



Correction des exercices du chapitre 7

Exercice n° 12 p 143 :

- a. La courbe rouge correspond à l'espèce prédominante lorsque le pH est faible. Il s'agit donc de l'acide du couple : l'acide éthanoïque.
La courbe bleu correspond au contraire à l'espèce prédominante lorsque le pH est élevé, c'est la base du couple : l'ion éthanoate.
- b. On obtient l'égalité $\text{pH} = \text{pK}_A$ lorsque les deux espèces du couple sont présentes à concentrations égales : c'est donc au point d'intersection des courbes rouge et bleu.
- c. D'après le graphique, lorsque le pH est égal à 5.0 ; nous avons 60% d'ions éthanoate et 40% d'acide éthanoïque.

On peut alors obtenir le pK_A à ce pH : $\text{pH} = \text{pK}_A + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)}]}$

D'où $\text{pK}_A = \text{pH} - \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)}]} = 5.0 - \log \frac{0.60}{0.40} = 4.8$

- d. D'après le graphique, lorsque le pH est égal à 4.0 ; nous avons 10% d'ions éthanoate et 90% d'acide éthanoïque.

On peut alors obtenir le pK_A à ce pH : $\text{pK}_A = 4.0 - \log \frac{0.10}{0.90} = 5.0$

- e. On a alors : $\text{pH} = \text{pK}_A + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)}]} = \text{pK}_A + \log \frac{1}{10} = \text{pK}_A - 1$

Question mal posée

Sur le graphique on obtient alors la valeur du pH : 3.8

Exercice n° 17 p 144 :

- On va tout d'abord s'intéresser au **classement des acides** :
- ✓ Nous savons que la solution d'acide chlorhydrique est obtenue par dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau et que cette réaction est totale. Le pH de la solution d'acide chlorhydrique est donnée par :
- $\text{pH} = -\log c = 1$. Cette solution est la plus acide de toute ($\text{pK}_A(\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}/\text{H}_2\text{O}_{(l)}) = 0$).
- ✓ Maintenant on sait que **pour les acides, si $\text{pK}_A < \text{pK}_A'$ alors $\text{pH} < \text{pH}'$** .
La solution de pH le plus faible après la solution d'acide chlorhydrique est donc la solution d'acide benzoïque.
Ensuite vient la solution de chlorure d'ammonium.

Pour les acides on a donc : $B < A < E$

- Intéressons nous aux **bases** :

On sait que **pour les bases : si $\text{pK}_A > \text{pK}_A'$ alors $\text{pH} > \text{pH}'$**

Nous savons que la solution d'hydroxyde de sodium est très basique ($\text{pK}_A(\text{H}_2\text{O}_{(l)}/\text{OH}^-_{(aq)}) = 14$).

Elle aura le pH le plus élevée. Vient ensuite la solution d'ammoniac, puis la solution de benzoate de sodium.

Pour les bases on a donc : $D < C < G$

- Il ne reste plus que la solution de chlorure de sodium que l'on placera au milieu des acides et des bases puisque ni $\text{Na}^+_{(aq)}$ ni $\text{Cl}^-_{(aq)}$ n'a de réelles propriétés acido-basiques.

Au final :

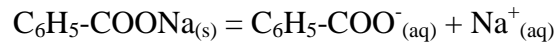
$B < A < E < F < D < C < G$



Exercice n° 21 p 145 :

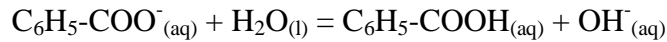
1) Préparation de la solution de benzoate de sodium :

a. Dissolution du benzoate de sodium dans l'eau :



b. Les espèces chimiques introduites sont donc les ions benzoate qui ont un caractère basique et les ions sodium qui n'ont aucun caractère acido-basiques.

c. Réaction de l'ion benzoate avec l'eau :



d. Constante de réaction :

$$K_1 = \frac{[C_6H_5 - COOH_{(aq)}]_{\text{éq}} \times [OH^-_{(aq)}]_{\text{éq}}}{[C_6H_5 - COO^-_{(aq)}]_{\text{éq}}} = \frac{[C_6H_5 - COOH_{(aq)}]_{\text{éq}} \times K_e}{[C_6H_5 - COO^-_{(aq)}]_{\text{éq}} \times [H_3O^+_{(aq)}]_{\text{éq}}} = \frac{K_e}{K_A} = \frac{10^{-14}}{10^{-4.2}} = 10^{-9.8}$$

e. Concentration de la solution :

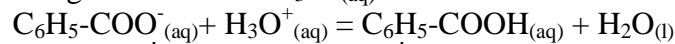
$$n = \frac{m}{M} = \frac{72}{7 \times 12 + 5 \times 1 + 2 \times 16 + 23} = 0.50 \text{ mol}$$

$$c = \frac{n}{V} = \frac{0.50}{0.100} = 5 \text{ mol / L}$$

2) Ajout d'une solution d'acide chlorhydrique :

a. Les espèces introduites sont $C_6H_5-COO^-_{(aq)}$ et $Na^+_{(aq)}$ puis $H_3O^+_{(aq)}$ et $Cl^-_{(aq)}$.

b. La base $C_6H_5-COO^-_{(aq)}$ va réagir avec l'acide $H_3O^+_{(aq)}$:



$$\text{Constante d'équilibre : } K_2 = \frac{[C_6H_5 - COOH_{(aq)}]_{\text{éq}}}{[C_6H_5 - COO^-_{(aq)}]_{\text{éq}} \times [H_3O^+_{(aq)}]_{\text{éq}}} = \frac{1}{K_A} = \frac{1}{10^{-4.2}} = 10^{4.2}$$

c. La réaction qui se produit est la suivante :

Equation de la réaction		$C_6H_5-COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)} = C_6H_5-COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)}$			
Etat	Avancement (mol)				
Initial	0	$c \times V$	$c' \times V'$	0	Excès
En cours	x	$cV - x$	$c' \times V' - x$	x	Excès
Final	x_f	$cV - x_f$	$c' \times V' - x_f = 0$	x_f	Excès

La réaction est totale ($K = 10^{4.2}$), ainsi la quantité d'ions oxonium va disparaître entièrement (puisque les ions benzoate ne peuvent pas être réactif limitant étant donné qu'on les veut présents à la fin de la réaction) :

$$\text{On a donc } x_f = c' \times V' \text{ et } cV - x_f = x_f \quad \text{D'où } x_f = \frac{c \times V}{2} = c' \times V' \text{ et } V' = \frac{c \times V}{2 \times c'}$$

$$\text{On trouve } V' = \frac{5 \times 100 \times 10^{-3}}{2 \times 0.10} = 2.5 \text{ L}$$

$$\text{d. Comme } \text{pH} = \text{p}K_A + \log \frac{[C_6H_5 - COO^-_{(aq)}]}{[C_6H_5 - COOH_{(aq)}}$$

$$\text{si } [C_6H_5 - COO^-_{(aq)}] = [C_6H_5 - COOH_{(aq)}] \text{ alors } \text{pH} = \text{p}K_A.$$