

## TP : Dosage d'un détartrant par de la soude

La dureté de l'eau (présence d'ions  $\text{Ca}^{2+}$  et  $\text{Mg}^{2+}$ ) est responsable de la formation de tartre, dépôt solide de calcaire qui se forme sur les parois et y adhère. Les acides dissolvent le calcaire.

Lors du détartrage, la dissolution du carbonate de calcium conduit à la formation de dioxyde de carbone.

Les produits détartrants à usage domestiques contiennent des acides (chlorhydrique, hydrogénosulfate de sodium, sulfamique, citrique...).

### Problème

Les détartrants pour cafetière vendus dans le commerce contiennent de l'acide citrique.

Il s'agit de déterminer le pourcentage massique en acide citrique présent dans la poudre vendue dans le commerce.

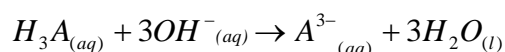
Pour cela, on va **déterminer la quantité d'acide citrique qu'il y a dans 10,0mL de solution aqueuse de détartrant contenant 20,0 g.L<sup>-1</sup> de poudre de détartrant**, solution qu'il faudra préparer. En réalisant cette détermination, on dit qu' « on dose la solution ».

### Documents

#### **Document 1 : Réaction de l'acide citrique avec les ions hydroxyde :**

On fait réagir l'acide citrique avec les ions hydroxyde ( $\text{OH}^-$ ) présents dans une solution de soude.

L'acide citrique est noté  $\text{H}_3\text{A}$  dans l'équation de la réaction qui a lieu :



#### **Document 2 : Equivalence d'un dosage**

L'équivalence est le moment où les **réactifs** ont été **introduits dans les proportions stœchiométriques**.

#### **Document 3 : un indicateur coloré : la phénolphtaléine**

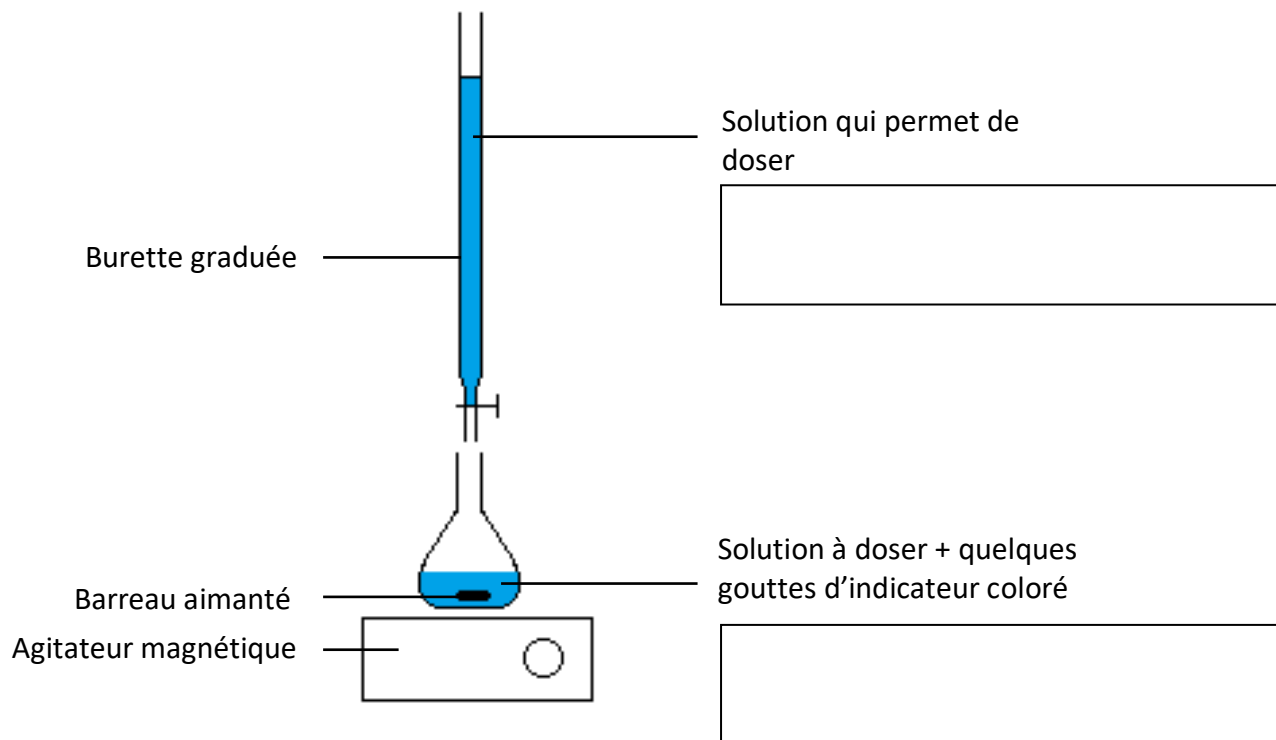
Un indicateur coloré est une substance chimique qui change de couleur selon le milieu dans lequel il se trouve.

