

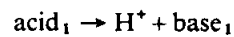
แบบฝึกหัดบทที่ 8

ทฤษฎีของปฏิกิริยา กรด-เบส

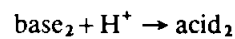
1) จงอธิบายความหมายของกรด-เบสตามทฤษฎีของเบรินสเตด

คำตอบ

กรด คือ สารประกอบที่สามารถให้โปรตอนได้



เบส คือ สารประกอบที่สามารถรับโปรตอนได้



2) คู่กรด และคู่เบส คืออะไร

คำตอบ

คู่กรด คือ สารประกอบที่เป็นกรดโดยที่แตกต่างจากเบสที่มีอนุมูลเหมือนกันที่จำนวนโปรตอน เช่น NH_4^+ คือ คู่กรดของเบส NH_3

คู่เบส คือ สารประกอบที่เป็นเบสโดยแตกต่างจากกรดที่มีอนุมูลเหมือนกันที่จำนวนโปรตอน เช่น Cl^- คือ คู่เบสของกรด HCl

ดังนั้นกรดและเบสที่ต่างกันที่จำนวนโปรตอน (H^+) จะเรียกรวมกันและเบสนั้นว่าเป็น คู่กรด-เบส (conjugate pair) ซึ่งกันและกัน เช่น

กรด	คู่เบส
HCN	CN^-
CH_3COOH	CH_3COO^-
H_2CO_3	HCO_3^-
HNO_3	NO_2^-

3) pH ของสารละลายควรมีค่าเท่าไร จึงจะทำให้สารละลายนั้นมีบัฟเฟอร์คาพาซีตีมากที่สุด

คำตอบ

จากการพิสูจน์ในหนังสือเคมีวิเคราะห์ 1 (CH 233) หน้า 319 จะได้ว่าสารละลายที่มีบัฟเฟอร์คาพาซีตีมากที่สุดควรเตรียมให้มีอัตราส่วนของกรดกับเกลือเท่ากับ 1 : 1

$$C_{HA} : C_{NaA} = 1 : 1$$

$$\therefore [H_3O^+] = K_a$$

$$pH = pK_a$$

นั่นคือ pH ของสารละลายควรมีค่าเท่ากับ pK_a จึงจะทำให้สารละลายนั้นมีบัฟเฟอร์คาพาซีตีมากที่สุด

4) จงเขียนคู่กรดของเบสต่อไปนี้

- | | |
|--------------------------|---|
| a) $H_2AsO_4^-$ | d) $C_6H_5NH_2$ (aniline) |
| b) CO_3^{2-} | e) $C_6H_5O^-$ (phenolate) |
| c) $Fe(OH)(H_2O)_5^{2+}$ | f) $HC_6H_5O_7^{2-}$ (hydrogen citrate) |

คำตอบ

- | | |
|----------------------|---------------------|
| a) H_3AsO_4 | d) $C_6H_5NH_3^+$ |
| b) HCO_3^- | e) C_6H_5OH |
| c) $Fe(H_2O)_6^{3+}$ | f) $H_2C_6H_5O_7^-$ |

5) ฝึกหัดทำด้วยตนเอง

6) จงคำนวณหา pH ของสารละลายต่อไปนี้

- 0.0025 M HNO_3 ,
- 0.0093 N H_2SO_4
- 0.0153 M HCl
- 0.00050 M H_2SO_4
- $10^{-4.15}$ N $HClO_4$

คำตอบ

a) สารละลาย 0.0025 M HNO₃ จะมี

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0.0025 \text{ M}$$

$$-\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (0.0025)$$

$$\text{pH} = 2.60$$

b) สารละลาย 0.0093 N H₂SO₄ จะมี

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0.0093 \text{ N}$$

$$-\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log [0.0093]$$

$$\text{pH} = 2.03$$

c) สารละลาย 0.0153 M HCl จะมี

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0.0153 \text{ M}$$

$$-\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (0.0153)$$

$$\text{pH} = 1.82$$

d) สารละลาย 0.00050 M H₂SO₄ จะมี

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cong 0.00050 \times 2 \cong 0.00100$$

$$\cong 1 \times 10^{-3}$$

$$\text{pH} \cong 3$$

ถ้าต้องการคำนวณให้ได้คำตอบถูกต้องจะต้องใช้วิธีการในข้อ 4.2 หน้า 338 ในหนังสือเคมีวิเคราะห์ 1

e) สารละลาย 10^{-4.15} N HClO₄ จะมี

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4.15} \text{ M}$$

$$-\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-4.15}$$

$$\text{pH} = 4.15$$

7) จงคำนวณหา pH ของสารละลายต่อไปนี้

a) 0.036 N NaOH

b) 0.250 N Ba(OH)₂

c) 1.00 N KOH

d) 0.0048 M Ba(OH)₂

e) 0.0000077 M Ca(OH)₂

คำตอบ (เฉพาะข้อ a) และ b))

a) สารละลาย 0.036 N NaOH จะมี

$$[\text{OH}^-] = 0.036 \text{ N}$$
$$-\log [\text{OH}^-] = -\log (0.036)$$
$$\text{pOH} = 1.44$$
$$\text{pH} = 14 - 1.44$$
$$= 12.56$$

b) สารละลาย 0.250 N Ba(OH)₂ จะมี

$$[\text{OH}^-] = 0.250 \text{ N}$$
$$-\log [\text{OH}^-] = -\log (0.250)$$
$$\text{pOH} = 0.60$$
$$\text{pH} = 14 - 0.60$$
$$= 13.40$$

8) จงคำนวณหาค่า pH, pOH และ [OH⁻] ของสารละลายที่มีความเข้มข้นของไฮโดรเจนไอออนดังต่อไปนี้

- | | | |
|--------------------------|--------------------------|--------------------------|
| a) 5.0×10^{-3} | e) 2.5×10^{-3} | i) 4.0×10^{-13} |
| b) 8.0×10^{-10} | f) 8.5×10^{-6} | j) 2.4×10^{-8} |
| c) 4.5×10^{-5} | g) 1.2×10^{-10} | k) 0.80 |
| d) 2.0×10^{-12} | h) 5.0×10^{-7} | l) 2.0 |

คำตอบ

a) 5.0×10^{-3}

$$\text{pH} = -\log 5.0 \times 10^{-3} = 2.30$$

$$\text{pOH} = 14 - 2.3 = 11.70$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{5.0 \times 10^{-3}} = 2.0 \times 10^{-12}$$

b) 8.0×10^{-10}

$$\text{pH} = -\log 8.0 \times 10^{-10} = 9.10$$

$$\text{pOH} = 14 - 9.1 = 4.90$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{8.0 \times 10^{-10}} = 1.25 \times 10^{-5}$$

$$\text{c) } 4.5 \times 10^{-5}$$

$$\text{pH} = -\log 4.5 \times 10^{-5} = 4.35$$

$$\text{pOH} = 14 - 4.35 = 9.65$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{4.5 \times 10^{-5}} = 2.22 \times 10^{-10}$$

$$\text{d) } 2.0 \times 10^{-12}$$

$$\text{pH} = -\log 2.0 \times 10^{-12} = 11.70$$

$$\text{pOH} = 14 - 11.70 = 2.30$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{2.0 \times 10^{-12}} = 5.0 \times 10^{-3}$$

$$\text{e) } 2.5 \times 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log 2.5 \times 10^{-3} = 2.60$$

$$\text{pOH} = 14 - 2.60 = 11.40$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{2.5 \times 10^{-3}} = 4.0 \times 10^{-12}$$

$$\text{f) } 8.5 \times 10^{-6}$$

$$\text{pH} = -\log 8.5 \times 10^{-6} = 5.07$$

$$\text{pOH} = 14 - 5.07 = 8.93$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{8.5 \times 10^{-6}} = 1.12 \times 10^{-9}$$

$$\text{g) } 1.2 \times 10^{-10}$$

$$\text{pH} = -\log 1.2 \times 10^{-10} = 9.92$$

$$\text{pOH} = 14 - 9.92 = 4.08$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.2 \times 10^{-10}} = 8.33 \times 10^{-5}$$

$$\text{h) } 5.0 \times 10^{-7}$$

$$\text{pH} = -\log 5.0 \times 10^{-7} = 6.30$$

$$\text{pOH} = 14 - 6.30 = 7.70$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{5.0 \times 10^{-7}} = 2.0 \times 10^{-8}$$

$$\boxed{i) 4.0 \times 10^{-13}}$$

$$\text{pH} = -\log 4.0 \times 10^{-13} = 12.40$$

$$\text{pOH} = 14 - 12.40 = 1.60$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{4.0 \times 10^{-13}} = 2.5 \times 10^{-2}$$

$$\boxed{j) 2.4 \times 10^{-8}}$$

$$\text{pH} = -\log 2.4 \times 10^{-8} = 7.62$$

$$\text{pOH} = 14 - 7.62 = 6.38$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{2.4 \times 10^{-8}} = 4.2 \times 10^{-7}$$

$$\boxed{k) 0.82}$$

$$\text{pH} = -\log 0.82 = 0.09$$

$$\text{pOH} = 14 - 0.09 = 13.91$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{0.82} = 1.22 \times 10^{-14}$$

$$\boxed{l) 2.0}$$

$$\text{pH} = -\log 2.0 = -0.30$$

$$\text{pOH} = 14 - (-0.30) = 14.30$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{2.0} = 5.0 \times 10^{-15}$$

9) จงคำนวณหา $[\text{H}_3\text{O}^+]$, $[\text{OH}^-]$ และ pOH ของสารละลายที่มี pH ดังต่อไปนี้

a) 3.25 d) -0.48 g) 7.04 j) 11.12

b) 10.90 e) 4.07 h) 9.36 k) 12.50

c) 0.70 f) 5.42 i) 10.92 l) 13.26

คำตอบ

$$\boxed{a) 3.25}$$

$$-\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 3.25$$

$$\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -3.25$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 5.62 \times 10^{-4}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{5.62 \times 10^{-4}}$$

$$= 1.77 \times 10^{-11}$$

$$\text{pOH} = -\log 1.77 \times 10^{-11}$$

$$= 10.75$$

b) 10.90

$$\log [\text{H}_3\text{O}^+] = \bar{11}.10$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.26 \times 10^{-11}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.26 \times 10^{-11}}$$

$$= 7.93 \times 10^{-4}$$

$$\text{pOH} = -\log 7.93 \times 10^{-4}$$

$$= 3.10$$

c) 0.70

$$\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 1.30$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0.20$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{0.20}$$

$$= 5.0 \times 10^{-14}$$

$$\text{pOH} = -\log 5.0 \times 10^{-14}$$

$$= 10.30$$

d) -0.48

$$\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 0.48$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 3.02$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{3.02}$$

$$= 3.31 \times 10^{-15}$$

$$\text{pOH} = -\log 3.31 \times 10^{-15}$$

$$= 14.48$$

e) 4.07

$$\log [\text{H}_3\text{O}^+] = \bar{5}.93$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 8.51 \times 10^{-5}$$

$$\begin{aligned}
 [\text{OH}^-] &= \frac{1 \times 10^{-4}}{8.51 \times 10^{-5}} \\
 &= 1.17 \times 10^{-10} \\
 \text{pOH} &= -\log 1.17 \times 10^{-10} \\
 &= 9.93
 \end{aligned}$$

f) 5.42

$$\begin{aligned}
 \log [\text{H}_3\text{O}^+] &= \bar{6}.58 \\
 [\text{H}_3\text{O}^+] &= 3.80 \times 10^{-6} \\
 [\text{OH}^-] &= \frac{1 \times 10^{-14}}{3.80 \times 10^{-6}} \\
 &= 2.63 \times 10^{-9} \\
 \text{pOH} &= -\log 2.63 \times 10^{-9} \\
 &= 8.58
 \end{aligned}$$

g) 7.04

$$\begin{aligned}
 \log [\text{H}_3\text{O}^+] &= \bar{8}.96 \\
 [\text{H}_3\text{O}^+] &= 9.12 \times 10^{-8} \\
 [\text{OH}^-] &= \frac{1 \times 10^{-14}}{9.12 \times 10^{-8}} \\
 &= 1.09 \times 10^{-7} \\
 \text{pOH} &= -\log 1.09 \times 10^{-7} \\
 &= 6.96
 \end{aligned}$$

h) 9.30

$$\begin{aligned}
 \log [\text{H}_3\text{O}^+] &= \bar{10}.70 \\
 [\text{H}_3\text{O}^+] &= 5.0 \times 10^{-10} \\
 [\text{OH}^-] &= \frac{1 \times 10^{-14}}{5.0 \times 10^{-10}} \\
 &= 2.0 \times 10^{-5} \\
 \text{pOH} &= -\log 2.0 \times 10^{-5} \\
 &= 4.70
 \end{aligned}$$

i) 10.921

$$\begin{aligned}
 \log [\text{H}_3\text{O}^+] &= \text{ii}.08 \\
 [\text{H}_3\text{O}^+] &= 1.20 \times 10^{-11}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 [\text{OH}^-] &= \frac{1 \times 10^{-14}}{1.20 \times 10^{-11}} \\
 &= 8.33 \times 10^{-4} \\
 \text{pOH} &= -\log 8.33 \times 10^{-4} \\
 &= 3.08
 \end{aligned}$$

j) 11.12

$$\begin{aligned}
 \log [\text{H}_3\text{O}^+] &= \bar{12.88} \\
 [\text{H}_3\text{O}^+] &= 7.59 \times 10^{-13} \\
 [\text{OH}^-] &= \frac{1 \times 10^{-14}}{7.59 \times 10^{-13}} \\
 &= 1.32 \times 10^{-3} \\
 \text{pOH} &= -\log 1.32 \times 10^{-3} \\
 &= 2.88
 \end{aligned}$$

k) 12.50

$$\begin{aligned}
 \log [\text{H}_3\text{O}^+] &= \bar{13.50} \\
 [\text{H}_3\text{O}^+] &= 3.16 \times 10^{-13} \\
 [\text{OH}^-] &= \frac{1 \times 10^{-14}}{3.16 \times 10^{-13}} \\
 &= 3.16 \times 10^{-2} \\
 \text{pOH} &= -\log 3.16 \times 10^{-2} \\
 &= 1.50
 \end{aligned}$$

l) 13.26

$$\begin{aligned}
 \log [\text{H}_3\text{O}^+] &= \bar{14.74} \\
 [\text{H}_3\text{O}^+] &= 5.50 \times 10^{-14} \\
 [\text{OH}^-] &= \frac{1 \times 10^{-14}}{5.50 \times 10^{-14}} \\
 &= 0.18 \\
 \text{pOH} &= -\log 0.18 \\
 &= 0.74
 \end{aligned}$$

10) จงคำนวณหา pH $[H_3O^+]$ และ $[OH^-]$ ของสารละลายที่มี pOH ดังต่อไปนี้

- | | | | |
|----------|----------|----------|----------|
| a) 4.07 | d) 11.57 | g) 5.26 | j) 11.90 |
| b) 10.92 | e) 0.00 | h) 7.70 | k) 12.24 |
| c) 7.12 | f) 3.80 | i) 10.49 | l) 14.70 |

คำตอบ

a) 4.07

$$pOH = -\log [OH^-] = 4.07$$

$$\log [OH^-] = \bar{5}.93$$

$$[OH^-] = 8.51 \times 10^{-5}$$

$$[H_3O^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{8.51 \times 10^{-5}}$$

$$= 1.17 \times 10^{-10}$$

$$pH = -\log 1.17 \times 10^{-10}$$

$$= 9.93$$

b) 10.92

$$\log [OH^-] = \bar{11}.08$$

$$[OH^-] = 1.20 \times 10^{-11}$$

$$[H_3O^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.20 \times 10^{-11}}$$

$$= 8.33 \times 10^{-4}$$

$$pH = -\log 8.33 \times 10^{-4}$$

$$= 3.08$$

c) 7.12

$$\log [OH^-] = \bar{8}.88$$

$$[OH^-] = 7.59 \times 10^{-8}$$

$$[H_3O^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{7.59 \times 10^{-8}}$$

$$= 1.32 \times 10^{-7}$$

$$pH = -\log 1.32 \times 10^{-7}$$

$$= 6.88$$

d) 11.57

$$\begin{aligned}\log [\text{OH}^-] &= 12.43 \\ [\text{OH}^-] &= 2.69 \times 10^{-12} \\ [\text{H}_3\text{O}^+] &= \frac{1 \times 10^{-14}}{2.69 \times 10^{-12}} \\ &= 3.72 \times 10^{-3} \\ \text{pH} &= -\log 3.72 \times 10^{-3} \\ &= 2.43\end{aligned}$$

e) 0.00

$$\begin{aligned}\log [\text{OH}^-] &= 0.00 \\ [\text{OH}^-] &= 1.00 \\ [\text{H}_3\text{O}^+] &= \frac{1 \times 10^{-14}}{1.00} \\ &= 1 \times 10^{-14} \\ \text{pH} &= -\log 1 \times 10^{-14} \\ &= 14\end{aligned}$$

f) 3.80

$$\begin{aligned}\log [\text{OH}^-] &= 10.20 \\ [\text{OH}^-] &= 1.58 \times 10^{-4} \\ [\text{H}_3\text{O}^+] &= \frac{1 \times 10^{-14}}{1.58 \times 10^{-4}} \\ &= 6.33 \times 10^{-11} \\ \text{pH} &= -\log 6.33 \times 10^{-11} \\ &= 10.20\end{aligned}$$

g) 5.26

$$\begin{aligned}\log [\text{OH}^-] &= 8.74 \\ [\text{OH}^-] &= 5.50 \times 10^{-6} \\ [\text{H}_3\text{O}^+] &= \frac{1 \times 10^{-14}}{5.50 \times 10^{-6}} \\ &= 1.82 \times 10^{-9} \\ \text{pH} &= -\log 1.82 \times 10^{-9} \\ &= 8.74\end{aligned}$$

h) 7.70

$$\begin{aligned}\log [\text{OH}^-] &= \bar{8}.30 \\ [\text{OH}^-] &= 2.00 \times 10^{-8} \\ [\text{H}_3\text{O}^+] &= \frac{1 \times 10^{-14}}{2.00 \times 10^{-8}} \\ &= 5.00 \times 10^{-7} \\ \text{pH} &= -\log 5.00 \times 10^{-7} \\ &= 6.30\end{aligned}$$

i) 10.49

$$\begin{aligned}\log [\text{OH}^-] &= \bar{i}.51 \\ [\text{OH}^-] &= 3.24 \times 10^{-11} \\ [\text{H}_3\text{O}^+] &= \frac{1 \times 10^{-14}}{3.24 \times 10^{-11}} \\ &= 3.09 \times 10^{-4} \\ \text{pH} &= -\log 3.09 \times 10^{-4} \\ &= 3.51\end{aligned}$$

j) 11.90

$$\begin{aligned}\log [\text{OH}^-] &= \bar{12}.10 \\ [\text{OH}^-] &= 1.26 \times 10^{-12} \\ [\text{H}_3\text{O}^+] &= \frac{1 \times 10^{-14}}{1.26 \times 10^{-12}} \\ &= 7.94 \times 10^{-3} \\ \text{pH} &= -\log 7.94 \times 10^{-3} \\ &= 2.10\end{aligned}$$

k) 12.24

$$\begin{aligned}\log [\text{OH}^-] &= \bar{13}.76 \\ [\text{OH}^-] &= 5.75 \times 10^{-13} \\ [\text{H}_3\text{O}^+] &= \frac{1 \times 10^{-14}}{5.75 \times 10^{-13}} \\ &= 1.74 \times 10^{-2} \\ \text{pH} &= -\log 1.74 \times 10^{-2} \\ &= 1.76\end{aligned}$$

