# TP : Détermination de la constante d'acidité d'un couple acide base

Les vinaigres ménagers contiennent un acide faible, l'acide éthanoïque dont nous allons déterminer la constante d'acidité qui permet d'évaluer les forces relatives d'acides faibles.

## I. Détermination graphique du pka d'un couple acide basique

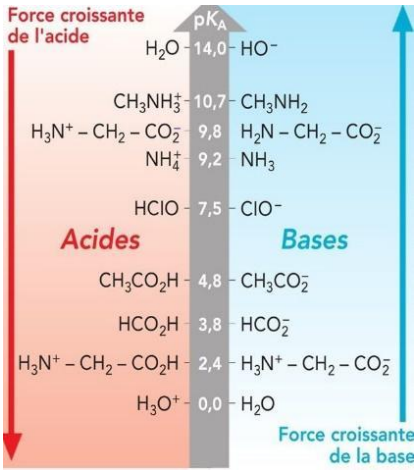
**Document 1 : Réaction d'un acide dans l'eau.**
La réaction d'un acide AH(aq) avec l'eau jouant le rôle de base conduit à un équilibre chimique modélisé par l'équation :

$$AH(aq) + H_20(l) \rightleftarrows A^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La constante d'équilibre associée est appelée **constante d'acidité $K_A$** du couple $AH(aq)/A^-(aq)$ :

$$K_A = \frac{[A^-(aq)]_{eq} \times [H_3O^+(aq)]_{eq}}{[AH(aq)]_{eq} \times c^0}$$

$[A^-(aq)]_{eq}$ : Concentration à l'équilibre de l'espèce $A^-(aq)$ (en mol.L$^{-1}$)
$[H_3O^+(aq)]_{eq}$ : Concentration à l'équilibre de l'espèce $H_3O^+(aq)$ (en mol.L$^{-1}$)
$[AH(aq)]_{eq}$ : Concentration à l'équilibre de l'espèce $AH(aq)$ (en mol.L$^{-1}$)
Le $pK_A$ d'un couple acide/base est défini par : $pK_A = -log(K_A)$




**Document 2 : Force des acides.**
Un acide est d'autant plus fort que :

- Le taux d'avancement final de sa transformation avec l'eau est grande.

- La constante d'acidité $K_A$ du couple est grande et que son $pK_A$ est petit.

**Document 3 : Matériel et produits et Protocole**
**Matériel et produits :** Béchers de 100 mL ; Fioles jaugées de 50,0 mL ; Pipettes jaugées 5,0 mL, 10,0 mL, 20,0 mL et 25,0 mL ; Pissette d'eau distillée ; Agitateur magnétique ; pH-mètre étalonné ; Solution A d'acide éthanoïque de concentration en soluté apporté $c = 1{,}00 \times 10^{-2}$ mol.L$^{-1}$ ; Solution B d'éthanoate de sodium de concentration en soluté apporté $c = 1{,}00 \times 10^{-2}$ mol.L$^{-1}$ ; tableur grapheur

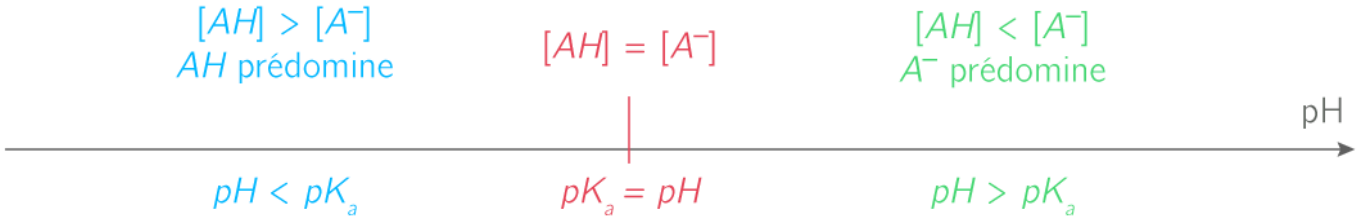
**Protocole :**

- Préparer deux des sept mélanges M des solutions A d'acide éthanoïque $CH_3COOH(aq)$ et B d'éthanoate de sodium ( $Na^+(aq)$; $CH_3COO^-(aq)$) en prélevant les volumes $V_A$ et $V_B$ indiqués dans le tableau ci-dessous. Homogénéiser ces mélanges.

