

Mer Marou
Chimie analytique

العائز

Exercice 1

Calcul de pH

Relation d'électroneutralité

$$[\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{PhNH}_3^+] = [\text{PhO}^-] + [\text{OH}^-]$$

Soit

$$[\text{H}_3\text{O}^+] + \frac{C_0[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_{a_2} + [\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_{a_1}C_0}{K_{a_1} + [\text{H}_3\text{O}^+]} + \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Négligeant la dissociation de l'eau

$$\frac{C_0[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_{a_2} + [\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_{a_1}C_0}{K_{a_1} + [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

L'acide et la base étant faible

$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_{a_2}} = \frac{K_{a_1}}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Ce qui donne

$$\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{p}K_{a_1} + \text{p}K_{a_2}) = \frac{1}{2}(10 + 4.6) = 7.3$$

Calcul de la concentration des espèces existantes dans un mélange

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7.3} \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-6.7} \text{ M}$$

$$[\text{PhNH}_3^+] = \frac{C_0[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_{a_2}} = \frac{10^{-2} \times 10^{-7.3}}{10^{-4.6}} = 10^{-4.7} \text{ M}$$

$$[\text{PhO}^-] = \frac{K_{a_1}C_0}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-10} 10^{-2}}{10^{-7.3}} = 10^{-4.7}$$

$$[\text{PhNH}_2] = C_0 - [\text{PhNH}_3^+] = 10^{-2} - 10^{-4.7} \approx 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{PhOH}] = C_0 - [\text{PhO}^-] = 10^{-2} - 10^{-4.7} \approx 10^{-2} \text{ M}$$

Exercice 2

x	$[NH_2OH]$	$[MeNH_2]$	$[MeNH_3^+]$	$[HCl]$	Nature du milieu	Relation du pH
$x = 0$	10^{-2}	10^{-2}	-	-	Deux bases faibles, la plus forte impose le pH	$pH = \frac{1}{2}(pK_e + pK_{a_1} + \log C_0)$ $pH = \frac{1}{2}(14 + 9.9 + \log 10^{-2}) = 10.9$
$0 < x < 1$	10^{-2}	$10^{-2}(1-x)$	$x10^{-2}$	-	Tampons	$pH = pK_{a_1} + \log \frac{1-x}{x}$ $x = 0.5, pH = pK_{a_1} = 9.9$
$x = 1$	10^{-2}	-	10^{-2}	-	Ampholyte	$pH = \frac{1}{2}(pK_{a_1} + pK_{a_2})$ $pH = \frac{1}{2}(9.9 + 6.0) = 7.9$
x' ou x	$[MeNH_3^+]$	$[NH_2OH]$	$[NH_3OH^+]$	$[HCl]$	Nature du milieu	Relation du pH
$0 < x' < 1$ ou $1 < x < 2$	10^{-2}	$10^{-2}(1-x')$ ou $10^{-2}(2-x)$	$x'10^{-2}$ ou $(x-1)10^{-2}$	-	Tampons	$pH = pK_{a_2} + \log \frac{1-x'}{x'}$ ou $pH = pK_{a_2} + \log \frac{2-x}{x-1}$ $x' = 0.5$ ou $x = 1.5, pH = pK_{a_2} = 6.0$
$x' = 1$ ou $x = 2$	10^{-2}	-	10^{-2}	-	Deux acides, le plus fort impose le pH	$pH = \frac{1}{2}(pK_{a_2} - \log C_0)$ $pH = \frac{1}{2}(6.0 - \log 10^{-2}) = 4$
$x' > 1$ ou $x > 2$	10^{-2}		10^{-2}	$10^{-2}(x'-1)$ $10^{-2}(x-2)$	L'acide fort impose le pH	$pH = -\log 10^{-2}(x'-1)$ ou $pH = -\log 10^{-2}(x-2)$ $x' = 2$ ou $x = 3, pH = 2$