1) 14.70

$$\log [\text{OH}^-] = \bar{15}.30$$

$$[\text{OH}^-] = 2.00 \times 10^{-16}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{2.00 \times 10^{-16}}$$

$$= 5.00$$

$$\text{pH} = -\log 5.00$$

$$= -0.70$$

11) ต้องใช้ HCl ที่มีลิโมลเติมลงไปในน้ำ 250 ลบ.ซม. แล้วทำให้สารละลายมี pH ดังต่อไปนี้

a) 2.43

d) 5.09

b) 0.64

e) 1.12

c) 4.33

คำตอบ (เฉพาะข้อ a) และ b))

a) 2.43

$$\text{pH} = 2.43$$

$$-\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 2.43$$

$$\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 3.57$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 3.72 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{จำนวนมิลลิโมลของ HCl ที่ต้องใช้} = 3.72 \times 10^{-3} \times 250$$

$$= 0.93 \text{ มิลลิโมล}$$

b) 0.64

$$\text{pH} = 0.64$$

$$-\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 0.64$$

$$\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 1.36$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0.23$$

$$\text{จำนวนมิลลิโมลของ HCl ที่ต้องใช้} = 0.23 \times 250$$

$$= 57.5 \text{ มิลลิโมล}$$

12) ต้องใช้ NaOH กี่มิลลิโมลเติมลงในน้ำ 333 ลบ.ซม. แล้วทำให้สารละลายมี pH ดังต่อไปนี้

- a) 9.45
- b) **12.67**
- c) 13.75
- d) 8.90
- e) **10.40**

คำตอบ (เฉพาะข้อ a) และ b))

a) 9.45

$$\begin{aligned} \text{pH} &= 9.45 \\ \text{pOH} &= 14 - 9.45 \\ &= 4.55 \end{aligned}$$

$$-\log [\text{OH}^-] = 4.55$$

$$[\text{OH}^-] = 2.8 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\begin{aligned} \text{จำนวนมิลลิโมลของ NaOH ที่ต้องใช้} &= 2.8 \times 10^{-5} \times 333 \\ &= 0.0932 \text{ มิลลิโมล} \end{aligned}$$

b) 12.67

$$\begin{aligned} \text{pH} &= 12.67 \\ \text{pOH} &= 14 - 12.67 \\ &= 1.33 \end{aligned}$$

$$-\log [\text{OH}^-] = 1.33$$

$$[\text{OH}^-] = 4.7 \times 10^{-2}$$

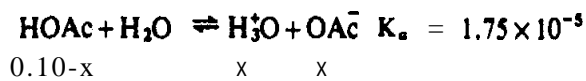
$$\begin{aligned} \text{จำนวนมิลลิโมลของ NaOH ที่ต้องใช้} &= 4.7 \times 10^{-2} \times 333 \\ &= 1.57 \text{ มิลลิโมล} \end{aligned}$$

13) จงคำนวณหาความเข้มข้นของไฮโดรเจนไอออน (สำหรับกรด) หรือไฮดรอกไซด์ไอออน (สำหรับเบส) และ pH ของสารละลายต่อไปนี้

- a) 0.10 M acetic acid
- b) 0.25 M ammonium hydroxide
- c) **0.70** M hydrofluoric acid
- d) **0.030** M boric acid
- e) **0.15** M benzoic acid
- f) 0.20 M formic acid
- g) **0.040** M hypochlorous acid
- h) 0.020 M ammonia
- i) **0.50** M ethylenediamine
- j) **0.40** M pyridine

คำตอบ

a) 0.10 M acetic acid



$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OAc}^-]}{[\text{HOAc}]} = \frac{x^2}{(0.10-x)} = 1.75 \times 10^{-5} \quad x \text{ น้อยมากตัดทิ้งได้}$$

$$x^2 = 1.75 \times 10^{-6}$$

$$x = \sqrt{1.75 \times 10^{-6}}$$

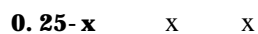
$$= 1.32 \times 10^{-3}$$

$$\therefore [\text{H}_3\text{O}^+] = 1.32 \times 10^{-3} \quad \text{M}$$

$$\text{pH} = -\log 1.32 \times 10^{-3}$$

$$= 2.88$$

b) 0.25 M ammonium hydroxide



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]} = 1.76 \times 10^{-5}$$

$$\frac{x^2}{(0.25 - x)} = 1.76 \times 10^{-5} \quad x \text{ น้อยมากตัดทิ้งได้}$$

$$x^2 = 0.25 \times 1.76 \times 10^{-5}$$

$$= 4.4 \times 10^{-6}$$

$$x = 2.1 \times 10^{-3}$$

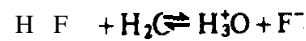
$$\therefore [\text{OH}^-] = 2.1 \times 10^{-3}$$

$$\text{pH} = 14 - (-\log 2.1 \times 10^{-3})$$

$$= 14 - 2.68$$

$$= 11.32$$

c) 0.70 M hydrofluoric acid



$$0.70 - x \qquad \qquad x \qquad x$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{F}^-]}{[\text{HF}]} = 7.2 \times 10^{-4}$$

$$\frac{x^2}{0.70 - x} = 7.2 \times 10^{-4}$$

$$x^2 = 5.04 \times 10^{-4} - 7.2 \times 10^{-4}x$$

$$x^2 + 7.2 \times 10^{-4}x - 5.04 \times 10^{-4} = 0$$

$$x = \frac{-7.2 \times 10^{-4} \pm \sqrt{5.18 \times 10^{-7} + 4 \times 5.04 \times 10^{-4}}}{2}$$

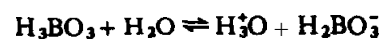
$$= 2.21 \times 10^{-2}$$

$$\therefore [\text{H}_3\text{O}^+] = 2.21 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log 2.21 \times 10^{-2}$$

$$= 1.66$$

d) 0.030 M boric acid



$$0.03 - x \qquad \qquad x \qquad x$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{H}_2\text{BO}_3^-]}{[\text{H}_3\text{BO}_3]} = 5.83 \times 10^{-10}$$

$$\frac{x^2}{(0.03 - x)} 5 = 1.83 \times 10^{-10} \quad x \text{ น้อยมากตัดทิ้งได้}$$

$$x^2 = 0.03 \times 5.83 \times 10^{-10}$$

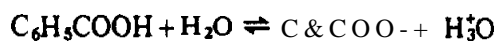
$$x = 4.18 \times 10^{-6}$$

$$[H_3O^+] = 4.18 \times 10^{-6} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log 4.18 \times 10^{-6}$$

$$= 5.38$$

e) 0.15 M benzoic acid



$$K_a = \frac{[C_6H_5COO^-][H_3O^+]}{[C_6H_5COOH]} = 6.14 \times 10^{-5}$$

$$\frac{x^2}{(0.15 - x)} = 6.14 \times 10^{-5} \quad x \text{ น้อยมากตัดทิ้งได้}$$

$$x^2 = 0.15 \times 6.14 \times 10^{-5}$$

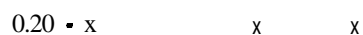
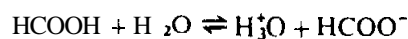
$$x = 3.03 \times 10^{-3}$$

$$[H_3O^+] = 3.03 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log 3.03 \times 10^{-3}$$

$$= 2.52$$

f) 0.20 M formic acid



$$K_a = \frac{[H_3O^+][HCOO^-]}{[HCOOH]} = 1.77 \times 10^{-4}$$

$$\frac{x^2}{(0.20 - x)} = 1.77 \times 10^{-4} \quad x \text{ น้อยมากตัดทิ้งได้}$$

$$x^2 = 3.54 \times 10^{-5}$$

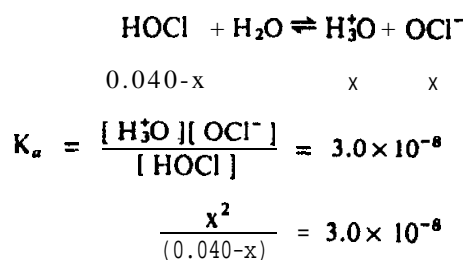
$$x = 5.95 \times 10^{-3}$$

$$[H_3O^+] = 5.95 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log 5.95 \times 10^{-3}$$

$$= 2.23$$

g) 0.040 M hypochlorous acid



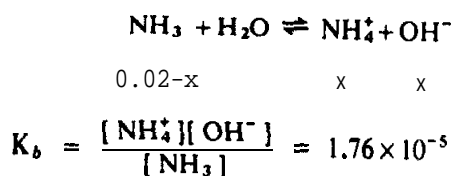
$$x^2 = 0.12 \times 10^{-8}$$

$$x = 3.47 \times 10^{-5}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 3.47 \times 10^{-5} \quad \text{M}$$

$$\text{pH} = -\log 3.47 \times 10^{-5}$$
$$= 4.45$$

h) 0.020 M ammonia



$$\frac{x^2}{(0.02-x)} = 1.76 \times 10^{-5} \quad x \text{ น้อยมากตัดทิ้งได้}$$

$$x^2 = 0.352 \times 10^{-6}$$

$$x = 0.593 \times 10^{-3}$$

$$\therefore [\text{OH}^-] = 5.93 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pH} = 14 - (-\log 5.93 \times 10^{-4})$$
$$= 10.77$$

i) 0.5 M ethylene diamine



$$K_b = \frac{x^2}{(0.5-x)} = 8.5 \times 10^{-5}$$

$$x^2 = 4.25 \times 10^{-5}$$

$$x = 6.52 \times 10^{-3}$$

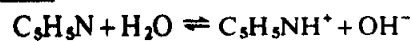
$$\therefore [\text{OH}^-] = 6.52 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = 14 - (-\log 6.52 \times 10^{-3})$$

$$= 14 - 2.19$$

$$= 11.81$$

j) 0.40 M pyridine



$$K_b = \frac{[\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{C}_5\text{H}_5\text{N}]} = 1.7 \times 10^{-9}$$

$$\frac{x^2}{(0.40 - x)} = 1.7 \times 10^{-9}$$

$$x^2 = 0.68 \times 10^{-9}$$

$$x = 2.61 \times 10^{-5}$$

$$[\text{OH}^-] = 2.61 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH} = 14 - (-\log 2.61 \times 10^{-5})$$

$$= 9.42$$

14) จงคำนวณหาเปอร์เซ็นต์ของการแตกตัวของสารในสารละลายต่อไปนี้

a) 0.050 M benzoic acid f) 0.40 M hydrocyanic acid

b) 0.025 M formic acid g) 0.50 M nitrous acid

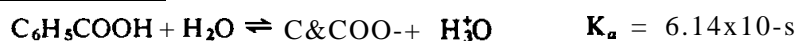
c) 0.40 M hypochlorous acid h) 0.080 M ammonia

d) 0.050 M acetic acid i) 0.03 M ammonia

e) 0.20 M boric acid j) 0.30 M ammonia

คำตอบ

a) 0.050 M benzoic acid



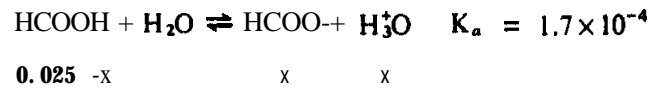
$$\frac{x^2}{(0.050 - x)} = 6.14 \times 10^{-5}$$

$$x^2 = 6.14 \times 10^{-5} \times 0.050$$

$$x = 1.75 \times 10^{-3}$$

$$\begin{aligned} \% \text{ การแตกตัว} &= \frac{1.75 \times 10^{-3} \times 100}{0.050} \\ &= 3.5 \end{aligned}$$

b) 0.025 M formic acid



$$0.025 - x \qquad \qquad x \qquad \qquad x$$

$$\frac{x^2}{(0.025 - x)} = 1.7 \times 10^{-4}$$

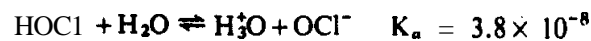
$$x^2 = 4.25 \times 10^{-6} - 1.7 \times 10^{-4} x$$

$$x^2 + 1.7 \times 10^{-4} x - 4.25 \times 10^{-6} = 0$$

$$x = 2.05 \times 10^{-3}$$

$$\begin{aligned} \% \text{ การแตกตัว} &= \frac{2.05 \times 10^{-3} \times 100}{0.025} \\ &= 8.2 \end{aligned}$$

c) 0.40 M hypochlorous acid



$$0.40 - x \qquad \qquad x \qquad \qquad x$$

$$\frac{x^2}{(0.40 - x)} = 3.8 \times 10^{-8}$$

$$x^2 = 3.8 \times 10^{-8} \times 0.40$$

$$= 1.52 \times 10^{-8}$$

$$x = 1.23 \times 10^{-4}$$

$$\begin{aligned} \% \text{ การแตกตัว} &= \frac{1.23 \times 10^{-4} \times 100}{0.40} \\ &= 0.03 \end{aligned}$$

d) 0.050 M acetic acid



$$0.050 - x \qquad \qquad x \qquad \qquad x$$

$$\frac{x^2}{(0.050 - x)} = 1.75 \times 10^{-5}$$

$$\begin{aligned}
 x^2 &= 1.75 \times 10^{-5} \times 0.050 \\
 &= 0.88 \times 10^{-6} \\
 x &= 0.94 \times 10^{-3} \\
 \% \text{ การแตกตัว} &= \frac{0.94 \times 10^{-3}}{0.050} \times 100 \\
 &= 1.88
 \end{aligned}$$

e) 0.20 M boric acid

$$\begin{aligned}
 \text{H}_3\text{BO}_3 + \text{H}_2\text{O} &\rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{BO}_3^- \quad K_a = 5.83 \times 10^{-10} \\
 0.20 - x &\qquad\quad x \qquad\quad x \\
 \frac{x^2}{(0.20 - x)} &= 5.83 \times 10^{-10} \\
 x^2 &= 5.83 \times 10^{-10} \times 0.20 \\
 &= 1.17 \times 10^{-10} \\
 x &= 1.08 \times 10^{-5} \\
 \% \text{ การแตกตัว} &= \frac{1.08 \times 10^{-5}}{0.20} \times 100 \\
 &= 5.4 \times 10^{-3}
 \end{aligned}$$

f) 0.40 M hydrocyanic acid

$$\begin{aligned}
 \text{HCN} + \text{H}_2\text{O} &\rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CN}^- \quad K_a = 2.1 \times 10^{-9} \\
 0.40 - x &\qquad\quad x \qquad\quad x \\
 \frac{x^2}{(0.40 - x)} &= 2.1 \times 10^{-9} \\
 x^2 &= 2.1 \times 10^{-9} \times 0.40 \\
 &= 8.4 \times 10^{-10} \\
 x &= 2.9 \times 10^{-5} \\
 \% \text{ การแตกตัว} &= \frac{2.9 \times 10^{-5}}{0.40} \times 100 \\
 &= 7.2 \times 10^{-3}
 \end{aligned}$$

g) 0.50 M nitrous acid

$$\begin{aligned}
 \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O} &\rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_2^- \quad K_a = 5.1 \times 10^{-4} \\
 0.50 - x &\qquad\quad x \qquad\quad x \\
 \frac{x^2}{(0.50 - x)} &= 5.1 \times 10^{-4}
 \end{aligned}$$

$$x^2 = 5.1 \times 10^{-4} \times 0.50$$

$$x = 1.6 \times 10^{-2}$$

$$\% \text{ การแตกตัว} = \frac{1.6 \times 10^{-2}}{0.50} \times 100$$

$$= 3.2$$

h) 0.080 ammonia

$$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \quad K_b = 1.76 \times 10^{-5}$$

$$0.080 - x \qquad \qquad x \qquad x$$

$$\frac{x^2}{(0.080 - x)} = 1.76 \times 10^{-5}$$

$$x^2 = 1.76 \times 10^{-5} \times 0.080$$

$$x = 1.18 \times 10^{-3}$$

$$\% \text{ การแตกตัว} = \frac{1.18 \times 10^{-3}}{0.080} \times 100$$

$$= 1.48$$

i) 0.03 M ammonia

$$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$$

$$0.03 - x \qquad \qquad x \qquad x$$

$$\frac{x^2}{(0.03 - x)} = 1.76 \times 10^{-5}$$

$$x^2 = 1.76 \times 10^{-5} \times 0.03$$

$$x = 0.73 \times 10^{-3}$$

$$\% \text{ การแตกตัว} = \frac{0.73 \times 10^{-3}}{0.03} \times 100$$

$$= 2.4$$

j) 0.30 M ammonia

$$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$$

$$0.30 - x \qquad \qquad x \qquad x$$

$$\frac{x^2}{(0.30 - x)} = 1.76 \times 10^{-5}$$

$$x^2 = 1.76 \times 10^{-5} \times 0.30$$

$$= 2.3 \times 10^{-3}$$

$$\begin{aligned} \% \text{ การแตกตัว} &= \frac{2.3 \times 10^{-3}}{0.30} \times 100 \\ &= 0.77 \end{aligned}$$

15) สารละลายต่อไปนี้ควรมีความเข้มข้นเท่าไรถ้ามีเปอร์เซ็นต์การแตกตัวดังต่อไปนี้

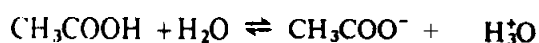
- | | |
|-----------------------------|--------------------------------------|
| a) Acetic acid, 1.3% | f) Hydrazoic acid 1.3% |
| b) Nitrous acid 4.5% | g) Hydrazonium hydroxide 3.0% |
| c) Benzoic acid 2.5% | h) Ammonia 2.5% |
| d) Hydrofluoric acid 5.0% | i) Ammonia 8.0% |
| e) Acetic acid 4.0% | j) Ammonia 10.0% |

คำตอบ

a) Acetic acid, 1.3 %

สมมติให้มีความเข้มข้น = A โมลาร์

$$\begin{aligned} \text{แสดงว่าแตกตัวได้} &= \frac{1.3 A}{100} \\ &= 1.3 \times 10^{-2} A \end{aligned}$$



$$A - 1.3 \times 10^{-2} A \quad 1.3 \times 10^{-2} A \quad 1.3 \times 10^{-2} A$$

$$K_a = 1.75 \times 10^{-5} = \frac{(1.3 \times 10^{-2} A)^2}{(A - 1.3 \times 10^{-2} A)} \quad 1.3 \times 10^{-2} A \ll A$$

$$1.75 \times 10^{-5} A = 1.69 \times 10^{-4} A^2$$

$$A = \frac{1.75 \times 10^{-5}}{1.69 \times 10^{-4}}$$

$$= 0.104 \quad \text{M}$$

กรดอะซิติก มีความเข้มข้น = 0.104 M

b) Nitrous acid 4.5 %



$$A - 4.5 \times 10^{-2} A \quad 4.5 \times 10^{-2} A \quad 4.5 \times 10^{-2} A$$

$$K_a = 5.1 \times 10^{-4} = \frac{(4.5 \times 10^{-2} A)^2}{(A - 4.5 \times 10^{-2} A)}$$

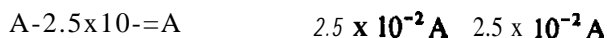
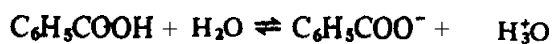
$$5.1 \times 10^{-4} A = 20.25 \times 10^{-4} A^2$$

$$A = \frac{5.1 \times 10^{-4}}{20.25 \times 10^{-4}}$$

$$= 0.252 \quad M$$

∴ กรดไนตริก มีความเข้มข้น = 0.252 M

c) Benzoic acid 2.5 %



$$K_a = 6.14 \times 10^{-5} = \frac{(2.5 \times 10^{-2} A)^2}{(A - 2.5 \times 10^{-2} A)}$$

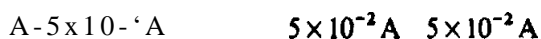
$$6.14 \times 10^{-5} A = 6.25 \times 10^{-4} A^2$$

$$A = \frac{6.14 \times 10^{-5}}{6.25 \times 10^{-4}}$$

$$= 0.098 \quad M$$

∴ กรดเบนโซอิก มีความเข้มข้น = 0.098 M

d) Hydrofluoric acid 5.0 %



$$K_a = 7.2 \times 10^{-4} = \frac{(5 \times 10^{-2} A)^2}{(A - 5 \times 10^{-2} A)}$$

$$1.2 \times 10^{-4} A = 25 \times 10^{-4} A^2$$

$$A = \frac{1.2 \times 10^{-4}}{25 \times 10^{-4}}$$

$$= 0.288 \quad M$$

∴ กรดไฮโดรฟลูออริก มีความเข้มข้น = 0.288 M

e) Acetic acid 4.0 %



$$K_a = 1.75 \times 10^{-5} = \frac{(4.0 \times 10^{-2} A)^2}{(A - 4.0 \times 10^{-2} A)}$$

