

Manipulation n°69

☐ Influence du pH sur la solubilité de l'acide benzoïque

• Objectif

- Montrer que la solubilité de l'acide benzoïque dépend fortement du pH.

• Matériel et réactifs

- Erlenmeyer de 100 mL ; agitateur magnétique ; burette graduée.
- Eau distillée ou permutée.
- Solution de soude molaire.
- Acide benzoïque cristallisé.
- pH-mètre standardisé et ses électrodes.

• Mode opératoire et résultats

- Préparer une solution saturée d'acide benzoïque en ajoutant un excès d'acide solide dans de l'eau permutée ; laisser une agitation vive pendant dix minutes. Mesurer le pH de la solution saturée et la température.

- Ajouter dans la solution 25 mL de soude molaire, faire un ajout d'acide benzoïque solide pour que la solution reste saturée. Maintenir l'agitation pendant dix minutes. Mesurer le pH de la solution saturée et la température.

Exemple de résultats : solution saturée d'acide benzoïque dans l'eau pure : pH = 2,68.
Après ajout de soude, la solution saturée a un pH égal à 4,87.

• Exploitation des résultats

Quelle que soit la valeur du pH de la solution saturée, la solubilité de l'acide benzoïque est égale à la somme des concentrations : $s = [\text{HA}] + [\text{A}^-]$. De plus ces deux concentrations satisfont à la constante

d'acidité $K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$, d'où :

$$[\text{A}^-] = \frac{K_a[\text{HA}]}{[\text{H}_3\text{O}^+]}, \text{ soit : } s = [\text{HA}]\left(1 + \frac{K_a}{[\text{H}_3\text{O}^+]}\right).$$

Si l'on prend $\text{p}K_a = 4,2$ pour le couple acide benzoïque / ion benzoate, la mesure du pH de la première solution saturée montre que pratiquement tout l'acide benzoïque est sous forme acide à la

$$\text{concentration } s_0 = \frac{10^{-2\text{pH}_1}}{K_a} = 10^{-2,68 \times 2,42} = 10^{-1,16}$$

Soit $s_0 = 6,9 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$.

A pH = 4,87, la solubilité de l'acide benzoïque devient : $s = 6,9 \cdot 10^{-2} \left(1 + \frac{10^{-4,2}}{10^{-4,87}}\right) = 0,39 \text{ mol L}^{-1}$.