

<b>Nom :</b>	<b>TP force d'un acide et constante d'équilibre</b>
<b>Prénom :</b>	
<b>Classe :</b>	

## I. Pourquoi est-il utile de déterminer la constante d'acidité d'un couple acide-base ?

### 1) Partie documentaire

#### Doc 1. Aspirine du Rhône® 500 mg

Le couple acide-base auquel appartient l'acide acétylsalicylique, principe actif de l'aspirine, est caractérisé par sa constante d'acidité. L'étiquette de comprimé d'aspirine indique les informations suivantes :

- Principe actif : acide acétylsalicylique 500 mg.
- Excipients : amidon de maïs, gel de silice.

On admet que les excipients n'ont aucun caractère acido-basique.

#### Doc 2. Données

Acide acétylsalicylique :

- Formule brute :  $C_9H_8O_4$ .
- $HA_{(aq)} / A^-_{4(aq)}$ .
- Masse molaire :  $M = 180,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

#### Doc 3. Constante d'acidité

La constante d'acidité  $K_A$  d'un couple acide-base  $HA_{(aq)} / A^-_{4(aq)}$  est la constante d'équilibre de la réaction de l'acide avec l'eau.

### 2) Partie pratique

Les préparatrices ont préparé une solution d'aspirine en broyant un comprimé dans 500,0 mL d'eau distillé.

1. Prélever une partie de la solution et mesurer son pH à l'aide du pH-mètre étalonné.

solution	Acide salicylique	Acide chlorhydrique S <sub>1</sub>	Acide éthanoïque S <sub>2</sub>	Acide lactique S <sub>3</sub>
pH				
Concentration en ions oxonium [H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ]				
tau d'avancement final				

2. Écrire la réaction de l'acide HA sur l'eau

3. Compléter le tableau d'avancement de la réaction entre l'acide acétylsalicylique HA et l'eau.

Équation de la réaction	$AH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow A^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$			
État	x (mol)	Quantités de matière (mol)		
Initial	0	$n_0 = CxV$	Excès	
équilibre	$x_f = \tau_f x n_0$		Excès	
final	$x_{max}$		Excès	

4. Exprimer la constante d'acidité  $K_A$  du couple de l'acide acétylsalicylique.

5. Démontrer que  $K_A = \frac{[H_3O^+]_{eq}^2}{(C - [H_3O^+]_{eq}) \times C^0}$  où  $C_0$  est la concentration en acide acétylsalicylique apporté.

6. À partir de la valeur du pH et des questions précédentes, calculer la valeur de cette constante d'acidité  $K_A$ .

7. Par une mise en commun des résultats, déterminons l'incertitude de la constante d'équilibre  $U(K_A)$

a) a. Mettre en commun l'ensemble des résultats obtenus par les différents groupes en remplissant la feuille de calcul disponible sur le lien suivant [fichier excel](#)

b) Relever la valeur moyenne et l'incertitude type  $u(K_A)$  puis exprimer la valeur de  $K_A$  sous la forme

$K_A \pm U(K_A)$  à 25 °C, la constante d'acidité de l'acide salicylique est  $K_A = 3,2 \times 10^{-4}$ . Cette valeur appartient-elle à l'intervalle de confiance déterminé expérimentalement ?

8. Citer les différentes étapes à suivre pour déterminer la constante d'acidité d'un couple acide-base à l'aide d'une mesure de pH.

## II. Force des acides

### 1) Partie documentaire

#### Doc 1. Quelques détartrants courants

Des solutions d'acide lactique  $C_3H_6O_3(aq)$ , d'acide éthanoïque  $CH_3COOH(aq)$ , comme le vinaigre blanc, ou d'acide chlorhydrique  $H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$ , peuvent être utilisées pour détartrer des récipients en verre, de la robinetterie ou des appareils électroménagers.

#### Doc 2. Tartre et détartrage

Le tartre est un dépôt solide résultant de la précipitation de certains ions contenus dans l'eau, essentiellement les ions calcium  $Ca^{2+}(aq)$  et les ions magnésium  $Mg^{2+}(aq)$ , sous l'effet de la chaleur. Les ions oxonium  $H_3O^+$  libérés par les acides réagissent avec le tartre et le solubilisent, ils permettent donc de détartrer les surfaces entartrées.

#### Doc 3. Pratique expérimentale

On dispose d'un pH-mètre étalonné, mesurer le pH de chaque solution. Regrouper vos résultats dans le tableau suivant :

solution	S <sub>1</sub>	S <sub>2</sub>	S <sub>3</sub>
pH			
Concentration en ions oxonium $[H_3O^+]$			
tau d'avancement final			

L'ensemble des 3 acides sera écrite sous la forme HA/ A<sup>-</sup>. Les 3 acides ont un volume noté V et une concentration notée C.

### 2) Partie expérimentale

1. Travail sur le tableau d'avancement de façon littérale

a) Déterminer l'expression de l'avancement maximal  $x_{max}$

b) Dédire de la mesure du pH l'expression de l'avancement final  $x_f$

c) Montrer que le taux d'avancement final de la transformation s'écrit  $\tau_f = \frac{10^{-pH}}{C}$ .

2. Calculer le taux d'avancement final pour chaque acide et regrouper vos résultats le tableau.

3. Classer les trois acides étudiés par force croissante.

4. justifier que l'acide chlorhydrique est plus efficace que l'acide lactique et l'acide éthanoïque pour le détartrage.

# Liste Matériel

## Bureau

- solution d'acide chlorhydrique, acide lactique et éthanoïque à 0,01 mol/L
- un comprimé d'aspirine du Rhône dissout dans 500 mL d'eau distillé.
- 4 éprouvettes de 100 mL
- 8 béchers de 200 mL

## Élève

- pH-mètre étalonné