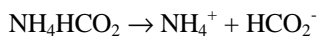


pH d'une solution de méthanoate d'ammonium

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 :

$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$	$K_{a_1} = \frac{[H_3O^+].[NH_3]}{[NH_4^+]}$	(3)
$HCO_2H + H_2O \rightleftharpoons HCO_2^- + H_3O^+$	$K_{a_2} = \frac{[H_3O^+].[HCO_2^-]}{[HCO_2H]}$	(4)

En reportant l'expression de $[NH_4^+]$ tirée de (2) dans (1), on obtient : $[H_3O^+] + [HCO_2H] = [NH_3] + [OH^-]$ (5)

La solution n'est ni très acide, ni très basique donc $[HCO_2H] \gg [H_3O^+]$ et $[NH_3] \gg [OH^-]$. On les néglige dans (5)

Il reste : [HCO₂H] ≈ [NH₃].

