

pH d'un mélange ammoniacal / chlorure d'ammonium

Calculer le pH d'une solution $c_1=0,1\text{M}$ en chlorure d'ammonium et $c_2=0,2\text{ M}$ en ammoniac. $pK_a(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,25$

Le chlorure d'ammonium NH_4Cl est un sel soluble qui se dissocie dans l'eau suivant la réaction: $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$

Cette solution est donc un mélange d'un acide faible, l'ion ammonium NH_4^+ et de sa base conjuguée, l'ammoniac, NH_3 . L'ammoniac est en excès et on peut donc prévoir que le pH de cette solution va se trouver dans le domaine de prédominance de celle-ci, c'est-à-dire que le pH est supérieur au pK_a (9,25).

- Espèces présentes : OH^- , Cl^- , H_3O^+ , NH_4^+ , NH_3
- Conservation de la matière : $[\text{Cl}^-] = c_1 = 0.1\text{M}$ (1)
- Electroneutralité de la solution : $[\text{NH}_4^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{Cl}^-]$ (3)
- Constante d'acidité : $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} \quad (4)$$

$[\text{OH}^-] \gg [\text{H}_3\text{O}^+]$ donc (2) devient $[\text{NH}_4^+] \approx [\text{OH}^-] + [\text{Cl}^-]$

En reportant cette équation et (1) dans (2), on obtient $[\text{NH}_3] + [\text{OH}^-] + [\text{Cl}^-] \approx [\text{Cl}^-] + c_2$ soit : $[\text{NH}_3] + [\text{OH}^-] \approx c_2$ (5);

Si l'on reporte (5) dans (2), on obtient $c_2 - [\text{OH}^-] + [\text{NH}_4^+] \approx c_1 + c_2$ soit $[\text{NH}_4^+] \approx c_1 + [\text{OH}^-]$ (6).

Si on reporte (5) et (6) dans l'expression du K_a , on obtient une équation du second degré en $[\text{H}_3\text{O}^+]$ (en se servant de l'expression du produit ionique de l'eau).

Cependant, on peut accéder à la solution plus rapidement si on néglige $[\text{OH}^-]$ devant c_1 ou c_2 dans les équations (5) et (6) ; en effet NH_3 est une base faible et on peut prévoir que le pH n'est que faiblement basique. Donc $[\text{NH}_3] \approx c_2$

$$[\text{NH}_4^+] \approx c_1 \quad \text{et} \quad K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot c_2}{c_1} \quad \text{donc} :$$

$$\boxed{[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_a \cdot c_1}{c_2}}$$

A.N. :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 2.81 \cdot 10^{-10} \text{ M} ; \text{pH} = \underline{\underline{9.55}}$$