

16章 問題解答

予習

1.

(1)



(2)



(3)



(4)



2. <解答例>

アレニウスの酸塩基の定義は

「水に溶解して、水素イオンを生じる物質が酸であり、水酸化物イオンを生じる物質が塩基である。」

ブレンステッド・ローリーの酸・塩基の定義は

「酸とは水素イオン（プロトン）を与える物質であり、塩基とは水素イオンを受け取る物質である。」

共役酸と塩基について

たとえば塩化水素酸が水中で電離する場合を考えてみよう。



塩化水素 (HCl) は水 (H₂O) に水素イオン (H⁺) を与えているので酸であり、水 (H₂O) は水素イオン (H⁺) を受け取っているので塩基と定義される。一方、オキソニウムイオン (H₃O⁺) は塩化物イオン (Cl⁻) に水素イオン (H⁺) を与えるので酸、塩化物イオン (Cl⁻) は水素イオン (H⁺) を受け取っているので塩基である。(式 15-7)の右辺の酸と塩基であるこれらの

イオンは、左辺の酸と塩基に対して、共役酸と共役塩基と呼ばれる。水素イオンを与えたり、受け取ったりする平衡反応により、左辺に一組の酸と塩基、右辺に一組の酸と塩基を示している。

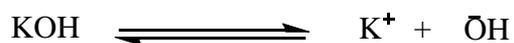
演習問題A

16-A1



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{Br}^-]}{[\text{HBr}][\text{H}_2\text{O}]}$$

16-A2



$$K_b = \frac{[\text{K}^+][\text{OH}^-]}{[\text{KOH}]}$$

16-A3 <解答例>

酸の強弱は K_a の大小、塩基の強弱は K_b の大小で比較する。それぞれ K_a, K_b の大きい値の方が強い酸、強い塩基である。

16-A4



16-A5

強酸である塩酸は完全に電離しており、水素イオン濃度は塩酸の濃度に等しいので、

$$[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

16-A6



のように完全電離するので、水酸化カルシウム 1 モルからは 2 モル分の水酸化物イオンが生成する。したがって、水酸化物イオン濃度 $[\text{OH}^-] = 0.004 \times 2 = 0.008 \text{ mol/L}$ となる。

演習問題 B

16-B1 <解答例>

リン酸は3段階に電離し、 K_{a1} 、 K_{a2} 、 K_{a3} はそれぞれ 7.59×10^{-3} 、 6.31×10^{-8} 、 4.37×10^{-13} である。一方、硫酸は2段階に電離し K_{a1} 、 K_{a2} はそれぞれ 1.0×10^3 、 1.20×10^{-2} である。

K_{a1} で比較すると、硫酸の方がリン酸より明らかに大きい値となっている。また、硫酸の K_{a2} はリン酸のどの段階の電離定数よりも大きい値となっている。したがって、硫酸はリン酸より強い酸といえる。

16-B2

式 16-5 と 16-6 から

$$\text{電離度 } \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}} = \sqrt{\frac{7.24 \times 10^{-4} \text{ mol/L}}{1.81 \text{ mol/L}}} = 0.0200$$

$$\text{水素イオン濃度 } [\text{H}^+] = c\alpha = 1.81 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0.0200 = 0.0362 \text{ mol/L}$$

16-B3

$$\text{電離度 } \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}} = \sqrt{\frac{4.0 \times 10^{-10} \text{ mol/L}}{0.010 \text{ mol/L}}} = 2.0 \times 10^{-6}$$

$$\text{水酸化物イオン濃度 } [\text{OH}^-] = c\alpha = 0.010 \text{ mol/L} \times 2.0 \times 10^{-6} = 2.0 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$$