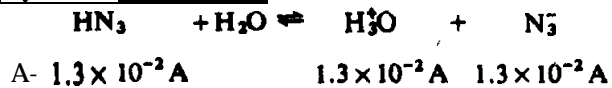
$$1.75 \times 10^{-5} A = 16.0 \times 10^{-4} A^2$$

$$A = \frac{1.75 \times 10^{-5}}{16.0 \times 10^{-4}}$$

$$= 1.09 \quad \text{M}$$

∴ ความเข้มข้นของกรดอะซิติก = 1.09 M

f) Hydrazoic acid 1.3 %



$$K_a = 1.9 \times 10^{-5} = \frac{(1.3 \times 10^{-2} \text{ A})^2}{(\text{A} - 1.3 \times 10^{-2} \text{ A})}$$

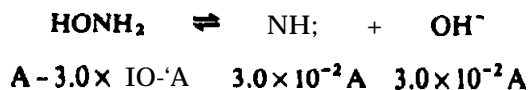
$$1.9 \times 10^{-5} \text{ A} = 1.69 \times 10^{-4} \text{ A}^2$$

$$\text{A} = \frac{1.9 \times 10^{-5}}{1.69 \times 10^{-4}}$$

$$= 1.12 \text{ M}$$

∴ ความเข้มข้นของกรดไฮดราโซอิก = 1.12 M

g) Hydrazonium hydroxide 3.0 %



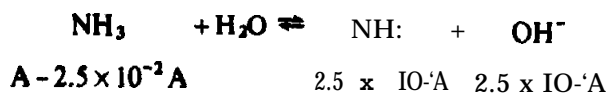
$$K_b = 1.07 \times 10^{-6} = \frac{(3.0 \times 10^{-2} \text{ A})^2}{(\text{A} - 3.0 \times 10^{-2} \text{ A})}$$

$$\text{A} = \frac{1.07 \times 10^{-6}}{9.0 \times 10^{-4}} = 0.12 \times 10^{-4}$$

$$= 1.2 \times 10^{-5} \text{ M}$$

∴ ความเข้มข้นของไฮดราโซเนียม ไฮดรอกไซด์ = 1.2 × 10⁻⁵ M

* h) Ammonia 2.5 %



$$K_b = 1.76 \times 10^{-5} = \frac{(2.5 \times 10^{-2} \text{ A})^2}{(\text{A} - 2.5 \times 10^{-2} \text{ A})}$$

$$1.76 \times 10^{-5} \text{ A} = 6.25 \times 10^{-4} \text{ A}^2$$

$$\text{A} = \frac{1.76 \times 10^{-5}}{6.25 \times 10^{-4}}$$

$$= 0.028 \text{ M}$$

∴ สารละลายแอมโมเนีย เข้มข้น = 0.028 M

$$\therefore \text{แสดงว่าต้องเติม } \text{NH}_4\text{Cl} = \frac{1.19 \times 10^{-2} \times 500 \times 53.5}{1,000}$$

$$= 0.318 \text{ กรัม}$$

31) จงคำนวณหา PH ของสารละลายที่เกิดจากการเติม 12.0 ลบ.ซม. ของ 0.25 M H_2SO_4 ลงใน 6.0 ลบ.ซม. ของ 1.0 M NH_3

คำตอบ

$$\text{จำนวนมิลลิโมล } \text{H}_2\text{SO}_4 = 12.0 \times 0.25 = 3 \text{ มิลลิโมล}$$

$$\text{จำนวนมิลลิโมล } \text{NH}_3 = 6.0 \times 1.0 = 6 \text{ มิลลิโมล}$$

ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นเมื่อเติม H_2SO_4 ลงใน NH_3 คือ



แสดงว่า NH_3 2 โมล จะทำปฏิกิริยาพอดีกับ H_2SO_4 1 โมล

ในสารละลายมี $\text{NH}_3 = 6$ มิลลิโมล และ $\text{H}_2\text{SO}_4 = 3$ มิลลิโมล

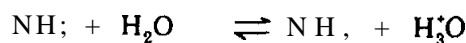
แสดงว่าสารทั้งสองทำปฏิกิริยากันพอดีได้ $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ เท่ากับ 3 มิลลิโมล

$$\therefore F_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} = \frac{3}{(12 + 6)} = 0.167$$

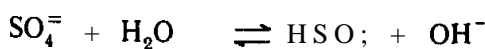
$$K_{a_2} \text{H}_2\text{SO}_4 = 1.2 \times 10^{-2}$$

$$K_b \text{NH}_3 = 1.76 \times 10^{-5}$$

เกลือ $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ เมื่อละลายน้ำจะแตกตัวเป็นไอออน $2[\text{NH}_4^+]$ กับ $[\text{SO}_4^{2-}]$ ซึ่งสามารถเกิดปฏิกิริยาการแยกสลายด้วยน้ำได้ดังนี้



$$\frac{K_w}{K_b} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.7 \times 10^{-5}} = 5.9 \times 10^{-10} \quad \dots\dots\dots(1)$$



$$\frac{K_w}{K_{a_2}} = \frac{[\text{HSO}_4^-][\text{OH}^-]}{[\text{SO}_4^{2-}]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.2 \times 10^{-2}} = 8.3 \times 10^{-13} \quad \dots\dots\dots(2)$$

แสดงว่า $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ซึ่งเป็นเกลือที่เกิดจากการด่อนกับเมสอ่อน คือสารแอมฟิโพรติก ที่สามารถให้โปรตอน (ตามสมการ 1) และรับโปรตอน (ตามสมการ 2) ได้

นั่นคือ $[H_3O^+] = \sqrt{K_a K_a'}$

K_a หมายถึง K_{a2} ของกรด $H_2SO_4 = 1.2 \times 10^{-2}$

K_a' หมายถึง $\frac{K_w}{K_b}$ ซึ่ง K_b คือค่าคงที่ของการแตกตัวของเบส $NH_3 = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.7 \times 10^{-5}} = 5.9 \times 10^{-10}$

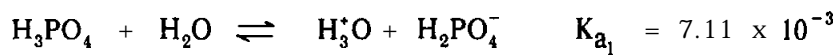
$$[H_3O^+] = \sqrt{1.2 \times 10^{-2} \times 5.9 \times 10^{-10}}$$

$$= 2.7 \times 10^{-6}$$

$$pH = 5.6$$

32) ต้องใช้ H_3PO_4 85% (wt/wt) (sp.gr. 1.69) จำนวนกี่ลูกบาศก์เซนติเมตร และ KH_2PO_4 จำนวนกี่กรัม ในการเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์ 200 ลบ.ซม. ให้มี pH 3.00

คำตอบ



$$K_{a1} = \frac{[H_3O^+] [H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]}$$

$$7.11 \times 10^{-3} = 1 \times 10^{-3} \frac{[H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]}$$

$$\frac{[H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]} = \frac{7.11 \times 10^{-3}}{1 \times 10^{-3}} = 7.11 \quad \dots\dots (1)$$

ให้ความเข้มข้นรวมของฟอสเฟตมีค่าเท่ากับ 1 M

$$\therefore [H_2PO_4^-] + [H_3PO_4] = 1 \text{ M} \quad \dots\dots (2)$$

$$7.11 [H_3PO_4] + [H_3PO_4] = 1$$

$$[H_3PO_4] = \frac{1}{8.11} = 0.1233 \text{ M}$$

$$[H_2PO_4^-] = 1 - 0.1233 = 0.8767 \text{ M}$$

นั่นคือ ต้องใช้ $[KH_2PO_4]$ $= \frac{0.8767 \times 200}{1000} \times 136.09$

$$= 23.86 \text{ กรัม}$$

ต้องใช้ $[H_3PO_4]$ เข้มข้น $= \frac{0.1233 \times 98 \times 100}{85 \times 1.69} \times \frac{200}{1000}$

$$= 1.68 \text{ ลูกบาศก์เซนติเมตร}$$

17) จงคำนวณหาความเข้มข้นของไฮโดรเจนไอออนของสารละลายต่อไปนี้

a) **0.125 M acetic acid** ($pK_a = 4.74$)

b) **0.100 M arsenic acid** (H_3AsO_4) ($pK_a = 2.22$)

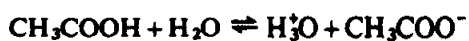
c) **0.250 M hypochlorous acid** ($pK_a = 7.53$)

d) **0.500 M phosphoric acid** ($pK_1 = 2.12$)

e) **1.00 M benzoic acid** ($pK_a = 4.18$)

คำตอบ

a) 0.125 M acetic acid ($pK_a = 4.74$)



$$0.125 - x \qquad \qquad x \qquad \qquad x$$

$$K_a = \frac{x^2}{0.125-x}$$

$$pK_a = 4.74$$

$$\log K_a = -4.74$$

$$= \bar{5}.26$$

$$K_a = 1.82 \times 10^{-5}$$

$$1.82 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0.125-x}$$

$$x^2 = 2.275 \times 10^{-6}$$

$$x = 1.51 \times 10^{-3}$$

$$\therefore [H_3O^+] = 1.51 \times 10^{-3} M$$

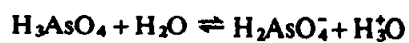
b) 0.100 M arsenic acid (H_3AsO_4) $pK_a = 2.22$

$$pK_a = 2.22$$

$$\log K_a = -2.22$$

$$= \bar{3}.78$$

$$K_a = 6.03 \times 10^{-3}$$



$$0.100-x \qquad \qquad x \qquad \qquad x$$

$$K_a = 6.03 \times 10^{-3} = \frac{x^2}{(0.100-x)}$$

$$x^2 + 6.03 \times 10^{-3}x - 6.03 \times 10^{-4} = 0$$

$$x = \frac{-6.03 \times 10^{-3} \pm \sqrt{3.64 \times 10^{-5} + 24.12 \times 10^{-4}}}{2}$$

$$\therefore [H_3O^+] = 0.0217 \text{ M}$$

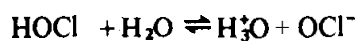
c) 0.250 M hypochlorous acid ($pK_a = 7.53$)

$$pK_a = 7.53$$

$$\log K_a = -7.53$$

$$= -7.53$$

$$K_a = 2.95 \times 10^{-8}$$



$$0.250 - x \qquad \qquad x \qquad \qquad x$$

$$2.95 \times 10^{-8} = \frac{x^2}{(0.250 - x)}$$

$$x^2 = 0.250 \times 2.95 \times 10^{-8}$$

$$x = 8.59 \times 10^{-4}$$

$$\therefore [H_3O^+] = 8.59 \times 10^{-4} \text{ M}$$

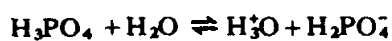
d) 0.500 M phosphoric acid ($pK_1 = 2.12$)

$$pK_1 = 2.12$$

$$\log K_1 = -2.12$$

$$= -2.12$$

$$K_1 = 7.59 \times 10^{-3}$$



$$0.500 - x \qquad \qquad x \qquad \qquad x$$

$$K_1 = 7.59 \times 10^{-3}$$

$$= \frac{x^2}{(0.500 - x)}$$

$$x^2 = 7.59 \times 10^{-3} \times 0.500$$

$$x = 0.062 \text{ M}$$

$$\therefore [\text{H}_3\text{O}^+] = 0.062 \text{ M}$$

ความจริงแล้วกรดฟอสฟอริก ยังสามารถเกิดการแตกตัวครั้งที่ 2 และ 3 ให้ไฮโดรเจน-ไอออนได้อีก แต่การแตกตัวครั้งที่ 2, 3 จะให้ไฮโดรเจนไอออนได้น้อยกว่าครั้งแรกมาก จึงไม่นำมาคิดด้วย

c) 1.00 M benzoic acid ($\text{pK}_a = 4.18$)

$$\text{pK}_a = 4.18$$

$$\log K_a = -4.18$$

$$= -5.82$$

$$K_a = 6.61 \times 10^{-5}$$



$$1.00-x$$

$$x$$

$$x$$

$$6.61 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{(1.00-x)}$$

$$x^2 = 6.61 \times 10^{-5}$$

$$x = 8.13 \times 10^{-2}$$

$$\therefore [\text{H}_3\text{O}^+] = 8.13 \times 10^{-2} \text{ M}$$

18) จงคำนวณหา pH ของสารละลายต่อไปนี้

a) 0.125 M NH_4NO_3

b) 0.250 M NH_4ClO_2

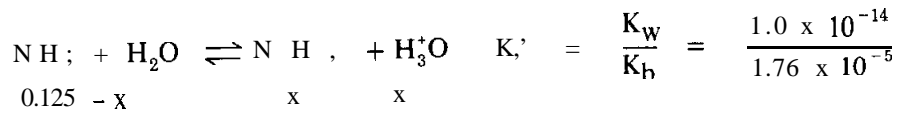
c) 0.100 M $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

d) 0.0100 M NH_4Cl

คำตอบ

a) 0.125 M NH_4NO_3

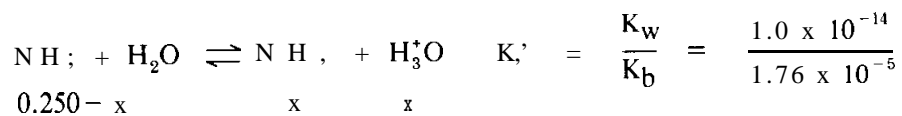
เกลือ NH_4NO_3 เมื่อละลายน้ำจะแตกตัวให้ NH_4^+ และ NO_3^- ได้หมด ซึ่ง NH_4^+ สามารถเกิดการแยกสลายด้วยน้ำได้



$$\begin{aligned} \frac{K_w}{K_b} &= \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.76 \times 10^{-5}} = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} \\ 5.68 \times 10^{-10} &= \frac{x^2}{0.125 - x} \quad (\text{x น้อยมากตัดทิ้งได้}) \\ x^2 &= 5.68 \times 10^{-10} \\ 0.125 &= \sqrt{0.125 \times 5.68 \times 10^{-10}} \\ x &= 1.19 \times 10^{-5} \\ \therefore [\text{H}_3\text{O}^+] &= 1.19 \times 10^{-5} \\ \text{pH} &= 4.24 \end{aligned}$$

b) 0.250 M NH_4ClO_2

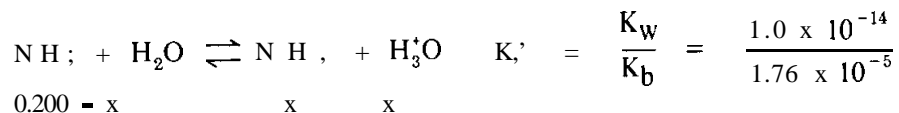
เกลือ NH_4ClO_2 เมื่อละลายน้ำจะแตกตัวให้ NH_4^+ และ ClO_2^- ได้หมด ซึ่ง NH_4^+ สามารถเกิดการแยกสลายด้วยน้ำ



$$\begin{aligned} \frac{x^2}{0.250 - x} &= \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.76 \times 10^{-5}} = 5.68 \times 10^{-10} \\ x^2 &= 0.250 \times 5.68 \times 10^{-10} \quad (\text{x น้อยมากตัดทิ้งได้}) \\ x &= 1.19 \times 10^{-5} \\ \therefore [\text{H}_3\text{O}^+] &= 1.19 \times 10^{-5} \\ \text{pH} &= 4.24 \end{aligned}$$

c) 0.100 M $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

เกลือ $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ เมื่อละลายน้ำจะแตกตัวได้หมดให้ $[\text{NH}_4^+]$ เท่ากับ $2 \times 0.100 \text{ M}$ ซึ่ง NH_4^+ สามารถเกิดการแยกสลายด้วยน้ำได้



$$\frac{x^2}{0.200 - x} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.76 \times 10^{-5}}$$

$$\frac{x^2}{0.200} = 5.68 \times 10^{-10} \quad (x \text{ น้อยมากตัดทิ้งได้})$$

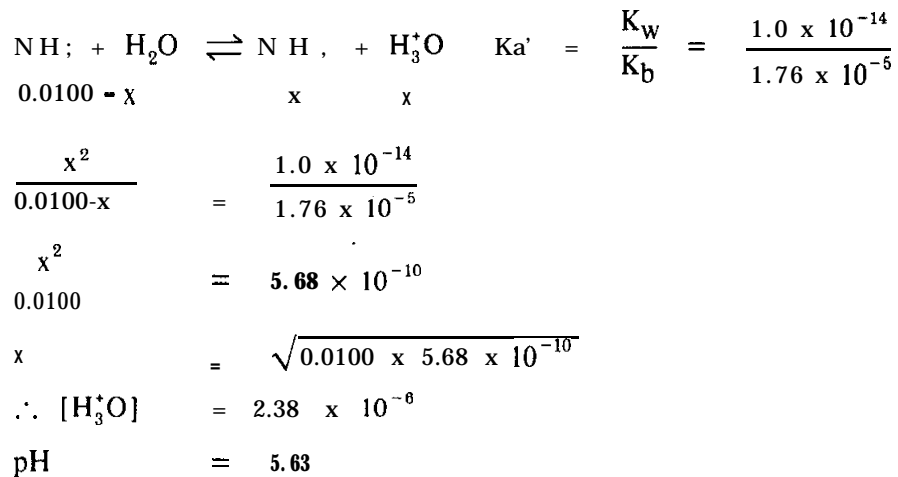
$$x = \sqrt{0.200 \times 5.68 \times 10^{-10}}$$

$$\therefore [\text{H}_3\text{O}^+] = 1.07 \times 10^{-5}$$

$$\text{pH} = 4.97$$

d) 0.0100 M NH₄Cl

เกลือ NH₄Cl เมื่อละลายน้ำจะแตกตัวให้ NH₄⁺ และ Cl⁻ ได้หมด ซึ่ง NH₄⁺ สามารถเกิดการแยกสลายด้วยน้ำได้



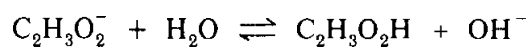
19) จงคำนวณหา pH ของสารละลายต่อไปนี้

- 0.0250 M Ca(C₂H₃O₂)₂
- 0.1050 M NaClO
- 0.2134 M KC₇H₅O₂ (potassium benzoate)
- 0.1000 M LiC₃H₅O₂ (lithium propionate)
- 0.1250 M CsC₄H₄O₅ (Cesiummalate)

คำตอบ (เฉพาะข้อ a) และ b))

a) 0.0250 M $\text{Ca}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$

เมื่อ $\text{Ca}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$ ละลายน้ำจะให้ $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^- = 2 \times 0.0250 \text{ M}$ ซึ่ง $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ สามารถเกิดการแยกสลายตัวน้ำได้



$$0.0500 - x \qquad \qquad \qquad x \qquad \qquad \qquad x$$

$$K_b' = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.75 \times 10^{-5}} = \frac{[\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2\text{H}][\text{OH}^-]}{[\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-]}$$

$$5.68 \times 10^{-10} = \frac{x^2}{(0.0500 - x)}$$

$$x^2 = 0.0500 \times 5.68 \times 10^{-10}$$

$$x = 5.33 \times 10^{-6}$$

$$\therefore [\text{OH}^-] = 5.33 \times 10^{-6}$$

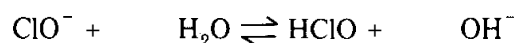
$$\text{pOH} = 5.27$$

$$\text{pH} = 14 - 5.27$$

$$= 8.73$$

b) 0.1050 M NaClO

เกลือ NaClO เมื่อละลายน้ำจะแตกตัวได้หมดให้ Na^+ และ ClO^- ซึ่ง ClO^- สามารถเกิดการแยกสลายตัวน้ำได้



$$0.1050 - x \qquad \qquad \qquad x \qquad \qquad \qquad x$$

$$K_b' = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{3.8 \times 10^{-8}}$$

$$\frac{[\text{HClO}][\text{OH}^-]}{[\text{ClO}^-]} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{3.8 \times 10^{-8}}$$

$$\frac{x^2}{0.1050 - x} = 2.63 \times 10^{-7}$$

$$x^2 = 0.1050 \times 2.63 \times 10^{-7}$$

$$x = 12.76 \times 10^{-8}$$

$$\begin{aligned} \therefore [\text{OH}^-] &= 1.66 \times 10^{-4} \\ \text{pOH} &= 3.78 \\ \text{pH} &= 14 - 3.78 \\ &= 10.22 \end{aligned}$$

