

สารละลายและ สมดุลกรดเบส

อ.ดร. นิรวรรณ ธรรมขันธ์
คม 100
มหาวิทยาลัยแม่โจ้

องค์ประกอบของสารละลาย

- สารละลาย คือ ของผสมเนื้อเดียวที่เกิดจากองค์ประกอบ 2 ชนิด หรือมากกว่า
- องค์ประกอบที่มีปริมาณมากกว่า “ตัวทำละลาย” (SOLVENT)
- องค์ประกอบที่มีปริมาณน้อยกว่า “ตัวถูกละลาย” (SOLUTE)
- สารละลายที่มีน้ำเป็นตัวทำละลาย

เรียก สารละลายในน้ำ หรือ AQUEOUS SOLUTION

สมบัติของสารละลาย

- แยกส่วนประกอบออกจากกันได้ด้วยการกลั่น การระเหย การตกผลึก
- การแพร่ของแก๊ส
- มีเนื้อเดียว
- ความหนาแน่นเท่ากันทุกส่วน ($d = m/v$)
- มีสมบัติเหมือนกันทุกส่วน

ชนิดของสารละลาย

แบ่งได้ 3 ชนิด ตามสถานะ คือ สารละลายแก๊ส สารละลายของเหลว และสารละลายของแข็ง

สารละลาย	สถานะของตัวทำละลาย	สถานะของตัวถูกละลาย	ตัวอย่างสารละลาย
สารละลายแก๊ส	แก๊ส แก๊ส แก๊ส	ของแข็ง ของเหลว แก๊ส	ไอของ I_2 ในอากาศ อากาศชื้น (น้ำในอากาศ) อากาศ (O_2 และอื่นๆใน N_2)
สารละลายของเหลว	ของเหลว ของเหลว ของเหลว	ของแข็ง ของเหลว แก๊ส	น้ำเกลือ (น้ำ+เกลือแกง) แอลกอฮอล์ในน้ำ โซดา (CO_2 ในน้ำ)
สารละลายของแข็ง	ของแข็ง ของแข็ง ของแข็ง	ของแข็ง ของเหลว แก๊ส	โลหะเจือ เช่น Cu ใน Zn Hg ใน Ag H_2 ใน Pd

ความเข้มข้นของสารละลาย

คือ การบอกปริมาณของตัวถูกละลายที่มีอยู่ในสารละลาย

การบอกความเข้มข้นของสารละลายมีหลายวิธี ดังนี้

1. ร้อยละของตัวถูกละลาย
2. ส่วนในล้านส่วน
3. โมลาริตี
4. นอร์มัลลิตี
5. ฟอर्मัลลิตี
6. โมแลลลิตี
7. เศษส่วนโมล

5

1. ร้อยละของตัวถูกละลาย

1.1 ร้อยละโดยน้ำหนัก (% w/w) : น้ำหนักของตัวถูกละลายที่ละลายอยู่ในสารละลาย 100 หน่วยน้ำหนักเดียวกัน

➤ เช่น สารละลาย NaCl เข้มข้น 2% โดยน้ำหนัก หมายถึง

NaClหนัก 2 กรัม ละลายในสารละลาย NaClหนัก 100 กรัม ซึ่งเตรียมได้โดยชั่ง NaCl 2 กรัม มาละลายในน้ำ 98 กรัม จะได้สารละลายหนัก 100 กรัม

➤ หน่วยนี้ใช้กันมากเมื่อตัวถูกละลายเป็นของแข็ง

6

1. ร้อยละของตัวถูกละลาย

1.2 ร้อยละโดยปริมาตร (% v/v) : ปริมาตรของตัวถูกละลายที่ละลายอยู่ในสารละลาย 100 หน่วยปริมาตร

➤ เช่น สารละลายแอลกอฮอล์เข้มข้น 10% โดยปริมาตร หมายถึง แอลกอฮอล์ 10 ลูกบาศก์เซนติเมตร ละลายอยู่ในสารละลาย 100 ลูกบาศก์เซนติเมตร

➤ หน่วยนี้ใช้เมื่อตัวถูกละลายเป็นของเหลว

7

1. ร้อยละของตัวถูกละลาย

1.3 ร้อยละโดยน้ำหนักต่อปริมาตร (% w/v) : น้ำหนักของตัวถูกละลายที่ละลายอยู่ในสารละลาย 100 หน่วยปริมาตร

➤ เช่น สารละลาย KCl เข้มข้น 10% โดยน้ำหนักต่อปริมาตร หมายถึง KClหนัก 10 กรัม ละลายอยู่ในสารละลาย 100 ลูกบาศก์เซนติเมตร

8

ตัวอย่าง

1. ถ้าต้องการเตรียมสารละลาย BaCl_2 เข้มข้น 12% โดยน้ำหนัก จำนวน 50 กรัม จากเกลือ $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ และน้ำบริสุทธิ์ จะเตรียมได้อย่างไร (น้ำหนักอะตอมของ $\text{Ba}=137.3$, $\text{Cl}=35.5$, $\text{O}=16.0$)

วิธีทำ BaCl_2 เข้มข้น 12% โดยน้ำหนัก หมายถึง

สารละลายหนัก 100 กรัม มี BaCl_2 ละลายอยู่ 12 กรัม

ดังนั้น ถ้าสารละลายหนัก 50 กรัม จะมี BaCl_2 ละลายอยู่ $= \frac{50 \times 12}{100} = 6$ กรัม

แต่สารละลายนี้เตรียมจาก $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ไม่ใช่จาก BaCl_2 จึงต้องหาว่าจะชั่ง $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ มาหนักกี่กรัม และละลายในน้ำกี่กรัม

9

ตัวอย่าง 1 (ต่อ)

มวลโมเลกุลของ $\text{BaCl}_2 = 208.3$

มวลโมเลกุลของ $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O} = 244.3$

แสดงว่าถ้าต้องการ BaCl_2 208.3 กรัม จะต้องใช้ $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ 244.3 กรัม

∴ เมื่อต้องการ BaCl_2 6 กรัม จึงต้องใช้ $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O} = \frac{6 \times 244.3}{208.3} = 7.04$ กรัม

ดังนั้น ต้องใช้ $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ หนัก 7.04 กรัม ละลายในน้ำ 42.96 กรัม จึงจะได้สารละลาย BaCl_2 เข้มข้น 12% โดยน้ำหนัก จำนวน 50 กรัม

10

2. ส่วนในล้านส่วน (parts per million: ppm)

► เป็นหน่วยที่บอกมวลของตัวถูกละลายที่ละลายอยู่ในสารละลาย 1 ล้านหน่วยมวลเดียวกัน

► เป็นหน่วยความเข้มข้นของสารละลายที่เจือจางมาก ๆ หรือใช้แสดงปริมาณของสิ่งเจือปนที่มีอยู่ในสารเคมีที่บริสุทธิ์ต่าง ๆ

$$\text{ppm} = \frac{\text{weight of solute}}{\text{weight of solution}} \times 10^6$$

