Dissolution d'une coquille d'oeuf

Bac 2022 Asie Jour 2 · Exercice 4 **5 points** **Durée conseillée 53 min**

1 Tracer le diagramme de prédominance du couple acide éthanoïque / ion éthanoate. Indiquer quelle espèce prédomine dans le vinaigre.

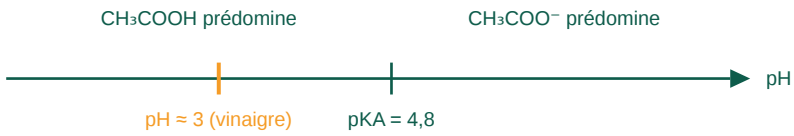
Données utiles $pK_A = 4{,}8$; pH du vinaigre ≈ 3

Pour $\text{pH} < pK_A$, la forme acide CH_3COOH prédomine ; pour $\text{pH} > pK_A$, c'est la forme basique CH_3COO^-.

Dans le vinaigre, $\text{pH} \approx 3 < 4{,}8$.

L'acide éthanoïque CH_3COOH prédomine dans le vinaigre.

MÉTHODE
Sur l'axe des pH, l'acide du couple se place toujours à gauche du pK_A, la base à droite. On situe ensuite le pH de la solution pour conclure.



1 · Diagramme de prédominance du couple acide éthanoïque / ion éthanoate

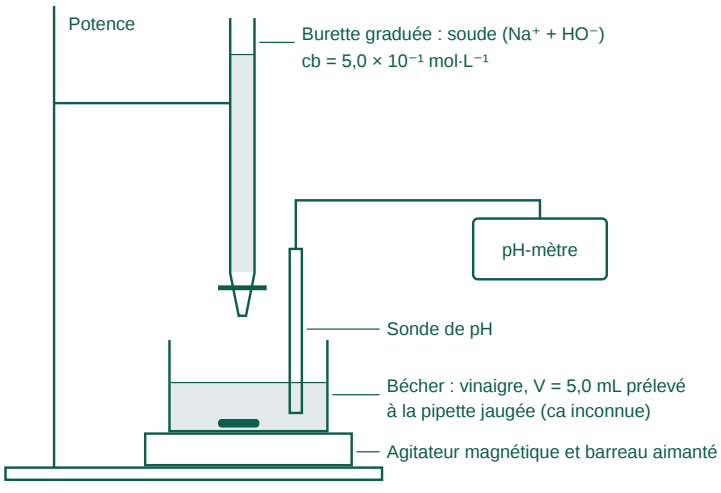
2 Faire un schéma annoté du montage expérimental nécessaire à la mise en œuvre du titrage.

Données utiles $V_{\text{vinaigre}} = 5{,}0$ mL ; soude de concentration $c_b = 5{,}0 \times 10^{-1}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

La solution titrante (soude) est dans la burette graduée ; la solution titrée (vinaigre) est dans le bécher, sous agitation, avec la sonde du pH-mètre immergée.

Voir le schéma : burette (soude), bécher (vinaigre), agitateur magnétique, sonde et pH-mètre.

PIÈGE
Inverser les deux solutions, ou oublier le pH-mètre : le suivi est pH-métrique, la sonde doit apparaître et tremper dans la solution, sans toucher le barreau aimanté.



2 · Montage du titrage avec suivi pH-métrique

3 Écrire la réaction support du titrage qui a lieu entre la solution de soude et le vinaigre.

L'acide CH_3COOH cède un ion H^+ à la base HO^- ; les ions Na^+ sont spectateurs.

$$CH_3COOH\,(aq) + HO^-\,(aq) \longrightarrow CH_3COO^-\,(aq) + H_2O\,(l)$$

COMPRENDRE
Une réaction support de titrage est totale, d'où la flèche simple. Les couples mis en jeu sont CH_3COOH/CH_3COO^- et H_2O/HO^-.

4 Déterminer la concentration c_a, en $mol \cdot L^{-1}$, de l'acide éthanoïque présent dans ce vinaigre.

Données utiles $V_{vinaigre} = 5{,}0$ mL ; $c_b = 5{,}0 \times 10^{-1}\ mol \cdot L^{-1}$; $V_{éq} = 13{,}4$ mL

À l'équivalence, les réactifs sont dans les proportions stœchiométriques (un pour un ici) : $n(CH_3COOH)_{initial} = n(HO^-)_{versé}$.

