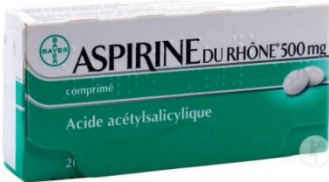


## Un acide qui vous veut du bien !

L'aspirine, ou acide acétylsalicylique de formule  $C_9H_8O_4$  est un principe actif de médicaments principalement utilisés pour lutter contre la douleur ou la fièvre. L'aspirine est l'acide d'un couple acide-base. Une constante d'équilibre est associée à la réaction de l'aspirine avec l'eau.

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

### Doc 1 : Aspirine du Rhône 500 mg



**Principe actif :** acide acétylsalicylique 500 mg

- formule brute:  $C_9H_8O_4$
- $C_9H_8O_4 / C_9H_7O_4^-$
- Masse molaire :  $M = 180,0 \text{ g.mol}^{-1}$
- Solubilité dans l'eau :  $3,3 \text{ g.L}^{-1}$  à  $20 \text{ }^\circ\text{C}$

**Excipients :** amidon de maïs, gel de silice ... On admet que les excipients n'ont aucun caractère acido-basique

### Doc 2 : Constante d'acidité

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

### Protocole expérimentale :

- ☐ Broyer un comprimé d'aspirine du Rhône à l'aide d'un pilon et d'un mortier
- ☐ Dissoudre le médicament afin de préparer 500 mL d'une solution  $S_0$  d'acide acétylsalicylique
- ☐ Homogénéiser
- ☐ la solution quelques minutes à l'aide de l'agitateur magnétique
- ☐ Préparer une solution  $S_1$  de volume  $V_1 = 100 \text{ mL}$  dix fois moins concentré que  $S_0$
- ☐ Préparer une solution  $S_2$  de volume  $V_2 = 100 \text{ mL}$  cent fois moins concentré que  $S_0$
- ☐ Mesurer le pH de chacune des trois solutions

### Questions

1. Mettre en œuvre le protocole expérimental et relever la valeur du pH des solutions  $S_0$ ,  $S_1$  et  $S_2$
- 2.a. A l'aide d'un calcul, montrer que l'aspect non limpide de la solution  $S_0$  n'est pas dû à un problème de solubilité de l'acide acétylsalicylique.
- 2.b. Formuler une hypothèse expliquant l'aspect de la solution.
3. Construire un tableau d'avancement de la réaction entre l'acide acétylsalicylique et l'eau.
- 4.a. Exprimer la constante d'acidité  $K_A$  du couple de l'acide acétylsalicylique.
- 4.b. Démontrer que  $K_A = \frac{[H_3O^+]_{\text{éq}}^2}{C_0 - [H_3O^+]}$  où  $C_0$  est la concentration en acide acétylsalicylique apportée.
- 4.c. A partir de la valeur du pH et de la question 3, calculer la valeur de cette constante d'acidité  $K_A$ .
- 5.a. Mettre en commun l'ensemble des résultats obtenus par les différents groupes, puis calculer la valeur moyenne  $\overline{K_A}$  après suppression des résultats manifestement aberrants.
- 5.b. Par une approche statistique, déterminer l'incertitude type  $u(K_A)$  puis exprimer la valeur de  $K_A$  sous la forme  $K_A \pm u(K_A)$ .
- 6.a. A  $25 \text{ }^\circ\text{C}$  la constante d'acidité du couple  $C_9H_8O_4 / C_9H_7O_4^-$  est  $K_A = 3,2 \times 10^{-4}$ . Cette valeur appartient-elle à l'intervalle de confiance déterminé expérimentalement ?
- 6.b. 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.
- 7.a. Relier la constante d'acidité d'un couple acide-base au caractère plus ou moins fort de l'acide.
- 7.b. Justifier l'utilité des tables répertoriant les valeurs des constantes d'acidité.