

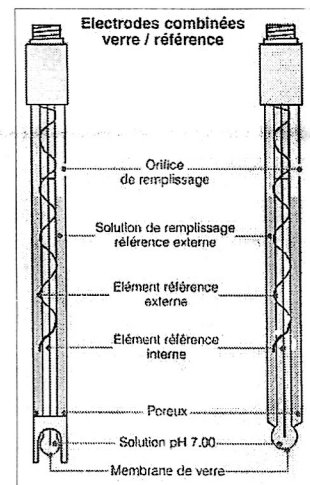


**Problématique : La réaction entre un acide et l'eau est-elle toujours totale ?**

## Document 1 : Le pH-mètre

Le pH-mètre est généralement constitué d'un boîtier électronique permettant l'affichage de la valeur numérique du pH et d'une sonde de pH constituée d'une *électrode de verre* permettant la mesure et d'une *électrode de référence*. Comme il est beaucoup plus facile de manipuler une seule électrode plutôt que deux, l'**électrode combinée** (ci-contre) est très largement répandue et utilisée dans les laboratoires. Ce type d'électrode combine en une seule entité une électrode de verre et une électrode de référence.

Le pH-mètre est étalonné avant chaque campagne de mesures avec deux solutions tampon. Selon les mesures à effectuer, on étalonne, par exemple, par une solution de pH = 7 puis par une solution de pH = 4 pour faire des mesures en milieu acide, ou par une solution de pH = 7 puis une solution de pH = 10 pour des mesures en milieu basique. Les valeurs des mesures sont idéalement comprises entre les deux valeurs de pH des solutions tampon utilisées (les valeurs de pH = 4, 7 et 10 sont les plus communément rencontrées parmi les solutions tampon).



## Document 2 : Constante d'acidité

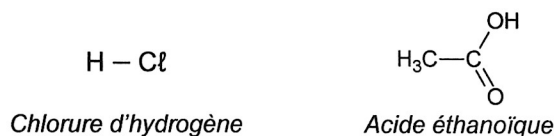
On appelle **constante d'acidité** dans l'eau d'un couple acide faible / base faible ( $AH / A^-$ ), une grandeur, sans dimension, notée  $K_A$ , caractéristique du couple acido-basique et définie par :

$$K_A = \frac{[H_3O^+] \times [A^-]}{[AH] \times c^0} \quad \begin{cases} [H_3O^+] = \text{concentration molaire en ion oxonium (en mol. L}^{-1}) \\ [A^-] = \text{concentration molaire en base faible (en mol. L}^{-1}) \\ [AH] = \text{concentration molaire en acide faible (en mol. L}^{-1}) \\ K_A = \text{constante d'acidité du couple } AH/A^- \text{ (sans unité)} \end{cases}$$

(avec  $c^0 = 1 \text{ mol. L}^{-1}$ )

Le **pK<sub>A</sub>** d'un couple acide/base est une grandeur, sans dimension, comprise entre **0** et **14** et caractéristique du couple. Elle est définie par : **pK<sub>A</sub> = - log K<sub>A</sub>**

## I. Étude de la réaction entre un acide et l'eau



Une solution d'**acide chlorhydrique** résulte de la réaction du chlorure d'hydrogène,  $HCl_{(g)}$ , avec l'eau. Une solution d'**acide éthanóïque** (ou acide acétique) résulte de la réaction de l'acide éthanóïque,  $CH_3COOH_{(l)}$ , pur avec l'eau.

On dispose d'une solution **S<sub>1</sub>** d'acide chlorhydrique de concentration  $c_1 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$  et d'une solution **S<sub>2</sub>** d'acide éthanóïque de concentration  $c_2 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$ .

Par une mesure de pH, de chaque solution, nous allons déterminer l'état final de ces deux systèmes chimiques (solutions **S<sub>1</sub>** et **S<sub>2</sub>**).

### Protocole expérimental :

- ① Étalonner le pH-mètre LabQuest en vous aidant de la fiche jointe.
- ② Rincer l'électrode du pH-mètre. **Ne pas l'essuyer !**
- ③ Verser dans un bécher, à l'aide d'une éprouvette graduée, un volume  $V_1 = 40 \text{ mL}$  de la solution **S<sub>1</sub>**.
- ④ Mesurer le pH de la solution **S<sub>1</sub>**. Rincer l'électrode du pH-mètre.
- ⑤ Verser dans un bécher, à l'aide d'une éprouvette graduée, un volume  $V_2 = 40 \text{ mL}$  de la solution **S<sub>2</sub>**.
- ⑥ Mesurer le pH de la solution **S<sub>2</sub>**. Rincer l'électrode du pH-mètre et la remettre dans le flacon de protection.

