

問い：0.15mol/l の酢酸水溶液 20ml に 0.2mol/l の水酸化ナトリウム水溶液 10ml を加えた。得られた水溶液中の水素イオン濃度はいくらか？酢酸の電離定数を 1.8×10^{-5} mol/l とする。

掲示板で説明するのが困難なため、 $\text{T}_{\text{E}}\text{X}$ (テフ) を用いて PDF ファイルで説明させていただきます。

	CH_3COOH	+	NaOH	\longrightarrow	CH_3COO^-	+	H_2O
反応前	$0.15 \times \frac{20}{1000}$ mol/l		$0.2 \times \frac{10}{1000}$ mol/l				
反応量	$-0.2 \times \frac{10}{1000}$ mol/l		$-0.2 \times \frac{10}{1000}$ mol/l		$0.2 \times \frac{10}{1000}$ mol/l		$0.2 \times \frac{10}{1000}$ mol/l
反応後	10^{-3} mol/l		0 mol/l		$0.2 \times \frac{10}{1000}$ mol/l		$0.2 \times \frac{10}{1000}$ mol/l

表 1: 酸・塩基の中和反応式

さて、表 1 において水酸化ナトリウムの方が量的に少なかったため、水酸化ナトリウムがすべて反応し、酢酸は反応後 10^{-3} mol/l となっています。(掲示板の方でも説明したように、本来は反応前・反応量・反応後の欄に書いていいのは物質量 (mol) のみですが、今回は全体の溶液の量が変わらないという前提のもとで、mol ではなく mol/l を使用しています。

掲示板の方では無駄に加水分解の式を書かせてしまいましたが、実際は酢酸の電離式のみでも同じ結果になりますので、酢酸の電離式を書いてもらった方がやさしかったですね。... ということで、残った酢酸が電離して H^+ を出すわけですが、電離度が与えられてないため、電離定数から求めてみましょう。

	CH_3COOH	\rightleftharpoons	CH_3COO^-	+	H^+
反応前	10^{-3} mol/l		2×10^{-3} mol/l		
反応量	$-10^{-3} \cdot \alpha$ mol/l		$10^{-3} \cdot \alpha$ mol/l		$10^{-3} \cdot \alpha$ mol/l
反応後	$(1 - \alpha)10^{-3}$ mol/l		$(2 + \alpha)10^{-3}$ mol/l		$10^{-3} \cdot \alpha$ mol/l

表 2: 酢酸の電離平衡式

今思い出しましたが掲示板の加水分解度 h を用いた式で、右辺の h の符号は+でした。申し訳ない。さて、ここで電離定数を用いて立式しましょう。

$$\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1.8 \times 10^{-5} \quad (1)$$

式 1 において、[] はもちろんモル濃度をあらわします。そこで、表 2 の各値を代入すると

$$\frac{(2 + \alpha)\alpha \cdot 10^{-6}}{(1 - \alpha)10^{-3}} = 1.8 \times 10^{-5} \quad (2)$$

となります。これを計算すると $\alpha = 8.9 \times 10^{-3} \approx 9.0 \times 10^{-3}$ ですから、表 2 より、水素のモル濃度は $[\text{H}^+] = \alpha \cdot 10^{-3}$ ですので、 9.0×10^{-6} mol/l となります。