เช่น ในแหล่งน้ำแห่งหนึ่งมีสารตะกั่วปนเปื้อนอยู่ 0.2 ppm หมายความว่า น้ำในแหล่งน้ำนั้น 1 ล้านกรัม มีตะกั่วละลายอยู่ 0.2 กรัม

11

3. โมลาริตี (Molarity)

► หมายถึงจำนวนโมลของตัวถูกละลายที่ละลายอยู่ในสารละลาย 1 ลูกบาศก์เดซิเมตร (ลิตร)

► หน่วยคือ โมลต่อลูกบาศก์เดซิเมตร (mol/dm^3), โมลต่อลิตร (mol/L), หรือ โมลาร์ (molar, M)

เช่น ถ้านำ NaCl หนัก 58.44 กรัม (1 โมล) มาเติมน้ำจนสารละลายที่ได้มีปริมาตร 1 ลูกบาศก์เดซิเมตร สารละลาย NaCl ที่ได้นี้จะมีความเข้มข้น 1 M จำนวนโมล สัมพันธ์กับ น้ำหนักของสาร ดังนี้

$$\text{จำนวนโมล} = \frac{\text{น้ำหนัก (g)}}{\text{มวลโมเลกุล (g/mol)}} \Rightarrow n = \frac{g}{M.W.}$$

12

ตัวอย่าง

2. สารละลาย H_2SO_4 เข้มข้น 27% โดยน้ำหนัก และมีความหนาแน่น 1.198 g/cm^3 จะมีความเข้มข้นกี่โมลาร์ (น้ำหนักอะตอมของ S = 32, O = 16.0)

วิธีทำ จากค่าความหนาแน่น สารละลาย 1.198 g มีปริมาตร 1 cm^3

$$\text{ถ้าสารละลายหนัก } 100 \text{ g} \text{ จะมีปริมาตร} = \frac{100 \text{ g} \times 1 \text{ cm}^3}{1.198 \text{ g}} = 83.472 \text{ cm}^3$$

จากโจทย์ H_2SO_4 เข้มข้น 27%w/w แสดงว่าสารละลาย 100 g มี H_2SO_4 อยู่ 27 g

$$\text{ในสารละลาย } 83.472 \text{ cm}^3 \text{ จะมี } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ อยู่ } 27 \text{ g} = \frac{27 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 0.28 \text{ mol}$$

$$\text{ถ้าสารละลาย } 1000 \text{ cm}^3 (1 \text{ dm}^3) \text{ จะมี } \text{H}_2\text{SO}_4 = \frac{1000 \text{ cm}^3 \times 0.28 \text{ mol}}{83.472 \text{ cm}^3} = 3.30 \text{ mol}$$

∴ สารละลาย H_2SO_4 เข้มข้น 3.30 โมลาร์

13

4. โมแลลลิตี (Molality)

หมายถึงจำนวนโมลของตัวถูกละลายที่ละลายอยู่ในตัวทำละลายหนัก 1 กิโลกรัม

➤ หน่วยคือ โมลต่อกิโลกรัม หรือโมแลล (Molal, m)

เช่น สารละลาย HNO_3 เข้มข้น 2.0 โมแลล จะมี HNO_3 2 โมล ละลายอยู่ในน้ำ 1 กิโลกรัม ซึ่งเตรียมได้โดยนำกรด HNO_3 มา 2 โมล เติมลงในน้ำซึ่งหนัก 1 กิโลกรัม

➤ การเตรียมสารในความเข้มข้นนี้มักไม่นิยม เนื่องจากไม่สะดวก เพราะต้องชั่งน้ำหนักของตัวทำละลาย แต่ในงานที่ต้องการเปลี่ยนอุณหภูมิในช่วงที่แตกต่างกันมากก็มักใช้หน่วยความเข้มข้นนี้ เนื่องจากผลการเปลี่ยนอุณหภูมิจะไม่ทำให้ความเข้มข้นในหน่วยนี้เปลี่ยนไป

14

ตัวอย่าง

3. น้ำตาลซึ่งมีสูตร $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ หนัก 10 กรัม ละลายน้ำ 125 กรัม จะมีความเข้มข้นกี่โมแลล (C = 12.0, H = 1, O = 16.0)

$$\text{วิธีทำ} \quad \text{น้ำ } 125 \text{ g} \text{ มีน้ำตาลละลายอยู่ } 10 = \frac{10 \text{ g}}{342 \text{ g/mol}} = 0.029 \text{ mol}$$

$$\text{ดังนั้น น้ำ } 1000 \text{ g (1 kg) จะมีน้ำตาลละลายอยู่} = \frac{1000 \text{ g} \times 0.029 \text{ mol}}{125 \text{ g}}$$

$$= 0.23 \text{ mol}$$

∴ สารละลายมีความเข้มข้น 0.23 โมแลล

15

5. ฟอรัมาลิตี (Formality)

➤ หมายถึงจำนวนกรัมสูตรของตัวถูกละลายที่ละลายอยู่ในสารละลาย 1 ลูกบาศก์เดซิเมตร หน่วยคือ ฟอรัมาล (Formal, F)

➤ คล้ายกับหน่วยโมลาร์ ต่างกันที่ หน่วยโมลาร์ใช้กับสารประกอบที่มีสูตรโมเลกุล แต่หน่วยฟอรัมาลใช้กับสารประกอบไอออนิกซึ่งไม่มีสูตรโมเลกุล

➤ เช่น NaOH เมื่อละลายน้ำจะแตกตัวเป็น Na^+ และ OH^- หมดโดยไม่มี NaOH เหลืออยู่ในสภาพโมเลกุลในสารละลายเลย สารละลาย NaOH 1 ฟอรัมาล จะมี NaOH 1 กรัมสูตร ซึ่งหนัก 40 กรัม ในสารละลาย 1 ลูกบาศก์เดซิเมตร

➤ แต่ นักเคมีมักจะใช้ “โมลาริตี” แทน “ฟอรัมาลิตี” เสมอ เช่น NaOH 1 ฟอรัมาล มักจะกล่าวเป็น NaOH 1 โมลาร์

➤ 1 กรัมสูตร = น้ำหนักโมเลกุล ของสารนั้นๆ

16

ตัวอย่าง

4. ถ้าต้องการเตรียมสารละลาย $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ เข้มข้น 0.1 F จำนวน 1 dm³ จะต้องใช้ $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ หนักเท่าใด และสารละลาย $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ เข้มข้น 0.1 F นี้จะมี Pb^{2+} และ NO_3^- เข้มข้นกี่โมลาร์ (Pb = 207.2, N = 14.0, O = 16)

วิธีทำ น้ำหนักสูตรของ $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = 331.2$

