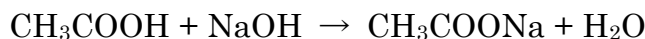


(18) 中和滴定の計算問題

濃度未知の酢酸水溶液 10.0 mL を過不足なく中和するのに、 0.100 mol L^{-1} の水酸化ナトリウム水溶液が 12.5 mL 必要であった。未知試料中の酢酸のモル濃度を求めよ。

中和反応の化学反応式は次のとおりである。



したがって 1 mol の酢酸を中和するために必要な NaOH は 1 mol である。

滴定に用いた酢酸のモル濃度を C とすると次式が成り立つ。

$$(\text{酢酸の濃度})(\text{酢酸水溶液の体積}) = (\text{NaOH の濃度})(\text{NaOH 水溶液の体積})$$

$$(C)(10.0 \text{ mL}) = (0.100 \text{ mol L}^{-1})(12.5 \text{ mL})$$

$$\therefore C = (0.100 \text{ mol L}^{-1})(12.5 \text{ mL}) / (10.0 \text{ mL})$$

$$= 0.125 \text{ mol L}^{-1} = \underline{1.25 \times 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}} \leftarrow \text{有効数字 3 桁}$$

【関連問題】 市販の食酢に含まれる酢酸の濃度を、中和滴定によって求めることにした。まず市販の食酢を正確に 10 分の 1 に希釈した。この希釈液 10.0 mL を、 0.100 mol L^{-1} の水酸化ナトリウム水溶液で滴定したところ、7.55 mL を要した。市販の食酢中の酢酸のモル濃度と質量パーセント濃度を求めよ。なお、この食酢の密度は 1.012 g cm^{-3} であった。酢酸のモル質量は 60.0 g mol^{-1} とせよ。食酢中に含まれる酸は酢酸だけとする。

滴定に用いた酢酸のモル濃度を C とすると次式が成り立つ。

$$(C)(10.0 \text{ mL}) = (0.100 \text{ mol L}^{-1})(7.55 \text{ mL})$$

$$\therefore C = (0.100 \text{ mol L}^{-1})(7.55 \text{ mL}) / (10.0 \text{ mL}) = 0.0755 \text{ mol L}^{-1}$$

したがって、希釈前の食酢に含まれていた酢酸の濃度は、これの 10 倍の 0.755 mol L^{-1} である。

$$\text{モル濃度は } \underline{7.55 \times 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}} \leftarrow \text{有効数字 3 桁}$$

この濃度を質量パーセント濃度に変換する。

$$7.55 \times 10^{-1} \text{ mol L}^{-1} = 7.55 \times 10^{-1} \text{ mol} / 1000 \text{ cm}^3$$

$$= (7.55 \times 10^{-1} \text{ mol})(60.0 \text{ g mol}^{-1}) / \{(1.012 \text{ g cm}^{-3})(1000 \text{ cm}^3)\}$$

$$= (7.55 \times 10^{-1})(60.0) / \{(1.012)(1000)\}$$

$$= 0.04476$$

$$= \underline{4.48 \%} \leftarrow \text{有効数字 3 桁}$$