

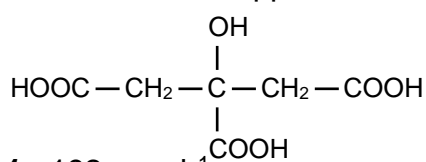
**EXERCICE I : À PROPOS DE L'ACIDE CITRIQUE (5,5 points)**

L'acide citrique est un acide organique présent en particulier dans les agrumes. Produit à près de deux millions de tonnes par an dans le monde, ses usages sont multiples, notamment dans l'agro-alimentaire et dans l'industrie des cosmétiques, mais aussi dans les produits ménagers.

Les deux parties de l'exercice sont indépendantes.

**1. La molécule d'acide citrique**

L'acide citrique a pour formule semi-développée :



et pour masse molaire :  $M = 192 \text{ g.mol}^{-1}$ .

1.1. Reproduire la formule semi-développée de l'acide citrique.

Entourer le groupe caractéristique de la fonction alcool.

1.2. L'acide citrique possède des propriétés acidobasiques en solution aqueuse.

Identifier les groupes caractéristiques responsables de son acidité et justifier le fait que l'acide citrique soit un triacide.

**2. L'acide citrique, un détartrant**

On lit sur l'étiquette d'un sachet de détartrant à destination des cafetières ou des bouilloires :

*Détartrant poudre : élimine le calcaire déposé dans les tuyaux de la machine.*

*Formule : 100% acide citrique, non corrosif pour les parties métalliques.*

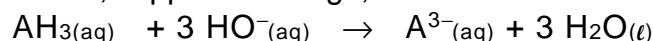
*Contenance : 40,0 g.*

Afin de vérifier l'indication de l'étiquette du détartrant, on dissout le contenu d'un sachet dans un volume d'eau distillée égal à 2,00 L. La solution ainsi obtenue est notée S.

On réalise alors le titrage pH-métrique d'une prise d'essai de 10,0 mL de la solution S par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium, ( $\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$ ), de concentration molaire égale à  $(1,00 \pm 0,02) \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ .

2.1. L'acide citrique étant un triacide, il est noté  $\text{AH}_3$ .

L'équation de la réaction, support du titrage, est la suivante :



2.1.1. À partir de l'exploitation des courbes données en **ANNEXE À RENDRE AVEC LA COPIE**, déterminer la concentration molaire d'acide citrique de la solution titrée.

2.1.2. Calculer le pourcentage en masse, noté  $p$ , d'acide citrique dans le sachet de détartrant.

2.1.3. L'incertitude  $\Delta p$  sur le pourcentage en masse  $p$  est donnée par la

relation 
$$\Delta p = p \sqrt{\left(\frac{\Delta C_B}{C_B}\right)^2 + \left(\frac{\Delta V_{eq}}{V_{eq}}\right)^2 + \left(\frac{\Delta V_A}{V_A}\right)^2 + \left(\frac{\Delta V}{V}\right)^2}$$

La précision relative de la verrerie étant de 0,5 % et celle sur le volume équivalent estimée à 1 %, déterminer l'incertitude relative sur le pourcentage en masse  $p$ .

Le résultat obtenu pour le pourcentage en masse  $p$  est-il en cohérence avec l'étiquette ?

2.2. La solution de détartrant obtenue par dissolution d'un sachet contient des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  libérés par l'acide citrique. En présence de tartre, constitué de carbonate de calcium solide de formule  $\text{CaCO}_3$ , il se produit une réaction chimique dont l'équation s'écrit :



2.2.1. Proposer un argument pour expliquer que la solution détartrante est plus efficace lorsqu'elle a été préalablement chauffée.

2.2.2. Une bouilloire électrique, de puissance électrique 1500 W, porte 0,40 L d'eau initialement à la température de 18°C à 85°C en 1 min 20 s.

Établir un bilan énergétique, sous forme de schéma, pour la bouilloire puis calculer le rendement énergétique de cette bouilloire.

**Données :**

Capacité thermique massique de l'eau :  $c = 4,2 \text{ kJ.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$

