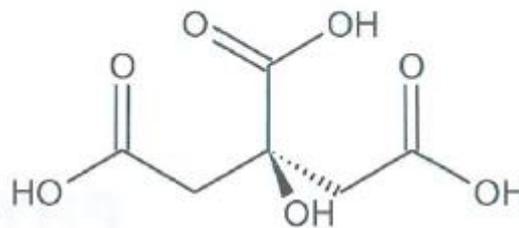


## Exercice I – L'acide citrique au quotidien

**Les différentes parties sont indépendantes.**

L'acide citrique est un triacide présent en abondance dans le citron. La synthèse mondiale approche deux millions de tonnes par an. Il est utilisé dans les boissons, les cosmétiques, en pharmacie, etc.

Dans le commerce, on peut le trouver sous forme de poudre blanche anhydre ou monohydratée. Le but de cet exercice est d'étudier les propriétés acido-basiques de l'acide citrique, de trouver la forme présente dans un détartrant et de déterminer la pureté d'un produit commercial.



Représentation de la molécule d'acide citrique

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

1.1. Rappeler ce qu'est un acide selon Brønsted, puis expliquer pourquoi l'acide citrique est qualifié de « triacide ».

## 2. Extraction de l'acide citrique d'un citron

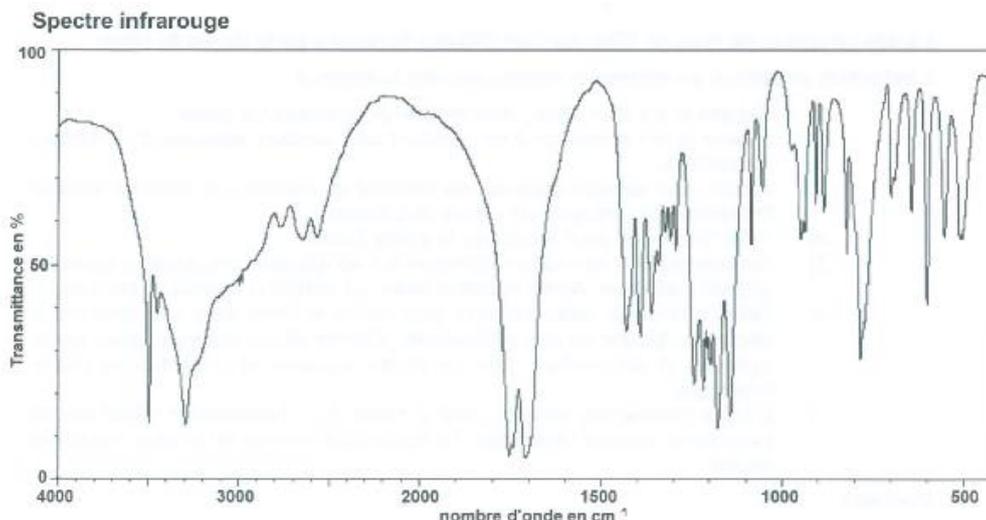
L'acide citrique a été isolé en 1784 par Carl Wilhelm Scheele à partir de jus de citron.

### Table simplifiée de données pour la spectroscopie IR

Liaison	Nombre d'onde (cm <sup>-1</sup> )
O – H alcool	3200 – 3400
C – H	2800 – 3000
O – H acide carboxylique	2500 – 3200 bande large
C = O acide carboxylique	1700 – 1725
C = O aldéhyde	1720– 1740

## 2.4. Le spectre infra-rouge

Ce spectre confirme-t-il que le produit du citron extrait par ce protocole est de l'acide citrique ?



### 3. Analyse d'un détartrant à l'acide citrique

Un laboratoire d'analyse met en place un protocole afin de déterminer :

- la forme, anhydre ou monohydratée, de l'acide citrique présente dans un détartrant commercial en poudre ;
- la pureté de l'acide citrique dans le détartrant commercial en poudre.

#### Données

Indicateur	Couleur		Domaine de virage
	Forme acide	Forme basique	
Jaune d'alizarine	Jaune	Violet	10,1 à 12,1
Thymolphaléine	Incolore	Bleue	9,3 à 10,5
Rouge de crésol	Jaune	Rouge	7,2 à 8,8
Bleu de bromothymol	Jaune	Bleue	6,0 à 7,6
Rouge de méthyle	Rouge	Jaune	4,2 à 6,2
Vert de bromocrésol	Jaune	Bleue	3,8 à 5,4
Hélianthine	Rouge	Jaune	3,1 à 4,4

	Formule brute	Masse molaire	Pictogramme
Acide citrique anhydre	$C_6H_8O_7$	$192 \text{ g.mol}^{-1}$	
Acide citrique monohydraté	$C_6H_8O_7, H_2O$	$210 \text{ g.mol}^{-1}$	

Protocole utilisé au laboratoire :

- poser une coupelle sur le plateau d'une balance et appuyer sur « TARE » ;
- mettre un peu de détartrant dans la coupelle, la balance indique alors ;

