Chaufferette chimique

Bac S 2011 Métropole rattrapage (ancien programme) · Exercice 2 **4 points** **Durée conseillée 52 min**

1.1 Pourquoi l'ion éthanoate est-il une base selon Brönsted ? En déduire le couple acido-basique correspondant.

Une base de Brönsted est une espèce capable de capter un ion hydrogène H^+. C'est le cas de l'ion éthanoate :

$$CH_3COO^- + H^+ = CH_3COOH$$

Couple acide/base : CH_3COOH / CH_3COO^- (acide éthanoïque / ion éthanoate).

PIÈGE
Dans l'écriture d'un couple, l'acide se place à gauche et la base à droite. Inverser les deux espèces fait perdre le point.

1.2.1 Construire le tableau d'avancement de la réaction de l'ion éthanoate avec l'eau, en utilisant n et l'avancement x.

Quantités de matière en mol :

État	CH_3COO^-	H_2O	CH_3COOH	HO^-
initial	n	solvant	0	0
en cours	$n - x$	solvant	x	x
équilibre	$n - x_{éq}$	solvant	$x_{éq}$	$x_{éq}$

À l'équilibre : $n(HO^-)_{éq} = n(CH_3COOH)_{éq} = x_{éq}$ et $n(CH_3COO^-)_{éq} = n - x_{éq}$.

COMPRENDRE
L'eau est le solvant, en très large excès : sa quantité n'est pas suivie et elle ne peut pas être le réactif limitant.

1.2.2 Calculer la concentration à l'équilibre en ions oxonium, puis en déduire celle en ions hydroxyde à 25 °C.

Données utiles $\text{pH} = 8{,}9$; $K_e = 1{,}0 \times 10^{-14}$

$[H_3O^+]_{éq} = 10^{-\text{pH}} = 10^{-8{,}9} = 1{,}3 \times 10^{-9}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Produit ionique de l'eau : $K_e = [H_3O^+]_{éq} \times [HO^-]_{éq}$, donc

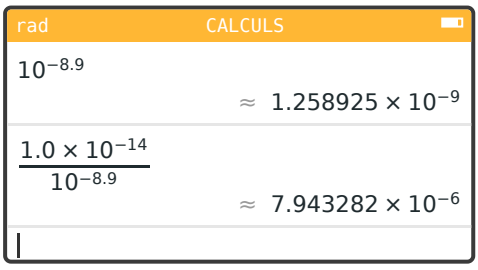
$$[HO^-]_{éq} = \frac{K_e}{[H_3O^+]_{éq}} = \frac{1{,}0 \times 10^{-14}}{10^{-8{,}9}} = 7{,}9 \times 10^{-6}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$[H_3O^+]_{éq} = 1{,}3 \times 10^{-9}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $[HO^-]_{éq} = 7{,}9 \times 10^{-6}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

PIÈGE
Diviser K_e par la valeur arrondie $1{,}3 \times 10^{-9}$ donne $7{,}7 \times 10^{-6}$. Il faut garder $10^{-8{,}9}$ dans la calculatrice.

COMPRENDRE
Deux chiffres significatifs, comme K_e et les autres données de l'exercice.

À LA CALCULATRICE



1.2.3 Pour la solution préparée, calculer l'avancement à l'équilibre $x_{éq}$.

Données utiles $V = 100\ \text{mL} = 0{,}100\ \text{L}$; $[HO^-]_{éq} = 7{,}9 \times 10^{-6}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (1.2.2)

D'après le tableau d'avancement, $x_{éq} = n(HO^-)_{éq} = [HO^-]_{éq} \times V$.

$x_{éq} = 7{,}9 \times 10^{-6} \times 0{,}100$

$x_{éq} = 7{,}9 \times 10^{-7}\ \text{mol}$

PIÈGE
Le volume doit être converti en litres. Avec $V = 100$, le résultat est mille fois trop grand.

