

## IV.1 Dosage de l'acide éthanoïque dans le vinaigre

Référence : *La Chimie Expérimentale : chimie générale*, J.F. Le Maréchal, Dunod 1999. (p.19-20)

De nombreuses boissons sont acides, qu'elles soient naturelles comme le vinaigre, le vin, le Perrier\* ou le jus de citron, ou qu'elles soient artificielles comme le Coca-Cola\* ou la limonade. Comparée à l'acidité de l'estomac, cette acidité, même quand elle vaut moins de 3, reste modeste. On distingue toujours l'acidité volatile due essentiellement à  $\text{CO}_2$  ou à  $\text{SO}_2$  de l'acidité totale, qui considère tous les  $\text{H}^+$  libérables une fois que l'acidité volatile a été décomptée.

### 2.1 ACIDITÉ DU VINAIGRE

Prép.	Prés.	Compr.
1	2	1

On veut doser l'acide présent dans le vinaigre ; c'est principalement de l'acide éthanoïque formé par oxydation enzymatique de l'éthanol d'une boisson alcoolisée. Un vinaigre à 8° contient 8 % en masse d'acide éthanoïque, ce que nous allons vérifier par dosage.

**Matériel et produits :** erlen de 150 mL, pipette de 1 mL, burette, phénolphthaléine, vinaigre d'alcool, solution de soude 0,10 mol.L<sup>-1</sup>.

#### Mode opératoire

- On pipette exactement  $v_a = 1,0$  mL de vinaigre d'alcool ou de vin blanc que l'on introduit dans un erlen.

#### Signification

- Un vinaigre incolore ne masque pas le virage de l'indicateur coloré.
- On utilise un erlen quand on n'a pas besoin de tremper des électrodes ; cette

- On ajoute quelques mL d'eau et quelques gouttes de phénolphtaléine.

- On dose avec de la soude de concentration  $c_b = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ .

forme de verrerie limite les éclaboussures maladroites.

- On prélève très peu de vinaigre car c'est une solution assez concentrée d'acide éthanoïque.

- Cet indicateur vire à partir de pH 8,5, ce qui est approprié dans un dosage acide faible par base forte ; ici, le pH théorique à l'équivalence vaut 8.

- C'est une concentration adaptée à la quantité d'acide éthanoïque, voir calcul ci-dessous.

L'équation-bilan du dosage est :



### CALCULS

Si  $v_{\text{eq}}$  est le volume de soude ajouté, exprimé en mL, la quantité d'ions hydroxyde ajoutée est  $0,1.v_{\text{eq}}$  mmol ; cela correspond à l'acide éthanoïque dans 1 mL de vinaigre. Dans 1 L de vinaigre il y a  $0,1.v_{\text{eq}}$  mol soit  $0,1.v_{\text{eq}}.60 = 6.v_{\text{eq}}$  gramme par litre (la masse molaire de l'acide éthanoïque est  $M = 60 \text{ g.mol}^{-1}$  et sa densité  $d = 1$ ). Le degré indiqué sur l'étiquette est, par définition, en g (ou mL) pour 100 mL de vinaigre. On doit donc trouver :

$$\text{degré indiqué} = 0,1 \times v_{\text{eq}} \times c_b \times M / v_a$$

en exprimant les volumes en mL, la concentration en  $\text{mol.L}^{-1}$  et la masse molaire en  $\text{g.mol}^{-1}$ .

### VARIANTE

Si l'on suit l'évolution du pH pendant le dosage (pH-mètre), on peut en plus déterminer le  $\text{pK}_a$  (4,8) de l'acide contenu dans le vinaigre (éthanoïque). Il faut alors diluer au minimum pour que les électrodes trempent. La valeur du pH à la demi-équivalence est égale au  $\text{pK}_a$  seulement si la dilution initiale n'est pas trop importante<sup>1</sup>.

1. On comprend intuitivement que si la dilution initiale amène le pH initial au-dessus de 4,8, jamais le pH de la demi-équivalence ne pourra valoir 4,8.