

## Chapitre 7 — Équilibre de la réaction acide-base

### Exercices supplémentaires, page 173

---

#### Exercice 1 : Déterminer une constante d'acidité

L'aspirine, ou acide acétylsalicylique, est un acide faible de formule  $C_9H_8O_4$ .

Un comprimé renfermant une quantité  $n = 2,8$  mmol d'aspirine est dissout dans un verre contenant un volume  $V = 0,20$  L d'eau.

- Écrire l'équation de la réaction entre l'acide acétylsalicylique et l'eau.
- Établir le tableau d'avancement pour la transformation envisagée.
- Le pH de la solution obtenue est de 2,7. En déduire les concentrations en quantité de chaque espèce présente à l'état final.
- En déduire la valeur de la constante d'acidité  $K_a$  et celle du  $pK_a$  du couple formé par l'acide acétylsalicylique et l'ion acétylsalicylate, sa base conjuguée.

#### Exercice 2 : Indicateurs colorés naturels en cuisine

« La première utilisation d'un indicateur coloré pour les titrages acide-base remonte à 1767 par W. Lewis [...]. On utilisait à l'époque des extraits de plantes qui changent de couleur avec l'acidité du milieu [...]. On peut en citer quelques-uns parmi les plus connus et les meilleurs : l'artichaut [...], la betterave rouge [...], le chou rouge, de loin le plus intéressant car sa couleur change nettement suivant la valeur du pH :

pH	0-3	4-6	7-8	9-12	13-14
Couleur	Rouge	Violet	Bleu	Vert	Jaune

D'après M. Capon, *Chimie des couleurs et des odeurs*, Cultures et techniques, 1996.

Le chou rouge est un légume riche en fibres et en vitamines, qui se consomme aussi bien cru que cuit. La cuisson du chou rouge peut réserver des surprises : chou et eau de cuisson deviennent rapidement bleus. Pour rendre au chou sa couleur violette, il suffit d'ajouter un filet de citron ou de vinaigre. Après avoir égoutté le chou, une autre modification de couleur peut surprendre le cuisinier : versée dans un évier contenant un détergent, l'eau de cuisson devient verte.

- Rappeler la propriété essentielle d'un indicateur coloré.
- Préciser le caractère acide ou basique du citron, du vinaigre et du détergent.

## Chapitre 7 — Équilibre de la réaction acide-base

### Exercice 3 : Acide monochloroacétique

La conductivité d'une solution d'acide monochloroacétique  $\text{ClCH}_2\text{COOH}(\text{aq})$  de concentration  $c = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  est égale à  $\sigma = 0,286 \text{ S.m}^{-1}$ .

**Données :** conductivités ioniques molaires (en  $\text{mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$ ) :  $\lambda(\text{H}_3\text{O}^+) = 35,0$  ;  $\lambda(\text{ClCH}_2\text{COO}^-) = 3,58$ .

- a. Écrire l'équation de la réaction entre l'acide monochloroacétique et l'eau.
- b. Exprimer puis calculer les concentrations des produits de cette transformation à l'état final.
- c. En déduire le taux d'avancement final.
- d. Exprimer puis calculer la constante d'acidité du couple acide-base associé à l'acide monochloroacétique.