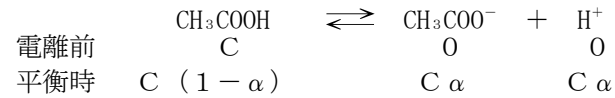
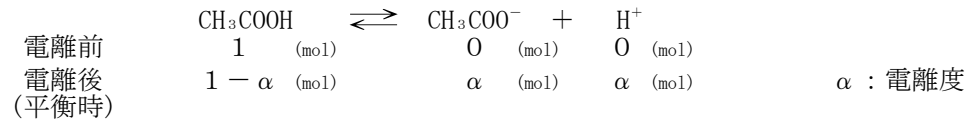


酢酸水溶液のpH

(溶液1ℓについて)



$$[\text{H}^+] = C\alpha \quad (\text{mol}/\ell)$$

$$\therefore \text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(C\alpha)$$

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

※ α (電離度) が示されていない場合は、プリントNo.10-2を参照すること!

α (電離度) が与えられていない場合

【問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。

酸解離定数 K_a は、

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{C\alpha \times C\alpha}{C(1-\alpha)} \doteq C\alpha^2$$

$$[\text{H}^+] = C\alpha$$

$$= \sqrt{C^2 \alpha^2}$$

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

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

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 $1 - \alpha \doteq 1$ 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 α は大きくなり、 $1 - \alpha \doteq 1$ の近似はできなくなる。

C が約0.02 mol/ℓ より小さい場合は、 $1 - \alpha \doteq 1$ とすることができないので

$$K_a = \frac{C\alpha^2}{1-\alpha} \quad \text{から } \alpha \text{ を求め、} \alpha \text{ を } [\text{H}^+] = C\alpha \text{ に代入して、} [\text{H}^+] \text{ の値を決定する。}$$

【問題2】

4.0×10^{-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 α が大きくなっているため、 $1 - \alpha \doteq 1$ の近似はできない。

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

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

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

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

$$0 < \alpha < 1 \quad \text{だから} \quad \alpha = -1 \quad \text{は不適}$$

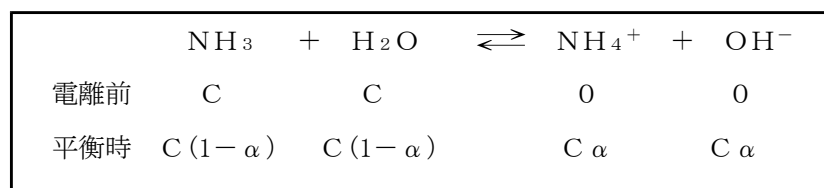
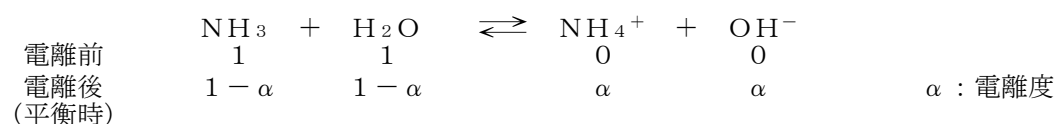
$$C = 4.0 \times 10^{-5} \text{ (mol}/\ell), \quad \alpha = 0.50 \text{ を、} [\text{H}^+] = C\alpha \text{ に代入して}$$

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

$$= 2.0 \times 10^{-5}$$

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

アンモニア水の pH



$$[\text{OH}^-] = C\alpha$$

$$\therefore [\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{K_w}{C\alpha}$$

$$\text{よって、pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log\left(\frac{K_w}{C\alpha}\right)$$

塩基の電離度 α が示されていれば、 $[\text{OH}^-]$ は
 $[\text{OH}^-] = n C \alpha$ より、求めることができる。 (n : 塩基の価数)

α (電離度) が与えられていない場合

$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ より、アンモニア水の電離定数 (解離定数) K は

$$K = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3][\text{H}_2\text{O}]}$$

$[\text{H}_2\text{O}]$ は一定値とみなし K に組み入れて、これをアンモニア水の解離定数 K_b とする。

$$\begin{aligned} K_b &= \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \\ &= \frac{C\alpha \times C\alpha}{C(1 - \alpha)} \doteq C\alpha^2 \end{aligned}$$

