

104-91

問題文

0.200 mol/L 酢酸 50.0 mL に 0.100mol/L 水酸化ナトリウム水溶液 50.0mL を加えた。その後、この混合溶液に対して 1.00mol/L 塩酸を 1.00mL 加えた溶液の pH に最も近い値はどれか。1つ選べ。ただし、酢酸の $pK_a=4.70$ 、 $\log 2 = 0.301$ 、 $\log 3 = 0.477$ とする。

1. 2.01
2. 3.41
3. 4.52
4. 4.70
5. 4.93

解答

3

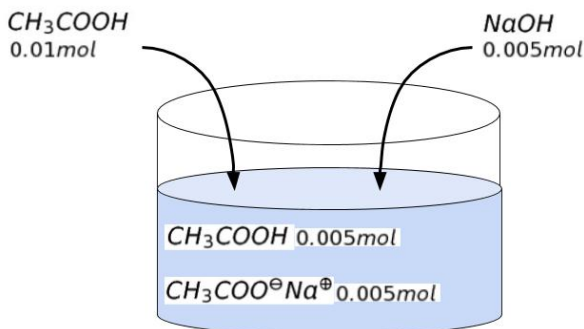
解説

酢酸に水酸化ナトリウムを加えているため「酢酸+酢酸ナトリウム」となります。これは「弱酸+弱酸の塩」なので緩衝溶液です。緩衝溶液に塩酸を加えて、pH は何だという問題です。緩衝溶液、pH と来たら **Henderson-Hasselbalch** (ヘンダーソン-ハッセルバルヒ) の式です。今回は酸性緩衝液なので「**pH = pKa + log [イオン形] / [分子形]**」(酸性緩衝液の場合)を思い出します。

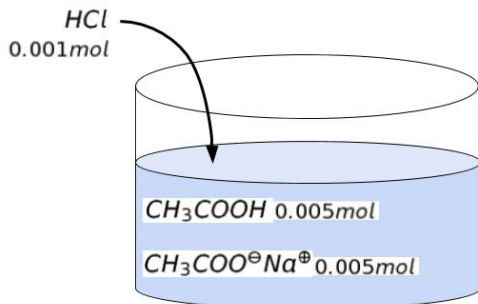
問題文より、酢酸の $pK_a = 4.70$ です。後は溶液中のイオン形、すなわち「 CH_3COO^- 」と、分子形「 CH_3COOH 」の物質量がわかればOKです。問題文の順に考えていきます。まず 0.200 mol/L 酢酸 50.0mL に、0.100mol/L の NaOH 50.0 mL を加えています。

酢酸 (CH_3COOH) は $0.2 \times 0.05 = 0.01$ mol 存在していました。一方、NaOH は $0.1 \times 0.05 = 0.005$ mol です。 $CH_3COOH + NaOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O$ です。

反応後は、 CH_3COOH が 0.005 mol、 CH_3COONa が 0.005 mol 存在するとわかります。※ CH_3COONa は塩なので、溶液中で全て $CH_3COO^- + Na^+$ に電離していると考えます。



この混合溶液に HCl 1.00mol/L を 1.00mL 加えています。HCl は 0.001 mol です。HCl は強酸なので、完全に電離していると考えられます。つまり H^+ が 0.001 mol、 Cl^- も 0.001 mol 加えられたということです。



HCl は強酸なので、 H^+ 、 Cl^- に完全に電離

→ $CH_3COO^- + H^+$ で

CH_3COOH が + 0.001 mol、 CH_3COO^- は -0.001 mol

→混合溶液中に CH_3COOH (分子形) は 0.006 mol
 CH_3COO^- (イオン形) は 0.004 mol となる。

後はヘンダーソンの式に代入します。「 $pH = pKa + \log \frac{[イオン形]}{[分子形]}$ 」に、 $pKa = 4.70$ 、 $[イオン形]$ に 0.004、 $[分子形]$ に 0.006 を代入します。

$$\begin{aligned}
 pH &= 4.70 + \log_{10} \frac{0.004}{0.006} \quad \leftarrow \frac{2}{3} \\
 &= 4.70 + \log_{10} \frac{2}{3} \\
 &= 4.70 + \log_{10} 2 - \log_{10} 3 \\
 &= 4.70 + 0.30 - 0.477 \\
 &= 4.523
 \end{aligned}$$

以上より、正解は 3 です。
 参考)