20) จงคำนวณหา pH ของสารละลายที่ประกอบด้วย

- a) 0.1 M benzoic acid และ 0.50 M sodium benzoate
- b) 0.50 M ammonia และ 0.10 M ammonium chloride
- c) 0.30 M nitrous acid และ 0.50 M sodium nitrate
- d) 1.0 M ammonia และ 0.25 M ammonium sulfate
- e) 0.20 M acetic acid และ 0.10 M sodium acetate
- f) 0.10 M acetic acid และ 0.20 M sodium acetate
- g) 0.050 M acetic acid และ 0.10 M sodium acetate
- h) 0.25 M ammonia และ 0.20 M ammonium sulfate

คำตอบ

a) 0.1 M benzoic acid และ 0.50 M sodium benzoate

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+] \frac{F_{\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-}}{F_{\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 6.61 \times 10^{-5} \times \frac{0.1}{0.5}$$

$$= 1.322 \times 10^{-5}$$

$$\text{pH} = 4.88$$

b) 0.50 M ammonia และ 0.10 M ammonium chloride

$$K_b = [\text{OH}^-] \frac{F_{\text{BH}^+}}{F_B}$$

$$= [\text{OH}^-] \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$$

$$[\text{OH}^-] = 1.76 \times 10^{-5} \times \frac{0.50}{0.10}$$

$$= 8.8 \times 10^{-5}$$

$$\text{pOH} = 4.06$$

$$\text{pH} = 9.94$$

c) 0.30 M nitrous acid และ 0.50 M sodium nitrite

$$K_a \text{ HNO}_2 = 5.1 \times 10^{-4}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}$$

$$\begin{aligned} \therefore [\text{H}_3\text{O}^+] &= 5.1 \times 10^{-4} \cdot \frac{0.30}{0.50} \\ &= 3.06 \times 10^{-4} \end{aligned}$$

$$\text{pH} = 3.51$$

d) 1.0 M ammonia และ 0.25 M ammonium sulfate

$$K_b \text{ ammonia} = 1.76 \times 10^{-5}$$



แอมโมเนียมซัลเฟต 1 โมล จะแตกตัวให้แอมโมเนียมไอออน = 2 โมล

$$\begin{aligned} \therefore [\text{NH}_4^+] &= 0.25 \times 2 \\ &= 0.50 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} [\text{OH}^-] &= K_b \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} \\ &= 1.76 \times 10^{-5} \times \frac{1.0}{0.50} \\ &= 3.52 \times 10^{-5} \end{aligned}$$

$$\text{pOH} = 4.45$$

$$\text{pH} = 9.55$$

e) 0.20 M acetic acid และ 0.10 M sodium acetate

$$K_a \text{ acetic acid} = 1.75 \times 10^{-5}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.75 \times 10^{-5} \frac{[0.2]}{[0.1]}$$

$$= 3.50 \times 10^{-5}$$

$$\text{pH} = 3.46$$

f) 0.10 M acetic acid และ 0.20 M sodium acetate

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.75 \times 10^{-5} \frac{[0.1]}{[0.2]}$$

$$= 8.75 \times 10^{-6}$$

$$\text{pH} = 5.06$$

g) 0.050 M acetic acid และ 0.10 M sodium acetate

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.75 \times 10^{-5} \frac{[0.05]}{[0.10]}$$

$$= 8.75 \times 10^{-6}$$

$$\text{pH} = 5.06$$

h) 0.25 M ammonia และ 0.20 M ammonium sulfate

$$[\text{NH}_4^+] = 0.20 \times 2$$

$$= 0.40 \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = 1.76 \times 10^{-5} \times \frac{0.25}{0.40}$$

$$= 1.1 \times 10^{-5}$$

$$\text{pOH} = 4.96$$

$$\text{pH} = 9.04$$

21) จงคำนวณหา pH ของสารละลายที่เตรียมจากการผสม 20.00 ลบ.ซม. ของ 0.1200 F กรดซาลิไซลิก (salicylic acid) กับสารต่อไปนี้

- a) 20.00 ลบ.ซม. ของน้ำ
- b) 20.00 ลบ.ซม. ของ 0.0500 F NaOH
- c) **30.00** ลบ.ซม. ของ **0.0800** F NaOH
- d) 20.00 ลบ.ซม. ของ 0.2000 F NaOH
- e) **19.00** ลบ.ซม. ของ **0.1200** F NaOH
- f) 14.00 ลบ.ซม. ของ 0.1000 F Sodium salicylate
- g) **20.00** ลบ.ซม. ของ **0.5** F HCl

*

คำตอบ

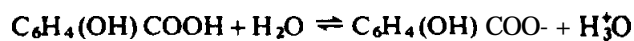
a) 20.00 ลบ.ซม. ของน้ำ

$$\begin{aligned}\text{ปริมาตรรวม} &= 20.00 + 20.00 \\ &= 40.00 \text{ ลบ.ซม.}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\text{ความเข้มข้นของกรดซาลิไซลิก} &= 0.1200 \times \frac{20.00}{40.00} \\ &= 0.0600 \text{ F}\end{aligned}$$

$$K_a \text{ ของ } C_6H_4(OH)COOH = 1.05 \times 10^{-3}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+][C_6H_4(OH)COO^-]}{[C_6H_4(OH)COOH]}$$



$$0.0600 - x \qquad \qquad \qquad x \qquad \qquad \qquad x$$

$$1.05 \times 10^{-3} = \frac{x^2}{0.0600 - x}$$

$$x^2 + 1.05 \times 10^{-3}x - 6.3 \times 10^{-5} = 0$$

$$x = \frac{-1.05 \times 10^{-3} \pm \sqrt{1.1 \times 10^{-6} + 2.52 \times 10^{-4}}}{2}$$

$$= 1.45 \times 10^{-3}$$

$$pH = 2.13$$

b) 20.00 ลบ.ซม. ของ 0.0500 F NaOH

$$\begin{aligned}\text{ปริมาตรรวม} &= 20.00 + 20.00 \\ &= 40.00 \text{ ลบ.ซม.}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\text{จำนวนมิลลิโมลของกรดซาลิไซลิกที่มีอยู่} &= 20.00 \times 0.1200 \\ &= 2.4 \text{ มิลลิโมล}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\text{จำนวนมิลลิโมลของ NaOH ที่เติมลงไป} &= 20.00 \times 0.0500 \\ &= 1.0 \text{ มิลลิโมล}\end{aligned}$$

$$\therefore \text{แสดงว่าจะเกิดโซเดียมซาลิไซเลต} = 1.0 \text{ มิลลิโมล}$$

$$\begin{aligned} \text{และมีกรดซาลีไซลิกเหลืออยู่} &= 2.4 - 1.0 \\ &= 1.4 \text{ มิลลิโมล} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{นั่นคือ ความเข้มข้นของกรดซาลีไซลิก} &= \frac{1.4}{40} \\ &= 0.035 \text{ F} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{ความเข้มข้นของโซเดียมซาลีไซเลต} &= \frac{1.0}{40} \\ &= 0.025 \text{ F} \end{aligned}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})\text{COO}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})\text{COOH}]}$$

$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+] &= 1.05 \times 10^{-3} \times \frac{0.035}{0.025} \\ &= 1.47 \times 10^{-3} \end{aligned}$$

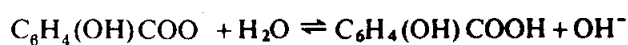
$$\text{pH} = 2.83$$

c) 30.00 ลบ.ซม. ของ 0.0800 F NaOH

$$\begin{aligned} \text{จำนวนมิลลิโมล NaOH ที่ใช้} &= 30 \times 0.08 \\ &= 2.4 \text{ มิลลิโมล} \end{aligned}$$

แสดงว่าเติม NaOH ลงไปทำปฏิกิริยาพอดีกับกรดซาลีไซลิก ดังนั้นในสารละลาย
จะมีเพียงโซเดียมซาลีไซเลต

$$\begin{aligned} \text{ความเข้มข้นของโซเดียมซาลีไซเลต} &= \frac{2.4}{20.00 + 30.00} \\ &= \frac{2.4}{50.00} \\ &= 0.048 \text{ F} \end{aligned}$$



$$0.048 - x \qquad \qquad x \qquad \qquad x$$

$$\begin{aligned} K_b' &= \frac{K_w}{K_a} \\ &= \frac{x^2}{(0.048-x)} \quad (x \ll 0.048) \end{aligned}$$

$$\frac{1 \times 10^{-14}}{1.05 \times 10^{-3}} = \frac{x^2}{0.048}$$

$$x^2 = 0.46 \times 10^{-12}$$

$$x = [\text{OH}^-]$$

$$= 0.68 \times 10^{-6}$$

$$\text{pOH} = 6.17$$

$$\text{pH} = 7.83$$

d) 20.00 ลบ.ซม. ของ 0.200 F NaOH

$$\begin{aligned} \text{จำนวนมิลลิโมลของ NaOH ที่เติมลงไป} &= 20.00 \times 0.200 \\ &= 4.00 \text{ มิลลิโมล} \end{aligned}$$

แสดงว่าเมื่อผสม 0.1200 F กรดซัลฟิวริก จำนวน 20.00 ลบ.ซม. กับ 20.00 ลบ.ซม. ของ 0.200 F NaOH จะเกิดเป็นเกลือโซเดียมซัลฟิเตดขึ้นทั้งหมดและมี NaOH เหลืออยู่

$$\begin{aligned} \text{จำนวนมิลลิโมล NaOH ที่เหลืออยู่} &= 4.00 - 2.4 \\ &= 1.6 \text{ มิลลิโมล} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} F_{\text{NaOH}} &= \frac{1.6}{40} \\ &= 0.04 \text{ F} \end{aligned}$$

$[\text{OH}^-]$ ที่ได้จากการไฮโดรไลซิสของเกลือโซเดียมซัลฟิเตด จะน้อยกว่า $[\text{OH}^-]$ ที่ได้จาก NaOH ที่เหลืออยู่มาก

$$\therefore [\text{OH}^-] = 0.04 \text{ F}$$

$$\text{pOH} = 1.40$$

$$\text{pH} = 12.60$$

e) 19.00 ลบ.ซม. ของ 0.1200 F NaOH

$$\begin{aligned} \text{จำนวนมิลลิโมลของ NaOH} &= 19.00 \times 0.1200 \\ &= 2.28 \text{ มิลลิโมล} \end{aligned}$$

เมื่อกรดซัลฟิวริกทำปฏิกิริยากับ NaOH แล้ว จะมีกรดซัลฟิวริกเหลือ

$$= 2.4 - 2.28$$

$$= 0.12 \text{ มิลลิโมล}$$

$$\begin{aligned} \text{ความเข้มข้นของไฮเดียมซาลีไซเลต} &= \frac{2.28}{39.00} \\ &= 5.8 \times 10^{-2} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{ความเข้มข้นของกรดซาลีไซลิก} &= \frac{0.12}{39.0} \\ &= 3.1 \times 10^{-3} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+] &= \frac{K_a [\text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})\text{COOH}]}{[\text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})\text{COO}^-]} \\ &= 1.05 \times 10^{-3} \times \frac{3.1 \times 10^{-3}}{5.8 \times 10^{-2}} \\ &= 5.61 \times 10^{-5} \\ \text{pH} &= 4.25 \end{aligned}$$

f) 14.00 ลบ.ซม. ของ 0.1000 F ไฮเดียมซาลีไซเลต

$$\text{ความเข้มข้นของกรดซาลีไซลิก} = \frac{20.00 \times 0.1200}{(20.00 + 14.00)} = 7.05 \times 10^{-2} \text{ F}$$

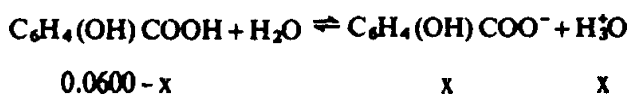
$$\therefore \text{ความเข้มข้นของไฮเดียมซาลีไซเลต} = 4.1 \times 10^{-2} \text{ F}$$

$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+] &= 1.05 \times 10^{-3} \times \frac{7.05 \times 10^{-2}}{4.12 \times 10^{-2}} \\ &= 1.8 \times 10^{-3} \\ \text{pH} &= 2.74, \end{aligned}$$

g) 20.00 ลบ.ซม. ของ 0.045 F HCl

$$\begin{aligned} \text{ความเข้มข้นของกรดซาลีไซลิก} &= \frac{20.00 \times 0.1200}{(20.00 + 20.00)} \\ &= 0.0600 \text{ F} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{ความเข้มข้นของ HCl} &= \frac{20.00 \times 0.5}{40} \\ &= 0.25 \text{ F} \end{aligned}$$



แต่ความเข้มข้นของ $[\text{H}_3\text{O}^+]$ จะมาจาก HCl ด้วย

$$\begin{aligned}
 [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ ทั้งหมด} &= 0.25 + x \\
 1.05 \times 10^{-3} &= \frac{x(0.25 + x)}{(0.0600 - x)} \\
 x &= 1.05 \times 10^{-3} \times \frac{0.0600}{0.25} \\
 &= 0.252 \times 10^{-3} \\
 [\text{H}_3\text{O}^+] &= 0.25 + 0.252 \times 10^{-3} \\
 &\cong 0.25 \\
 \text{pH} &= 0.60
 \end{aligned}$$

22) จงคำนวณหา pH ของสารละลายที่เตรียมจากสารต่อไปนี้

a) เติม 0.0470 กรัมของ H_2NNH_2 ลงใน 75 ลบ.ซม. ของ 0.0300 F HCl

ตอบ 1.98

b) ผสม 400 ลบ.ซม. ของ 0.150 F H_2NNH_2 กับ 300 ลบ.ซม. ของ 0.200 F HCl

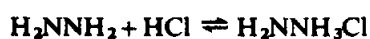
ตอบ 4.69

c) เติม 2.75 กรัมของ HCl และ 5.02 กรัมของ H_2NNH_2 ลงในน้ำแล้วเจือจางให้เป็น 750 ลบ.ซม.

ตอบ 8.16

คำตอบ

a) เติม 0.0470 กรัมของไฮดราซีนลงใน 75 ลบ.ซม. ของ 0.0300 F HCl



จำนวนมิลลิโมลของไฮดราซีน ที่เติมลงไป

$$= \frac{0.0470}{32} \times 1,000$$

$$= 1.47 \text{ มิลลิโมล}$$

จำนวนมิลลิโมลของ HCl ที่มีอยู่ = 75×0.0300

$$= 2.25 \text{ มิลลิโมล}$$

\therefore แสดงว่ามี HCl มากเกินพอหลังจากทำปฏิกิริยา

$$= 2.25 - 1.47$$

$$= 0.78 \text{ มิลลิโมล}$$

$$\begin{aligned}\therefore F_{\text{HCl}} &= \frac{0.78}{75} \\ &= 1.04 \times 10^{-2}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}F_{\text{H}_2\text{NNH}_3\text{Cl}} &= \frac{1.47}{75} \\ &= 1.96 \times 10^{-2}\end{aligned}$$

เกลือ $\text{H}_2\text{NNH}_3\text{Cl}$ ที่เกิดขึ้นสามารถเกิดไฮโดรไลซิสได้อีก
 $\text{H}_2\text{NNH}_3\text{Cl} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{NNH}_3^+ + \text{Cl}^-$



$1.96 \times 10^{-2} - x$ x x
 $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ที่เกิดขึ้นจากการไฮโดรไลซิสของ $\text{H}_2\text{NNH}_3^+ = x$

$$\therefore [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ ทั้งหมด} = 1.04 \times 10^{-2} + x$$

$$K_a' = \frac{K_w}{K_b}$$

$$= \frac{[\text{H}_2\text{NNH}_2][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{NNH}_3^+]}$$

$$\frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.3 \times 10^{-6}} = \frac{x(1.04 \times 10^{-2} + x)}{(1.96 \times 10^{-2} - x)}$$

$$\begin{aligned}x &= \frac{1.0 \times 10^{-14} \times 1.96 \times 10^{-2}}{1.3 \times 10^{-6} \times 1.04 \times 10^{-2}} \\ &= 1.45 \times 10^{-8}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\therefore [\text{H}_3\text{O}^+] &= 1.04 \times 10^{-2} + 1.45 \times 10^{-8} \\ &\cong 1.04 \times 10^{-2}\end{aligned}$$

$$\text{pH} = 1.98$$

b) ผสม 400 ลบ.ซม. ของ 0.150 F ไฮดรราซีน กับ 300 ลบ.ซม. ของ 0.200 F HCl

$$\begin{aligned}\text{จำนวนมิลลิโมลของไฮดรราซีน} &= 400 \times 0.150 \\ &= 60\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\text{จำนวนมิลลิโมลของ HCl} &= 300 \times 0.200 \\ &= 60\end{aligned}$$

แสดงว่า ไฮดรราซีนทำปฏิกิริยาพอดีกับ HCl ในสารละลายจะมีแต่เกลือ $\text{H}_2\text{NNH}_3\text{Cl}$ เท่านั้น

$$F_{H_2NNH_3Cl} \times \frac{60}{700}$$

$$= 0.086 \text{ F}$$



$$0.086 - x \qquad \qquad x \qquad \qquad x$$

$$K_a' = \frac{K_w}{K_b}$$

$$= \frac{[H_2NNH_2][H_3O^+]}{[H_2NNH_3^+]}$$

$$\frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.3 \times 10^{-6}} = \frac{x^2}{(0.086 - x)} \quad (x \ll 0.086)$$

$$x^2 = \frac{1.0 \times 10^{-14} \times 0.086}{1.3 \times 10^{-6}}$$

$$= 6.6 \times 10^{-10}$$

$$x = 2.57 \times 10^{-5}$$

$$\text{pH} = 4.69$$

c) เติม 2.75 กรัมของ HCl และ 5.02 กรัมของไฮดรารซีนลงในน้ำแล้วเจือจางให้เป็น 750 ลบ.ซม.

$$\text{จำนวนมิลลิโมลของ HCl ที่มีอยู่} = \frac{2.75}{36.46} \times 10^3$$

$$= 75$$

$$\text{จำนวนมิลลิโมลของ } H_2NNH_2 = \frac{5.02}{32} \times 10^3$$

$$= 157$$

แสดงว่าในสารละลายจะมีไฮดรารซีนเหลืออยู่

$$F_{H_2NNH_2} = \frac{157 - 75}{750}$$

$$= \frac{82}{750}$$

$$= 0.1093 \text{ M}$$

$$F_{H_2NNH_3Cl} = \frac{75}{750}$$

$$= 0.1000 \text{ M}$$

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{H}_2\text{NNH}_3^+]}{[\text{H}_2\text{NNH}_2]}$$

$$1.3 \times 10^{-6} = \frac{[\text{OH}^-][0.100]}{[0.1093]}$$

$$[\text{OH}^-] = 1.42 \times 10^{-6}$$

$$\text{pOH} = 5.84$$

$$\therefore \text{pH} = 8.16$$

23) จงคำนวณหา pH ของสารละลายต่อไปนี้

- สารละลายที่ประกอบด้วย 7.5 กรัมของ Na_2CO_3 และ 6.0 กรัมของ NaHCO_3 ในสารละลาย 400 ลบ.ซม.
- สารละลายที่ประกอบด้วย 6.85 มิลลิโมลของ NaOAc และ 3.43 มิลลิโมลของ HOAc ใน 250 ลบ.ซม.
- สารละลายที่เตรียมจากการเติม 50.0 ลบ.ซม. ของ 0.250 M NaOH ลงใน 50.0 ลบ.ซม. ของ 0.150 M H_3PO_4
- สารละลายที่เตรียมจากการเติม 10.0 ลบ.ซม. ของ 3.00 N HCl ลงใน 90 ลบ.ซม. ของ 1.00 N NH_4OH
- สารละลายที่ประกอบด้วย 48 มิลลิโมลของกรดทาทาลิกกับ 56 มิลลิโมลของโพแทสเซียมไฮโดรเจนทาทเรต

คำตอบ (เฉพาะ a) และ b)

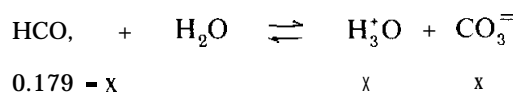
a) สารละลายประกอบด้วย 7.5 กรัมของ Na_2CO_3 และ 6.0 กรัมของ NaHCO_3 ในสารละลาย 400 ลบ.ซม.