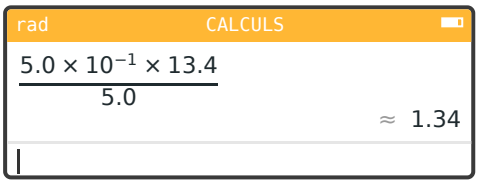
$$c_a\,V_{vinaigre} = c_b\,V_{éq} \quad \text{donc} \quad c_a = \frac{c_b\,V_{éq}}{V_{vinaigre}}$$

$$c_a = \frac{5{,}0 \times 10^{-1} \times 13{,}4}{5{,}0} = 1{,}34\ mol \cdot L^{-1}$$

$c_a \approx 1{,}3\ mol \cdot L^{-1}$ (on garde 1,34 pour la suite des calculs)

COMPRENDRE
Deux chiffres significatifs, comme c_b et $V_{vinaigre}$, les données les moins précises. Les deux volumes étant en mL, leur rapport ne demande aucune conversion.

À LA CALCULATRICE



5 En détaillant le raisonnement, vérifier que le titre de ce vinaigre est bien de 8°.

Données utiles $c_a = 1{,}34\ mol \cdot L^{-1}$ (Q4) ; $\rho = 1010\ g \cdot L^{-1}$; 1,00° : 1,00 g d'acide pour 100 g de vinaigre ; $M(H) = 1{,}0$, $M(C) = 12{,}0$, $M(O) = 16{,}0\ g \cdot mol^{-1}$

Le titre en degré est le pourcentage en masse d'acide éthanoïque. On raisonne sur $V = 1{,}00$ L de vinaigre.

Masse molaire de l'acide $C_2H_4O_2$: $M = 2 \times 12{,}0 + 4 \times 1{,}0 + 2 \times 16{,}0 = 60{,}0\ g \cdot mol^{-1}$.

Masse d'acide dans 1,00 L : $m_a = c_a\,V\,M = 1{,}34 \times 1{,}00 \times 60{,}0 = 80{,}4$ g.

Masse de 1,00 L de vinaigre : $m = \rho V = 1010$ g.

$$\text{titre} = \frac{m_a}{m} \times 100 = \frac{80{,}4}{1010} \times 100 = 7{,}96$$

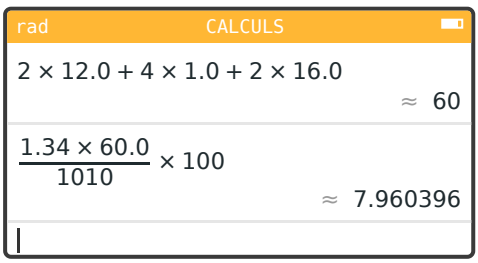
Il y a donc 7,96 g d'acide pour 100 g de vinaigre.

Titre $\approx 8{,}0^\circ$: l'indication 8° de l'étiquette est vérifiée.

PIÈGE
Confondre 100 g de vinaigre et 100 mL : la masse volumique n'est pas celle de l'eau. Reprendre la valeur arrondie $1{,}3\ mol \cdot L^{-1}$ donnerait 7,7°.

MÉTHODE
Pour passer d'une concentration en quantité de matière à un pourcentage massique, fixer un volume simple (1 L), puis calculer séparément la masse de soluté ($c\,V\,M$) et la masse de solution ($\rho\,V$).

À LA CALCULATRICE



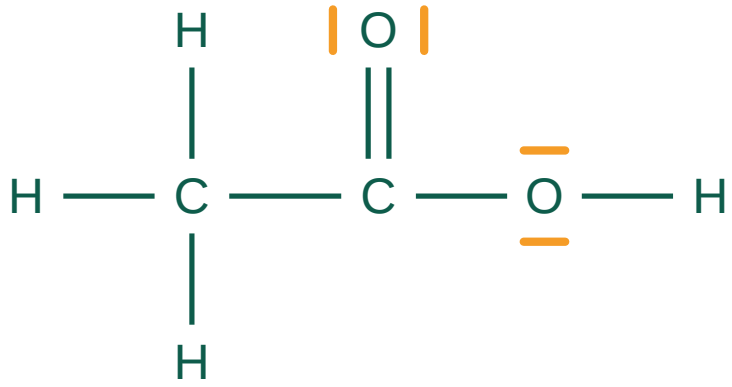
6 Représenter le schéma de Lewis de l'acide éthanoïque CH_3COOH.

Chaque carbone forme quatre liaisons, chaque hydrogène une seule. Chaque oxygène forme deux liaisons et porte deux doublets non liants.

Le carbone du groupe carboxyle est lié au groupe CH_3, doublement lié à un oxygène et simplement lié à l'oxygène du groupe $O-H$.

Voir le schéma : 8 doublets liants et 4 doublets non liants.