สารละลาย $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ เข้มข้น 0.1 F หมายถึง สารละลาย $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 1 dm³ มี $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ละลายอยู่ 0.1 กรัมสูตร ซึ่งคิดเป็นน้ำหนัก = $0.1 \times 331.2 = 33.12$ กรัม

นั่นคือ ต้องใช้ $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ หนัก 33.12 กรัม

เมื่อ $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 1 โมล ละลายน้ำ จะแตกตัวเป็น Pb^{2+} 1 โมล และ NO_3^- 2 โมล

ดังนั้น $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \longrightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$

ดังนั้นสารละลาย $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0.1 F จะมี Pb^{2+} เข้มข้น 0.1 M และ NO_3^- เข้มข้น 0.2 M

6. นอร์มาลิตี (Normality)

หมายถึง จำนวนกรัมสมมูลของตัวถูกละลายที่ละลายอยู่ในสารละลาย 1 ลูกบาศก์เดซิเมตร

หน่วยคือ นอร์มัล (Normal, N)

เช่น สารละลายกรด HCl เข้มข้น 1 นอร์มัล หมายถึงสารละลาย HCl 1 ลูกบาศก์เดซิเมตร มี HCl ละลายอยู่ 1 กรัมสมมูล ซึ่งคิดเป็นน้ำหนัก 36.5 กรัม

$$N = \frac{\text{จำนวนกรัมสมมูล}}{\text{สารละลาย 1 dm}^3}$$

$$\text{จำนวนกรัมสมมูล} = \frac{\text{น้ำหนัก (กรัม)}}{\text{น้ำหนักกรัมสมมูล (กรัม)}}$$

18

6. นอร์มาลิตี (Normality)

น้ำหนักกรัมสมมูลของสาร สามารถหาได้โดย น้ำหนักกรัมสมมูลของ

กรด : น้ำหนักเป็นกรัมของกรดที่สามารถให้ H^+ ได้ 1 โมล เช่น HCl 1 โมล ซึ่งหนัก 36.5 กรัม สามารถให้ H^+ 1 โมล

น้ำหนักกรัมสมมูลของ HCl จึงเท่ากับ $\frac{36.5}{1} = 36.5$ กรัม

และ H_2SO_4 ซึ่งหนัก 98 กรัม สามารถให้ H^+ 2 โมล

น้ำหนักกรัมสมมูลของ H_2SO_4 จึงเท่ากับ $\frac{98}{2} = 49$ กรัม

$$\text{น้ำหนักกรัมสมมูลของกรด} = \frac{\text{มวลโมเลกุลของกรด}}{\text{จำนวนโมลของ } \text{H}^+ \text{ ที่แตกตัว}}$$

19

น้ำหนักกรัมสมมูลของเบส : น้ำหนักเป็นกรัมของเบสที่สามารถให้ OH^- 1 โมล หรือรับ H^+ 1 โมล

เช่น NaOH 1 โมล ซึ่งหนัก 40 กรัม สามารถให้ OH^- 1 โมล น้ำหนักกรัมสมมูลของ NaOH จึงเท่ากับ $\frac{40}{1} = 40$ กรัม และ $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 1 โมล ซึ่งหนัก 74 กรัม สามารถให้ OH^- 2 โมล

น้ำหนักกรัมสมมูลของ $\text{Ca}(\text{OH})_2$ จึงเท่ากับ $\frac{74}{2} = 37$ กรัม

น้ำหนักกรัมสมมูลของเกลือ : น้ำหนักเป็นกรัมของเกลือที่สามารถให้ประจุบวกหรือประจุลบ 1 โมล

เช่น NaCl 1 โมล ซึ่งหนัก 58.5 กรัม สามารถให้ Na^+ 1 โมล หรือ Cl^- 1 โมล NaCl จึงมีน้ำหนักกรัมสมมูล $\frac{58.5}{1} = 58.5$ กรัม

หรือ AlCl_3 1 โมล ซึ่งหนัก 133.5 กรัม สามารถให้ Al^{3+} 1 โมล (ประจุบวก 3 โมล) หรือ Cl^- 3 โมล (ประจุลบ 3 โมล) จึงมีน้ำหนักกรัมสมมูล $\frac{133.5}{3} = 44.5$ กรัม

20

น้ำหนักกรัมสมมูลของสารที่เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน-รีดักชัน : เป็น

ปริมาณของสารที่ให้หรือรับอิเล็กตรอน 1 โมล

- ▶ ตัวรีดิวซ์ 1 กรัมสมมูล จะให้อิเล็กตรอน 1 โมล
- ▶ ตัวออกซิไดส์ 1 กรัมสมมูล จะรับอิเล็กตรอน 1 โมล
- ▶ ตัวรีดิวซ์ 1 กรัมสมมูลจะทำปฏิกิริยาพอดีกับตัวออกซิไดส์ 1 กรัมสมมูล (ตัวรีดิวซ์และตัวออกซิไดส์จะทำปฏิกิริยาพอดีด้วยจำนวนกรัมสมมูลที่เท่ากัน)

น้ำหนักกรัมสมมูลของตัวออกซิไดส์หรือตัวรีดิวซ์ = $\frac{\text{น้ำหนักกรัมสูตร (กรัม)}}{\text{จำนวนเลขออกซิเดชันที่เปลี่ยนไปต่อ 1 สูตร}}$

21

- เช่น เมื่อ KMnO_4 ถูกรีดิวซ์เป็น Mn^{2+}



เลขออกซิเดชันของ Mn เปลี่ยนจาก +7 ใน KMnO_4 เป็น +2 ใน Mn^{2+}

KMnO_4 1 โมล รับอิเล็กตรอน 5 โมล

KMnO_4 1 กรัมสมมูล = KMnO_4 1/5 โมล = 158/5 กรัม = 31.6 กรัม

น้ำหนักกรัมสมมูลของ KMnO_4 = 31.6 กรัม

- KMnO_4 เข้มข้น 1 นอร์มัล มี KMnO_4 ละลายอยู่ 1 กรัมสมมูล หรือ 1/5 โมล ในสารละลาย 1 ลูกบาศก์เดซิเมตร

22

นอร์มัลลิตี และโมลาลิตี มีความสัมพันธ์กัน ดังนี้

$$N = nM$$

เมื่อ n = จำนวนอิเล็กตรอนที่รับหรือให้ต่อสาร 1 โมล ในปฏิกิริยาออกซิเดชัน-รีดักชัน

เช่น กรณี KMnO_4 ถูกรีดิวซ์เป็น Mn^{2+} n มีค่าเท่ากับ 5 ดังนั้น สารละลาย KMnO_4 1 นอร์มัล คือ สารละลาย 0.20 โมลาร์

$$(N = nM) \quad 1 = 5M$$

$$M = 1/5 = 0.20 \text{ โมลาร์}$$

23

ตัวอย่าง

5. จงคำนวณหานอร์มัลลิตีของสารละลายต่อไปนี้

(1) HNO_3 7.88 g ในสารละลาย 1 dm³ (N = 14, O = 16.0, Na = 23.0)