$$F_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{1.5}{106} \times \frac{1,000}{400}$$

$$= 0.177$$

$$F_{\text{NaHCO}_3} = \frac{6.0}{84} \times \frac{1000}{400}$$

$$= 0.179$$



$$K_{a_2} = 4.7 \times 10^{-11} = \frac{[H_3O^+][CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]} = \frac{x(0.177 + x)}{(0.179 - x)} \quad (x \text{ น้อยมากตัดทิ้งได้})$$

$$x = 4.7 \times 10^{-11} \times \frac{0.179}{0.177}$$

$$= 4.75 \times 10^{-11}$$

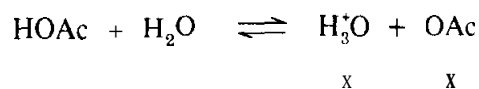
$$\therefore [H_3O^+] = 4.75 \times 10^{-11}$$

$$pH = 10.32$$

b) สารละลายที่ประกอบด้วย 6.85 มิลลิโมลของ NaOAc และ 4.43 มิลลิโมลของ HOAc ใน 250 ลบ.ซม.

$$F_{NaOAc} = \frac{6.85}{250}$$

$$F_{HOAc} = \frac{4.43}{250}$$



$$K_a = \frac{[H_3O^+][OAc^-]}{[HOAc]}$$

$$[OAc^-] = F_{NaOAc} + x = \frac{6.85}{250} + x$$

$$[HOAc] = F_{HOAc} - x = \frac{4.43}{250} - x$$

$$K_a = \frac{x \left(\frac{6.85}{250} + x \right)}{\left(\frac{4.43}{250} - x \right)} \quad (x \text{ น้อยมากตัดทิ้งได้})$$

$$1.75 \times 10^{-5} = \frac{x \left(\frac{6.85}{250} \right)}{\left(\frac{4.43}{250} \right)} = \frac{x(6.85)}{(4.43)}$$

$$x = 1.75 \times 10^{-5} \times \frac{4.43}{6.85}$$

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1.13 \times 10^{-5}$$

$$\therefore \text{pH} = 4.95$$

24) จากโจทย์ข้อ 23 จงคำนวณหาบัฟเฟอร์คาปาซิตี (β) ของสารละลายแต่ละชนิดในการเติมกรดแก่

คำตอบ

a) เมื่อเติมกรดแก่จะทำให้ pH ของสารละลายลดลง 1 หน่วย

$$\text{นั่นคือ pH} = 9.32$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 4.75 \times 10^{-10}$$

$$K_{a_2} = 4.7 \times 10^{-11} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]}$$

$$\frac{[\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]} = \frac{4.7 \times 10^{-11}}{4.75 \times 10^{-10}} \cong 10^{-1}$$

$$10 [\text{CO}_3^{2-}] = [\text{HCO}_3^-] \quad \dots\dots (1)$$

ในตอนเริ่มต้นมีความเข้มข้นรวมดังนี้

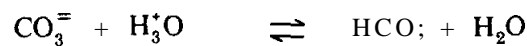
$$[\text{HCO}_3^-] + [\text{CO}_3^{2-}] = 0.179 + 0.177 = 0.356 \quad \dots\dots (2)$$

$$10 [\text{CO}_3^{2-}] + [\text{CO}_3^{2-}] = 0.356$$

$$[\text{CO}_3^{2-}] = \frac{0.356}{11} = 0.0324$$

$$[\text{HCO}_3^-] = 0.356 - 0.0324 = 0.324$$

ในการเติมกรดแก่จะทำให้ $[\text{CO}_3^{2-}]$ ลดลง แต่ $[\text{HCO}_3^-]$ เพิ่มขึ้นเท่ากับปริมาณของกรดแก่ที่เติม เนื่องจากเกิดปฏิกิริยา



นั่นคือ ต้องเติมกรดแก่ลงไปเท่ากับ $0.177 - 0.0324$ โมลต่อ ลบ.ดม.

$$\therefore \text{บัฟเฟอร์คาปาซิตี } (\beta) = 0.145 \text{ โมลต่อ ลบ.ดม.}$$

b) เมื่อเติมกรดแก่จะทำให้ pH ของสารละลายลดลง 1 หน่วย

$$\text{นั่นคือ pH} = 4.95 - 1 = 3.95$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.13 \times 10^{-4}$$

$$K_a = 17.5 \times 10^{-5} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OAc}^-]}{[\text{HOAc}]}$$

$$\frac{[\text{OAc}^-]}{[\text{HOAc}]} = \frac{1.75 \times 10^{-5}}{1.13 \times 10^{-4}} = 0.155$$

$$[\text{OAc}^-] = 0.155 [\text{HOAc}]$$

หรือ จำนวนมิลลิโมล $[\text{OAc}^-] = 0.155$ จำนวนมิลลิโมล $[\text{HOAc}]$ (1)

ในตอนเริ่มต้น

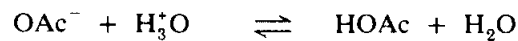
$$\begin{aligned} \text{จำนวนมิลลิโมล } [\text{OAc}^-] + \text{จำนวนมิลลิโมล } [\text{HOAc}] &= 6.85 + 4.43 \\ &= 11.28 \quad \text{.....(2)} \end{aligned}$$

แทน (1) ลงใน (2)

$$1.155 \text{ จำนวนมิลลิโมล } [\text{HOAc}] = 11.28$$

$$\begin{aligned} \therefore \text{จำนวนมิลลิโมล } [\text{HOAc}] &= \frac{11.28}{1.155} \\ &= 9.77 \end{aligned}$$

ในการเติมกรดแก่จะทำให้จำนวนมิลลิโมลของ $[\text{HOAc}]$ เพิ่มขึ้นเท่ากับจำนวนมิลลิโมลของกรดแก่ที่เติม เพราะเกิดปฏิกิริยาดังนี้



นั่นคือ ปริมาณกรดแก่ที่เติมลงไปคือ $9.77 - 4.43 = 5.34$ มิลลิโมล

ปริมาณของกรดแก่ที่เติมลงไปนี้ถูกเติมลงในสารละลายบัฟเฟอร์ 250 ลบ.ซม.

$$\begin{aligned} \therefore \text{บัฟเฟอร์ค่าพาสิตี } (\beta) &= \frac{5.34}{250} \quad \text{มิลลิโมลต่อ ลบ.ซม. หรือ} \\ &= 0.0214 \quad \text{โมลต่อ ลบ.ดม.} \end{aligned}$$

25) จงคำนวณหา pH ของสารละลายผสมต่อไปนี้

- 0.50 M propionic acid กับ 0.50 M sodium propionate ($\text{NaC}_3\text{H}_5\text{O}_2$)
- 0.010 M sodium benzoate กับ 0.0150 M benzoic acid
- 0.15 M disodium hydrogen phosphate (Na_2HPO_4) กับ 0.25 M sodium dihydrogen phosphate (NaH_2PO_4)
- 0.22 M Na_2HPO_4 กับ 0.18 M Na_3PO_4
- 0.25 M NH_4OH กับ 0.050 M NH_4Cl

คำตอบ (เฉพาะ a) และ b))

a) 0.50 M propionic acid กับ 0.50 M Sodium propionate ($\text{NaC}_3\text{H}_5\text{O}_2$)

$$\begin{aligned}K_a &= \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_2^-]}{[\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_2\text{H}]} \\1.34 \times 10^{-5} &= [\text{H}_3\text{O}^+] \frac{(0.50)}{(0.50)} \\[\text{H}_3\text{O}^+] &= 1.34 \times 10^{-5} \\pH &= 4.87\end{aligned}$$

b) 0.010 M Sodium benzoate กับ 0.0150 M benzoic acid

$$\begin{aligned}K_a &= \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]} \\6.14 \times 10^{-5} &= [\text{H}_3\text{O}^+] \frac{(0.010)}{(0.0150)} \\\therefore [\text{H}_3\text{O}^+] &= 6.14 \times 10^{-5} \frac{(0.0150)}{(0.010)} \\&= 9.21 \times 10^{-5} \\pH &= 4.04\end{aligned}$$

26) จากโจทย์ข้อ 25 จงคำนวณหาค่าบัฟเฟอร์คาปาซิตี (β) ของสารละลายแต่ละชนิดในการเติมเบสแก่

คำตอบ (เฉพาะ a) และ b))

a) เมื่อเติมเบสแก่จะทำให้ pH เพิ่มขึ้น 1 หน่วย

$$\begin{aligned}\therefore pH &= 4.87 + 1 = 5.87 \\[\text{H}_3\text{O}^+] &= 1.34 \times 10^{-6} \\1.34 \times 10^{-5} &= 1.34 \times 10^{-6} \frac{[\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_2^-]}{[\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_2\text{H}]} \\[\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_2^-] &= 10 [\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_2\text{H}] \quad \dots\dots(1)\end{aligned}$$

$$[C_3H_5O_2^-] + [C_3H_5O_2H] = 0.50 + 0.50 \quad \dots * (2)$$

$$\therefore 11 [C_3H_5O_2H] = 1.00$$

$$[C_3H_5O_2H] = \frac{1}{11} = 0.091$$

ในการเติมเบสแก่จะทำให้ $[C_3H_5O_2H]$ ลดลง

$$\begin{aligned} \text{ปริมาณ } [C_3H_5O_2H] \text{ ที่ลดลง} &= 0.50 - 0.091 \\ &= 0.41 \end{aligned}$$

$$\therefore \beta = 0.41 \text{ โมลต่อ ลบ.ดม.}$$

b) เมื่อเติมเบสแก่จะทำให้ pH เพิ่มขึ้น 1 หน่วย

$$pH = 4.04 + 1 = 5.04$$

$$[H_3O^+] = 9.21 \times 10^{-6}$$

$$6.14 \times 10^{-5} = 9.21 \times 10^{-6} \frac{[C_6H_5COO^-]}{[C_6H_5COOH]}$$

$$[C_6H_5COO^-] = 6.67 [C_6H_5COOH] \quad \dots (1)$$

$$\begin{aligned} [C_6H_5COO^-] + [C_6H_5COOH] &= 0.010 + 0.0150 \\ &= 0.0250 \quad \dots (2) \end{aligned}$$

แทน (1) ลงใน (2)

$$7.67 [C_6H_5COOH] = 0.0250$$

$$[C_6H_5COOH] = 0.0033$$

$$\begin{aligned} [C_6H_5COOH] \text{ ลดลง} &= 0.015 - 0.0033 \\ &= 0.0117 \end{aligned}$$

$$\therefore \beta = 0.0117 \text{ โมลต่อ ลบ.ดม.}$$

27) จงคำนวณ pH ของสารละลายบัฟเฟอร์ต่อไปนี้

a) 0.0405 F NH_3 และ 0.0216 F $(NH_4)_2SO_4$ ตอบ 9.22

b) 0.0176 F phenol และ 0.0254 F sodium phenolate ตอบ 10.16

c) 1.00 F trichloroacetic acid และ 0.500 F sodium trichloroacetate ตอบ 0.79

d) 0.164 F ethylamine และ 0.272 F ethylamine hydrochloride ตอบ 10.41

คำตอบ

a) 0.0405 F NH₃ และ 0.0216 F (NH₄)₂SO₄

$$F_{\text{NH}_3} = 2 \times 0.0216 \\ = 0.0432$$

$$[\text{OH}^-] = K_b \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} \\ = 1.76 \times 10^{-5} \times \frac{0.0405}{0.0432}$$

$$= 1.65 \times 10^{-5}$$

$$\text{pOH} = 4.78$$

$$\text{pH} = 9.22$$

b) 0.0176 F phenol และ 0.0254 F sodium phenolate

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}]}$$

$$1.00 \times 10^{-10} = [\text{H}_3\text{O}^+] \frac{0.0254}{0.0176}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 6.92 \times 10^{-11}$$

$$\text{pH} = 10.16$$

c) 1.00 F trichloroacetic acid และ 0.500 F sodium trichloroacetate

$$K_a \text{ trichloro acetic acid} = 1.29 \times 10^{-1}$$



$$1.00 - x$$

$$x \quad x$$

$$F_{\text{Cl}_3\text{CCOOH}} = 1.00 - x$$

$$F_{\text{Cl}_3\text{CCOO}^-} = 0.500 + x$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{Cl}_3\text{CCOO}^-]}{[\text{Cl}_3\text{CCOOH}]}$$

$$1.29 \times 10^{-1} = \frac{x(0.500 + x)}{(1.00 - x)}$$

$$1.29 \times 10^{-1} - 1.29 \times 10^{-1} x = 0.500 x + x^2$$

$$x^2 + 0.629 x - 0.129 = 0$$

$$x = \frac{-0.629 \pm \sqrt{0.396 + 0.516}}{2}$$

$$\therefore [\text{H}_3\text{O}^+] = 0.613$$

$$\text{pH} = 0.79$$

d) 0.164 F ethylamine และ 0.272 F ethylamine hydrochloride

$$K_b, \text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2 = 4.28 \times 10^{-4}$$

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2]}$$

$$4.28 \times 10^{-4} = (\text{OH}^-) \frac{0.272}{0.164}$$

$$[\text{OH}^-] = 2.58 \times 10^{-4}$$

$$\text{pOH} = 3.59$$

$$\text{pH} = 10.41$$

28) จงคำนวณหาการเปลี่ยนแปลงของ pH ที่เกิดขึ้นเมื่อเติม 50.00 ลบ.ซม. ของ 0.0200 F NaOH ลงใน 50.00 ลบ.ซม. ของสารต่อไปนี้

a) 0.0400 F HNO₂,

ตอบ 0.95

b) 0.0400 F NaNO₂ และ 0.0400 F HNO₂,

ตอบ 0.48

c) 0.400 F NaNO₂ และ 0.400 F HNO₂,

ตอบ 0.04

คำตอบ

a) 0.0400 F HNO₂

คำนวณหา pH ก่อนเติมเบส



$$0.04-x \qquad \qquad x \qquad \qquad x$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}$$

$$5.1 \times 10^{-4} = \frac{x^2}{0.04-x}$$

$$x^2 = 20.4 \times 10^{-6}$$

$$x = 4.52 \times 10^{-3}$$

$$\text{pH} = 2.34$$

คำนวณหา pH เมื่อเติมเบส

$$\begin{aligned} \text{เติมเบส NaOH} &= 0.0200 \times 50.00 \\ &= 1.00 \text{ มิลลิโมล} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{HNO}_2 \text{ ที่มีอยู่} &= 0.0400 \times 50.00 \\ &= 2.00 \text{ มิลลิโมล} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \therefore \text{HNO}_2 \text{ เหลืออยู่} &= 2.0 - 1.0 \\ &= 1.0 \text{ มิลลิโมล} \end{aligned}$$

$$F_{\text{HNO}_2} = \frac{1.00}{100} = 0.01$$

$$F_{\text{NaNO}_2} = \frac{1.00}{100} = 0.01$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}$$

$$5.1 \times 10^{-4} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][0.01]}{[0.01]}$$

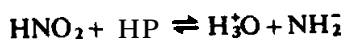
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 5.1 \times 10^{-4}$$

$$\text{pH} = 3.29$$

$$\begin{aligned} \therefore \text{pH ที่เปลี่ยนแปลง} &= 3.29 - 2.34 \\ &= 0.95 \end{aligned}$$

b) 0.0400 F NaNO₂ และ 0.0400 F HNO₂

คำนวณหา pH ก่อนเติมเบส



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}$$

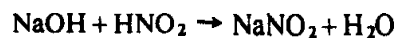
$$5.1 \times 10^{-4} = [\text{H}_3\text{O}^+] \frac{(0.0400)}{(0.0400)}$$

$$\therefore [\text{H}_3\text{O}^+] = 5.1 \times 10^{-4}$$

$$\text{pH} = 3.29$$

เมื่อเติมเบส NaOH 0.0200 F จำนวน 50.00 มล.

$$\begin{aligned} \text{เติมเบส NaOH} &= 0.0200 \times 50.00 \\ &= 1.00 \text{ มิลลิโมล} \end{aligned}$$



$$\begin{aligned}
\text{จำนวนโมลของ HNO}_2 \text{ ที่มีอยู่} &= 0.0400 \times 50.00 \\
&= 2.00 \quad \text{มิลลิโมล} \\
\therefore \text{แสดงว่ามี HNO}_2 \text{ เหลืออยู่} &= 2.00 - 1.00 \\
&= 1.00 \quad \text{มิลลิโมล} \\
\text{ความเข้มข้น HNO}_2 &= \frac{1.00}{100} \\
&= 1.00 \times 10^{-2} \text{ F} \\
\text{ความเข้มข้น NaNO}_2 &= \frac{1.00 + (0.0400 \times 50)}{100} \\
&= 3.00 \times 10^{-2} \text{ F} \\
\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O} &\rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_2^- \\
5.1 \times 10^{-4} &= \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][3.00 \times 10^{-2}]}{[1.00 \times 10^{-2}]} \\
[\text{H}_3\text{O}^+] &= 1.7 \times 10^{-4} \\
\text{pH} &= 3.77 \\
\therefore \text{pH ที่เปลี่ยนแปลง} &= 3.77 - 3.29 \\
&= 0.48
\end{aligned}$$

c) 0.400 F NaNO₂ และ 0.400 F HNO₂

pH ก่อนเติมเบสคำนวณแบบเดียวกับข้อ b ได้คำตอบเท่ากัน คือ

$$\begin{aligned}
\text{pH} &= 3.29 \\
\text{เมื่อเติมเบสลงไป} &= 0.0200 \times 50.00 \\
&= 1.00 \quad \text{มิลลิโมล} \\
\text{HNO}_2 + \text{NaOH} &\rightarrow \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \\
\text{จำนวนโมลของ HNO}_2 \text{ ที่มีอยู่} &= 0.400 \times 50.00 \\
&= 20.00 \quad \text{มิลลิโมล} \\
\therefore \text{แสดงว่าจะมี HNO}_2 \text{ เหลืออยู่} &= 20.00 - 1.00 \\
&= 19.00 \quad \text{มิลลิโมล} \\
\text{HNO}_2 \text{ เข้มข้น} &= \frac{19.00}{100} \\
&= 19.00 \times 10^{-3} \text{ F} \\
\text{NaNO}_2 \text{ ที่มีอยู่} &= 0.400 \times 50.00 + 1.00
\end{aligned}$$

$$= 21.00 \quad \text{มิลลิโมล}$$

$$\text{NaNO}_2 \text{ เข้มข้น} = \frac{21.00}{100}$$

$$= 21.00 \times 10^{-3} \text{ F}$$



$$5.1 \times 10^{-4} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][21.0 \times 10^{-3}]}{[19.0 \times 10^{-2}]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 4.61 \times 10^{-3}$$

$$\text{pH} = 3.33$$

$$\therefore \text{pH ที่เปลี่ยนแปลง} = 3.33 - 3.29$$

$$= 0.04$$

29) จงอธิบายการเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์จำนวน 50.00 ลบ.ซม. ให้มี pH = 9.75 โดยการผสม 0.331 F ethanolamine กับ 0.222 F HCl

ตอบ HCl 17.52

คำตอบ

สูตร ethanolamine คือ $\text{HOC}_2\text{H}_4\text{NH}_2$

ethanolamine เมื่อทำปฏิกิริยากับ HCl จะได้เกลือ ethanolamine hydrochloride ($\text{HOC}_2\text{H}_4\text{NH}_3\text{Cl}$)

ทำให้เกิดสารละลายบัฟเฟอร์ระหว่าง ethanolamine กับ ethanolamine hydrochloride

สมมติให้ใช้ $\text{HOC}_2\text{H}_4\text{NH}_2 = x$ ลบ.ซม.

