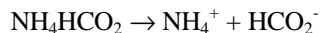


## pH d'une solution de méthanoate d'ammonium

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 :

$$[H_3O^+] = 3.16 \cdot 10^{-7} M; [OH^-] = 3.16 \cdot 10^{-8} M; \\ [NH_3] = [HCO_2H] = 1.78 \cdot 10^{-5} M.$$