

18章 問題解答

予習

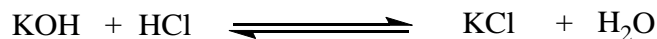
1. 強酸であるため完全電離していると仮定すると、
0.25 mol/L の塩酸の水素イオン濃度は 0.25 mol/L となる。答：0.25 mol
2. 強酸であるため完全電離していると仮定すると、
0.25 mol/L の硫酸の水素イオン濃度は 0.50 mol/L となる。答：0.50 mol

演習問題 A

18-A1 <解答例>

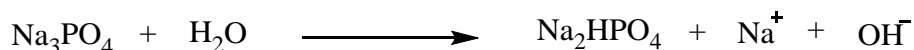
表 17-1 に示すように、中和に達するまで溶液中の pH は酸性であり、溶液の色は無色である。しかし、水酸化ナトリウムを加えていき、中和点が近づくと溶液の色はピンク色となる。ただし、濃いピンク色を示す溶液の pH は 8.2 以上であるので、中和点はそれ以前の薄いピンク色の状態である。

18-A2



18-A3

正塩は Na_3PO_4 である。これを水に溶解させると、



のように電離して、水酸化物イオンを生成するので、この溶液は塩基性を示す。

18-A4

水酸化ナトリウムも塩酸も 1 価の塩基、酸であるので、中和に必要な NaOH と HCl の物質量は等しくなるので、中和に必要な HCl の容積を x mL とすると

$$0.50 \text{ mol/L} \times x \text{ mL} = 0.1 \text{ mol/L} \times 100 \text{ mL}$$

$$x = 0.1 \times 100 / 0.50 = 20 \text{ mL}$$

演習問題 B

18-B1

硫酸は 2 価の酸、水酸化ナトリウムは 1 価の塩基であるので、中和反応は以下の式で示すことができる。



中和に必要な水酸化ナトリウムの容積を x mL とすると、 H_2SO_4 に対する NaOH の物質量の比は 1:2 となる。したがって、

$$(0.2 \text{ mol/L} \times x \text{ mL}) / (0.1 \text{ mol/L} \times 25 \text{ mL}) = 2 \quad \text{となり} \quad x = 25 \text{ mL}$$

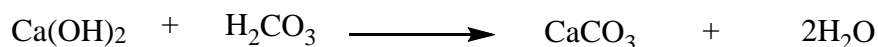
18-B2 <解答例>

この中和反応で生成する酢酸ナトリウム CH_3COONa は水中で電離して、 CH_3COO^- と K^+ を生成するが、 CH_3COO^- は弱酸である CH_3COOH の共役塩基であり、水と反応して CH_3COOH を生成する。一方、 K^+ は電離したままなので、結果的に水酸化物イオンの濃度が高くなり、塩基性となる。

18-B3 <解答例>

中和点での pH が弱塩基性となるので、色の変化が弱塩基性の範囲にあることクレゾールレッドやチモールレッドが適切である。

18-B4



のように中和反応が進行するので、 0.1 mol の水酸化カルシウム Ca(OH)_2 水溶液を中和するのに必要な 1 mol/L の炭酸ナトリウムの H_2CO_3 の容積を x mL とすると、 $\frac{x}{1000} \times 1 = 0.1$ であり、 $x = 100 \text{ mL}$ となる。

18-B5 <解答例>

硫酸水素アンモニウム NH_4HSO_4 は、強酸である硫酸と弱塩基である水酸化アンモニウムの塩であり以下のように加水分解されて、溶液は酸性を示す。

