



## A. Mise en œuvre expérimentale

### > Dilution du vinaigre

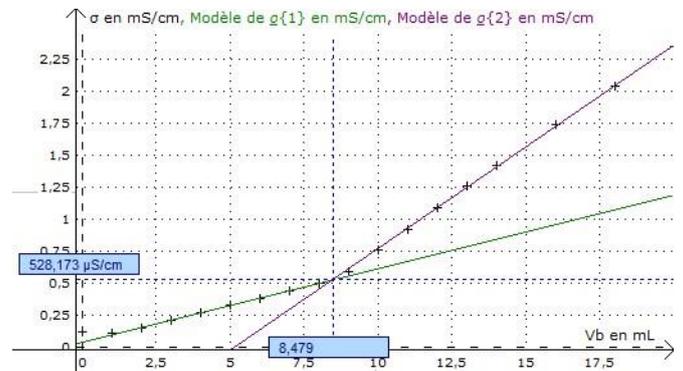
- Ici la solution mère doit être diluée 10 fois, donc  $F = 10$ .  
On veut obtenir  $V_{\text{fil}} = 50,0\text{mL}$  de solution fille, donc il faut prélever  $V_{\text{mère}} = V_{\text{fil}} / 10 = \underline{5,0\text{mL}}$
- Mode opératoire :
  - Prélever 5,0mL de vinaigre avec une pipette jaugée de 5,0mL.
  - Les introduire dans une fiole jaugée de 50,0mL.
  - Ajouter de l'eau distillée aux 2/3. Agiter.
  - Ajouter de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. Agiter.

### > Titrage conductimétrique

- Prélèvement de 10,0mL : précis car il s'agit de l'espèce titrée et 3 CS  $\Rightarrow$  pipette jaugée de 10,0mL  
Prélèvement de 200mL d'eau distillée : ne nécessite pas une grande précision car ne modifie pas la quantité d'espèce titrée  $\Rightarrow$  éprouvette graduée de 100mL

## B. Exploitation du dosage

- Couples :  $\boxed{\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}}$  /  $\text{CH}_3\text{CO}_2^-$  et  $\text{H}_2\text{O}$  /  $\boxed{\text{HO}^-}$
- Équation de la réaction support du dosage :  
 $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$
- Volume équivalent :  $v_{\text{BE}} = \underline{8,5\text{mL}}$   
(abscisse du point d'intersection des deux droites)



- À l'équivalence, le réactif titré et le réactif titrant ont été introduits en proportions stœchiométriques et ont été totalement consommés :

$$\frac{(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H})_{\text{dosée}}}{1} = \frac{n(\text{HO}^-)_E}{1} \Leftrightarrow c_A \cdot v_A = c_B \cdot v_{\text{BE}}$$

$$\text{d'où : } c_A = \frac{c_B \cdot v_{\text{BE}}}{v_A} = \frac{0,150 \times 8,6 \cdot 10^{-3}}{10,0 \cdot 10^{-3}} = \underline{1,3 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

- La solution S de vinaigre commercial a été diluée 10 fois donc :  $c = 10 \times c_A = \underline{1,3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$

- Calcul du titre massique du vinaigre :

$$p_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solution}}} = \frac{n_{\text{soluté}} \cdot M_{\text{soluté}}}{\rho \cdot V_{\text{solution}}} = \frac{M_{\text{soluté}}}{\rho} c = \frac{60,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{1020 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}} \cdot 1,3 = 0,076 = \underline{7,6\%}$$

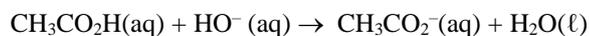
Le vinaigre étudié est à 7,6%.

$$\text{Écart relatif : } \text{ER} \% = \left| \frac{8 - 7,6}{8} \right| \times 100 = \underline{5,0\%}$$

Il y a bon accord avec l'indication de l'étiquette (8%).

## C. Évolution des quantités de matière lors du titrage

1. Compléter le tableau en justifiant brièvement avec les notations suivantes : ↘ ↗ → =0



Évolution des quantités de matière	Avant l'équivalence	Après l'équivalence <b>Il n'y a plus de réaction chimique.</b>
<b>Acide éthanoïque (ou acétique)</b> $n(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H})$	↘ car c'est un réactif consommé	= 0 car c'est le réactif limitant
<b>Ions hydroxyde</b> $n(\text{HO}^-)$	= 0 car c'est le réactif limitant	↗ car s'accumulent dans le bécher
<b>Ions éthanoate (ou acétate)</b> $n(\text{CH}_3\text{CO}_2^-)$	↗ car c'est un produit de la réaction	→ car il n'y a plus de réaction chimique

2. Légender les courbes représentant l'évolutions des quantités de matière des différentes espèces chimiques en fonction du volume de solution titrante.