วิธีทำ น้ำหนักกรัมสูตรของ HNO_3 = 63.0 g

น้ำหนักกรัมสมมูลของ HNO_3 = 63.0 g

N = จำนวนกรัมสมมูลของตัวถูกละลายในสารละลาย 1 dm³

สารละลาย 1 dm³ มี HNO_3 ละลายอยู่ = 7.88 g

$$\text{ดังนั้น จำนวนกรัมสมมูล} = \frac{\text{น้ำหนัก (g)}}{\text{น้ำหนักกรัมสมมูล (g)}} = \frac{7.88 \text{ g}}{63.0 \text{ g/g equiv.}} = 0.1251$$

∴ นอร์มัลลิตีของสารละลาย HNO_3 = 0.1251 N

24

ตัวอย่าง

(2) Na_2CO_3 26.5 g ในสารละลาย 1 dm³

วิธีทำ น้ำหนักกรัมสูตรของ Na_2CO_3 = 106.0 g

$$\text{น้ำหนักกรัมสมมูลของ } \text{Na}_2\text{CO}_3 = \frac{106.0}{2} = 53.0 \text{ g}$$

สารละลาย 1 dm³ มี Na_2CO_3 ละลายอยู่ = 26.5 g

$$\text{จำนวนกรัมสมมูล} = \frac{\text{น้ำหนัก (g)}}{\text{น้ำหนักกรัมสมมูล (g)}} = \frac{26.5 \text{ g}}{53}$$

$$= 0.500 \text{ กรัมสมมูล}$$

∴ สารละลาย Na_2CO_3 เข้มข้น 0.50 N

25

ตัวอย่าง

- เมื่อ FeSO_4 ทำปฏิกิริยากับ KMnO_4 ใน H_2SO_4 จะได้ $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ และ MnSO_4 จงคำนวณหาน้ำหนักของ FeSO_4 ที่ทำปฏิกิริยาพอดีกับ KMnO_4 หนัก 3.71 g



FeSO_4 1 โมล ให้เล็กตรอน 1 โมล

FeSO_4 1 กรัมสมมูล = FeSO_4 1 โมล = 152 กรัม



KMnO_4 1 โมล รับอิเล็กตรอน 5 โมล

ดังนั้น KMnO_4 1/5 โมล รับอิเล็กตรอน 1 โมล

26

ตัวอย่าง

KMnO_4 1 กรัมสมมูล = KMnO_4 1/5 โมล = 158/5 กรัม = 31.6 กรัม

แต่ FeSO_4 1 กรัมสมมูล ทำปฏิกิริยาพอดีกับ KMnO_4 1 กรัมสมมูล

นั่นคือ FeSO_4 หนัก 152 กรัม ทำปฏิกิริยาพอดีกับ KMnO_4 หนัก 31.6 กรัม

KMnO_4 หนัก 31.6 กรัม ทำปฏิกิริยาพอดีกับ FeSO_4 หนัก 152 กรัม

$$\begin{aligned} \text{KMnO}_4 \text{ หนัก 3.71 กรัม ทำปฏิกิริยาพอดีกับ } \text{FeSO}_4 \text{ หนัก} &= \frac{3.71 \times 152}{31.6} \text{ กรัม} \\ &= 17.8 \text{ กรัม} \end{aligned}$$

27

7. เศษส่วนโมล (Mole Fraction)

- เศษส่วนโมลของสารองค์ประกอบหนึ่งในสารละลาย คือ จำนวนโมลของสารองค์ประกอบนั้นหารด้วยจำนวนโมลของสารองค์ประกอบทั้งหมดในสารละลาย
- ถ้าสารละลายประกอบด้วยองค์ประกอบ 2 ชนิด เศษส่วนโมลของแต่ละสารองค์ประกอบเขียนได้ดังนี้

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} \quad \text{และ} \quad X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$$

X_A = เศษส่วนโมลของสารองค์ประกอบที่ 1

X_B = เศษส่วนโมลของสารองค์ประกอบที่ 2

n_A = จำนวนโมลของสารองค์ประกอบที่ 1 ในสารละลาย

n_B = จำนวนโมลของสารองค์ประกอบที่ 2 ในสารละลาย

28

7. เศษส่วน โมล (Mole Fraction)

- ผลบวกของเศษส่วนโมลของสารองค์ประกอบทั้งหมด เท่ากับ 1 เสมอ

$$n_A + n_B = 1$$

- ถ้าต้องการทราบโมลเปอร์เซ็นต์ (Mole Percent) ทำได้โดยนำ 100 คูณ เข้ากับเศษส่วนโมล

$$\text{โมลเปอร์เซ็นต์} = 100 \times \text{เศษส่วนโมล}$$

29

ตัวอย่าง

6. สารละลายประกอบด้วยน้ำ 36.0 g และกลีเซอริน $[C_3H_5(OH)_3]$ 46.0 g

จงคำนวณหาเศษส่วนโมลของน้ำและกลีเซอริน ($H=1.0$, $C=12.00$)

วิธีทำ น้ำหนักสูตรของน้ำ	=	18.0 กรัม
น้ำหนักสูตรของกลีเซอริน	=	92.0 กรัม
จำนวนโมลของน้ำ	=	$36.0/18.0 = 2.0$ โมล
จำนวนโมลของกลีเซอริน	=	$46.0/92.0 = 0.50$ โมล
จำนวนโมลทั้งหมด	=	$2.0 + 0.50 = 2.50$ โมล
เศษส่วนโมลของน้ำ	= $\frac{2.0}{2.50}$	= 0.80
เศษส่วนโมลของกลีเซอริน	= $\frac{0.50}{2.50}$	= 0.20

30

สารละลายอิเล็กโทรไลต์

- สารอิเล็กโทรไลต์: สารที่เมื่อละลายน้ำหรืออยู่ในสภาพหลอมเหลวแล้วสามารถนำไฟฟ้าได้ เช่น สารละลาย $NaCl$, KNO_3 , HCl
- สารเหล่านี้ละลายน้ำได้เนื่องจาก ตัวถูกละลายประกอบด้วยไอออน การละลายน้ำหรือการหลอมเหลวทำให้ไอออนแตกตัวเป็นไอออนอิสระ แล้วไอออนอิสระจะเคลื่อนตัวไปยังอิเล็กโทรดที่มีประจุตรงกันข้าม ไอออนบวกเคลื่อนที่ไปยังแคโทด ไอออนลบเคลื่อนที่ไปยังแอโนด

