

# TP de chimie : titrage d'un comprimé d'aspirine du commerce

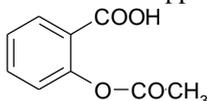
## I Buts du TP

- Vérifier la masse d'acide acétylsalicylique contenue dans un cachet d'aspirine du commerce.
- Montrer que lorsque plusieurs réactions sont envisageables lors d'une transformation chimique, il est possible d'en privilégier une seule en choisissant les conditions expérimentales appropriées.

## II- Titrage DIRECT de l'aspirine du commerce

### 1 Principe

L'aspirine ou acide acétylsalicylique a la formule semi-développée suivante :



On dispose d'une solution S qui a été obtenue de la façon suivante : 3 comprimés d'aspirine ont été broyés dans un mortier. La poudre obtenue a été mise en solution dans l'eau dans une fiole jaugée de 1,00L.

Un extrait de cette solution est titré, à froid, par une solution diluée d'hydroxyde de sodium de concentration connue. Le titrage est suivi par pH-métrie. La masse d'acide acétylsalicylique contenue dans un comprimé est déduite de ce titrage.

### 2 Protocole expérimental

- Relever sur la boîte de comprimés la formulation de l'aspirine simple utilisée : comprimés de 500 mg.
- A l'aide d'une burette graduée, prélever un volume  $V_a = 50,0$  mL de la solution S à titrer. Le verser dans un bécher. Ajouter quelques gouttes de rouge de crésol.
- Etalonner et régler le pH- mètre (température et tampons).
- Introduire la solution de soude de concentration  $C_b = 5,00 \cdot 10^{-2}$  mol.L<sup>-1</sup> dans une burette de 25,0 mL.

**Appeler le professeur juste avant le premier ajout de solution titrante.**

- Réaliser le titrage pH- métrique : relever la valeur du pH initial puis après chaque addition de soude. La soude sera versée mL par mL sauf au voisinage de l'équivalence où vous effectuerez des mesures plus rapprochées. Noter également le volume de soude versée au virage de l'indicateur.

**Appeler le professeur au voisinage de l'équivalence**

V <sub>b</sub> (mL)													
pH													
V <sub>b</sub> (mL)													
pH													
V <sub>b</sub> (mL)													
pH													

**Appeler le professeur pour justifier a posteriori le choix de l'indicateur coloré**

### 3 Questions théoriques

Quel instrument devrait-on normalement utiliser pour introduire l'échantillon à doser dans le bécher ?

Proposer un autre indicateur coloré utilisable pour ce dosage. Inconvénients/avantages d'un dosage par suivi pHmétrique vis-à-vis d'un dosage acido-basique colorimétrique ?

Pourquoi a-t-on utilisé un grand volume d'eau distillée pour préparer la solution S ?

#### Importance du choix des conditions expérimentales :

Quels sont les groupes fonctionnels de la molécule d'aspirine ? Les encadrer sur la formule

Quels sont les deux types de réactions chimiques que l'on puisse réaliser avec ces familles de composés en présence d'hydroxyde de sodium ?

Quel choix de conditions expérimentales permet ici de n'observer quasiment que la réaction acido-basique ? Justifier.

Données :

Solubilité de l'aspirine dans l'eau à 25°C : 3,4 g.L<sup>-1</sup>

Masse molaire de l'aspirine : 180 g.mol<sup>-1</sup>

Indicateur coloré	Zone de virage
Hélianthine	3,1 – 4,4
Bleu de bromothymol	6,0 – 7,6
Rouge de crésol	7,2 – 8,8
phénolphtaléine	8,2 – 10,0

### 4 Exploitation des résultats expérimentaux

Ecrire l'équation de la réaction de dosage (l'acide acétylsalicylique sera noté AH). Sur la courbe pH = f(V<sub>b</sub>), déterminer les coordonnées du point d'équivalence par la méthode des tangentes. En déduire la concentration de la solution S en acide acétylsalicylique en soignant la rédaction de la réponse à cette question. Calculer la masse m d'acide acétylsalicylique dans un comprimé. Comparer aux indications de la boîte (écart relatif).