| Mélange | $M_1$ | $M_2$ | $M_3$ | $M_4$ | $M_5$ | $M_6$ | $M_7$ |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Volume $V_A$ (mL) | 5,0 | 10,0 | 20,0 | 25,0 | 30,0 | 40,0 | 45,0 |
| Volume $V_B$ (mL) | 45,0 | 40,0 | 30,0 | 25,0 | 20,0 | 10,0 | 5,0 |
| pH | | | | | | | |
| log $\left(\frac{V_B}{V_A}\right)$ | | | | | | | |

- Mesurer le pH de chacun de ces mélanges et compléter le tableau précèdent.
- Tracer à l'aide d'un tableur grapheur (Excel ou Latispro) l'évolution du pH en fonction de log $\left(\frac{V_B}{V_A}\right)$

**Document 4 : Diagramme de prédominance d'un couple acide-base.**
Un diagramme de prédominance est représenté par un axe de pH sur lequel apparaissent la valeur du $pK_A$ d'un couple acide-base et les domaines où les domaines où les espèces conjuguées prédominent. L'espèce X prédomine sur l'espèce Y si $[X] > [Y]$




## Questions :

On suppose que l'acide éthanoïque et l'ion éthanoate ne régissent pas sur l'eau (c'est-à-dire que leurs concentrations dans les solutions A et B sont égale à $c$ (la concentration en soluté apporté) et que leurs quantités de matière ne changent pas lors du mélange des solutions.

1) Écrire l'équation acidobasique de l'acide éthanoïque avec l'eau.
2) Exprimer les concentrations à l'équilibre dans les mélanges effectués, $\left[CH_3COO^-\right]_{eq}$ et $\left[CH_3COOH\right]_{eq}$, en fonction de $c$, $V_A$ et $V_B$.
3) Montrer que $log\left(\frac{\left[CH_3COO^-\right]_{eq}}{\left[CH_3COOH\right]_{eq}}\right) = log\left(\frac{V_B}{V_A}\right)$
4) Mettre en œuvre le protocole expérimental.
5) Montrer que le graphique obtenu est en accord avec la relation :

$$pH = pK_A + log\left(\frac{\left[CH_3COO^-\right]_{eq}}{\left[CH_3COOH\right]_{eq}}\right)$$

6) En déduire la valeur du $pK_A$ du couple étudié et le comparer à la valeur donnée dans le document 2.
7) Représenter le diagramme de prédominance du couple étudié.

## II. Détermination du pKa d'un couple acide base grâce à une mesure de pH

On dispose de la solution aqueuse d'acide éthanoïque de concentration molaire C = $1{,}0 \times 10^{-2}$ mol.$L^{-1}$.
Verser 30 mL de la solution dans un bécher
Mesurer le pH à l'aide du pH-mètre. Pour cela, on placera le bécher sous agitation et on patientera 15 minutes afin que la valeur du pH se stabilise.

| **Equation de la réaction chimique** | | ⇌ | | | |
|---|---|---|---|---|---|
| **Etat du système chimique** | **Avancement (en mol)** | **Quantités de matière (en mol)** | | | |
| **Etat initial** | **x = 0** | | | | |
| **Etat Intermédiaire** | **x** | | | | |
| **Etat final** | **$x = x_f$** | | | | |

**1)** Calculer la quantité de matière initiale d'acide éthanoïque contenue dans V = 30 mL de solution.

***2)*** Compléter le tableau d'avancement de la réaction acido-basique.

**3)** On considère la réaction comme totale :
- Quelle quantité de matière d'ions oxonium $H_3O^+$ peut être libérée si la réaction est totale ?
- Quelle concentration $[H_3O^+]$ et quel pH doit-on obtenir ?

**4)** Quelle valeur de pH mesure-t-on réellement ? Quelle est la concentration $[H_3O^+]$ associée ?

**5)** D'après les calculs précédents, la réaction est-elle totale ?

**6)** Un système est à l'équilibre chimique quand les concentrations des réactifs et des produits n'évoluent plus. Est-ce le cas ici ?

**7)** Déduire du tableau les concentrations des différentes espèces en solution lorsque l'équilibre chimique est atteint.

**8)** Calculer alors le Ka de l'acide éthanoïque. En déduire la valeur de son pka et le comparer avec la valeur théorique.