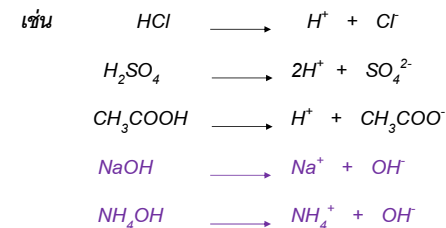
- อิเล็กโทรไลต์แก่ จะแตกตัวให้ไอออนอิสระได้มาก
- อิเล็กโทรไลต์อ่อน จะแตกตัวให้ไอออนอิสระได้น้อย
- Non-electrolyte ไม่แตกตัวเป็นไอออน เช่น น้ำตาล

31

นิยามกรด-เบส

1. นิยามของอาร์เรเนียส (Arrhenius Concept)

- กรด (Acid) คือ สารซึ่งเมื่อละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ H^+ (Hydrogen Ion)
- เบส (Base) คือ สารซึ่งเมื่อสารละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ OH^- (Hydroxyl Ion)



- ความแรงของกรด-เบสขึ้นกับความสามารถในการแตกตัวให้ H^+ และ OH^-

32

นิยามกรด-เบส

2. นิยามของบรอนสเตด-เลารี (Bronsted-Lowry Concept)

- กรด คือสารที่ให้โปรตอน
- เบส คือสารที่รับโปรตอน
- ปฏิกริยาระหว่างกรดกับเบสจะเป็นการเคลื่อนย้ายโปรตอนจากกรดไปยังเบส



HCl จะให้ H^+ แก่น้ำ และน้ำจะรับ H^+ จาก HCl

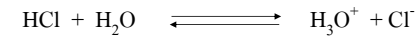
ตามนิยามนี้ HCl เป็นกรด และน้ำเป็นเบส

Cl^- ซึ่งเป็นส่วนที่เหลือหลังจากกรดให้ H^+ ไปแล้ว อาจรับ H^+ จาก H_3O^+ และเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับได้ ในลักษณะนี้ Cl^- กลายเป็นเบส และ H_3O^+ กลายเป็นกรด

33

นิยามกรด-เบส

จะเห็นได้ว่าปฏิกิริยารวมจะเป็นสภาวะสมดุลของกรดและเบส 2 คู่ ดังนี้



กรด1 เบส2 กรด2 เบส1

โดยมี HCl และ Cl^- เป็นคู่กรด-เบส คู่ที่ 1 และ H_3O^+ และ H_2O เป็นคู่กรด-เบส คู่ที่ 2

- ความแรงของกรดและเบสขึ้นอยู่กับความสามารถในการให้และการรับโปรตอน
- คู่กรด-เบส คู่หนึ่ง ถ้ากรดเป็นกรดแก่ คู่เบสจะเป็นเบสอ่อน
- กรดหรือเบสอาจเป็นโมเลกุลหรือไอออนก็ได้

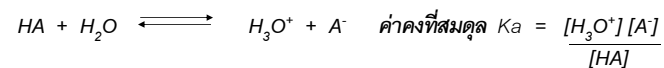
34

นิยามกรด-เบส

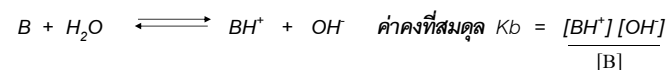
- น้ำ อาจให้โปรตอนหรือรับโปรตอนก็ได้ คือน้ำเป็นได้ทั้งกรดและเบส

⇒ แอมโฟเทอริก (Amphoteric) หรือ แอมฟิโปรติก (Amphiprotic)

- สมมุติ HA เป็นกรดชนิดหนึ่ง จะมีสมดุลในน้ำดังนี้



- สมมุติ B เป็นเบสชนิดหนึ่ง จะมีสมดุลในน้ำดังนี้



K_a และ K_b คือ ค่าคงที่ของการแตกตัว ของกรดและเบส ตามลำดับ

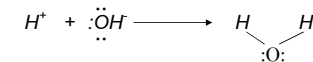
ถ้ามีค่าสูง แสดงว่ามีการแตกตัวมาก แปลว่าเป็นกรดหรือเบสแรง(แก่)

35

นิยามกรด-เบส

3. นิยามของลิวอิส (Lewis Concept)

- กรด คือสารที่รับคู่อิเล็กตรอนจากเบสแล้วเกิดพันธะโคเวเลนต์
- เบส คือสารที่สามารถให้คู่อิเล็กตรอนในการเกิดพันธะโคเวเลนต์



OH^- จัดเป็นเบสเพราะให้คู่อิเล็กตรอนกับ H^+

และ H^+ จัดเป็นกรด เพราะรับคู่อิเล็กตรอนจาก OH^- แล้วเกิดพันธะ O-H

- สารประกอบที่มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนไม่ครบแปด เรียก กรดลิวอิส (Lewis Acid)
- สารประกอบที่มีคู่อิเล็กตรอนที่ยังไม่ได้ใช้สร้างพันธะ เรียก เบสลิวอิส (Lewis Base)

36

นิยามกรด-เบส

- ถ้า เบส ประกอบด้วยหลายอะตอม อะตอมที่ทำหน้าที่ให้คู่อิเล็กตรอนในการสร้างพันธะ เรียกว่า Donor Atom เช่น O ใน OH^-

- กรดลิวอิส = อิเล็กโตรไฟล์ (Electrophile)

อะตอมหรือไอออนบวกที่มีออร์บิทัลว่างพอที่จะรับคู่อิเล็กตรอนเมื่อทำปฏิกิริยากับเบส

- เบสลิวอิส = นิวคลีโอไฟล์ (Nucleophile)

ต้องมีคู่อิเล็กตรอนที่จะให้กับนิวเคลียสอื่นที่ขาดอิเล็กตรอน

37

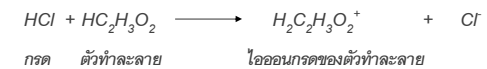
นิยามกรด-เบส

4. นิยามของระบบตัวทำละลาย

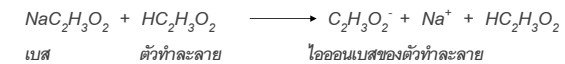
- กรด คือ สารที่ให้ไอออนบวกของตัวทำละลายที่เรียกว่า **ไอออนกรด**

- เบส คือ สารที่ให้ไอออนลบของตัวทำละลายที่เรียกว่า **ไอออนเบส**

เช่น HCl เป็นกรด ในตัวทำละลายกรดอะซิติกปริสทุธิ ($\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$) เพราะสามารถละลายและแตกตัวให้ไอออนกรด $\text{H}_2\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^+$



$\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ เป็นเบสในตัวทำละลายกรดอะซิติกปริสทุธิ เพราะสามารถละลายและแตกตัวให้ไอออนเบส ($\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$)

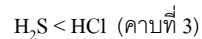
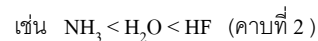


38

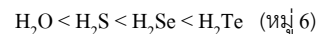
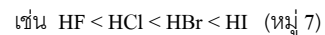
ความแรงของกรด