La phénolphtaléine est un indicateur coloré :

	Milieu acide (présence d'un acide dans la solution)	Milieu basique (présence d'ions hydroxyde dans la solution)
Couleur de la phénolphtaléine	Incolore	Rose

## Compréhension du protocole de dosage colorimétrique

1. Préciser sur le schéma ci-dessous la place de la solution contenant l'acide citrique, de la soude et de la phénolphtaléine pour le dosage que vous allez réaliser.



2. Compléter le tableau suivant :

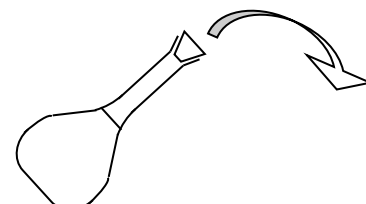
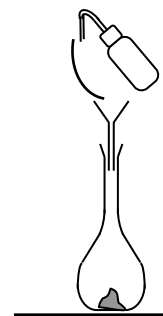
	Avant l'équivalence	Après l'équivalence
Réactif limitant dans l'erlenmeyer		
Réactif en excès dans l'erlenmeyer		
Couleur de la solution dans l'erlemeyer		

Quel changement de couleur observe-t-on lors du passage à l'équivalence ?

## Manipulation

### 1. Préparation de la solution de détartrant :

- ❑ Conditionner la fiole en la rinçant avec de l'eau
- ❑ Prélever 2,0 g de détartrant en poudre dans une coupelle en plastic (utiliser la touche tare de la balance pour enlever la masse de la coupelle)
- ❑ Transvaser le composé sans perte : à l'aide d'un entonnoir, introduire cette quantité dans la fiole jaugée ; rincer la coupelle et faire couler l'eau de rinçage dans la fiole.
- ❑ Ajouter de l'eau jusqu'au début du col de la fiole. Boucher et agiter comme l'indique le schéma en tenant le bouchon, jusqu'à dissolution complète du soluté.
- ❑ Compléter en ajoutant de l'eau distillée, en veillant à ce que **le bas du ménisque** formé par la surface de l'eau arrive au niveau du trait de jauge.
- ❑ Homogénéiser une dernière fois la solution



### 2. Dosage :

- ❑ Conditionner (rincer) la burette avec la soude
- ❑ Remplir la burette avec la soude et ajuster au zéro ; s'assurer de l'absence de bulles d'air dans la burette
- ❑ Conditionner la pipette jaugée de 10mL avec la solution de détartrant
- ❑ Prélever 10,0mL de solution de détartrant avec la pipette jaugée et l'introduire dans l'erlenmeyer
- ❑ Ajouter quelques gouttes de phénolphtaléine dans l'erlenmeyer
- ❑ Ajouter petit à petit la soude jusqu'au changement de couleur de l'indicateur coloré ; l'équivalence doit être atteinte à la goutte près.
- ❑ Relever le volume de l'équivalence  $V_{eq}$ .

## Exploitation

1. Calculer la quantité d'ions hydroxyde  $n_h$  qui a réagi lorsqu'on a atteint l'équivalence du dosage.
2. En utilisant un tableau d'avancement, calculer la quantité  $n_a$  d'acide citrique qui a alors réagi.

3. Déduire de la quantité calculée précédemment la masse d'acide citrique  $m_a$  correspondante.  
On donne la masse molaire de l'acide citrique :  $M = 192,0 \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

4. Déduire la masse d'acide citrique présente dans les 100mL de solution préparée.

5. Calculer le pourcentage en masse d'acide citrique présent dans la poudre. Conclure.