Masse volumique de l'eau :  $\rho = 1,0 \text{ kg.L}^{-1}$

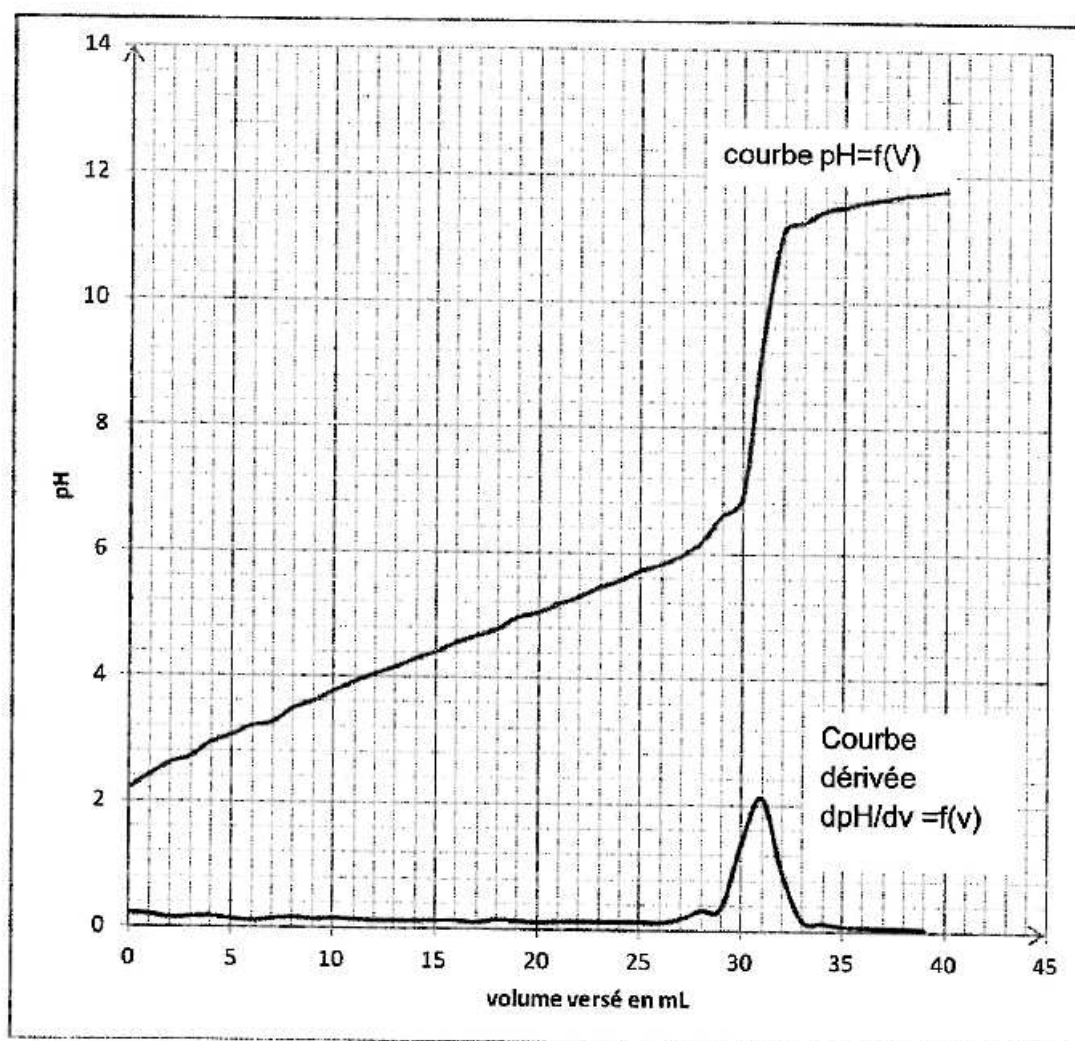
$T_{(K)} = \theta_{(^\circ\text{C})} + 273$

## ANNEXE 1 À RENDRE AVEC LA COPIE

### EXERCICE I : À PROPOS DE L'ACIDE CITRIQUE

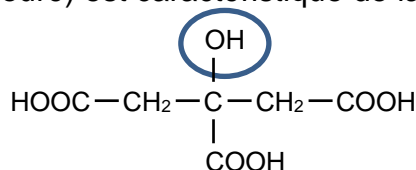
#### Question 2.1.1

Titration pH-métrique de la solution de détartrant



**EXERCICE I : À PROPOS DE L'ACIDE CITRIQUE (5,5 POINTS)****1. La molécule d'acide citrique**

1.1. Le groupe hydroxyle (entouré) est caractéristique de la fonction alcool.



1.2. Les trois groupes caractéristiques carboxyle COOH sont responsables de l'acidité de l'acide citrique. En effet chaque groupe COOH peut céder un proton  $\text{H}^+$ , et il y a trois groupes carboxyle, donc la possibilité de libérer trois protons : l'acide citrique est un triacide.

**2. L'acide tartrique, un détartrant**

2.1.1. On effectue un titrage pH-métrique de l'acide citrique par une solution d'hydroxyde de sodium  $c_b = 1,00 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ .

Le volume à l'équivalence est déterminé grâce à la courbe : il correspond à l'abscisse du point d'ordonnée maximale de la dérivée  $\text{dpH}/\text{dv} = f(v)$  (on peut utiliser la méthode des tangentes).

On lit  $V_{\text{eq}} = 31,0 \text{ mL}$ .

