

1. Caractéristiques physiques de l'acide fumarique

2. Propriétés chimiques de l'acide fumarique

2.1. On travaille avec un blouse et des lunettes de protection.

Il s'agit du protocole d'une **dissolution** :

- Dans une capsule de pesée, peser 500 mg d'acide fumarique (*il faut une balance précise au 1/1000^{ème} de gramme, rarement disponible au lycée !*),
- verser les 500 mg pesés dans une fiole jaugée de 100,0 mL en tordant la capsule et en l'introduisant dans le col de la fiole,
- rincer la capsule de pesée et s'assurer que l'eau de rinçage coule dans la fiole pour éviter les pertes.
- ajouter de l'eau distillée à la pissette jusqu'au 2/3.
- boucher et agiter afin d'homogénéiser le mélange.
- ajouter de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.
- boucher et agiter afin d'homogénéiser.

2.2. Un acide au sens de Brønsted est une espèce chimique capable de donner un ou plusieurs protons H⁺.

2.3. La molécule d'acide fumarique possède 2 groupes carboxyle COOH qui ont des propriétés acides (famille des acides carboxyliques) : l'acide fumarique peut donc donner 2 protons H⁺ d'où le qualificatif de diacide.

2.4. Par définition de la concentration molaire en soluté apporté : $C_A = \frac{n_{\text{acide}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{m_{\text{acide}}}{M_{\text{acide}} \cdot V_{\text{solution}}}$

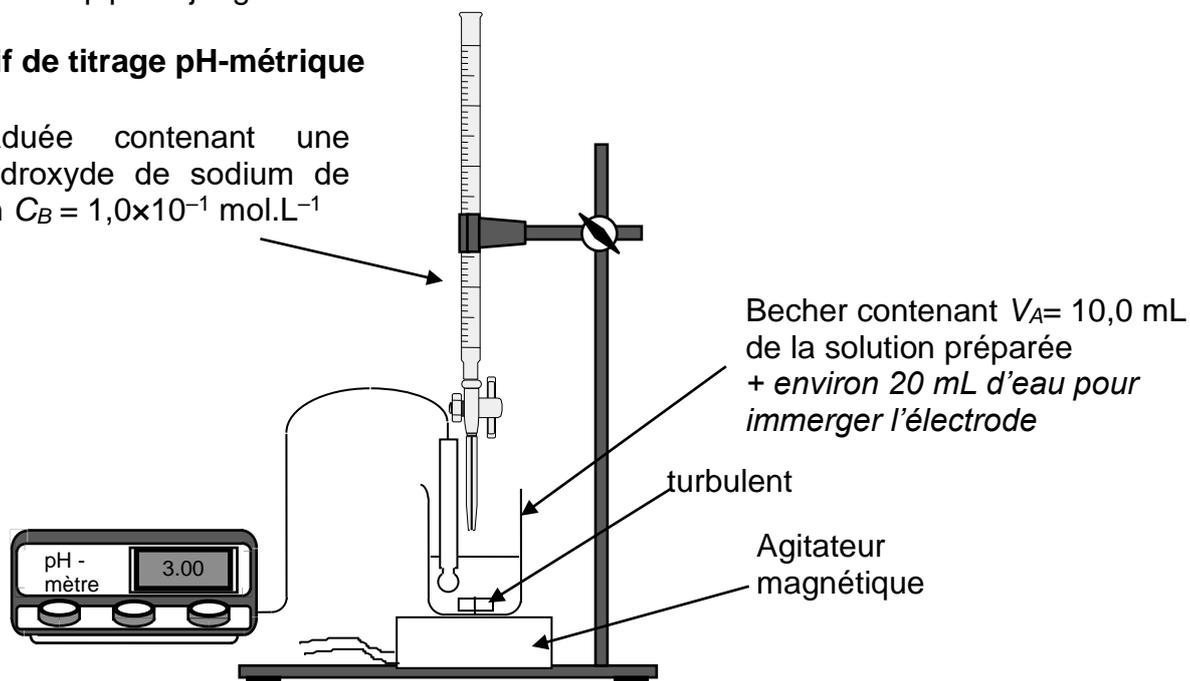
$$C_A = \frac{500 \times 10^{-3}}{116 \times 100,0 \times 10^{-3}} = 4,31 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

3. Contrôle qualité d'un traitement nutritionnel à base d'acide fumarique

3.1. La prise d'essai de 10,0 mL doit être mesurée avec grande précision pour cela elle est effectuée avec une pipette jaugée.

