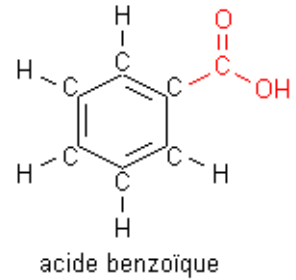


DST : acide benzoïque - correction

La formule développée de l'acide benzoïque peut être représentée par :



1. Préparation de la solution et concentration (4Pts)

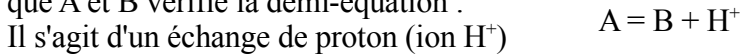
a. L'acide benzoïque se dissout-il dans l'eau ? (1Pt)

$$C_m = \frac{244 \cdot 10^{-3}}{200 \cdot 10^{-3}} = 1,22 \text{ g/L}$$

On voit bien que la concentration massique est inférieure à la solubilité.
Donc tout l'acide benzoïque solide se dissout dans l'eau.

b. Rappeler la définition d'un couple acide-base ? (1Pt)

A toute entité chimique A correspond une entité chimique basique conjuguée B (et réciproquement) telle que A et B vérifie la demi-équation :



Le couple A/B est appelé couple acide-base

c. Calculer la concentration molaire volumique de la solution préparée. (1Pt)

$$n = \frac{m}{M} \quad \text{Avec } M = M_{C_6H_5CO_2H} = 122 \text{ g/mol} \quad \text{et } m = 244 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

on obtient $n = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

$$C_n = \frac{n}{V} \quad \text{Avec } n = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \quad \text{et } V = 200 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$

$$C_n = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

d. Il est indiqué sur le flacon : $C_m = 1,22 \text{ g/L}$ (1Pt)

Oui cela est conforme. En effet :

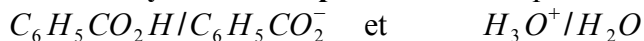
$$1,22 \text{ g} \Leftrightarrow 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \quad \text{puisque } M_{C_6H_5CO_2H} = 122 \text{ g/mol}$$

2. Avancement de la réaction (9Pts)

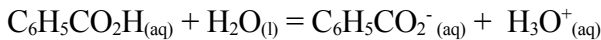
a. Ecrire l'équation de la réaction de l'acide benzoïque avec l'eau. (1,5Pts)

On rappelle que toute réaction acido-basique est une réaction de transfert d'ion H^+ entre un acide et une base de 2 couples différents.

Il doit donc y avoir 2 couples acide/base qui sont ici :



La réaction s'écrit donc :



b. Tableau d'avancement et avancement maximal si la réaction était totale – calcul du pH (1,5Pts)

	avancement	$C_6H_5CO_2H_{(aq)} + H_2O_{(l)} =$	$C_6H_5CO_2^-_{(aq)} +$	$H_3O^+_{(aq)}$
État initial	0	$n_i = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$	0	0
Etat maximal	x_m	0	$2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$	$x_m = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

$$n_{H_3O^+} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \Rightarrow [H_3O^+] = \frac{n}{V} \quad \text{avec } n = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \quad \text{et } V = 200 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$

$$[H_3O^+] = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pH} = 2 \quad \text{avec } \text{pH} = -\log [H_3O^+]$$

Si la réaction était totale le PH serait alors de 2, ce qui n'est manifestement pas le cas d'après l'énoncé.

c. Calculer l'avancement final réellement observé. (1,5Pts)

On rajoute une ligne au tableau d'avancement :

Etat final	x_f	$n_i - x_f$		x_f	x_f
------------	-------	-------------	--	-------	-------

L'énoncé nous dit : $\text{pH} = 3,1 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 7,94 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$ avec $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$

Comme $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{n}{V}$ et $V = 200 \cdot 10^{-3} \text{ L}$

$$x_f = n_{\text{H}_3\text{O}^+} = 1,59 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \approx 1,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

d. Calculer le taux d'avancement final de la réaction. (1,5Pts)

$$\tau = \frac{x_f}{x_m} \quad \tau = 7,95 \cdot 10^{-2} \approx 8\%$$

e. Exprimer puis calculer le quotient de réaction à l'état final. (1,5Pts)

$$K = Q_{r,f} = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-]_f \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_f}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}]_f} \quad \text{avec } n_{\text{H}_3\text{O}^+} = n_{\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-} \approx 1,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{et } n_{\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}} = n_i - n_f = 2 \cdot 10^{-3} - 1,6 \cdot 10^{-4} \approx 1,84 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Donc $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = [\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-]_f = 8 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$ et $[\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}]_f = 9,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

ce qui donne $Q_{r,f} = 6,96 \cdot 10^{-5} \approx 7 \cdot 10^{-5}$

f. Comparer cette valeur avec la constante d'acidité du couple. (1,5Pts)

Pour $K = 7 \cdot 10^{-5} \Rightarrow \text{pK} = 4,15$ avec $\text{pK} = -\log K$

On voit bien que $\text{pK} \approx \text{pK}_A$

ce qui signifie que nous sommes bien à l'équilibre.