- กรดไฮโดร (H_nX เมื่อ X เป็นอโลหะ) ของธาตุที่อยู่คาบเดียวกัน

ความแรงของกรดเพิ่มขึ้นเมื่อธาตุมีเลขอะตอมสูงขึ้น



- ความแรงของกรดไฮโดรของอโลหะในหมู่เดียวกันจะเพิ่มขึ้นเมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้น



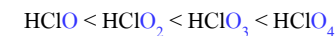
39

ความแรงของกรด

- กรดออกซีที่ประกอบด้วย H, O และอโลหะ และมีโครงสร้างเป็น H-O-X (เมื่อ X เป็นอโลหะ) ความแรงของกรดเพิ่มขึ้นเมื่อค่า EN ของ X สูงขึ้น



- ถ้าเป็นกรดออกซีของอโลหะตัวเดียวกัน ถ้าจำนวนอะตอมของ O ที่ยึดกับ X เพิ่มขึ้น ความแรงของกรดจะเพิ่มขึ้น



หรือ อาจมองได้ว่า ความแรงของกรด เพิ่มขึ้นตามเลขออกซิเดชันของคลอรีน

40

ความแรงของกรด

- ธาตุที่อยู่คาบเดียวกัน ความแรงของเบสลดลง เมื่อค่า EN เพิ่มขึ้น

เช่น เบสที่เป็นไอออน $\text{NH}_2^- > \text{OH}^- > \text{F}^-$

เบสที่เป็นโมเลกุล $\text{NH}_3 > \text{H}_2\text{O} > \text{HF}$ (ค่า EN ของ $\text{N} < \text{O} < \text{F}$)

- เบสที่เป็นไอออนลบอะตอมเดียว

ความแรงของเบสลดลง เมื่อประจุของไอออนลดลง

$\text{N}^{3-} > \text{O}^{2-} > \text{F}^-$ และ

$\text{N}^{3-} > \text{NH}^{2-} > \text{NH}_2^- > \text{NH}_3$

41

ค่าคงที่ของการแตกตัวเป็นไอออนของกรดอ่อน, K_a

- สมมุติ HA เป็นกรดชนิดหนึ่ง จะมีสมดุลในน้ำดังนี้



$$\text{ค่าคงที่การแตกตัวของกรด } K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

เช่น ถ้าเป็นกรดอ่อน กรดอะซิติก (CH_3COOH) ละลายน้ำจะแตกตัวให้ H^+ และไอออนลบของกรด ดังสมการ



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

42

ค่าคงที่ของการแตกตัวเป็นไอออนของกรดอ่อน, K_a

- เศษส่วนการแตกตัวของกรด (α) = $\frac{\text{จำนวนโมลของกรดที่แตกตัว}}{\text{จำนวนโมลของกรดทั้งหมด}}$

$$\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

$$\text{ร้อยละของการแตกตัวของกรด} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} \times 100$$

43

ค่าคงที่ของการแตกตัวเป็นไอออนของเบสอ่อน, K_b

- สมมุติ B เป็นเบสชนิดหนึ่ง จะมีสมดุลในน้ำดังนี้



$$\text{ค่าคงที่ของการแตกตัวของเบส } K_b = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

- เช่น ถ้าเป็นเบสอ่อน แอมโมเนีย (NH_3) เมื่อละลายน้ำจะแตกตัวดังสมการ



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

44

ค่าคงที่ของการแตกตัวเป็นไอออนของเบสอ่อน, K_b

- เศษส่วนการแตกตัวของเบส (α) = $\frac{\text{จำนวนโมลของเบสที่แตกตัว}}{\text{จำนวนโมลของเบสทั้งหมด}}$

$$\alpha = \frac{[\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

$$\text{ร้อยละของการแตกตัวของเบส} = \frac{[\text{OH}^-]}{[\text{B}]} \times 100$$

45

ค่าคงที่ผลคูณของไอออนของน้ำ, K_w

- จากการแตกตัวของกรดและเบสในน้ำ จะเห็นว่าน้ำสามารถรับและให้โปรตอนได้ ดังนั้น น้ำจึงมีการแตกตัวดังนี้



ปฏิกิริยานี้เรียกว่า การแตกตัวได้เอง (Autoprotolysis หรือ Self-ionization) ของน้ำ

ค่าคงที่ผลคูณของไอออนของน้ำ $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$

$$\text{หรือ} \quad K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

- น้ำบริสุทธิ์ ความเข้มข้นของ H_3O^+ ต้องเท่ากับ OH^- เสมอ นั่นคือ

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$$

46

มาตราส่วน pH

- สารละลายในน้ำ ไม่ว่าจะเป็นกรดหรือเป็นเบสหรือเป็นกลาง ก็ย่อมประกอบไปด้วย H_3O^+ และ OH^- เสมอ โดยมีผลคูณของไอออนทั้งสองเท่ากับ 10^{-14}

ดังนั้นถ้าทราบ $[\text{H}_3\text{O}^+]$ อย่างเดียวก็สามารถบอกได้ว่าสารละลายเป็นกรด เป็นเบส หรือเป็นกลาง

- มาตราส่วน pH (pH scale)

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] \quad \text{หรือ} \quad \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

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

$$\text{เนื่องจาก} \quad [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$\text{เมื่อใส่ } \log \text{ ทั้งสองข้าง} \quad \log[\text{H}^+][\text{OH}^-] = \log 10^{-14}$$

$$\log[\text{H}^+] + \log[\text{OH}^-] = -14 \log 10$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

47

- สารละลายกรด จะมี $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ $\text{pH} < 7$

- สารละลายเบส จะมี $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ $\text{pH} > 7$

- สารละลายที่เป็นกลาง จะมี $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$

$$\text{pH} = \text{pOH} = 7$$

- จงคำนวณหา pH ของสารละลายกรดที่มี $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$

$$\text{วิธีทำ} \quad \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log [3 \times 10^{-3}] = -\log [0.003] = -(-2.523)$$

$$= 2.523 \quad \text{Ans}$$

- จงคำนวณหา pH ของสารละลายกรดเข้มข้น 0.002 mol/dm^3

$$\text{วิธีทำ} \quad \text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log [0.002] = -(-2.699) = 2.699 \quad \text{Ans}$$

48

ตัวอย่าง

7. จงคำนวณหาความเข้มข้นของสารละลายต่อไปนี้ที่มี pH = 4.5

(7.1) $[H_3O^+]$

(7.2) $[OH^-]$

วิธีทำ (7.1)

$$pH = -\log [H_3O^+] = 4.5$$

$$[H_3O^+] = 10^{-4.5} = 10^{0.5} \times 10^{-5} = 3.16 \times 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

วิธีทำ (7.2)

$$pH + pOH = 14$$

$$4.5 + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - 4.5 = 9.5$$

$$-\log [OH^-] = pOH = 9.5$$

$$[OH^-] = 10^{-9.5} = 10^{0.5} \times 10^{-10} = 3.16 \times 10^{-10} \text{ mol/dm}^3$$