MÉTHODE
Vérification par les électrons de valence : $2 \times 4 + 4 \times 1 + 2 \times 6 = 24$ électrons, soit 12 doublets à placer. Le schéma en compte bien $8 + 4 = 12$.



6 · Schéma de Lewis de l'acide éthanoïque (doublets non liants en orange)

7 À l'aide des bandes d'absorption données, identifier le spectre infrarouge correspondant à l'acide éthanoïque parmi ceux de la figure 1.

Données utiles O–H acide carboxylique : 2600 à 3100 cm^{-1} (forte, très large) ; C=O : 1700 à 1760 cm^{-1} (forte, fine)

L'acide éthanoïque possède un groupe carboxyle : son spectre doit présenter la bande C=O et la bande O–H d'un acide carboxylique.

Les deux spectres montrent une bande forte et fine vers 1700 à 1750 cm^{-1} (C=O). Seul le spectre 1 présente en plus une bande forte et très large entre 2600 et 3100 cm^{-1} environ ; le spectre 2 n'a dans cette zone que des pics fins.

Le spectre IR 1 est celui de l'acide éthanoïque.

PIÈGE
Conclure à partir de la seule bande C=O : elle figure sur les deux spectres et ne permet pas de trancher. C'est la bande O–H très large qui distingue l'acide carboxylique.

8 L'ion carbonate réagit avec l'acide éthanoïque introduit en large excès. Écrire l'équation de la réaction acido-basique entre ces deux espèces.

Données utiles couples HCO_3^-/CO_3^{2-} et CH_3COOH/CH_3COO^-

L'ion carbonate est la base du couple HCO_3^-/CO_3^{2-} : il capte l'ion H^+ cédé par l'acide éthanoïque.

$$CO_3^{2-}(aq) + CH_3COOH(aq) \longrightarrow HCO_3^-(aq) + CH_3COO^-(aq)$$

9 L'ion hydrogénocarbonate ainsi formé réagit avec l'acide éthanoïque. Écrire l'équation de la réaction acido-basique entre ces deux espèces.

Données utiles couples CO_2, H_2O/HCO_3^- et CH_3COOH/CH_3COO^-

L'ion hydrogénocarbonate joue ici le rôle de base du couple CO_2, H_2O /HCO_3^- : il capte un ion H^+.

$$HCO_3^-\,(aq) + CH_3COOH\,(aq) \longrightarrow CO_2\,(g) + H_2O\,(l) + CH_3COO^-\,(aq)$$

COMPRENDRE
Le dioxyde de carbone produit est peu soluble : il se dégage. Ce sont les petites bulles de gaz observées à la surface de la coquille.

10 Montrer que l'action du vinaigre sur le carbonate de calcium est modélisée par l'équation $CaCO_3\,(s) + 2\,CH_3COOH\,(aq) \longrightarrow Ca^{2+}\,(aq) + CO_2\,(g) + H_2O\,(l) + 2\,CH_3COO^-\,(aq)$.

Les trois transformations se succèdent ; on additionne leurs équations membre à membre :

$$CaCO_3\,(s) \longrightarrow Ca^{2+}\,(aq) + {CO_3}^{2-}\,(aq)$$

$${CO_3}^{2-}\,(aq) + CH_3COOH\,(aq) \longrightarrow HCO_3^-\,(aq) + CH_3COO^-\,(aq)$$

$$HCO_3^-\,(aq) + CH_3COOH\,(aq) \longrightarrow CO_2\,(g) + H_2O\,(l) + CH_3COO^-\,(aq)$$

Les ions ${CO_3}^{2-}$ et HCO_3^-, formés puis consommés, figurent des deux côtés et se simplifient.

$CaCO_3\,(s) + 2\,CH_3COOH\,(aq) \longrightarrow Ca^{2+}\,(aq) + CO_2\,(g) + H_2O\,(l) + 2\,CH_3COO^-\,(aq)$: c'est l'équation attendue.

MÉTHODE
Après une somme d'équations, contrôler le bilan : éléments conservés (1 Ca, 5 C, 7 O, 8 H de chaque côté) et charge totale nulle à gauche comme à droite.

11 Indiquer, en le justifiant, le caractère acide-base de l'ion hydrogénocarbonate HCO_3^-.

Données utiles couples CO_2, H_2O/HCO_3^- et $HCO_3^-/{CO_3}^{2-}$

L'ion HCO_3^- est la base du couple CO_2, H_2O/HCO_3^- : il peut capter un ion H^+. Il est aussi l'acide du couple $HCO_3^-/{CO_3}^{2-}$: il peut céder un ion H^+.

L'ion hydrogénocarbonate est à la fois un acide et une base : c'est une espèce amphotère.