elle sera plus efficace car la durée de réaction va diminuer.

2.2.2.



Le rendement énergétique de la bouilloire est :

$$\eta = \frac{E_{\text{utile}}}{E_{\text{dépensée}}} = \frac{Q}{W_{\text{él}}}$$

$$\text{Or } W_{\text{él}} = \mathcal{P}_{\text{él}} \times \Delta t = 1500 \times (60+20) = 1,2 \times 10^5 \text{ J}$$

$$\text{et } Q = \Delta U_{\text{eau}} = mc\Delta T = mc\Delta\theta = \rho Vc (\theta_f - \theta_i) = 1,0 \times 0,40 \times 4,2 \times (85 - 18) = 1,1 \times 10^2 \text{ kJ} = 1,1 \times 10^5 \text{ J}$$

$$\text{On obtient : } \eta = \frac{1,1 \times 10^5}{1,2 \times 10^5} = 0,94 = 94 \%$$