À LA CALCULATRICE

rad CALCULS

$7.9 \times 10^{-6} \times 0.100$

$\approx 7.9 \times 10^{-7}$

1.2.4 Définir le taux d'avancement τ à l'équilibre, calculer sa valeur et dire si la transformation est totale.

Données utiles $n = 1{,}0 \times 10^{-2}$ mol ; $x_{éq} = 7{,}9 \times 10^{-7}$ mol (1.2.3)

Le taux d'avancement est le rapport de l'avancement à l'équilibre sur l'avancement maximal : $\tau = \dfrac{x_{éq}}{x_{max}}$.

Si la transformation était totale, l'ion éthanoate serait entièrement consommé : $n - x_{max} = 0$, soit $x_{max} = n$.

$$\tau = \frac{x_{éq}}{n} = \frac{7{,}9 \times 10^{-7}}{1{,}0 \times 10^{-2}} = 7{,}9 \times 10^{-5}$$

$\tau = 7{,}9 \times 10^{-5}$, très inférieur à 1 : la transformation n'est pas totale, elle est très limitée.

COMPRENDRE

Moins d'un ion éthanoate sur dix mille a réagi avec l'eau. C'est une base faible, ce qui explique un pH à peine basique.

À LA CALCULATRICE

rad CALCULS

$\dfrac{7.9 \times 10^{-7}}{1.0 \times 10^{-2}}$

$\approx 7.9 \times 10^{-5}$

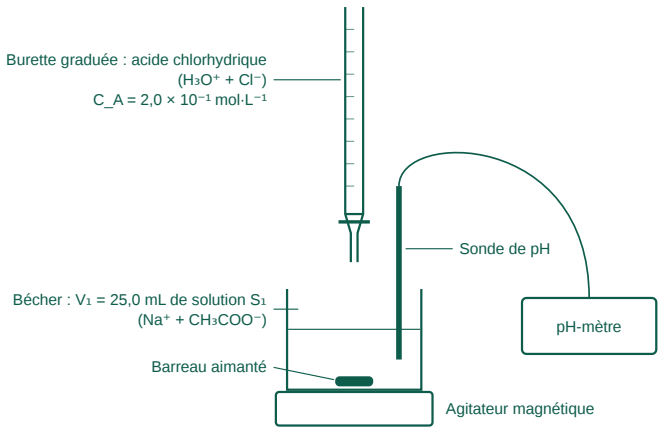
2.1.1 Schématiser et légender le dispositif de titrage.

Voir le schéma. La solution titrante (acide chlorhydrique) est dans la burette graduée ; la solution titrée S_1 est dans le bécher, sous agitation, avec la sonde du pH-mètre.

Schéma légendé : burette, bécher, sonde et pH-mètre, agitateur magnétique et barreau aimanté.

PIÈGE

Un schéma sans le nom et la concentration des solutions, ou sans le pH-mètre, est incomplet. Le prélèvement de V_1 se fait à la pipette jaugée.



2.1.1 · Dispositif du titrage pH-métrique

2.1.2 Définir l'équivalence, puis écrire la relation entre $n_i(CH_3COO^-)$ présente initialement dans le bécher et $n_E(H_3O^+)$ versée pour atteindre l'équivalence.

À l'équivalence, le réactif titré et le réactif titrant ont été introduits dans les proportions stœchiométriques de la réaction support du titrage : ils sont tous deux entièrement consommés.

L'équation $CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq) = CH_3COOH(aq) + H_2O(l)$ montre qu'un ion éthanoate réagit avec un ion oxonium.

$n_i(CH_3COO^-) = n_E(H_3O^+)$

COMPRENDRE
Avant l'équivalence, l'ion oxonium versé est le réactif limitant ; après, c'est l'ion éthanoate. L'équivalence est le changement de réactif limitant.

2.1.3 Déterminer le volume à l'équivalence V_E en expliquant la méthode utilisée.

Données utiles figure 5

À l'équivalence, le pH varie le plus brutalement : la courbe $\left|\frac{dpH}{dV_A}\right| = f(V_A)$ passe par un maximum. V_E est l'abscisse de ce maximum.

Sur la figure 5, le sommet du pic se trouve juste avant la graduation 9 mL.

$V_E \approx 8{,}9$ mL

COMPRENDRE
La lecture est précise à 0,1 mL près : une valeur de 8,8 à 9,0 mL est acceptable, à condition de la conserver dans la suite.

