

# 水溶液の pH

## 【問題 1】

0.20 mol/l の酢酸水溶液の pH はいくらか。  
 ただし、酢酸の酸解離定数  $K_a$  は、 $K_a = 2.0 \times 10^{-5}$  (mol/l) とする。  
 必要ならば、 $\log 2 = 0.30$  を用いなさい。

$$[H^+] = \sqrt{C K_a} = \sqrt{0.20 \times 2.0 \times 10^{-5}} = \sqrt{4.0 \times 10^{-6}} = 2.0 \times 10^{-3}$$

$$\therefore \text{pH} = -\log[H^+] = -\log(2.0 \times 10^{-3}) = 3.0 - 0.30 = 2.7$$

酢酸のモル濃度があまり小さくない場合 ( $C$  が約 0.02 mol/l 以上) は、近似的に  $1 - \alpha \approx 1$  とすることができる。

モル濃度が小さく (濃度が薄く) になると電離度  $\alpha$  は大きくなり、 $1 - \alpha \approx 1$  の近似はできなくなる。

## 【問題 2】

$4.0 \times 10^{-5}$  mol/l の酢酸水溶液の pH はいくらか。

ただし、酢酸の酸解離定数  $K_a$  は、 $K_a = 2.0 \times 10^{-5}$  (mol/l) とする。  
 必要ならば、 $\log 2 = 0.30$  を用いなさい。

酢酸の濃度が小さく (薄く) 電離度  $\alpha$  が大きくなっているため、 $1 - \alpha \approx 1$  の近似はできない。

$\alpha$  は、 $K_a = \frac{C\alpha^2}{1-\alpha}$  についての、二次方程式を解いて求める。

$$K_a = \frac{C\alpha^2}{1-\alpha} = \frac{4.0 \times 10^{-5} \times \alpha^2}{1-\alpha} = 2.0 \times 10^{-5}$$

$$\therefore 2\alpha^2 + \alpha - 1 = (2\alpha - 1)(\alpha + 1) = 0$$

$$\therefore \alpha = 0.50, -1$$

$0 < \alpha < 1$  だから  $\alpha = -1$  は不適

$C = 4.0 \times 10^{-5}$  (mol/l),  $\alpha = 0.50$  を、 $[H^+] = C\alpha$  に代入して

$$[H^+] = C\alpha = 4.0 \times 10^{-5} \times 0.50 = 2.0 \times 10^{-5}$$

$$\therefore \text{pH} = -\log[H^+] = -\log(2.0 \times 10^{-5}) = 5.0 - 0.30 = 4.7$$

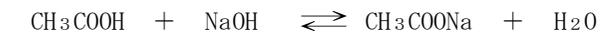
$\alpha$  が示されていれば、 $[H^+]$  は  $[H^+] = n C \alpha$  より、求めることができる。 (n : 酸の価数)

## 【問題 3】

0.40 mol/l の酢酸水溶液 100ml と、0.40 mol/l の水酸化ナトリウム水溶液 100ml を混合した水溶液の pH はいくらか。

ただし、酢酸の酸解離定数  $K_a$  は、 $K_a = 2.0 \times 10^{-5}$  (mol/l)  
 水のイオン積  $K_w$  は、 $K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$  (mol/l)<sup>2</sup> とする。

(混合水溶液 1 l 中において)



反応前	0.2	0.2	0	0
平衡時	0	0	0.2	0.2
(中和点)				

反応前の酢酸濃度  $[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{0.40 \text{ (mol/l)} \times \frac{100}{1000} \text{ (l)}}{\frac{100+100}{1000} \text{ (l)}} = 0.20 \text{ (mol/l)}$   
 溶液 1 l 中に、0.2 mol 存在している。

中和点での pH, つまり 酢酸ナトリウム ( $\text{CH}_3\text{COONa}$ ) 水溶液の pH を求めることになる。  
 酢酸ナトリウムの加水分解による pH は

$$[H^+] = \sqrt{\frac{K_a K_w}{[\text{CH}_3\text{COONa}]}} = \sqrt{\frac{2.0 \times 10^{-5} \times 1.0 \times 10^{-14}}{0.20}} = \sqrt{1.0 \times 10^{-18}} = 1.0 \times 10^{-9} \text{ (mol/l)}$$

$$\therefore \text{pH} = -\log[H^+] = 9$$

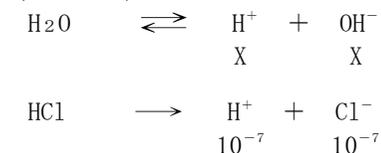
## 【問題 4】

$1.0 \times 10^{-5}$  mol/l の塩酸を 100 倍に薄めた水溶液の pH  
 水のイオン積  $K_w$  は、 $K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$  (mol/l)<sup>2</sup> とする。  
 必要ならば、 $\log 1.62 = 0.21$  を用いなさい。

塩酸の濃度がきわめて小さい (薄い) 場合は、水の電離から生じる  $H^+$  を無視してはいけない。

水の電離から生じた  $[H^+]$  を、 $X$  (mol/l) とする。  
 水の電離から生じた  $[H^+]$  …… 言葉どおり、水の電離から生じた分だけの  $H^+$  の、単位体積あたりの物質質量であり、1 l あたり、 $X$  mol である。

(水溶液 1 l 中において)



水溶液中では、水のイオン積の式が成立しているので、

$$K_w = [H^+][OH^-] = (X + 10^{-7}) \cdot X = 1.0 \times 10^{-14} \text{ (mol/l)}^2$$

$$\therefore X^2 + 10^{-7}X - 10^{-14} = 0 \quad \therefore X \approx 0.62 \times 10^{-7} \text{ (mol/l)}$$

水溶液中の  $[H^+]$  は

$$[H^+] = X + 10^{-7} = 0.62 \times 10^{-7} + 10^{-7} = 1.62 \times 10^{-7} \text{ (mol/l)}$$

$$\therefore \text{pH} = -\log[H^+] = -\log(1.62 \times 10^{-7}) = 7 - \log 1.62 = 7 - 0.21 = 6.79 \approx 6.8$$