

pH d'une solution de chlorure d'ammonium

Calculer le pH d'une solution 0,01M en chlorure d'ammonium. $pK_a(NH_4^+/NH_3) = 9.25$.

Le chlorure d'ammonium NH_4Cl est un sel soluble qui se dissocie dans l'eau suivant la réaction :



Cet acide faible réagit ensuite avec l'eau selon : $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$

NH_4^+ est un acide faible ; il va rester de façon prédominante sous cette forme ($pH < pK_a$).

La solution est une solution acide. On peut donc prévoir que le pH de cette solution est inférieur à 7.

- Espèces présentes : $OH^-, Cl^-, H_3O^+, NH_4^+, NH_3$
- Conservation de la matière : $[Cl^-] = [NH_3] + [NH_4^+] = c_1 = 0,01M$ (1)
- Electroneutralité de la solution : $[NH_4^+] + [H_3O^+] = [OH^-] + [Cl^-]$ (2)
- Constante d'acidité : $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$

$$K_a = \frac{[H_3O^+].[NH_3]}{[NH_4^+]} \quad (3)$$

En reportant (1) dans (2), on obtient $[NH_4^+] + [H_3O^+] = [OH^-] + [NH_3] + [NH_4^+]$

soit $[H_3O^+] = [OH^-] + [NH_3]$ or $[H_3O^+] \gg [OH^-]$ (la solution est acide) donc $[H_3O^+] \approx [NH_3]$.

L'ion ammonium est un acide faible, donc peu dissocié, c'est-à-dire que $[NH_4^+] \gg [NH_3]$ et $[NH_4^+] \approx c_1$.

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{c_1} \quad \text{donc } [H_3O^+] = \sqrt{K_a \cdot c_1} \quad \text{soit:}$$

$$pH = \frac{1}{2} pK_a - \frac{1}{2} \log c_1$$

A.N.: $[H_3O^+] = 2.37 \cdot 10^{-6} M$; pH = 5.625