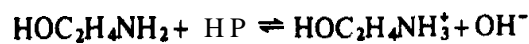
\therefore ต้องใช้ HCl = 50.00 - x ลบ.ซม.

$$F_{\text{HOC}_2\text{H}_4\text{NH}_2} = \frac{[0.331x - 0.222(50.00 - x)]}{50.00}$$

$$= \frac{(0.553x - 11.10)}{50.0}$$

$$F_{\text{HOC}_2\text{H}_4\text{NH}_3^+} = \frac{0.222(50.00 - x)}{50.00}$$

$$= \frac{(11.10 - 0.222x)}{50.0}$$



$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{HOC}_2\text{H}_4\text{NH}_3^+]}{[\text{HOC}_2\text{H}_4\text{NH}_2]}$$

$$3.18 \times 10^{-5} = \frac{[\text{OH}^-][11.10 - 0.222x]}{[0.553x - 11.10]}$$

โจทย์กำหนดให้สารละลายมี pH = 9.75

$$\text{pOH} = 4.25$$

$$[\text{OH}^-] = 5.62 \times 10^{-5}$$

$$\therefore 3.18 \times 10^{-5} = \frac{5.62 \times 10^{-5} [11.10 - 0.222x]}{[0.553x - 11.10]}$$

$$x = 32.48$$

\therefore ต้องใช้ ethanolamine = 32.48 ลบ.ชม.

$$\text{HCl} = 50.00 - 32.48$$

$$= 17.52 \text{ ลบ.ชม.}$$

ในการเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์ที่มี pH 9.75 จำนวน 50.00 ลบ.ชม. เตรียมโดยใช้ ethanolamine เข้มข้น 0.331 F จำนวน 32.48 ผสมกับ HCl เข้มข้น 0.222 F จำนวน 17.52 ลบ.ชม.

30) จะต้องใช้ NH_4Cl กี่กรัม เพื่อเติมลงในสารละลาย 0.137 F NH_3 จำนวน 500 ลบ.ชม. แล้วทำให้เกิดสารละลายบัฟเฟอร์ที่มี pH = 10.30 (สมมติว่าไม่มีการเปลี่ยนแปลงปริมาตร) ตอบ 0.318 กรัม

คำตอบ

$$\text{pH} = 10.30$$

$$\text{pOH} = 14 - 10.30$$

$$= 3.70$$

$$[\text{OH}^-] = 2.0 \times 10^{-4}$$



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

$$1.75 \times 10^{-5} = \frac{[\text{NH}_4^+][2.0 \times 10^{-4}]}{0.137}$$

$$\therefore [\text{NH}_4^+] = \frac{0.137 \times 1.75 \times 10^{-5}}{2.0 \times 10^{-4}} = 1.19 \times 10^{-2}$$

$$\therefore \text{แสดงว่าต้องเติม } \text{NH}_4\text{Cl} = \frac{1.19 \times 10^{-2} \times 500 \times 53.5}{1,000}$$

$$= 0.318 \text{ กรัม}$$

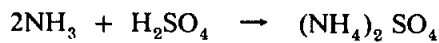
31) จงคำนวณหา pH ของสารละลายที่เกิดจากการเติม 12.0 ลบ.ซม. ของ 0.25 M H_2SO_4 ลงใน 6.0 ลบ.ซม. ของ 1.0 M NH_3

คำตอบ

$$\text{จำนวนมิลลิโมล } \text{H}_2\text{SO}_4 = 12.0 \times 0.25 = 3 \text{ มิลลิโมล}$$

$$\text{จำนวนมิลลิโมล } \text{NH}_3 = 6.0 \times 1.0 = 6 \text{ มิลลิโมล}$$

ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นเมื่อเติม H_2SO_4 ลงใน NH_3 คือ



แสดงว่า NH_3 2 โมล จะทำปฏิกิริยาพอดีกับ H_2SO_4 1 โมล

ในสารละลายมี $\text{NH}_3 = 6$ มิลลิโมล และ $\text{H}_2\text{SO}_4 = 3$ มิลลิโมล

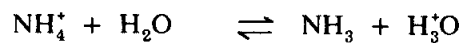
แสดงว่าสารทั้งสองทำปฏิกิริยากันพอดีได้ $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ เท่ากับ 3 มิลลิโมล

$$\therefore F_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} = \frac{3}{(12 + 6)} = 0.167$$

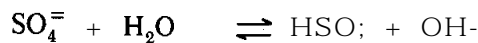
$$K_{a_2} \text{H}_2\text{SO}_4 = 1.2 \times 10^{-2}$$

$$K_b \text{NH}_3 = 1.76 \times 10^{-5}$$

เกลือ $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ เมื่อละลายน้ำจะแตกตัวเป็นไอออน $2[\text{NH}_4^+]$ กับ $[\text{SO}_4^{2-}]$ ซึ่งสามารถเกิดปฏิกิริยาการแยกสลายด้วยน้ำได้ดังนี้



$$\frac{K_w}{K_b} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.7 \times 10^{-5}} = 5.9 \times 10^{-10} \quad \dots\dots(1)$$



$$\frac{K_w}{K_{a_2}} = \frac{[\text{HSO}_4^-][\text{OH}^-]}{[\text{SO}_4^{2-}]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.2 \times 10^{-2}} = 8.3 \times 10^{-13} \quad \dots\dots(2)$$

(1) > (2) พิจารณาว่าการเกิดการแยกสลายด้วยน้ำจะเนื่องมาจากสมการ (1) นั่นคือ

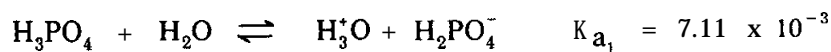
$$[\text{NH}_3] \cong [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{NH}_4^+] \cong 2F_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} - [\text{H}_3\text{O}^+] \cong 2 F_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}$$

$$\begin{aligned} \therefore \frac{K_w}{K_b} &= \frac{[H_3O^+]^2}{2F_{(NH_4)_2SO_4}} = 5.9 \times 10^{-10} \\ [H_3O^+] &= \sqrt{5.9 \times 10^{-10} \times 2 \times 0.167} \\ &= 1.404 \times 10^{-5} \\ \text{pH} &= 4.85 \end{aligned}$$

32) ต้องใช้ H_3PO_4 85% (wt/wt) (sp.gr. 1.69) จำนวนกี่ลูกบาศก์เซนติเมตร และ KH_2PO_4 จำนวนกี่กรัม ในการเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์ 200 ลบ.ซม. ให้มี pH 3.00

คำตอบ



$$K_{a_1} = \frac{[H_3O^+][H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]}$$

$$7.11 \times 10^{-3} = 1 \times 10^{-3} \frac{[H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]}$$

$$\frac{[H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]} = \frac{7.11 \times 10^{-3}}{1 \times 10^{-3}} = 7.11 \quad \dots\dots(1)$$

ให้ความเข้มข้นรวมของฟอสเฟตมีค่าเท่ากับ 1 M

$$\therefore [H_2PO_4^-] + [H_3PO_4] = 1 \text{ M} \quad \dots\dots(2)$$

$$7.11 [H_3PO_4] + [H_3PO_4] = 1$$

$$[H_3PO_4] = \frac{1}{8.11} = 0.1233 \text{ M}$$

$$[H_2PO_4^-] = 1 - 0.1233 = 0.8767 \text{ M}$$

$$\text{นั่นคือ ต้องใช้ } [KH_2PO_4] = \frac{0.8767 \times 200}{1000} \times 136.09$$

$$= 23.86 \text{ กรัม}$$

$$\text{ต้องใช้ } [H_3PO_4] \text{ เข้มข้น} = \frac{0.1233 \times 98 \times 100}{85 \times 1.69} \times \frac{200}{1000}$$

$$= 1.68 \text{ ลูกบาศก์เซนติเมตร}$$

33) จงคำนวณหา pH และสารละลายผสมต่อไปนี้



ตอบ 2.06



ตอบ 7.20



ตอบ 10.63

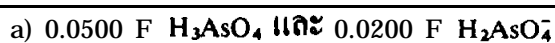


ตอบ 2.09



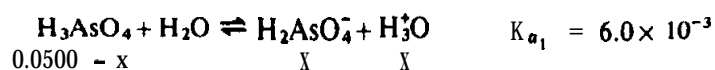
ตอบ 2.01

คำตอบ



สารละลายผสมนี้เป็นสารละลายบัฟเฟอร์

$$K_{a_1} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{H}_2\text{AsO}_4^-]}{[\text{H}_3\text{AsO}_4]}$$



$$[\text{H}_3\text{AsO}_4] = 0.0500 - x$$

$$[\text{H}_2\text{AsO}_4^-] = 0.0200 + x$$

$$6.0 \times 10^{-3} = \frac{[x][0.0200 + x]}{[0.0500 - x]}$$

$$3.0 \times 10^{-4} - 6.0 \times 10^{-3}x = 0.0200x + x^2$$

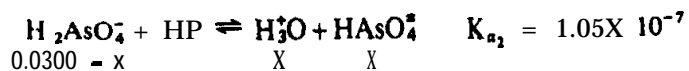
$$x^2 + 26.0 \times 10^{-3}x - 3.0 \times 10^{-4} = 0$$

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$= 8.65 \times 10^{-3}$$

$$\therefore \text{pH} = 2.06$$

b) 0.0300 F NaH_2AsO_4 ||| 0.0500 F Na_2HAsO_4



$$0.0300 - x$$

$$x$$

$$x$$

$$[\text{H}_2\text{AsO}_4^-] = 0.0300 - x \approx 0.0300$$

$$[\text{HAsO}_4^{2-}] = 0.0500 + x \approx 0.0500$$

$$K_{a_2} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{HAsO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{AsO}_4^-]}$$

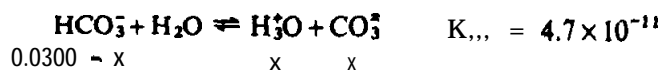
$$1.05 \times 10^{-7} = \frac{x(0.0500)}{0.0300}$$

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$= 6.3 \times 10^{-8}$$

$$\therefore \text{pH} = 7.20$$

c) 0.0600 F Na_2CO_3 ||| 0.0300 F NaHCO_3



$$0.0300 - x$$

$$x$$

$$x$$

$$[\text{HCO}_3^-] = 0.0300 - x \approx 0.0300$$

$$[\text{CO}_3^{2-}] = 0.0600 + x \approx 0.0600$$

$$K_{a_2} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]}$$

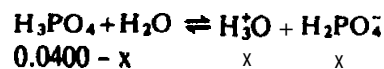
$$4.7 \times 10^{-11} = \frac{x[0.0600]}{[0.0300]}$$

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$= 2.35 \times 10^{-11}$$

$$\therefore \text{pH} = 10.63$$

d) 0.0400 F H_3PO_4 ||| 0.0200 F NaH_2PO_4



$$0.0400 - x$$

$$x$$

$$x$$

$$K_{a_1} = 7.1 \times 10^{-3}$$

$$[\text{H}_3\text{PO}_4] = 0.0400 - x$$

$$[\text{H}_2\text{PO}_4^-] = 0.0200 + x$$

$$K_{a_1} = \frac{[H_3O^+][H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]}$$

$$7.11 \times 10^{-3} = \frac{x(0.0200 + x)}{(0.0400 - x)}$$

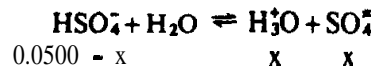
$$2.84 \times 10^{-4} - 7.11 \times 10^{-3} x = 0.0200 x + x^2$$

$$x^2 + 2.71 \times 10^{-2} x - 2.84 \times 10^{-4} = 0$$

$$x = [H_3O^+] \\ = 8.05 \times 10^{-3}$$

$$\therefore \text{pH} = 2.09$$

e) 0.0500 F NaHSO_4 และ 0.0400 F Na_2SO_4



$$0.0500 - x \qquad \qquad x \qquad x$$

$$K_{a_2} = 1.20 \times 10^{-2}$$

$$[\text{HSO}_4^-] = 0.0500 - x$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 0.0400 + x$$

$$K_{a_2} = \frac{[H_3O^+][SO_4^{2-}]}{[HSO_4^-]}$$

$$1.20 \times 10^{-2} = \frac{x(0.0400 + x)}{(0.0500 - x)}$$

$$0.06 \times 10^{-2} - 1.20 \times 10^{-2} x = 0.0400 x + x^2$$

$$x^2 + 5.2 \times 10^{-2} x - 6.0 \times 10^{-4} = 0$$

$$x = [H_3O^+] \\ = 9.75 \times 10^{-3}$$

$$\text{pH} = 2.01$$

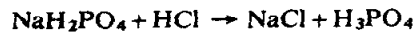
34) จงคำนวณหา pH ของสารละลายบัฟเฟอร์ที่เกิดจากการผสม 50.0 ลบ.ซม. ของ 0.200 F NaH_2PO_4 กับสารละลายต่อไปนี้

a) 50.0 ลบ.ซม. ของ 0.120 F HCl ตอบ 2.11

b) 50.0 ลบ.ซม. ของ 0.0120 F HCl ตอบ 3.08

คำตอบ

a) 50.0 ฅบ.ฅม. ของ 0.120 F HCl



ปริมาตรรวมของสารละลายทั้งหมดเป็น $50 + 50 = 100$ ลูกบาศก์เซนติเมตร

$$\begin{aligned}\text{จำนวนมิลลิโมลของ } [\text{H}_2\text{PO}_4^-] &= 50.0 \times 0.200 \\ &= 10.0 \quad \text{มิลลิโมล}\end{aligned}$$

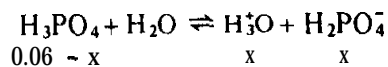
$$\begin{aligned}\text{จำนวนมิลลิโมล } [\text{HCl}] &= 50.0 \times 0.120 \\ &= 6.0 \quad \text{มิลลิโมล}\end{aligned}$$

แสดงว่าเมื่อผสม NaH_2PO_4 กับ HCl เข้าด้วยกัน เมื่อเกิดปฏิกิริยาเรียบร้อยแล้วจะมี NaH_2PO_4 เหลืออยู่ ส่วน HCl จะถูกใช้หมดไป

$$\begin{aligned}[\text{H}_2\text{PO}_4^-] \text{ ที่เหลืออยู่} &= 10.0 - 6.0 \\ &= 4.0 \quad \text{มิลลิโมล} \\ &= \frac{4.0}{100} \\ &= 0.04 \quad \text{โมลต่อ ฅบ.ฅม.}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}[\text{H}_3\text{PO}_4] \text{ ที่เกิดขึ้น} &= \frac{6.0}{100} \\ &= 0.06 \quad \text{โมลต่อ ฅบ.ฅม.}\end{aligned}$$

สารละลายผสมนี้จะเป็นสารละลายบัฟเฟอร์ของ H_2PO_4^- กับ H_3PO_4



$$K_{a_1} = 7.11 \times 10^{-3}$$

$$\text{นั่นคือ } [\text{H}_3\text{PO}_4] = (0.06 - x)$$

$$[\text{H}_2\text{PO}_4^-] = (0.04 + x)$$

$$K_{a_1} = \frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]}$$

$$7.11 \times 10^{-3} = \frac{x(0.04 + x)}{(0.06 - x)}$$

$$4.27 \times 10^{-4} + 7.11 \times 10^{-3} x = 0.04 x + x^2$$

$$x^2 + 4.71 \times 10^{-2} x - 4.27 \times 10^{-4} = 0$$

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$= 7.8 \times 10^{-3}$$

$$\text{pH} = 2.11$$

b) 50.0 ลบ.ซม. ของ 0.012 F HCl

ปริมาตรรวมของสารละลายทั้งหมดเป็น $50 + 50 = 100$ ลบ.ซม.

$$\text{จำนวนมิลลิโมล HCl} = 50.0 \times 0.012$$

$$= 0.600 \quad \text{มิลลิโมล}$$

$$\therefore [\text{H}_2\text{PO}_4^-] \text{ ที่เหลือ} = 10.0 - 0.6$$

$$= 9.4 \quad \text{มิลลิโมล}$$

$$= \frac{9.4}{100}$$

$$= 9.4 \times 10^{-2} \quad \text{โมล/ลบ.คม.}$$

$$[\text{H}_3\text{PO}_4] \text{ ที่เกิดขึ้น} = \frac{0.60}{100}$$

$$= 6.0 \times 10^{-3} \quad \text{โมล/ลบ.คม.}$$

$$7.11 \times 10^{-3} = \frac{x(9.4 \times 10^{-2} + x)}{(6.0 \times 10^{-3} - x)}$$

$$42.66 \times 10^{-6} - 7.11 \times 10^{-3} x = 9.4 \times 10^{-2} x + x^2$$

$$x^2 + 101.11 \times 10^{-3} x - 42.66 \times 10^{-6} = 0$$

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$= 8.4 \times 10^{-3}$$

$$\therefore \text{pH} = 3.08$$

35) จงอธิบายวิธีการเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์จำนวน 1 ลูกบาศก์เดซิเมตร ให้มี pH 9.60 จาก 0.300 F Na_2CO_3 กับ 0.200 F HCl

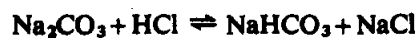
คำตอบ

$$\text{pH} = 9.60$$

$$\therefore [\text{H}_3\text{O}^+] = 2.51 \times 10^{-10}$$

$$\text{สมมติให้ใช้ } \text{Na}_2\text{CO}_3 = x \quad \text{ลบ.ซม.}$$

$$\text{แสดงว่าต้องใช้ HCl} = 1,000 - x \quad \text{ลบ.ซม.}$$



สารละลายเกิดเป็นสารละลายบัฟเฟอร์ระหว่าง CO_3^{2-} กับ HCO_3^-

$$[\text{HCO}_3^-] = [\text{HCl}] \text{ ที่ใช้}$$

$$= \frac{0.200(1,000 - x)}{1,000} \quad \text{โมล/ลบ.คม.}$$

$$[\text{CO}_3^{2-}] = \frac{0.300x - 0.200(1,000 - x)}{1,000}$$

$$= \frac{0.500x - 200}{1,000} \quad \text{โมล/ลบ.คม.}$$

$$K_{a_2} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]}$$

$$4.7 \times 10^{-11} = \frac{2.51 \times 10^{-10} (0.500x - 200) \times 10^{-3}}{(200 - 0.200x) \times 10^3}$$

$$9.4 \times 10^{-9} - 9.4 \times 10^{-12}x = 1.255 \times 10^{-10}x - 5.02 \times 10^{-8}$$

$$13.49 \times 10^{-11}x = 5.96 \times 10^{-8}$$

$$x = 442$$

$$\therefore \text{แสดงว่าต้องใช้ } \text{Na}_2\text{CO}_3 = 442 \quad \text{ลบ.ชม.}$$

$$\text{และใช้ HCl} = 1,000 - 442$$

$$= 558 \quad \text{ลบ.ชม.}$$

36) ต้องใช้ $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ กี่กรัม เพื่อเติมลงใน 400 ลบ.ชม. ของ 0.200 F H_3PO_4 เพื่อให้ได้สารละลายบัฟเฟอร์ที่มี pH 7.30

คำตอบ

$$\text{pH} = 7.30$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 5.01 \times 10^{-8}$$

เมื่อเติม HPO_4^{2-} ลงใน H_3PO_4 จะเกิดปฏิกิริยา



จากกราฟในหนังสือเคมีวิเคราะห์ I (CH 233) หน้า 348 แสดงให้เห็นว่าที่ pH 7.30 จะมีแต่ สปีชีส์ H_2PO_4^- และ HPO_4^{2-} ดังนั้นสารละลายที่เกิดขึ้นนี้จะเป็นสารละลายบัฟเฟอร์ระหว่าง H_2PO_4^- และ HPO_4^{2-}

HPO_4^{2-} ที่เติมลงไปต้องมากเกินพอที่จะทำปฏิกิริยากับ H_3PO_4 จนหมด

$$\begin{aligned} \therefore \text{ต้องเติม HPO}_4 &: > 400 \times 0.200 = 80 && \text{มิลลิโมล} \\ \text{สมมุติให้ส่วนที่เติมเกิน} &= x && \text{มิลลิโมล} \\ \text{แสดงว่าต้องเติม Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} \text{ ทั้งหมด} &= 80 + x && \text{มิลลิโมล} \\ \text{จากสมการ [H}_2\text{PO}_4^-] &= \frac{80}{400} \times 2 && \text{โมล/ลบ.คม.} \end{aligned}$$

$$[\text{HPO}_4^-] = \frac{x}{400}$$

$$K_{a_1} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{HPO}_4^-]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$$

$$6.34 \times 10^{-8} = \frac{5.01 \times 10^{-8} \left(\frac{x}{400}\right)}{\left(\frac{160}{400}\right)}$$

$$1.01 \times 10^{-5} = 5.01 \times 10^{-8} x$$

$$x = \frac{1.01 \times 10^{-5}}{5.01 \times 10^{-8}}$$

$$= 201.6 \quad \text{มิลลิโมล}$$

$$= 80 + 201.6$$

$$= 281.6 \times 173 \times 10^{-3} \text{ กรัม}$$

$$= 48.7 \quad \text{กรัม}$$

\therefore ต้องเติม $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

37) จงคำนวณหา pH ของสารละลายต่อไปนี้

a) 0.0525 M $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_5$ (sodium hydrogen malate)

b) 0.074 M NaH_2PO_4 ,

c) 0.100 M Na_2HPO_4

d) 0.1250 M $\text{Na}_2\text{H}_2\text{C}_{10}\text{H}_12\text{O}_8\text{N}_2$ (disodium salt EDTA)