3.2. Dispositif de titrage pH-métrique

Burette graduée contenant une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$



3.3. La méthode des tangentes parallèles donne $V_E = 8,4 \text{ mL}$.

L'équation de la réaction de titrage est : $\text{AH}_2 (\text{aq}) + 2 \text{HO}^- (\text{aq}) \rightarrow \text{A}^- (\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$

À l'équivalence, le réactif titré AH_2 et le réactif titrant HO^- ont été introduits dans les proportions stœchiométriques de l'équation de titrage : il n'en reste donc plus.

On en déduit qu'à l'équivalence : $\frac{n(\text{AH}_2)_{\text{titrée}}}{1} = \frac{n(\text{HO}^-)_{\text{versée}}}{2}$

On cherche $m(\text{AH}_2)_{\text{titrée}}$ or $n(\text{AH}_2)_{\text{titrée}} = \frac{m(\text{AH}_2)_{\text{titrée}}}{M(\text{AH}_2)}$

Ainsi : $\frac{m(\text{AH}_2)_{\text{titrée}}}{M(\text{AH}_2)} = \frac{C_B \cdot V_E}{2}$ donc $m(\text{AH}_2)_{\text{titrée}} = \frac{C_B \cdot V_E \cdot M(\text{AH}_2)}{2}$

$$m(\text{AH}_2)_{\text{titrée}} = \frac{1,0 \times 10^{-1} \times 8,4 \times 10^{-3} \times 116}{2} = 4,9 \times 10^{-2} \text{ g}$$

Cependant, on a titré une prise d'essai de 10,0 mL issue d'une solution de 100,0 mL dans laquelle la gélule avait été dissoute : **une gélule contient donc 10 fois plus d'acide fumarique.**

$m(\text{AH}_2)_{\text{gélule}} = 0,49 \text{ g}$ (valeur non arrondie stockée pour le calcul ultérieur au 3.5.)

3.4. La plus grande source d'erreur correspond à la mesure avec la plus grande incertitude

relative $\frac{U(X)}{X}$.

- $\frac{U(V_A)}{V_A} = \frac{0,1}{10,0} = 0,01 = 1 \%$
- $\frac{U(V_E)}{V_E} = \frac{0,1}{8,4} = 0,012 = 1 \%$
- $\frac{U(C_B)}{C_B} = \frac{0,3 \times 10^{-2}}{1,0 \times 10^{-1}} = 0,03 = 3 \%$

C'est donc la valeur de C_B qui apporte la plus grande contribution à l'incertitude du résultat expérimental.

3.5. En notant par la suite $m(\text{AH}_2)_{\text{gélule}} = m_{\text{exp}}$ comme dans l'énoncé :

$$U(m_{\text{exp}}) = m_{\text{exp}} \times \sqrt{\left(\frac{U(V_A)}{V_A}\right)^2 + \left(\frac{U(V_E)}{V_E}\right)^2 + \left(\frac{U(C_B)}{C_B}\right)^2}$$

$$U(m_{\text{exp}}) = 0,4872 \times \sqrt{\left(\frac{0,1}{10,0}\right)^2 + \left(\frac{0,1}{8,4}\right)^2 + \left(\frac{0,3 \times 10^{-2}}{1,0 \times 10^{-1}}\right)^2} = 0,017 \text{ g} \approx 0,02 \text{ g}$$

(1 seul CS arrondi au supérieur pour une incertitude)

On écrira donc : $m_{\text{exp}} = (0,49 \pm 0,02) \text{ g}$ donc $0,47 \text{ g} \leq m_{\text{exp}} \leq 0,51 \text{ g}$

Sur la photo du flacon (il fallait la voir ...), il est indiqué 500 mg par gélule : cette valeur est cohérente avec l'encadrement trouvé (500 mg = 0,500 g).

3.6. Un indicateur coloré convient pour un titrage acido-basique si le pH à l'équivalence est inclus dans sa zone de virage.

D'après l'allure de la courbe, la valeur du pH à l'équivalence est environ égale à 8,5.

On choisira donc le rouge du crésol (qui passera du jaune au rouge à l'équivalence).