

# TITRAGE D'UN VINAIGRE

**Objectifs:** réaliser le titrage pH-métrique d'un vinaigre.

## I TITRAGE pH-METRIQUE D'UN VINAIGRE

### 1) Degré d'un vinaigre

• Le vinaigre est essentiellement une **solution aqueuse diluée d'acide éthanoïque**:  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .

Les concentrations commerciales de vinaigre sont exprimées **en degrés**.

• **Le degré** d'un vinaigre est égal à **la masse, en gramme**, d'acide éthanoïque contenue dans **100 g** de solution de vinaigre.

Par exemple un vinaigre à **6° d'acidité** contient **6 g d'acide éthanoïque** pour **100 g** de solution de vinaigre.

### 2) Dilution de la solution de vinaigre

• La solution de vinaigre, notée  $S_0$ , étant trop concentrée, il faut la diluer **10 fois** pour obtenir une **solution diluée notée S**. On veut préparer **100,0 mL** de solution S.

a) Quel matériel faut-il utiliser pour réaliser cette dilution ?

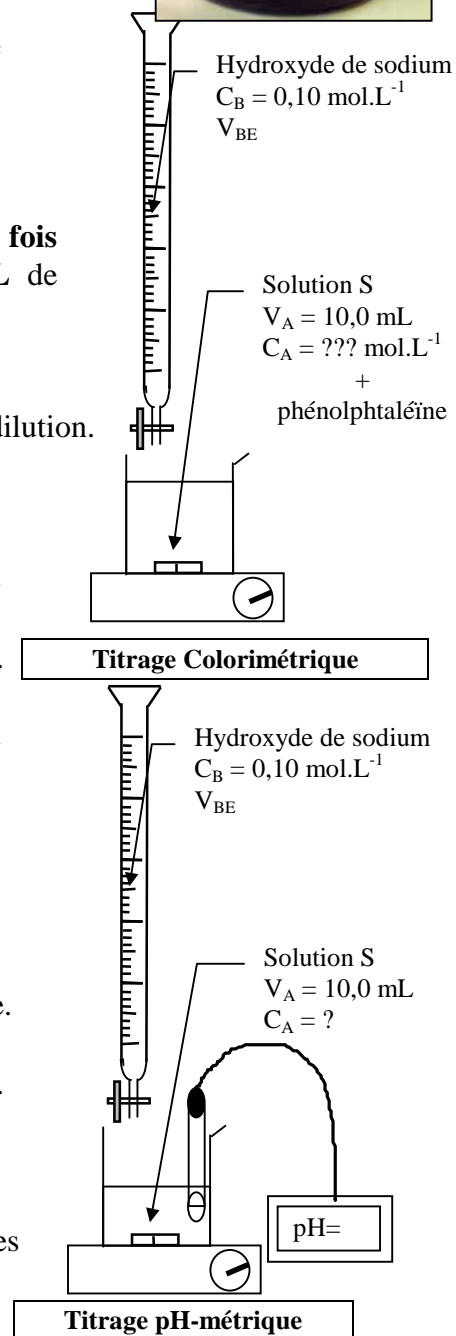
b) Écrire le protocole expérimental.. Après accord du professeur, réaliser la dilution.

### 3) Titrage colorimétrique rapide de la solution diluée S

- Rincer la burette graduée avec la solution d'hydroxyde de sodium de concentration  $C_B = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ . La remplir à nouveau et ajuster le zéro.
- Prélever **10,0 mL** de S avec une pipette jaugée et les verser dans un bécher.
- Ajouter quelques gouttes de phénolphtaléine: zone de virage [8 –10].
- Réaliser le titrage et déterminer un ordre de grandeur du volume d'hydroxyde de sodium versé à l'équivalence, noté  $V_{BE}$ . Faire deux dosages concordants.

