

TD 2

Exercice 1 :

(1) Calculer le pH des solutions suivantes :

(a) Acide chlorhydrique HCl de concentration 10^{-2} M ($pK_a = -3,7$).

(b) 10 mL de HCl 10^{-5} M + 990 mL d'eau ($pK_a = -3,7$).

(c) Soude NaOH de concentration 10^{-2} M ($pK_a > 14$).

(d) NH_4Cl 0,2 M $pK_a(NH_4^+/NH_3) = 9,25$.

(e) $HCOONa$ de concentration 0,1 M ($pK_a = 3,8$).

(f) $NaHCO_3$ 0,2 M (H_2CO_3 : $pK_{a2} = 6,4$, $pK_{a1} = 10,3$).

Dr MOHAMMED CHERIF OUIZA

Corrigé:

- (a) HCl est un acide fort ($pK_a < 0$) $C_a = 0,01$ M : La solution est suffisamment concentrée pour qu'on puisse négliger les protons apportés par l'eau et appliquer la formule d'un acide fort : $pH = -\log C_a = -\log(0,01) = 2$

La relation $pH = -\log C$ est valable tant que le pH trouvé est inférieur ou égal à 6,5 ou $C_a \geq 10^{-6,5}$, et c'est le cas ici.

- (b) $C_a = 10^{-5} \times 10 / (990 + 10) = 10^{-7}$ M

$C_a = 10^{-7}$ M : La solution étant très diluée, il faut tenir compte des protons apportés par l'eau.

En effet : $[H_3O^+]_{total} = [H_3O^+]_{HCl} + [H_3O^+]_{eau}$

La dissociation de l'acide est totale: $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$

Donc : $[H_3O^+]_{HCl} = [Cl^-] = C_a$ (Equation 1)

Produit ionique de l'eau: $[H_3O^+] \cdot [OH^-] = K_w = 10^{-14}$ (Equation 2)

Electroneutralité: $[H_3O^+] = [OH^-] + [Cl^-] = [OH^-] + C_a$ (Equation 3)

En combinant (2) et (3): $[H_3O^+] = (K_w/[H_3O^+]) + C_a$

$[H_3O^+]^2 - C_a \cdot [H_3O^+] - K_w = 0$

$$[H_3O^+] = \frac{C_a + \sqrt{C_a^2 + 4K_w}}{2}$$

$[H_3O^+] = 1,62 \cdot 10^{-7}$ M et $pH = 6,8$

- (c) Soude NaOH de concentration 10^{-2} M ($pK_a > 14$) NaOH base forte

$C_b = 10^{-2}$ M, la solution est suffisamment concentrée pour appliquer la formule d'une base forte. En négligeant les OH^- apportés par l'eau :

$pH = 14 + \log C_b = 14 + \log(0,01) = 12$

- (d) $NH_4Cl \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$

Dans ce cas seul l'acide NH_4^+ impose le pH et puisque NH_4^+ est un acide faible,

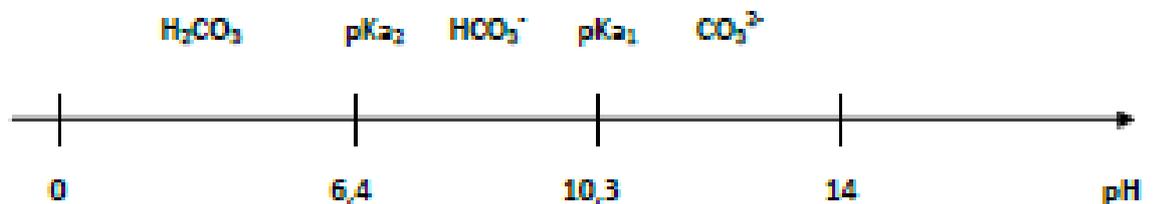
$$pH = \frac{1}{2}(pK_a - \log C_a) = \frac{1}{2}(9,25 - \log 0,2) = 4,97$$



Le formiate de sodium se dissocie totalement en Na^+ et HCOO^- (base faible). Seul HCOO^- fixe le pH

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} (\text{p}K_a + \log C_b) = 7 + \frac{1}{2} (3,8 + \log 0,1) = 8,4$$

(f) L'hydrogénocarbonate de sodium NaHCO_3 est totalement dissocié dans l'eau en Na^+ et HCO_3^- . L'échelle de prédominance des espèces montre que l'ion hydrogénocarbonate (HCO_3^-) est un ampholyte car il se comporte à la fois comme un acide ($\text{p}K_{a1} = 10,3$) et comme une base ($\text{p}K_{a2} = 6,4$).



La formule de calcul du pH est donc celle d'un ampholyte :

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_{a1} + \text{p}K_{a2}) = \frac{1}{2} (10,3 + 6,4) = 8,35$$

Dr MOHAMMED CHERIF OUIZA