คำตอบ (เฉพาะข้อ a) และ b))

a) 0.0525 M $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_5$ (sodium hydrogen malate)

$$K_{a_1} = 1.2 \times 10^{-2}$$

$$K_{a_2} = 5.96 \times 10^{-7}$$

ความเข้มข้น 0.0525 M มากกว่า $3 K_{a_1}$ ($3 \times 1.2 \times 10^{-2} = 0.036$)

ความเข้มข้น 0.0525 M มากกว่า $\frac{2 K_w}{K_{a_2}}$ ($2 \times \frac{1 \times 10^{-14}}{5.96 \times 10^{-7}} = 3.35 \times 10^{-8}$)
 แสดงว่าสามารถใช้สูตร

$$\begin{aligned} [H_3O^+] &= \sqrt{K_{a_1} K_{a_2}} \\ &= \sqrt{1.2 \times 10^{-2} \times 5.96 \times 10^{-7}} \\ &= \sqrt{7.152 \times 10^{-9}} \\ &= 8.45 \times 10^{-5} \end{aligned}$$

$$\text{pH} = 4.07$$

ถ้าคำนวณโดยละเอียด ตามสมการที่ 8.127 ในหนังสือเคมีวิเคราะห์ 1 หน้า 330 จะได้

$$\begin{aligned} [H_3O^+] &= \sqrt{\frac{K_{a_1} K_{a_2} [HC_4H_4O_5^-] + K_{a_1} K_w}{K_{a_1} + [HC_4H_4O_5^-]}} \\ &= \sqrt{\frac{1.2 \times 10^{-2} \times 5.96 \times 10^{-7} \times 0.0525 + 1.2 \times 10^{-2} \times 1.0 \times 10^{-14}}{1.2 \times 10^{-2} + 0.0525}} \\ &= \sqrt{\frac{0.375 \times 10^{-9} + 1.2 \times 10^{-16}}{6.45 \times 10^{-2}}} \\ &= \sqrt{\frac{3.75 \times 10^{-10}}{6.45 \times 10^{-2}}} \\ &= 58.14 \times 10^{-10} \\ &= 7.63 \times 10^{-5} \end{aligned}$$

$$\text{pH} = 4.12$$

b) 0.074 M NaH_2PO_4

$$K_{a_1} H_3PO_4 = 7.11 \times 10^{-3}$$

$$K_{a_2} H_3PO_4 = 6.34 \times 10^{-8}$$

$$K_{a_3} H_3PO_4 = 4.2 \times 10^{-13}$$

ความเข้มข้น 0.074 M มากกว่า $3 K_{a_1}$ ($3 \times 7.11 \times 10^{-3} = 0.0213$)

ความเข้มข้น 0.074 M มากกว่า $\frac{2 K_w}{K_{a_2}}$ ($2 \times \frac{1 \times 10^{-14}}{6.34 \times 10^{-8}} = 3.15 \times 10^{-7}$)

แสดงว่าสามารถใช้สูตร

$$\begin{aligned}
 [\text{H}_3\text{O}^+] &= \sqrt{K_{a_1} K_{a_2}} \\
 &= \sqrt{7.11 \times 10^{-3} \times 6.34 \times 10^{-8}} \\
 &= \sqrt{4.51 \times 10^{-10}} \\
 &= 2.12 \times 10^{-5} \\
 \text{pH} &= 4.67
 \end{aligned}$$

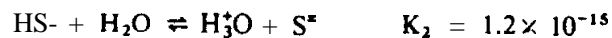
38), 39), 40) และ 41) ฝึกหัดทำด้วยตนเอง

42) จงคำนวณ pH ของสารละลายต่อไปนี้ ซึ่งเข้มข้น = 0.0600 F

- | | |
|---------------------|-----------|
| a) hydrogen sulfide | ตอบ 4.61 |
| b) sulfuric acid | ตอบ 1.21 |
| c) ethylene diamine | ตอบ 11.35 |
| d) sodium sulfide | ตอบ 12.74 |

คำตอบ

a) hydrogen sulfide



$K_2 \ll K_1$, ดังนั้นการคำนวณสามารถตัดการแตกตัวครั้งที่ 2 ทิ้งได้

$$K_1 = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{HS}^-]}{[\text{H}_2\text{S}]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x$$

$$[\text{HS}^-] = x$$

$$[\text{H}_2\text{S}] = 0.0600 - x$$

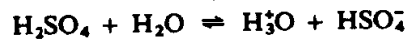
$$5.7 \times 10^{-8} = \frac{x^2}{(0.0600 - x)} \quad (x \text{ น้อยกว่า } 0.0600 \text{ มาก ดังนั้นตัดทิ้งได้)}$$

$$x = \sqrt{5.7 \times 10^{-8} \times 0.0600}$$

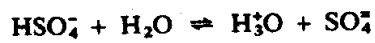
$$= 2.45 \times 10^{-5}$$

$$\therefore \text{pH} = 4.61$$

b) Sulfuric acid



strong



$$K_2 = 1.20 \times 10^{-2}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \text{ จากการแตกตัวครั้งแรก} = 0.0600 \quad \text{F}$$

$$[\text{HSO}_4^-] \text{ จากการแตกตัวครั้งแรก} = 0.0600 \quad \text{F}$$

$$\text{ให้ } [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ จากการแตกตัวครั้งที่สอง} = x$$

$$\therefore [\text{SO}_4^{2-}] \text{ จากการแตกตัวครั้งที่สอง} = x$$

$$[\text{HSO}_4^-] \text{ ที่เหลืออยู่} = 0.0600 - x$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \text{ ที่มีอยู่ทั้งหมด} = 0.0600 + x$$

$$K_2 = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{HSO}_4^-]}$$

$$1.2 \times 10^{-2} = \frac{(0.0600 + x)(x)}{(0.0600 - x)}$$

$$7.2 \times 10^{-4} - 1.2 \times 10^{-2} x = 0.0600 x + x^2$$

$$x^2 + 0.072x - 7.2 \times 10^{-4} = 0$$

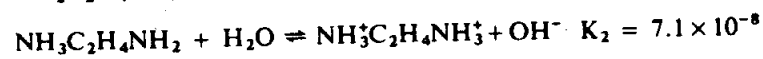
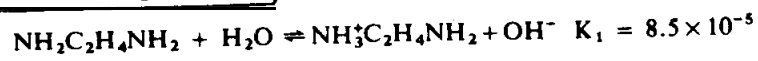
$$x = 2.0 \times 10^{-3}$$

$$\therefore [\text{H}_3\text{O}^+] = 0.0600 + 2.0 \times 10^{-3}$$

$$= 6.2 \times 10^{-2}$$

$$\text{pH} = 1.21$$

c) ethylene diamine $\text{NH}_2\text{C}_2\text{H}_4\text{NH}_2$



$$K_2 \ll K_1$$

$$K = \frac{[\text{OH}^-][\text{NH}_3^+\text{C}_2\text{H}_4\text{NH}_2]}{[\text{NH}_2\text{C}_2\text{H}_4\text{NH}_2]}$$

$$[\text{OH}^-] = [\text{NH}_3^+\text{C}_2\text{H}_4\text{NH}_2] = x$$

$$[\text{NH}_2\text{C}_2\text{H}_4\text{NH}_2] = 0.0600 - x$$

$$8.5 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0.0600 - x}$$

$$x = 2.26 \times 10^{-3}$$

$$\text{pOH} = 2.65$$

$$\text{pH} = 11.35$$

d) sodium sulfide Na₂S

$$\begin{aligned} \text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} &\rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{OH}^- & K_{b_1}' &= \frac{K_w}{K_{a_2}} \\ & & &= \frac{1 \times 10^{-14}}{1.2 \times 10^{-15}} \\ & & &= 8.33 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{HS}^- + \text{H}_2\text{O} &\rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} + \text{OH}^- & K_{b_2}' &= \frac{K_w}{K_{a_1}} \\ & & &= \frac{1 \times 10^{-14}}{5.7 \times 10^{-8}} \\ & & &= 1.75 \times 10^{-7} \end{aligned}$$

$$K_{b_2}' \lll K_{b_1}'$$

$$K_{b_1}' = \frac{[\text{HS}^-][\text{OH}^-]}{[\text{S}^{2-}]}$$

$$\text{ให้ } [\text{OH}^-] = [\text{HS}^-] = x$$

$$8.33 = \frac{x^2}{(0.0600 - x)}$$

$$0.50 - 8.33x = x^2$$

$$x^2 + 8.33x - 0.50 = 0$$

$$x = 0.055$$

$$\text{pOH} = 1.26$$

$$\text{pH} = 12.74$$

43) คำนวณ pH ของสารละลายที่เข้มข้น 0.0400 F ต่อไปนี้

a) sodium hydrogen sulfide

ตอบ 9.92

b) sodium hydrogen oxalate

ตอบ 2.95

c) sodium hydrogen sulfite

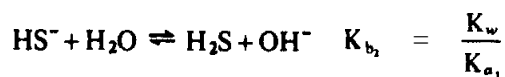
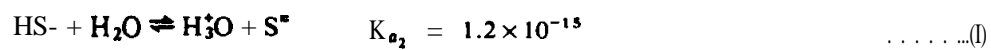
ตอบ 4.56

d) ethylene diamine hydrochloride (NH₂C₂H₄NH₃Cl)

ตอบ 6.39

คำตอบ

a) sodium hydrogen sulfide (NaHS)



$$= \frac{1 \times 10^{-14}}{5.7 \times 10^{-8}} = 1.75 \times 10^{-7} \quad \dots\dots(2)$$

สารละลายของ NaHS คือสารละลายของสารแอมฟิโพรติก การคำนวณสามารถคำนวณแบบเดียวกับตัวอย่างที่ 1 หน้า 307 ในหนังสือเคมีวิเคราะห์ I (CH 233) สุดท้ายจะได้สูตรในการคำนวณ คือ

$$[H_3O^+] = \sqrt{\frac{K_{a1} K_{a2} [HS^-] + K_w K_{a1}}{K_{a1} + [HS^-]}}$$

$$= \sqrt{\frac{(5.7 \times 10^{-8})(1.2 \times 10^{-15})(0.0400) + (1 \times 10^{-14})(5.7 \times 10^{-8})}{5.7 \times 10^{-8} + 0.0400}}$$

$$= 1.2 \times 10^{-10}$$

pH = 9.92

นอกจากในการคำนวณตามหลักของสารแอมฟิโพรติกนี้ เรายังสามารถคำนวณได้อีกวิธีหนึ่ง คือ จากการพิจารณาสมการที่ (1) และ (2) จะเห็นได้ว่าการเกิดปฏิกิริยาตามสมการที่ (1) จะเกิดได้น้อยกว่า (2) อยู่มาก และการเกิดนี้จะเกิดได้น้อยกว่าการแตกตัวของน้ำ ($K_w = 1 \times 10^{-14}$) ดังนั้น สามารถตัดการเกิดปฏิกิริยาที่ (1) ทิ้งได้ ให้นำมาคิดเฉพาะปฏิกิริยาที่ (2)

$$K_b = \frac{[H_2S][OH^-]}{[HS^-]}$$

ให้ $[H_2S] = [OH^-] = x$

$[HS^-] = 0.0400 - x \sim 0.0400$ x น้อยมากตัดทิ้งได้

$$1.75 \times 10^{-7} = \frac{x^2}{0.0400}$$

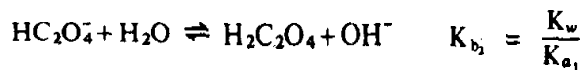
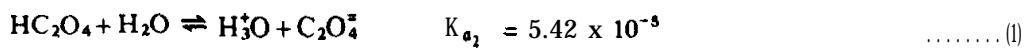
$$x^2 = 0.07 \times 10^{-7}$$

$$x = [OH^-] = 8.37 \times 10^{-5}$$

pOH = 4.08

pH = 9.92

b) Sodium hydrogen oxalate (NaHC₂O₄)



$$= \frac{1 \times 10^{-14}}{5.36 \times 10^{-2}} = 1.87 \times 10^{-13} \quad \dots\dots\dots(2)$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{\frac{K_{a1} K_{a2} [HSO_4^-] + K_w K_{a1}}{K_{a1} + [HC_2O_4^-]}}$$

$$= \sqrt{\frac{(5.36 \times 10^{-2}) (5.42 \times 10^{-3}) (0.0400) + (1 \times 10^{-14}) (5.36 \times 10^{-2})}{5.36 \times 10^{-2} + 0.0400}}$$

$$= 1.11 \times 10^{-4}$$

$$pH = 2.95$$

c) Sodium hydrogen sulfite ($NaHSO_3$)

$$K_{a1} \text{ H}_2\text{SO}_3 = 1.72 \times 10^{-2}$$

$$K_{a2} = 6.43 \times 10^{-8}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{\frac{K_{a1} K_{a2} [HSO_3^-] + K_w K_{a1}}{K_{a1} + [HSO_3^-]}}$$

$$= \sqrt{\frac{1.72 \times 10^{-2} \times 6.43 \times 10^{-8} \times 0.040 + 1 \times 10^{-14} \times 1.72 \times 10^{-2}}{1.72 \times 10^{-2} + 0.040}}$$

$$= \sqrt{\frac{4.42 \times 10^{-11} + 1.72 \times 10^{-16}}{0.057}}$$

$$= \sqrt{7.7 \times 10^{-10}}$$

$$= 2.77 \times 10^{-5}$$

$$\therefore pH = 4.56$$

d) ethylene diamine hydrochloride ($NH_2C_2H_4NH_3Cl$)



$$K_{b2} = 7.1 \times 10^{-6}$$



$$K_{a2} = \frac{K_w}{K_{b1}}$$

$$= \frac{1 \times 10^{-14}}{8.5 \times 10^{-5}}$$

$$= 1.18 \times 10^{-10}$$

จากสมการทั้งสองจะเห็นได้ว่าค่า K_{b_1} และ K_{b_2} ไม่แตกต่างกันมากและไม่มีค่าน้อยกว่าค่า K_w ดังนั้นสามารถคำนวณหา $[\text{OH}^-]$ ได้ดังนี้

$$\begin{aligned}[\text{OH}^-] &= \sqrt{K_{b_1} K_{b_2}} \\ &= \sqrt{(8.5 \times 10^{-5})(7.1 \times 10^{-5})} \\ &= 2.46 \times 10^{-6}\end{aligned}$$

$$\text{pOH} = 5.61$$

$$\text{pH} = 8.39$$

44) กำหนดให้ค่า pK_{a_1} ของ H_3PO_4 มีดังนี้

$$\text{pK}_{a_1} = 2.12, \quad \text{pK}_{a_2} = 7.21, \quad \text{pK}_{a_3} = 12.32$$

จงอธิบายว่าที่ pH ต่อไปนี้ในสารละลายจะมีสปีชีส์ใด H_3PO_4 , H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} , PO_4^{3-} มากที่สุด

- a) 12.32 b) 15.0 c) 7.21 d) 10.0 e) 4.0

คำตอบ

ให้พิจารณาจากรูปแสดงส่วนประกอบของ H_3PO_4 แต่ละสปีชีส์ที่ pH ต่าง ๆ ในหนังสือเคมีวิเคราะห์ 1 หน้า 348 รูปที่ 8.3 สรุปได้ว่า

a) ที่ pH 12.32 จะมีสปีชีส์ $[\text{HPO}_4^{2-}]$ และ $[\text{PO}_4^{3-}]$ ในสารละลายมากที่สุด และมีอยู่ในปริมาณที่เท่ากัน $[\text{HPO}_4^{2-}] \cong [\text{PO}_4^{3-}]$

b) ที่ pH 15.0 จะมีสปีชีส์ $[\text{PO}_4^{3-}]$ มากที่สุด

c) ที่ pH 7.21 จะมีสปีชีส์ $[\text{H}_2\text{PO}_4^-]$ และ $[\text{HPO}_4^{2-}]$ ในสารละลายมากที่สุด และมีอยู่ในปริมาณที่เท่ากัน $[\text{H}_2\text{PO}_4^-] \cong [\text{HPO}_4^{2-}]$

d) ที่ pH 10.0 จะมีสปีชีส์ $[\text{HPO}_4^{2-}]$ มากที่สุด

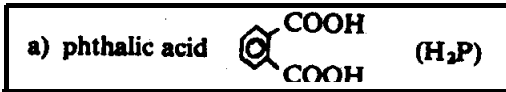
e) ที่ pH 4.0 จะมีสปีชีส์ $[\text{H}_2\text{PO}_4^-]$ มากที่สุด

45) ฝึกหัดทำด้วยตนเอง

46) ที่ pH 2.00, 4.00, 6.00, 8.00, 10.00 และ 12.00 จงคำนวณหาค่า α สำหรับแต่ละสปีชีส์ของสารละลายต่อไปนี้

