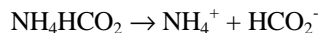


pH d'une solution de méthanoate d'ammonium

Calculer le pH d'une solution 0,01M en méthanoate d'ammonium ($pK_a(NH_4^+/NH_3) = 9,25$; $pK_a(HCO_2H/HCO_2^-) = 3,75$)

Le méthanoate d'ammonium NH_4HCO_2 est un sel soluble qui se dissocie dans l'eau suivant la réaction:



Cette solution contient donc initialement l'acide conjugué, NH_4^+ , d'une base faible NH_3 , et la base conjuguée, HCO_2^- d'un acide faible, HCO_2H .

NH_4^+ prédomine pour des valeurs de pH inférieures à 9,25 et HCO_2^- prédomine pour des valeurs de pH supérieures à 3,75. Ces deux espèces peuvent donc coexister ; elles vont rester majoritairement sous ces formes. Le pH de la solution est donc tel que $3,75 < pH < 9,25$.

- Espèces présentes : OH^- , HCO_2^- , H_3O^+ , NH_4^+ , NH_3 , HCO_2H
- Conservation de la matière : $[HCO_2^-] + [HCO_2H] = [NH_3] + [NH_4^+] = c_1 = 0,01M$ (1)
- Electroneutralité de la solution : $[NH_4^+] + [H_3O^+] = [OH^-] + [HCO_2^-]$ (2)
- Constantes d'acidité :
 $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$ $K_{a1} = \frac{[H_3O^+].[NH_3]}{[NH_4^+]}$ (3)
 $HCO_2H + H_2O \rightleftharpoons HCO_2^- + H_3O^+$ $K_{a2} = \frac{[H_3O^+].[HCO_2^-]}{[HCO_2H]}$ (4)

En reportant l'expression de $[NH_4^+]$ tirée de (2) dans (1), on obtient :

$$[H_3O^+] + [HCO_2H] = [NH_3] + [OH^-]$$

La solution n'est ni très acide, ni très basique donc $[HCO_2H] \gg [H_3O^+]$ et $[NH_3] \gg [OH^-]$. Donc $[HCO_2H] \approx [NH_3]$.

(1) donne donc $[NH_4^+] \approx [HCO_2^-]$.

En reportant dans le produit $K_{a1} \cdot K_{a2}$, on obtient $K_{a1} \cdot K_{a2} = [H_3O^+]^2$ donc $[H_3O^+] = \sqrt{K_{a1} \cdot K_{a2}}$ soit :

$$pH = \frac{1}{2} (pK_{a1} + pK_{a2})$$

A.N. :

$$pH = 6,50.$$

Vérification des approximations :

$$[H_3O^+] = 3,16 \cdot 10^{-7} M; [OH^-] = 3,16 \cdot 10^{-8} M; \\ [NH_3] = [HCO_2H] = 1,78 \cdot 10^{-5} M.$$