1. Pour chaque solution, dresser un tableau d'avancement (expressions littérales) puis calculer le taux d'avancement.
2. Les deux réactions sont-elles totales ? Justifier la réponse puis conclure

## II. Étude de la réaction entre une base et l'eau



Une solution d'**ammoniaque** résulte de la réaction de l'ammoniac  $NH_{3(g)}$  avec l'eau. Une solution d'**hydroxyde de sodium** (soude) est préparée par dissolution d'hydroxyde de sodium  $NaOH_{(s)}$  dans de l'eau.



On dispose d'une solution  $S_3$  d'ammoniaque de concentration  $c_3 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  et d'une solution  $S_4$  d'hydroxyde de sodium de concentration  $c_4 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

Par une mesure de pH, de chaque solution, nous allons déterminer l'état final de ces deux systèmes chimiques (solutions  $S_3$  et  $S_4$ ).

#### Protocole expérimental :

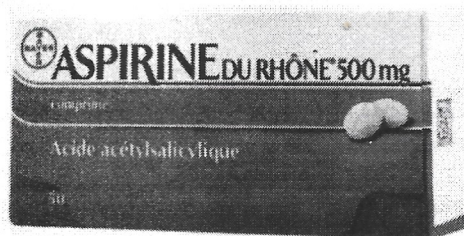
- ① Étalonner le pH-mètre LabQuest en vous aidant de la fiche jointe.
- ② Rincer l'électrode du pH-mètre. **Ne pas l'essuyer !**
- ③ Verser dans un bécher, à l'aide d'une éprouvette graduée, un volume  $V_3 = 40 \text{ mL}$  de la solution  $S_3$ .
- ④ Mesurer le pH de la solution  $S_3$ . Rincer l'électrode du pH-mètre.
- ⑤ Verser dans un bécher, à l'aide d'une éprouvette graduée, un volume  $V_4 = 40 \text{ mL}$  de la solution  $S_4$ .
- ⑥ Mesurer le pH de la solution  $S_4$ . Rincer l'électrode du pH-mètre et la remettre dans le flacon de protection.

3. Pour chaque solution, dresser un tableau d'avancement (expressions littérales) puis calculer le taux d'avancement.
4. Les deux réactions sont-elles totales ? Justifier la réponse puis conclure.

### III. Détermination d'un $pK_A$

Les acides faibles sont caractérisés par une constante d'acidité, noté  $K_A$ . La constante d'acidité d'un couple acido-basique  $AH_{(aq)}/A^{-}_{(aq)}$  est la constante d'équilibre de la réaction de l'acide avec l'eau.

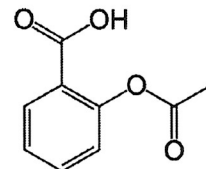
Or, souhaite déterminer la constante d'acidité de l'acide acétylsalicylique contenu dans l'aspirine du Rhône.



- Principe actif :  
acide acétylsalicylique 500 mg.
  - Excipients :  
amidon de maïs, gel de silice...
- On admet que les excipients n'ont aucun caractère acido-basique.

#### Données :

- Formule brute de l'acide acétylsalicylique :  $C_9H_8O_4$
- Couple acido-basique :  $C_9H_8O_4 (aq) / C_9H_7O_4^{-} (aq)$
- Masse molaire :  $M = 180 \text{ g.mol}^{-1}$  ;
- Solubilité dans l'eau (à  $20^\circ \text{C}$ ) :  $3,3 \text{ g.L}^{-1}$ .



Acide acétylsalicylique

#### Protocole expérimental :

- ① Broyer un comprimé d'aspirine du Rhône à l'aide d'un pilon et d'un mortier.
- ② Dissoudre la poudre obtenue dans de l'eau distillée afin de préparer 250 mL d'une solution  $S_0$  d'acide acétylsalicylique.
- ③ Homogénéiser la solution.
- ④ Mesurer le pH de la solution  $S_0$  avec un pH mètre étalonné.

5. Montrer que l'aspect non limpide de la solution n'est pas dû à un problème de solubilité de l'acide acétylsalicylique.
6. Compléter le tableau d'avancement ci-dessous.
7. Exprimer la constante d'acidité  $K_A$  du couple de l'acide acétylsalicylique.
8. Montrer que  $K_A = \frac{[H_3O^+]_{\text{eq}}^2}{c_0 - [H_3O^+]_{\text{eq}}}$  où  $c_0$  est la concentration en acide acétylsalicylique apporté.
9. À partir de la valeur du pH, déterminer la valeur du  $K_A$  puis du  $pK_A$ .
10. Comparer la valeur du  $pK_A$  obtenue expérimentalement avec la valeur théorique  $pK_A = 3,49$ .

#### Tableau d'avancement :

	$C_9H_8O_4 (aq)$	+	$H_2O(l)$	$\rightleftharpoons$	$C_9H_7O_4^{-} (aq)$	+	$H_3O^+ (aq)$
À $t = 0$							
À $t$							
À $t = t_f$							