

酢酸の電離度

弱電解質 (弱酸や弱塩基が含まれる) の水溶液では、その電離度は、水溶液の濃度が小さくなると大きくなり 1 に近づくことになる。ここでは、1 価の弱酸として酢酸を選び、その水溶液中での電離度が濃度と共にどのように変化するかを調べることにする。

1 価弱酸水溶液の水素イオン濃度 $[H^+]$ の計算法については、

<http://www.k5.dion.ne.jp/~mikecat/chem/mpacid.pdf>

にまとめてあるので、こちらを参照していただきたい。これによると、 c mol/l の酢酸水溶液の水素イオン濃度の厳密解は、3 次方程式

$$[H^+]^3 + K_a[H^+]^2 - (c \cdot K_a + K_w)[H^+] - K_a \cdot K_w = 0$$

を解くことで得られる。ここで、 K_a は酢酸の酸解離定数で、 K_w は水のイオン積である。

まず、電荷均衡から

$$[H^+] = [OH^-] + [CH_3COO^-]$$

であるから

$$[CH_3COO^-] = [H^+] - [OH^-] = [H^+] - \frac{K_w}{[H^+]}$$

となり、結局、電離度 α は

$$\alpha = \frac{[CH_3COO^-]}{c} = \frac{[H^+] - \frac{K_w}{[H^+]}}{c}$$

で与えられることになる。この式より、濃度 c と電離度との関係を求めると、次のようになる (数式処理システム Maple で計算)。

表 1: 酢酸水溶液の濃度と電離度

酢酸の濃度 (mol/l)	電離度 α
1.00×10^0	0.005230312266
1.00×10^{-1}	0.01644619396
1.00×10^{-2}	0.05108346476
1.00×10^{-3}	0.1526502780
1.00×10^{-4}	0.4046302888
1.00×10^{-5}	0.7791877858
1.00×10^{-6}	0.9657264511
1.00×10^{-7}	0.9941658180

酢酸の電離度は、その水溶液の濃度が小さくなければ非常に小さな値となるが、極めて希薄な水溶液の場合は、電離度は 1 に近づくことが、この表より確認できる。