### 4) Titrage pH-métrique et tracé du graphe $\text{pH} = f(V_B)$

- Etalonner le pH-mètre et rincer la sonde pH-métrique avec de l'eau distillée.
  - Remplir la burette graduée avec la solution d'hydroxyde de sodium.
  - Prélever **10,0 mL** de S avec une pipette jaugée et les verser dans un bécher.
  - Ajouter **juste assez d'eau** pour que la sonde soit correctement immergée.
  - Faire vérifier votre montage avant de commencer le titrage.
- Préparer une feuille de papier millimétré format A4 paysage et tracer les axes pH et  $V_B$  avec les échelles suivantes:
- sur pH: 1 cm  $\Leftrightarrow$  1 unité de pH
  - sur  $V_B$ : 1 cm  $\Leftrightarrow$  1 mL.



• Réaliser le titrage par suivie pH-métrique de la solution S, en ajoutant la solution d'hydroxyde de sodium d'abord **mL** par **mL**, puis en rapprochant les volumes  $V_B$  versés par pas de **0,5 mL** puis de **0,2 mL** lorsque  $V_B$  est compris approximativement dans l'intervalle  $[V_{BE} - 3; V_{BE} + 3]$ .

Après chaque ajout, **positionner directement le point sur le graphe sans faire de tableau**.

• Continuer les ajouts jusqu'à  $V_B = 20,0 \text{ mL}$ .

## II EXPLOITATION DES RESULTATS

1) Déterminer les coordonnées ( $V_{BE}$ ,  $pH_E$ ) du point équivalent du titrage en utilisant la méthode des tangentes.

Faire apparaître les tracés.

2) Ecrire les couples acide / base mis en jeu dans le titrage et en déduire l'équation de la réaction de titrage.

3) Exprimer puis calculer la constante d'équilibre K de la réaction de titrage. La réaction est-elle totale ?

Justifier.

**Données:** à  $25^\circ\text{C}$   $pK_E = 14$  -  $pK_A$  associée au couple de l'acide éthanoïque :  $pK_A = 4,8$

4) Définir l'équivalence du titrage et en déduire une relation entre les quantités des réactifs mises en jeu.

5) Calculer la concentration molaire  $C_S$  de la solution S.

6) En déduire la concentration  $C_0$  de la solution  $S_0$  du vinaigre.

7) La masse volumique du vinaigre est:  $\mu_{\text{vinaigre}} = 1,0 \times 10^3 \text{ g.L}^{-1}$ . Calculer le volume  $V_{\text{vin}}$  occupé par 100 g de vinaigre. En déduire la quantité  $n_0$  d'acide éthanoïque contenue dans **100 g** de la solution  $S_0$  de vinaigre.

8) Calculer la masse  $m_0$  d'acide éthanoïque contenue dans **100 g** de la solution  $S_0$  de vinaigre.

9) En déduire le degré d'acidité du vinaigre et comparer avec la valeur indiquée par le fabricant. Écart relatif.

10) L'ajout d'eau distillée modifie-t-il le volume  $V_{BE}$  de base versée à l'équivalence ? Pourquoi ?

11) La phénolphthaléine (zone de virage [8 –10]) était-il un indicateur coloré adapté au titrage colorimétrique ?

Pourquoi ?

**Données:**  $M(\text{C}) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$  -  $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$  -  $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$ .

**TITRAGE D'UN VINAIGRE****• paillasse élève:**

- 2 burettes graduées 25 mL
- 2 pipettes jaugées de 10,0 mL + propipette
- 1 fiole jaugée de 100,0 mL
- 2 petits béchers 50 mL
- 1 agitateur magnétique avec aimant
- 2 pots en verre pour les solutions
- 1 verre à pied poubelle
- pH-mètre + solution d'étalonnage
- Solution d'hydroxyde de sodium à  $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$
- Pissette d'eau distillée
- Phénolphtaléine

**• paillasse prof**

- Solution de vinaigre à 6° et 8°.
- Réserves solutions et matériels