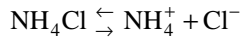


## pH d'une solution de chlorure d'ammonium

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 :  $[Cl^-] = [NH_3] + [NH_4^+] = c_1 = 0,1M$  (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  $[H_3O^+] \approx [NH_3]$ .