3. Influence de la dilution (3Pts)

a. Préparation de la solution S' (1Pt)

Voir TP Titrage du vinaigre.

b. Calcul du nouveau taux d'avancement final (2Pts)

On refait un tableau d'avancement.

Cette fois-ci n_i , initialement introduit est de

$$n_i = n_{\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}} = C \cdot V = 1 \cdot 10^{-3} \times 200 \cdot 10^{-3} \approx 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

	avancement	$\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} =$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^{-}{}_{(\text{aq})} +$	$\text{H}_3\text{O}^{+}{}_{(\text{aq})}$
État initial	0	$n_i = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$	0	0
État final	x_f	$n_i - x_f$	x_f	x_f

L'énoncé nous dit : $\text{pH} = 3,6 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 2,51 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$ avec $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$

Comme $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{n}{V}$ et $V = 200 \cdot 10^{-3} \text{ L}$

$$x_f = n_{\text{H}_3\text{O}^+} = 5 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$$\tau = \frac{x_f}{x_m} = \frac{5 \cdot 10^{-5}}{2 \cdot 10^{-4}} = 2,51 \cdot 10^{-1} \approx 25\%$$

On remarque que le taux d'avancement est plus important qu'auparavant : il a été multiplié par 3.

On peut donc en conclure que le taux d'avancement de la réaction s'améliore lorsque la concentration diminue.

4. Sens d'évolution du système chimique (1Pt)

Ajout d'un peu de benzoate de sodium. Evolution du pH ?

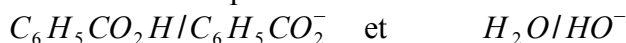
1ère approche : si l'on rajoute un peu de base, logiquement le solution devrait devenir « plus basique » et donc le pH augmenter.

2ème approche : on raisonne sur le fait que la réaction n'est pas totale, donc réversible : simultanément elle se déroule dans les 2 sens. Puisque l'on ajoute des ions $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-$ ceux-ci vont réagir avec les ions H_3O^+ : la réaction se déroule de droite à gauche. La quantité d'ions H_3O^+ en solution va donc diminuer, la solution va donc devenir moins acide \Rightarrow le pH va donc augmenter.

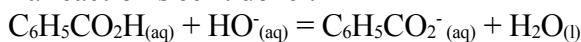
5. Titration et domaine de prédominance (6Pts)

a. Ecrire l'équation de la réaction (1,5Pts)

La encore les 2 couples acide/base sont :



La réaction s'écrit donc :



b. Méthode des tangentes et détermination du point d'équivalence (1,5Pts)

Voir TP Titration du vinaigre

- Par définition, l'équivalence c'est l'état du système pour lequel les réactifs sont dans les proportions stœchiométriques.

- Le pH à l'équivalence obtenu par la méthode des tangentes nous donne $pH \approx 8,5$

De plus le graphique (colonne C $\Delta pH / \Delta V_B = f(V_B)$) nous permet de confirmer, préciser notre résultat puisque l'on sait que la dérivée est maximum pour l'équivalence.

- Le volume V_B de soude versé à l'équivalence nous est donnée la encore par notre construction graphique $V_B \approx 12 \text{ mL}$

c. Retrouver la concentration de l'acide benzoïque (1,5Pts)

	avancement	$C_6H_5CO_2H_{(aq)}$	$+ HO^-_{(aq)}$	=	$C_6H_5CO_2^-_{(aq)}$	$+ H_2O_{(l)}$
État initial	0	$n_i = ?$	0		0	
A l'équivalence		0	0		$n_{eq} = n_i$	

Puisqu'à l'équivalence, on sait que tous les réactifs sont dans les proportions stœchiométriques

$$n_{HO^-} = n_{C_6H_5CO_2H}$$

Or à l'équivalence, le volume de soude versé est $V_{HO^-} = 12 \cdot 10^{-3} \text{ L}$

pour une concentration de soude $C = 0,01 \text{ mol/L}$

Donc $n_{HO^-} = V \times C \approx 1,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = n_{C_6H_5CO_2H} = n_i$

Donc $[C_6H_5CO_2H] = \frac{n_{C_6H_5CO_2H}}{V}$ avec $V = 12 \cdot 10^{-3} \text{ L}$

$$[C_6H_5CO_2H] \approx 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

ce qui correspond bien avec la valeur trouvée au 1.

d. Pour un $pH = 6$, le volume de soude versé est-il en excès ou en défaut ?

Quelle est alors l'espèce majoritaire présente en solution ? (1,5Pts)

Pour un $pH = 6$, sans faire les calculs et en regardant seulement le graphique, je vois que je me trouve avant l'équivalence, je peux donc en déduire que la soude est en défaut.

Puisque le pH est supérieur au pK_A , je peux là encore sans faire les calculs et seulement en regardant la

formule $pH = pK_A + \log \frac{[A^-]}{[AH]}$ savoir que $\log \frac{[A^-]}{[AH]} > 0$ donc $\frac{[A^-]}{[AH]} > 1$

$$\Rightarrow [A^-] > [AH]$$

C'est donc la base $C_6H_5CO_2^-$ qui est majoritaire en solution.