- a) phthalic acid b) phosphoric acid c) citric acid d) arsenic acid

คำตอบ



$$\alpha_0 = \frac{[H_2P]}{C_T}$$

$$\alpha_1 = \frac{[HP^-]}{C_T}$$

$$\alpha_2 = \frac{[P^{2-}]}{C_T}$$

โดยวิธีการคำนวณแบบเดียวกับตัวอย่างที่ 8.42 หน้า 341 ในหนังสือเคมีวิเคราะห์ (CH 233) จะได้

$$\alpha_0 = \frac{[H_3O^+]^2}{[H_3O^+]^2 + K_{a1}[H_3O^+] + K_{a1}K_{a2}}$$

$$\alpha_1 = \frac{K_{a1}[H_3O^+]}{[H_3O^+]^2 + K_{a1}[H_3O^+] + K_{a1}K_{a2}}$$

$$\alpha_2 = \frac{K_{a1}K_{a2}}{[H_3O^+]^2 + K_{a1}[H_3O^+] + K_{a1}K_{a2}}$$

$$K_{a1} = 1.12 \times 10^{-3}$$

$$K_{a2} = 3.91 \times 10^{-6}$$

$$K_{a1}K_{a2} = (1.12 \times 10^{-3})(3.91 \times 10^{-6})$$

$$= 4.38 \times 10^{-9}$$

	pH 2.0	pH 4.0	pH 6.0	pH 8.0	pH 10.0	pH 12.0
[H ₃ O ⁺]	1 × 10 ⁻²	1 × 10 ⁻⁴	1 × 10 ⁻⁶	1 × 10 ⁻⁸	1 × 10 ⁻¹⁰	1 × 10 ⁻¹²
[H ₃ O ⁺] ²	1 × 10 ⁻⁴	1 × 10 ⁻⁸	1 × 10 ⁻¹²	1 × 10 ⁻¹⁶	1 × 10 ⁻²⁰	1 × 10 ⁻²⁴
K _{a1} [H ₃ O ⁺]	1.12 × 10 ⁻⁵	1.12 × 10 ⁻⁷	1.12 × 10 ⁻⁹	1.12 × 10 ⁻¹¹	1.12 × 10 ⁻¹³	1.12 × 10 ⁻¹⁵
[H ₃ O ⁺] ² + K _{a1} [H ₃ O ⁺] + K _{a1} K _{a2}	11.12 × 10 ⁻⁵	12.64 × 10 ⁻⁸	5.50 × 10 ⁻⁹	4.39 × 10 ⁻⁹	4.38 × 10 ⁻⁹	4.38 × 10 ⁻¹¹
α ₀	0.8993	0.0791	1.82 × 10 ⁻⁴	2.28 × 10 ⁻⁸	2.28 × 10 ⁻¹²	2.28 × 10 ⁻¹⁴
α ₁	0.1007	0.8861	0.2036	2.55 × 10 ⁻³	2.56 × 10 ⁻⁵	2.56 × 10 ⁻⁷
α ₂	3.94 × 10 ⁻⁸	0.0347	0.7963	0.0077	1.0000	1.0000

b) phosphoric acid [H_3PO_4]

$$\alpha_0 = \frac{[\text{H}_3\text{PO}_4]}{C_T}$$

$$\alpha_1 = \frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{C_T}$$

$$\alpha_2 = \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{C_T}$$

$$\alpha_3 = \frac{[\text{PO}_4^{3-}]}{C_T}$$

จากตัวอย่างที่ 2 ในหนังสือเคมีวิเคราะห์ 1 (CH 233) หน้า 322 จะได้

$$\alpha_0 = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^3}{[\text{H}_3\text{O}^+]^3 + K_{a_1} [\text{H}_3\text{O}^+]^2 + K_{a_1} K_{a_2} [\text{H}_3\text{O}^+] + K_{a_1} K_{a_2} K_{a_3}}$$

$$\alpha_1 = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2 K_{a_1}}{[\text{H}_3\text{O}^+]^3 + K_{a_1} [\text{H}_3\text{O}^+]^2 + K_{a_1} K_{a_2} [\text{H}_3\text{O}^+] + K_{a_1} K_{a_2} K_{a_3}}$$

$$\alpha_2 = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] K_{a_1} K_{a_2}}{[\text{H}_3\text{O}^+]^3 + K_{a_1} [\text{H}_3\text{O}^+]^2 + K_{a_1} K_{a_2} [\text{H}_3\text{O}^+] + K_{a_1} K_{a_2} K_{a_3}}$$

$$\alpha_3 = \frac{K_{a_1} K_{a_2} K_{a_3}}{[\text{H}_3\text{O}^+]^3 + K_{a_1} [\text{H}_3\text{O}^+]^2 + K_{a_1} K_{a_2} [\text{H}_3\text{O}^+] + K_{a_1} K_{a_2} K_{a_3}}$$

$$K_{a_1} = 7.11 \times 10^{-3}$$

$$K_{a_2} = 6.34 \times 10^{-8}$$

$$K_{a_3} = 4.2 \times 10^{-13}$$

$$K_{a_1} K_{a_2} = (7.11 \times 10^{-3})(6.34 \times 10^{-8})$$

$$= 4.51 \times 10^{-10}$$

$$K_{a_1} K_{a_2} K_{a_3} = (7.11 \times 10^{-3})(6.34 \times 10^{-8})(4.2 \times 10^{-13})$$

$$= 1.89 \times 10^{-22}$$

	pH 2.0	pH 4.0	pH 6.0	pH 8.0	pH 10.0	pH 12.0
$[H_3O^+]$	1×10^{-2}	1×10^{-4}	1×10^{-6}	1×10^{-8}	1×10^{-10}	1×10^{-12}
$[H_3O^+]^2$	1×10^{-4}	1×10^{-8}	1×10^{-12}	1×10^{-16}	1×10^{-20}	1×10^{-24}
$[H_3O^+]^3$	1×10^{-6}	1×10^{-12}	1×10^{-18}	1×10^{-24}	1×10^{-30}	1×10^{-36}
$K_{a_1} [H_3O^+]^2$	7.11×10^{-7}	7.11×10^{-11}	7.11×10^{-15}	7.11×10^{-19}	7.11×10^{-23}	7.11×10^{-27}
$K_{a_1} K_{a_2} [H_3O^+]$	4.51×10^{-12}	4.51×10^{-14}	4.51×10^{-16}	4.51×10^{-18}	4.51×10^{-20}	4.51×10^{-22}
$[H_3O^+]^3 + K_{a_1} [H_3O^+]^2 +$ $K_{a_1} K_{a_2} [H_3O^+] + K_{a_1} K_{a_2} K_{a_3}$	17.11×10^{-7}	72.15×10^{-12}	75.62×10^{-19}	52.21×10^{-19}	45.36×10^{-21}	6.40×10^{-22}
α_0	0.5845	0.0141	1.32×10^{-6}	1.92×10^{-7}	2.20×10^{-11}	1.56×10^{-15}
α_1	0.4155	0.9854	0.9402	0.1362	1.57×10^{-3}	1.11×10^{-5}
α_2	2.64×10^{-6}	6.25×10^{-4}	0.0596	0.8638	0.9943	0.7047
α_3	1.10×10^{-16}	2.62×10^{-12}	2.50×10^{-8}	3.61×10^{-5}	4.16×10^{-3}	0.2953

c) citric acid $[HOOC(OH)C(CH_2COOH)_2]$

citric acid เป็นกรดชนิดไตรโปรติก เช่นเดียวกับ H_3PO_4 ดังนั้นการคำนวณหา
ค่า α ของแต่ละสปีชีส์ จะได้สูตรของ α แบบเดียวกับ H_3PO_4 (หรือแบบเดียวกับข้อ b)

$$K_{a_1} = 7.45 \times 10^{-4}$$

$$K_{a_2} = 1.73 \times 10^{-5}$$

$$K_{a_3} = 4.02 \times 10^{-7}$$

$$K_{a_1} K_{a_2} = (7.45 \times 10^{-4}) (1.73 \times 10^{-5})$$

$$= 1.29 \times 10^{-8}$$

$$K_{a_1} K_{a_2} K_{a_3} = (7.45 \times 10^{-4}) (1.73 \times 10^{-5}) (4.02 \times 10^{-7})$$

$$= 5.18 \times 10^{-15}$$

	pH 2.0	pH 4.0	pH 6.0	pH 8.0	pH 10.0	pH 12.0
$[H_3O^+]$	1×10^{-2}	1×10^{-4}	1×10^{-6}	1×10^{-8}	1×10^{-10}	1×10^{-12}
$[H_2O^+]^2$	1×10^{-4}	1×10^{-8}	1×10^{-12}	1×10^{-16}	1×10^{-20}	1×10^{-24}
$[H_3O^+]^3$	1×10^{-6}	1×10^{-12}	1×10^{-18}	1×10^{-24}	1×10^{-30}	1×10^{-36}
$K_{a_1} [H_3O^+]^2$	7.45×10^{-8}	7.45×10^{-12}	7.45×10^{-16}	7.45×10^{-20}	7.45×10^{-24}	7.45×10^{-28}
$K_{a_1} K_{a_2} [H_3O^+]^3$	1.29×10^{-10}	1.29×10^{-12}	1.29×10^{-14}	1.29×10^{-16}	1.29×10^{-18}	1.29×10^{-20}
$[H_3O^+]^2 + K_{a_1} [H_3O^+]^2 + K_{a_1} K_{a_2} [H_3O^+]^3 + K_{a_1} K_{a_2} K_{a_3}$	1.075×10^{-6}	9.75×10^{-12}	1.88×10^{-14}	53.09×10^{-16}	5.18×10^{-18}	5.18×10^{-20}
α_0	0.9302	0.1026	5.319×10^{-5}	1.883×10^{-10}	1.931×10^{-16}	1.931×10^{-22}
α_1	0.0693	0.7641	0.0396	1.403×10^{-5}	1.438×10^{-9}	1.438×10^{-13}
α_2	1.20×10^{-4}	0.1323	0.6861	0.0243	2.49×10^{-4}	2.49×10^{-6}
α_3	4.819×10^{-9}	5.312×10^{-4}	0.2755	0.9757	1.000	1.000

d) arsenic acid H_3AsO_4

H_3AsO_4 เป็นไตรโปรติก เช่นเดียวกับ H_3PO_4 ดังนั้นการคำนวณหาค่า α ของแต่ละสปีชีส์ จะได้สูตรของ α แบบเดียวกับ H_3PO_4

$$K_{a_1} = 6.0 \times 10^{-3}$$

$$K_{a_2} = 1.05 \times 10^{-7}$$

$$K_{a_3} = 3.0 \times 10^{-12}$$

$$K_{a_1} K_{a_2} = (6.0 \times 10^{-3}) (1.05 \times 10^{-7})$$

$$= 6.3 \times 10^{-10}$$

$$K_{a_1} K_{a_2} K_{a_3} = (6.03 \times 10^{-3}) (1.05 \times 10^{-7}) (3.0 \times 10^{-12})$$

$$= 1.89 \times 10^{-21}$$

	pH 2.0	pH 4.0	pH 6.0	pH 8.0	pH 10.0	pH 12.0
$[\text{H}_3\text{O}^+]$	1×10^{-2}	1×10^{-4}	1×10^{-6}	1×10^{-8}	1×10^{-10}	1×10^{-12}
$[\text{H}_3\text{O}^{2+}]$	1×10^{-4}	1×10^{-8}	1×10^{-12}	1×10^{-16}	1×10^{-20}	1×10^{-24}
$[\text{H}_3\text{O}^{3+}]$	1×10^{-6}	1×10^{-12}	1×10^{-18}	1×10^{-24}	1×10^{-30}	1×10^{-36}
$K_{a_1} [\text{H}_3\text{O}^{2+}]$	6.0×10^{-7}	6.0×10^{-11}	6.0×10^{-15}	6.0×10^{-19}	6.0×10^{-23}	6.0×10^{-27}
$K_{a_1} K_{a_2} [\text{H}_3\text{O}^+]$	6.3×10^{-12}	6.3×10^{-14}	6.3×10^{-16}	6.3×10^{-18}	6.3×10^{-20}	6.3×10^{-22}
$[\text{H}_3\text{O}^{2+}] + K_{a_1} [\text{H}_3\text{O}^{2+}] + K_{a_1} K_{a_2} [\text{H}_3\text{O}^+] + K_{a_1} K_{a_2} K_{a_3}$	1.6×10^{-6}	61.06×10^{-12}	66.31×10^{-16}	69.02×10^{-19}	64.95×10^{-21}	2.52×10^{-21}
α_0	0.6250	0.0163	1.508×10^{-4}	1.448×10^{-7}	1.539×10^{-11}	3.698×10^{-16}
α_1	0.3750	0.9826	0.9048	0.0869	9.237×10^{-4}	2.381×10^{-11}
α_2	3.937×10^{-6}	1.032×10^{-3}	0.0950	0.9128	0.9700	0.2500
α_3	1.81×10^{-15}	3.095×10^{-11}	2.850×10^{-7}	2.738×10^{-4}	0.0291	0.7500

47) จงคำนวณหา pH ของสารละลายอินดิเคเตอร์ฟีนอลเรด ($pK_1 = 7.8$) เมื่อมีเปอร์เซ็นต์ของอินดิเคเตอร์ในรูปของเบสดังนี้ 1, 10, 25, 50, 75, 90 และ 99

คำตอบ

เมื่อมีอินดิเคเตอร์ในรูปของเบส = 1 %

$$[\text{In}^-] = 1 \%$$

$$[\text{HIn}] = 99 \%$$

$$K_1 = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{In}^-]}{[\text{HIn}]}$$

$$K_1 = 10^{-7.8} = [\text{H}_3\text{O}^+] \frac{1}{99}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7.8} \times 99$$

$$\therefore \text{pH} = 7.8 - 1.99$$

$$= 5.81$$

เมื่อมีอินดิเคเตอร์ในรูปของเบส = 10 %

$$[\text{In}^-] = 10$$

$$[\text{HIn}] = 90$$

$$\therefore 10^{-7.8} = [\text{H}_3\text{O}^+] \times \frac{10}{90}$$

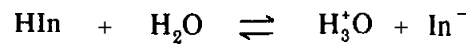
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7.8} \times 9$$

$$\therefore \text{pH} = 6.85$$

ในกรณีที่มิเปอร์เซ็นต์ในรูปของเบส 25, 50, 75, 90 และ 99 ก็สามารถคำนวณได้แบบเดียวกัน

48) $\text{p}K_1$ ของเมธิลเรดมีค่าเท่ากับ 5.0 จงคำนวณหาอัตราส่วนของสีกรด และสีเบส ของอินดิเคเตอร์นี้ เมื่อสารละลายมี pH เท่ากับ 3.0, 4.0, 5.5, 6.0, 6.5 และ 7.0

คำตอบ



$$K_1 = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{In}^-]}{[\text{HIn}]}$$

$$\therefore \frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} = \frac{K_1}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

เมื่อมี pH = 3.0

$$\frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} = \frac{10^{-5}}{10^{-3}} = 10^{-2} = 0.01$$

เมื่อมี pH = 4.0

$$\frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} = \frac{10^{-5}}{10^{-4}} = 10^{-1} = 0.1$$

เมื่อมี pH = 5.5

$$\frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} = \frac{10^{-5}}{10^{-5.5}} = 10^{0.5} = 3.17$$

เมื่อมี pH = 6.0

$$\frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} = \frac{10^{-5}}{10^{-6}} = 10$$

เมื่อมี pH = 6.5

$$\frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} = \frac{10^{-5}}{10^{-6.5}} = 10^{1.5} = 31.7$$

เมื่อมี pH = 7.0

$$\frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} = \frac{10^{-5}}{10^{-7}} = 10^2 = 100$$

แบบฝึกหัดเพิ่มเติมบทที่ 8

- 1) Convert the following values of hydrogen ion concentrations to pH:
(a) 0.0050; (b) 0.10; (c) 1.0; (d) 10; (e) 4.0×10^{-5} ; (f) 8.0×10^{-14} .
- 2) Convert the following values of hydroxide ion concentration to pH:
(a) 2.0×10^{-4} ; (b) 1.0; (c) 10; (d) 0.40; (e) 4.0×10^{-15} ; (f) 5.0×10^{-10}
- 3) Convert the following to hydrogen ion concentration:
(a) $\text{pH} = -0.70$; (b) $\text{pH} = +0.70$; (c) $\text{pH} = 4.74$; (d) $\text{pH} = 10.30$; (e) $\text{pOH} = -0.30$;
(f) $\text{pOH} = 14.40$; (g) $\text{pOH} = 8.26$; (h) $\text{pOH} = 1.70$.
- 4) Calculate the pH of the following solution:
(a) 20 g of NaOH in 200 ml of solution.
(b) 0.0365 g of HCl in 2.00 l. of solution.
(c) 600 mg of HOAc in 50.0 ml of solution.
(d) 1.7 g of NH_3 in 0.20 l. of solution.
(e) 100 ml of solution containing 10.0 mmol of HOAc and 10.0 mmol of NaOAc.
(f) 100 ml of solution containing 10.0 mg of HOAc and 10.0 mg of NaOAc.
(g) 82 mg of NaOAc in 100 ml of solution.
(h) 0.0535 g of NH_4Cl in 10.0 ml of solution.
(i) 10^{-10} moles of HCl in liter of solution.
(j) 12 g of NaHSO_4 in 1 liter of solution.
- 5) Calculate the pH of the following solution. Assume the volumes are additive
(a) 60 ml of 0.10-M formic acid + 40 ml of 0.15-M NaOH
(b) 80 ml of 0.080-M NH_3 + 20 ml of 0.16-M HCl
(c) 50 ml of 0.10-M HCl + 50 ml of 0.08-M NaOH
(d) 40 ml of 0.15-M HCl + 60 ml of 0.10-M NaOH
(e) 50 ml of 0.10-M HOAc + 50 ml of 0.12-M NaOH
(f) 50 ml of HCl, $\text{pH} = 2.00$, + 50 ml of pure water
(g) 50 ml of NaOH, $\text{pOH} = 2.00$, + 50 ml of NaOH, $\text{pOH} = 4.00$
(h) 50 ml of HCl, $\text{pH} = 2.00$. + 50 ml of NaOH, $\text{pOH} = 8.00$
(i) 50 ml of 0.10-M NaCN + 50 ml of 0.10-M HCl
(j) 60 ml of 0.10-M NH_4Cl + 40 ml of 0.05-M NaOH.
- 6) A weak acid, HX, is 2.0% dissociated in 0.10-M solution.
(a) Calculate the dissociation constant of the acid
(b) Calculate the percentage dissociation in a 0.05-M solution
(c) At what concentration is the acid 1.0% dissociated?

- 7) A weak base, BOH, has a molecular weight of 125 g/mole. A solution prepared by dissolving 0.500 g of BOH in 50.0 ml of solution has a pH of 11.30. Calculate the dissociation constant of BOH.
- 8) The pH of a 0.10-M solution of the salt NaY (salt of weak acid HY) is 8.30. Calculate the dissociation constant of HY.
- 9) A chemist wishes to prepare 500 ml of a solution of pH 2.30 by dissolving an acid in water. Calculate the number of grams required if the acid is (a) HCl; (b) formic acid; (c) benzoic acid.
- 10) Calculate the volume of 0.10-M HCl required to change the pH of 100 ml of water from 7.00 to 4.00.
- 11) Calculate the pH of solution resulting from mixing equal volumes of the following solutions of strong electrolytes: (a) pH 1.00 + pH 2.00; (b) pH 1.00 + pH 3.00; (c) pH 1.00 + pH 5.00; (d) pH 1.00 + pH 13.00; (e) pH 1.00 + pH 14.00; (f) pH 5.00 + 9.00.
- 12) Calculate the concentrations of the various species in the following solutions, writing all exact equations and making the appropriate assumptions:
(a) 0.02-M HOAc + an equal volume of 0.05-M NaOAc; (b) 0.02-M NaCN; (c) 0.02-M HCl + an equal volume of 0.02-M NaF.
- 13) An analyst wishes to prepare 100 ml of a solution of pH 12.60 from solution of HCl, pH = 0.70, and NaOH, pH = 13.60. How many milliliters of each solution should be mixed to give the desired solution. Assume the volumes are additive.
- 14) Calculate the percentage hydrolysis of the following in 0.10-M solution: (a) F⁻; (b) CO₃²⁻ (to HCO₃⁻); (c) S²⁻ (to HS⁻); (d) NH₃;
- 15) The pH of a solution of NH₄Cl is 5.28. Calculate the concentration of NH₃ in the solution.
- 16) How many grams of sodium formate, NaHCO₂, should be added to 500 ml of a 0.050-M solution of formic acid to make the pH = 4.00 ?
- 17) The pH range of an indicator HIn is 1.60 units. The ratio of [HIn]/[In⁻] required so that only the acid color is seen is the same as the ratio of [In⁻]/[HIn] required to see only the basic color. What percentage of the indicator must be in the HIn form from the eye to detect only the acid color?
- 18) A buffer solution is prepared by dissolving 6.0 g of acetic acid and 16.4 g of sodium acetate in 1.0 liter of solution (a) Calculate the pH of the buffer. (b) Calculate the pH of the solution which results when the following are added to separate 100 ml portions of the buffer:-
(1) 5.0 mmol of HCl; (2) 5.0 mmol of NaOH; (3) 4.00 mg of NaOH; (4) 730 mg of HCl; (5) 480 mg of NaOH
- 19) It is desired to prepare a buffer of pH 5.00. Three weak acid and their salts are available: A, K_a = 2 × 10⁻⁵; B, K_a = 5 × 10⁻⁵; C, K_a = 5 × 10⁻⁶. Calculate the ratio of acid to salt required for each acid to prepare such a buffer.
- 20) The three buffer of pH 5.00 (Problem 19) are prepared with the component in larger concentration being 0.20-M in each solution. Calculate the changes in pH which result when 5.00 mmol of (a) hydroxide ion and (b) hydrogen ion are added to 200 ml of each buffer
- 21) A buffer is prepared from an acid, HA, K_a = 5 × 10⁻⁵, and its salt. The concentration of HA in the buffer is 0.25-M. To 100 ml of the buffer is added 5.0 mmol of NaOH, and the pH of the resulting solution is 5.60. What was the pH of the original buffer?

- 22) It is desired to prepare 200 ml of a buffer solution of pH 9.49 using NH_3 and NH_4Cl such that the change in pH will not be greater than 0.12 pH units for the addition of 1.0 mmol of either H^+ or OH^- . What weight of NH_4Cl and what volume of 1.0-M NH_3 should be used to prepare the buffer?
- 23) It is known that the total concentration of all phosphate species in solution A and B is 0.10-M each. The pH values of the two solutions are: A = 7.21 and B = 6.91. Calculate (a) the concentration of HPO_4^{2-} ions in solution A and (b) the concentration of HPO_4^{2-} ion in solution B. (c) 17 millimoles of NaOH are added to 1 liter of solution B. Calculate the pH of the resulting solution. (d) 17 millimoles of HCl are added to another liter of solution B. Calculate the pH of the resulting solution.