À l'équivalence les réactifs ont été mélangés dans les proportions stœchiométriques, d'après

l'équation de la réaction support du titrage, on a :  $\frac{n_{(\text{Na}^+ + \text{HO}^-)}}{3} = \frac{n_{\text{acide}}}{1}$

Soit  $\frac{C_B \cdot V_{\text{eq}}}{3} = \frac{C_A \cdot V_A}{1}$  où  $C_B$  est la concentration molaire de la solution d'hydroxyde de sodium et

$C_A$  est la concentration recherchée en acide citrique.

$$C_A = \frac{C_B \cdot V_{\text{eq}}}{3V_A}$$

$$C_A = \frac{1,00 \times 10^{-1} \times 31,0}{3 \times 10,0} = \mathbf{0,103 \text{ mol.L}^{-1}} \text{ d'acide citrique (valeur non arrondie stockée en mémoire)}$$

2.1.2. Pourcentage en masse :  $p = \frac{m_A}{m_{\text{sachet}}}$  où  $m_A$  est la masse d'acide dans le sachet qui a été dissoute dans  $V = 2,00 \text{ L}$  d'eau.

$$C_A = \frac{n_A}{V} = \frac{m_A}{M \cdot V} \text{ donc } m_A = C_A \cdot V \cdot M$$

$$p = \frac{C_A \cdot V \cdot M}{m_{\text{sachet}}}$$

$$p = \frac{0,103 \times 2,00 \times 192}{40,0} = 0,992 = \mathbf{99,2\%}$$

**avec  $C_A$  non arrondie**

2.1.3. Notons l'incertitude  $\Delta p = U(p)$

U pour uncertainty

L'incertitude relative a pour expression :  $\frac{U(p)}{p} = \sqrt{\left(\frac{U(C_B)}{C_B}\right)^2 + \left(\frac{U(V_{\text{eq}})}{V_{\text{eq}}}\right)^2 + \left(\frac{U(V_A)}{V_A}\right)^2 + \left(\frac{U(V)}{V}\right)^2}$

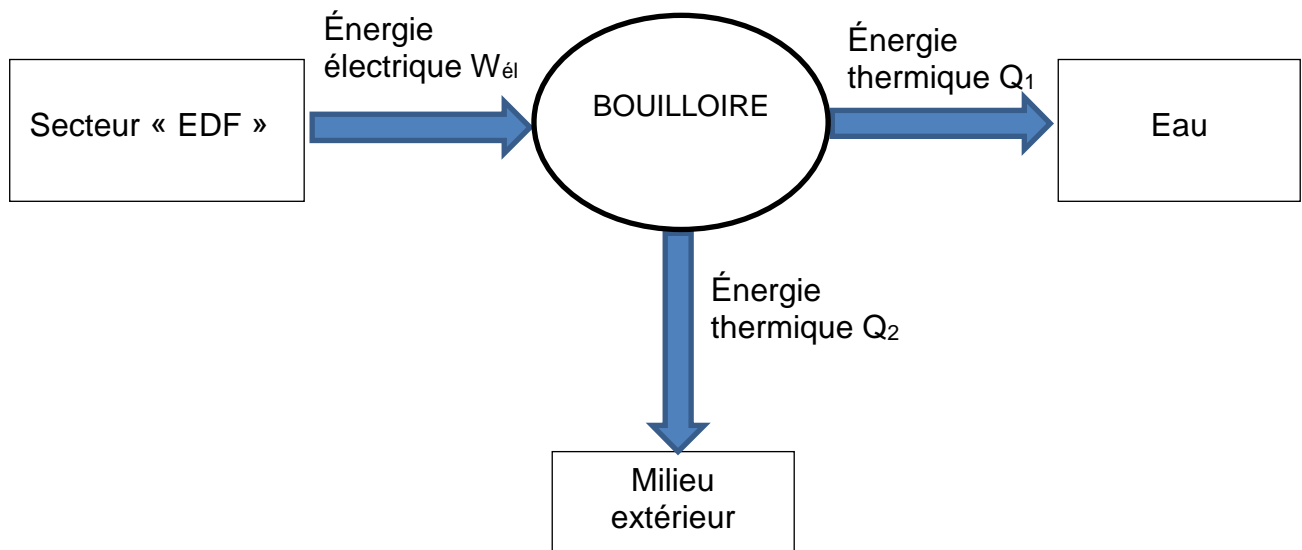
$$\frac{U(p)}{p} = \sqrt{\left(\frac{0,02 \times 10^{-1}}{1,00 \times 10^{-1}}\right)^2 + (0,01)^2 + (0,005)^2 + (0,005)^2}$$

$$\frac{U(p)}{p} = 0,02 \quad \text{donc } U(p) = p \times 0,02 = 99,2 \times 0,02 = 2 \%$$

Le sachet indique 100% d'acide citrique ce qui est cohérent avec  $p = 99,2 \pm 2 \%$

**2.2.1.** La température est un facteur cinétique, le fait de chauffer la solution va permettre diminuer la durée de réaction. Le détartrage sera plus rapide.

**2.2.2.**



Le rendement est défini par  $\eta = \frac{E_{\text{utile}}}{E_{\text{dépensée}}}$

$$\text{Ici } \eta = \frac{Q_1}{W_{\text{él}}} = \frac{m.c.\Delta\theta}{P.\Delta t} = \frac{\rho.V.c.\Delta\theta}{P.\Delta t}$$

$$\eta = \frac{1,0 \times 0,40 \times 4,2 \times 10^3 \times (85 - 18)}{1500 \times (60 + 20)} = 0,94 = \mathbf{94 \%}$$

Les bouilloires électriques ont de très bons rendements.