49

ปฏิกิริยาระหว่างกรด-เบส

- กรดแก่ = กรดที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ไฮโดรเจนไอออน (H^+) หรือไฮโดรเนียมไอออน (H_3O^+) เกือบทั้งหมด เช่น HCl , H_2SO_4
- กรดอ่อน = กรดที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ไฮโดรเจนไอออน (H^+) หรือไฮโดรเนียมไอออน (H_3O^+) เพียงบางส่วน เช่น CH_3COOH
- เบสแก่ = เบสที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ไฮดรอกไซด์ไอออน (OH^-) ได้มาก เช่น $NaOH$, KOH
- เบสอ่อน = เบสที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ไฮดรอกไซด์ไอออน (OH^-) น้อย เช่น NH_4OH
- ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นระหว่างกรดกับเบส แล้วได้เกลือกับน้ำ เรียกว่า การทำให้เป็นกลาง
- ถ้าปริมาณของ H^+ พอดีกับ OH^- จุดที่ได้เรียกว่า จุดสมมูล (Equivalent Point) 50

ปฏิกิริยาระหว่างกรด-เบส

- ปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่-เบสแก่

เช่น ปฏิกิริยาระหว่าง HCl กับ $NaOH$ ที่จุดสะเทินจะได้เกลือ $NaCl$ ซึ่งเป็นสารละลายที่มีฤทธิ์เป็นกลาง pH = 7



- ปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่-เบสอ่อน

เช่น ปฏิกิริยาระหว่าง HCl กับ NH_4OH ที่จุดสะเทินจะได้เกลือ NH_4Cl เกลื่อนี้จะเกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิสในน้ำ โดย NH_4^+ จะไปทำปฏิกิริยากับน้ำ เกิดเป็นสารละลายที่มีสภาพเป็นกรด (pH ~ 3-4)



51

ปฏิกิริยาระหว่างกรด-เบส

- ปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อน-เบสแก่

เช่น ปฏิกิริยาระหว่าง CH_3COOH กับ $NaOH$ ที่จุดสะเทินจะได้เกลือ CH_3COONa ซึ่ง CH_3COO^- จะเกิดไฮโดรไลซิสในน้ำให้สารละลายที่มีสภาพเป็นเบส (pH ~ 9-10)



- ปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อน-เบสอ่อน

ที่จุดสะเทินจะพิจารณาจากค่าคงที่ของการแตกตัว K_a และ K_b

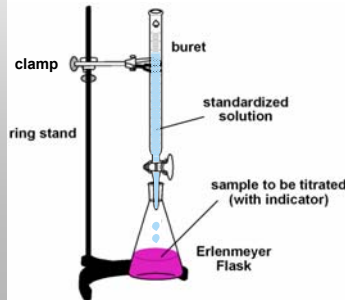
ถ้า $K_a = K_b$ ที่จุดสะเทิน pH = 7

ถ้า $K_a > K_b$ การแตกตัวของกรดจะมากกว่าเบส ที่จุดสะเทิน สารละลายจะเป็น กรด

ถ้า $K_a < K_b$ การแตกตัวของกรดจะน้อยกว่าเบส ที่จุดสะเทิน สารละลายจะเป็น เบส 52

การไทเทรตกรดและเบส

- เป็นการนำกรดและเบสมาทำปฏิกิริยากัน เพื่อหาปริมาณของกรดและเบสที่ทำปฏิกิริยากันพอดี โดยมีสารละลายหนึ่งเป็นสารละลายที่ทราบค่าความเข้มข้น เรียกว่า สารละลายมาตรฐาน ซึ่งจะใส่ไว้ในบิวเรต ส่วนอีกสารละลายหนึ่งเป็นสารละลายที่ต้องการทราบค่าความเข้มข้นจะใส่ไว้ในขวดรูปชมพู่ และหยดอินดิเคเตอร์ลงไป 2-3 หยด แล้วค่อยๆ เปิดให้สารละลายจากบิวเรตลงไป ในสารละลายในขวดรูปชมพู่จนกรดและเบสทำปฏิกิริยากันพอดี เรียกว่า **จุดสมมูล** และถ้าไทเทรตต่อจากนั้นจนสีของสารละลายเปลี่ยนสีอ่อนๆ อย่างถาวร เรียกจุดนี้ว่า **จุดยุติ**



53

ตัวอย่าง

8. จงหาค่า pH ของสารละลายเมื่อทดลองหยดสารละลาย NaOH เข้มข้น 0.10 M จำนวน 50 cm³ ลงในสารละลาย HCl เข้มข้น 0.10 M จำนวน 100 cm³

วิธีทำ NaOH เข้มข้น 0.10 M แสดงว่า

ในสารละลาย 1000 cm³ มี NaOH = 0.10 โมล

ถ้าในสารละลาย 50 cm³ มี NaOH = $\frac{0.10 \text{ โมล} \times 50 \text{ cm}^3}{1000 \text{ cm}^3} = 0.005 \text{ โมล}$

HCl เข้มข้น 0.10 M แสดงว่า

ในสารละลาย 1000 cm³ มี HCl = 0.10 โมล

ถ้าในสารละลาย 100 cm³ มี HCl = $\frac{0.10 \text{ โมล} \times 100 \text{ cm}^3}{1000 \text{ cm}^3} = 0.01 \text{ โมล}$

54

ตัวอย่าง 8 (ต่อ)

สมการแสดงปฏิกิริยาระหว่าง HCl กับ NaOH ที่ทำให้ดุลแล้วเป็นดังนี้



ซึ่งแสดงว่า HCl ทำปฏิกิริยากับ NaOH ด้วยจำนวนโมลที่เท่ากันคือ 1:1 แต่จากการทดลองนี้ในสารละลาย HCl มี HCl อยู่ 0.01 โมล สารละลาย NaOH มี NaOH อยู่ 0.005 โมล แสดงว่า

หลังปฏิกิริยาจะเหลือ HCl = 0.01 โมล - 0.005 โมล = 0.005 โมล

ในปฏิกิริยาสารละลายทั้งหมด = สารละลาย HCl + สารละลาย NaOH
 $= 100 \text{ cm}^3 + 50 \text{ cm}^3$
 $= 150 \text{ cm}^3$

55

ตัวอย่าง 8 (ต่อ)

ในสารละลาย 150 cm³ เหลือ HCl = 0.005 โมล

ถ้าในสารละลาย 1000 cm³ เหลือ HCl = $\frac{0.005 \text{ โมล} \times 1000 \text{ cm}^3}{150 \text{ cm}^3} = 0.033 \text{ โมล}$