水酸化物イオンの濃度を、 K_b を用いて表すと

$$\begin{aligned} [\text{OH}^-] &= C\alpha \\ &= \sqrt{C^2 \alpha^2} \\ &= \sqrt{CK_b} \end{aligned}$$

$$\therefore [\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{K_w}{\sqrt{CK_b}}$$

よって

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log\left(\frac{K_w}{\sqrt{CK_b}}\right)$$

アンモニア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、 $1 - \alpha \doteq 1$ 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 α は大きくなり、 $1 - \alpha \doteq 1$ の近似はできなくなる。

きわめて薄いアンモニア水の場合

C が約 0.02 mol/l より小さい場合は、 $1 - \alpha \doteq 1$ とすることができないので

$$K_b = \frac{C\alpha^2}{1 - \alpha} \quad \text{から } \alpha \text{ を求め、} \alpha \text{ を } [\text{OH}^-] = C\alpha \text{ に代入して、} [\text{OH}^-] \text{ の値を決定する。}$$

酢酸ナトリウム水溶液のpH

C mol/l の酢酸ナトリウム水溶液のpHを求めなさい。

酢酸の酸解離定数Kaは、 $K_a = 2.0 \times 10^{-5}$ (mol/l), 水のイオン積Kwは、 $K_w = 1.0 \times 10^{-14}$ (mol/l)² とする。

$$[H^+] = \sqrt{\frac{K_a K_w}{[CH_3COONa]}} = \sqrt{\frac{2.0 \times 10^{-5} \times 1.0 \times 10^{-14}}{C}}$$

$$\therefore pH = -\log[H^+] =$$

酢酸と酢酸ナトリウムの混合水溶液のpH

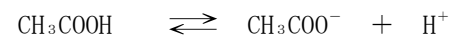
酢酸の濃度は C mol/l、酢酸ナトリウムの濃度はC' mol/l である。

この混合水溶液のpHを求めよ。

ただし、酢酸の酸解離定数Kaは、 $K_a = 2.0 \times 10^{-5}$ (mol/l) とする。

$$[H^+] = K_a \times \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]}$$

酢酸の解離は、



酸解離定数Kaは、

$$K_a = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

$$\therefore [H^+] = \frac{K_a [CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} = 2.0 \times 10^{-5} \times \frac{C}{C'}$$

$$\therefore pH = -\log[H^+] =$$

塩化アンモニウム水溶液のpH

C mol/l の塩化アンモニウム水溶液のpHを求めなさい。

ただし、アンモニアの解離定数Kbは、 $K_b = 1.74 \times 10^{-5}$, 水のイオン積Kwは、 $K_w = 1.00 \times 10^{-14}$ (mol/l)² とする。

$$[H^+] = \sqrt{[NH_4Cl] \times \frac{K_w}{K_b}} = \sqrt{C \times \frac{1.00 \times 10^{-14}}{1.74 \times 10^{-5}}} \quad (\text{mol/l})$$

$$\therefore pH = -\log[H^+] =$$

アンモニア水と塩化アンモニウムの混合水溶液のpH

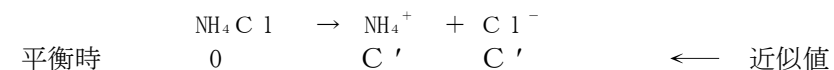
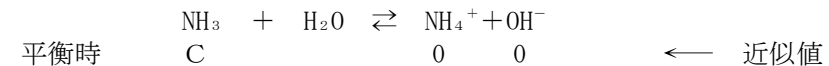
アンモニア水の濃度は C mol/l、塩化アンモニウムの濃度はC' mol/l である。

この混合水溶液のpHを求めよ。

ただし、アンモニアの解離定数Kbは、 $K_b = 1.85 \times 10^{-5}$ (mol/l) とする。

$$[OH^-] = K_b \times \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]}$$

平衡状態に達している混合水溶液 1 l に溶解している各物質のモル数は (モル濃度とみなしてよい)



$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$ より、アンモニア水の電離定数 (解離定数) K_b は

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{C' \times [OH^-]}{C}$$

$$= 1.85 \times 10^{-5}$$

$$\therefore [OH^-] = \frac{1.85 \times 10^{-5} \times C}{C'} \quad (\text{mol/l})$$

$$\therefore [H^+] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[OH^-]}$$

$$\therefore pH = -\log[H^+] =$$

