

Partie A : Propriétés chimiques de l'acide fumarique

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

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.

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

$$C_A = \frac{n_{acide}}{V_{solution}} = \frac{m_{acide}}{M_{acide} \times V_{solution}} = \frac{0,500}{116 \times 100 \cdot 10^{-3}} = 4,31 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

5. D'après la relation donnée pour les diacides forts :

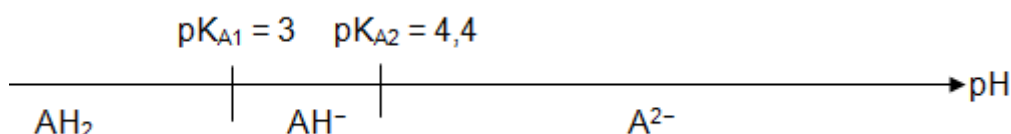
$$pH = -\log(2 \times C) = -\log(2 \times 4,31 \cdot 10^{-2}) = 1,1$$

Or le pH mesuré est de 2,4 : l'acide fumarique est donc un diacide faible.

Remarque : cela était prévisible car les acides carboxyliques sont des acides faibles.

Si le pH est moins faible que prévu, c'est que tous les groupes $COOH$ n'ont pas perdu leur proton ; le milieu est donc moins acide.

6. Construisons un diagramme de prédominance de l'acide fumarique :

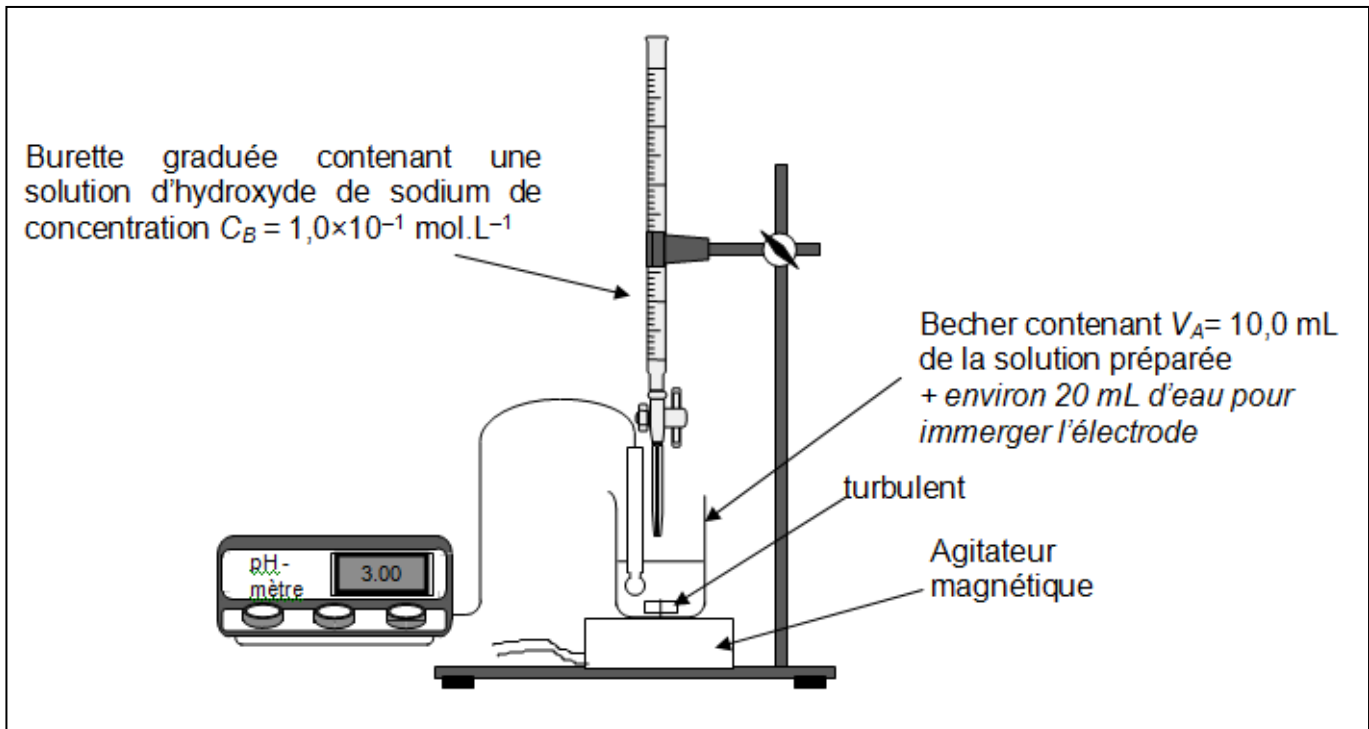


Dans l'estomac ($pH = 2$), c'est donc la forme AH_2 qui prédomine.

Partie B : Contrôle qualité d'un traitement nutritionnel à base d'acide fumarique

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

2. Dispositif de titrage pH-métrique



3. La méthode des tangentes parallèles donne $V_{B(\text{eq})} = 8,4 \text{ mL}$.

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 : $n_{\text{AH}_2} = \frac{n_{\text{HO}^-}}{2} \rightarrow C_A \times V_A = \frac{C_B \times V_{B(\text{eq})}}{2}$

$$C_A = \frac{C_B \times V_{B(\text{eq})}}{2 \times V_A} = \frac{0,1 \times 8,4}{2 \times 10} = 4,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

Concentration massique :

$$C_m = C_A \times M = 4,2 \cdot 10^{-2} \times 116 = 4,872 \text{ g.L}^{-1} = 4,9 \text{ g.L}^{-1}$$

Masse d'acide fumarique dans 100 mL de solution donc dans un comprimé: 0,49 g

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.

5. En notant par la suite $m(AH_2)_{\text{gélule}} = m_{\text{exp}}$ comme dans l'énoncé :

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

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

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 est indiqué 500 mg par gélule : cette valeur est cohérente avec l'encadrement trouvé (500 mg = 0,500 g).

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).