MÉTHODE
Sans courbe dérivée, on utilise la méthode des tangentes parallèles sur le saut de pH : même résultat, mais plus long à tracer.

2.1.4 Calculer la concentration C_1 en ions éthanoate de la solution dosée.

Données utiles $C_A = 2{,}0 \times 10^{-1}$ mol · L^{-1} ; $V_1 = 25{,}0$ mL ; $V_E = 8{,}9$ mL (2.1.3)

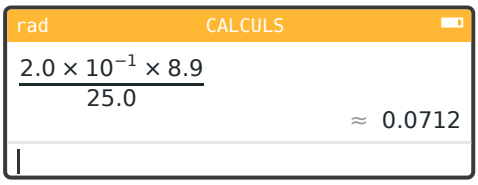
À l'équivalence : $n_i(CH_3COO^-) = n_E(H_3O^+)$, soit $C_1 \times V_1 = C_A \times V_E$.

$$C_1 = \frac{C_A \times V_E}{V_1} = \frac{2{,}0 \times 10^{-1} \times 8{,}9}{25{,}0} = 7{,}12 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$C_1 = 7{,}1 \times 10^{-2}$ mol · L^{-1}

MÉTHODE
Les deux volumes peuvent rester en mL, car ils interviennent par leur rapport. La concentration obtenue a l'unité de C_A.

À LA CALCULATRICE



2.2.1 Calculer la concentration C_0 en éthanoate de sodium apporté dans la chaufferette. La solution est-elle saturée ?

Données utiles dilution au centième ; $C_1 = 7{,}12 \times 10^{-2}$ mol · L^{-1} (2.1.4) ; solubilité : $4{,}5$ mol · L^{-1}

La solution S_0 a été diluée 100 fois pour obtenir S_1 : $C_0 = 100 \times C_1$.

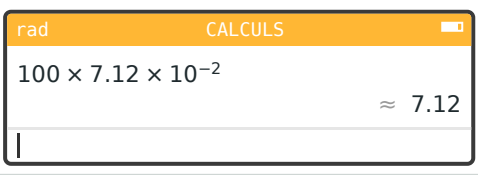
$C_0 = 100 \times 7{,}12 \times 10^{-2} = 7{,}1$ mol · L^{-1}

Cette concentration dépasse la solubilité à 25 °C : $7{,}1 > 4{,}5$ mol · L^{-1}.

$C_0 = 7{,}1$ mol · L^{-1} : la solution contient plus de soluté que la quantité maximale soluble, elle est saturée.

COMPRENDRE
La solution est même sursaturée : elle contient plus de soluté dissous que la solubilité ne le permet. Cet état instable explique la solidification brutale quand on actionne le disque.

À LA CALCULATRICE



2.2.2 Calculer la masse d'éthanoate de sodium dans la chaufferette.

Données utiles $C_0 = 7{,}12\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (2.2.1) ; $V_0 = 100\ \text{mL} = 0{,}100\ \text{L}$; $M = 82{,}0\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

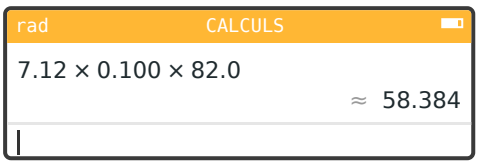
$$m_0 = n_0 \times M = C_0 \times V_0 \times M$$

$$m_0 = 7{,}12 \times 0{,}100 \times 82{,}0 = 58{,}4\ \text{g}$$

$m_0 \approx 58\ \text{g}$

PIÈGE
Ne pas confondre cette masse m_0 de soluté avec la masse $m = 130$ g de la solution entière.

À LA CALCULATRICE



2.2.3 La solution de masse 130 g contenue dans la chaufferette est-elle au moins à 20 % en masse d'éthanoate de sodium, comme l'indique le texte ?

Données utiles $m_0 = 58{,}4$ g (2.2.2) ; $m = 130$ g

Pourcentage massique : $p = \dfrac{m_0}{m} = \dfrac{58{,}4}{130} = 0{,}45$

$p \approx 45\ \%$, supérieur à 20 % : l'indication du texte introductif est vérifiée.

À LA CALCULATRICE