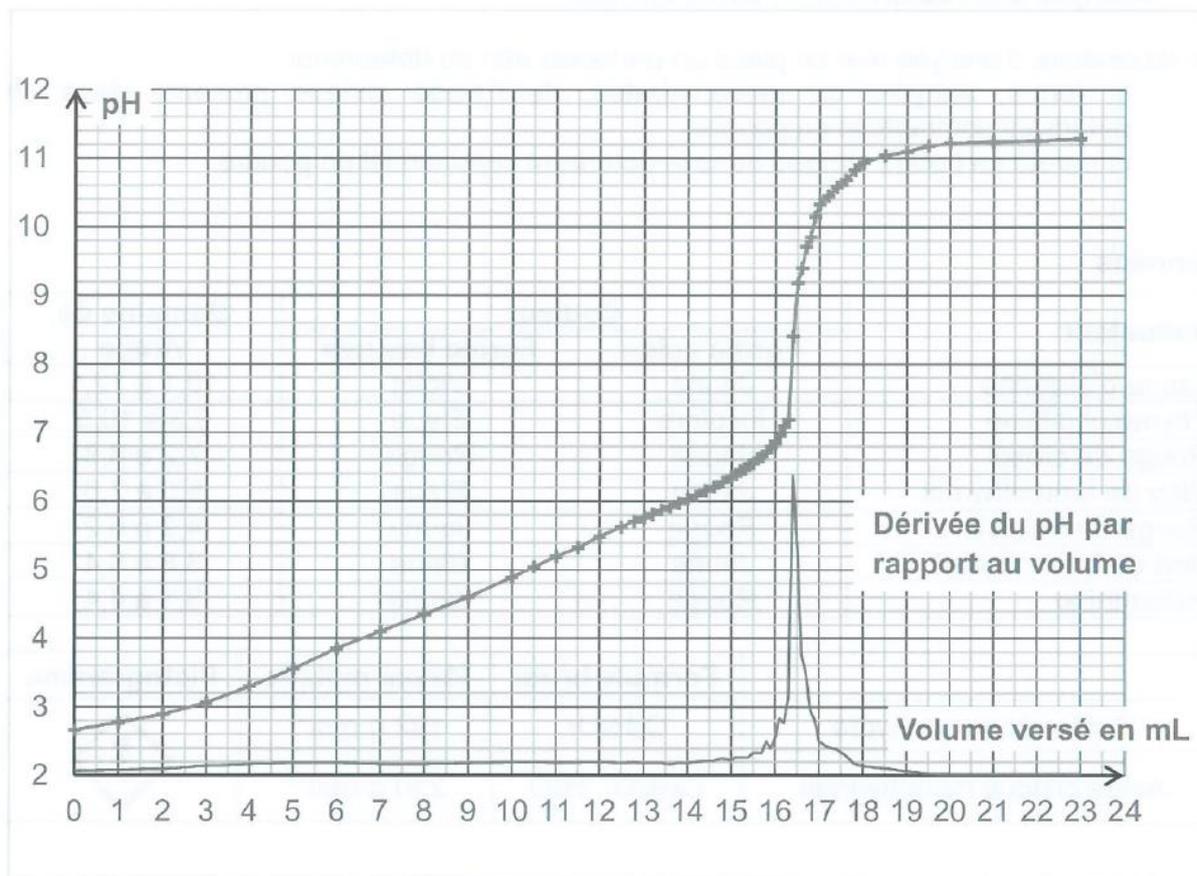


- introduire le contenu de la coupelle dans un bécher, ajouter un peu d'eau distillée puis agiter pour dissoudre complètement le détartrant ;
- mettre le bécher sous une burette graduée remplie avec une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration  $C = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  ;
- placer une électrode de pH-métrie dans le bécher et la relier au pH-mètre ;
- sous agitation magnétique, ajouter progressivement de la solution aqueuse d'hydroxyde de sodium en relevant régulièrement la valeur du pH de la solution.

Équation de la réaction support de titrage :



Courbe obtenue en réalisant le protocole.



**3.1.** Expliquer pourquoi le coefficient stœchiométrique dans l'équation support de titrage vaut 3 pour les ions hydroxyde.

**3.2.** En expliquant votre démarche, déterminer la valeur  $V_E$  du volume de solution d'hydroxyde de sodium versée à l'équivalence.

**3.3.** Quel indicateur coloré pourrait-on utiliser pour réaliser ce titrage pH-métrique ? Préciser comment serait repéré le volume de solution d'hydroxyde de sodium versé à l'équivalence.

**3.4.** En exploitant les résultats expérimentaux de l'analyse :

- montrer que le détartrant ne peut pas être de l'acide citrique monohydraté ;
- déterminer le pourcentage massique d'acide citrique anhydre du détartrant ;
- conclure sur la pureté du détartrant.

*Le candidat est invité à prendre des initiatives et à présenter la démarche suivie, même si elle n'a pas abouti. La démarche est évaluée et nécessite d'être correctement présentée.*