ดังนั้น HCl เข้มข้น = 0.033 M

หาค่า pH ได้ดังนี้ $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$

เนื่องจาก HCl เป็นกรดแก่ ซึ่งในปฏิกิริยาจะแตกตัวให้ H⁺ ที่มีอยู่ทั้งหมดคือ 0.033 M

$\text{pH} = -\log[0.033]$
 $= 1.48$

∴ pH ของสารละลาย = 1.48

56

ตัวอย่าง

9. จงหาค่า pH ของสารละลายเมื่อทดลองหยดสารละลาย NaOH เข้มข้น 0.10 M จำนวน 50 cm³ ลงในสารละลาย CH₃COOH เข้มข้น 0.10 M จำนวน 100 cm³

กำหนดให้ K_a ของ CH₃COOH = 1.8×10^{-5}

วิธีทำ NaOH เข้มข้น 0.10 M แสดงว่า

ในสารละลาย 1000 cm³ มี NaOH = 0.10 โมล

ถ้าในสารละลาย 50 cm³ มี NaOH = $\frac{0.10 \text{ โมล} \times 50 \text{ cm}^3}{1000 \text{ cm}^3} = 0.005 \text{ โมล}$

CH₃COOH เข้มข้น 0.01 M แสดงว่า

ในสารละลาย 1000 cm³ มี CH₃COOH = 0.01 โมล

ถ้าในสารละลาย 100 cm³ มี CH₃COOH = $\frac{0.01 \text{ โมล} \times 100 \text{ cm}^3}{1000 \text{ cm}^3} = 0.01 \text{ โมล}$

57

ตัวอย่าง 9 (ต่อ)

สมการแสดงปฏิกิริยาระหว่าง NaOH กับ CH₃COOH ที่ดุลแล้วเป็นดังนี้



ซึ่งแสดงว่า NaOH ทำปฏิกิริยากับ CH₃COOH ด้วยจำนวนโมลที่เท่ากัน คือ 1:1 แต่จากการทดลอง ในสารละลาย NaOH มี NaOH อยู่ 0.005 โมล และสารละลาย CH₃COOH มี CH₃COOH อยู่ 0.01 โมล ดังนั้น

หลังปฏิกิริยาจะเหลือ CH₃COOH = 0.01 โมล - 0.005 โมล = 0.005 โมล

ในปริมาตรสารละลายทั้งหมด = 100 + 50 = 150 cm³

ในสารละลาย 150 cm³ เหลือ CH₃COOH = 0.005 โมล

ในสารละลาย 150 cm³ เหลือ CH₃COOH = 0.005 โมล

ถ้าในสารละลาย 1000 cm³ เหลือ CH₃COOH = $\frac{0.005 \text{ โมล} \times 1000 \text{ cm}^3}{150 \text{ cm}^3} = 0.033 \text{ โมล}$

58

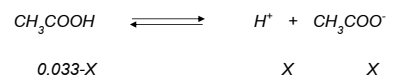
ตัวอย่าง 9 (ต่อ)

ดังนั้น CH₃COOH เข้มข้น = 0.033 M

หาค่า pH จาก $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$

สามารถหาค่า [H⁺] ได้ 2 วิธี ดังนี้

วิธีที่ 1 เนื่องจาก CH₃COOH เป็นกรดอ่อน แตกตัวได้ดังนี้



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

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(X)(X)}{0.033-X}$$

59

ตัวอย่าง 9 (ต่อ)

ให้ 0.033-X มีค่าประมาณ 0.033 เนื่องจาก X มีค่าน้อยมาก เมื่อเทียบกับ 0.033

$$\text{ดังนั้น} \quad 1.8 \times 10^{-5} = \frac{X^2}{0.033}$$

$$X^2 = 0.033 \times 1.8 \times 10^{-5}$$

$$X = 7.707 \times 10^{-4}$$

$$\text{นั่นคือ } [\text{H}^+] = 7.707 \times 10^{-4}$$

หาค่า pH จาก $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$

$$= -\log[7.707 \times 10^{-4}]$$

$$\therefore \text{pH} = 3.11$$

60

ตัวอย่าง 9 (ต่อ)

วิธีที่ 2 หาจากสูตร $[H^+] = \sqrt{C_a \cdot K_a}$

เมื่อ C_a คือความเข้มข้นของกรด = 0.033 M

$$[H^+] = \sqrt{0.033 \times 1.8 \times 10^{-5}} = 7.707 \times 10^{-4}$$

จากนั้นหาค่า pH จาก $pH = -\log[H^+]$

$$= -\log [7.707 \times 10^{-4}]$$

$$= 3.1131$$

$\therefore$ pH ของสารละลาย = 3.11

61

ตัวอย่าง

10. จงหาความเข้มข้นของสารละลาย CH_3COOH ที่มี pH = 5.3

กำหนดให้ K_a ของ $CH_3COOH = 1.85 \times 10^{-5}$

วิธีทำ หา $[H^+]$ จาก $pH = -\log[H^+]$

$$5.3 = -\log[H^+]$$

$$-\log[H^+] = 5.3$$

$$[H^+] = 10^{-5.3} = 5.012 \times 10^{-6}$$

หาความเข้มข้นของ CH_3COOH

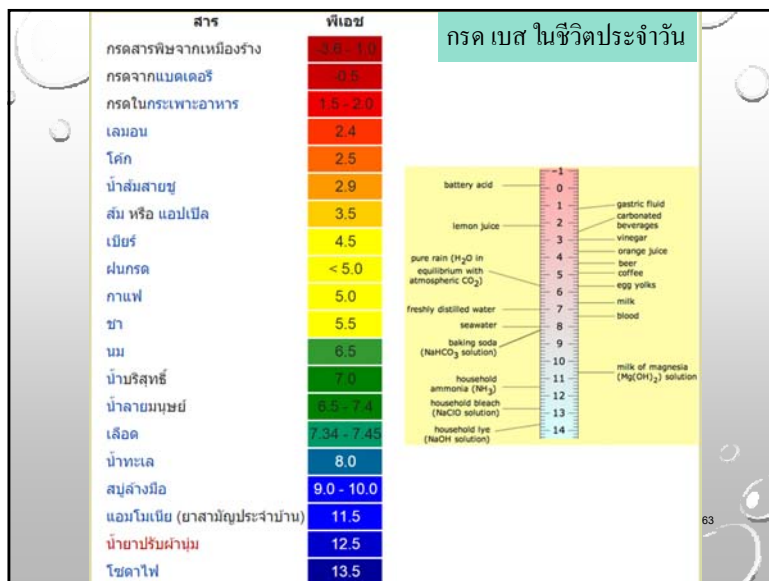
$$[H^+] = \sqrt{C_a \cdot K_a}$$

$$5.012 \times 10^{-6} = \sqrt{C_a \times 1.85 \times 10^{-5}}$$

$$C_a = 3.414 \times 10^{-2}$$

$\therefore$ ความเข้มข้นของ $CH_3COOH = 3.41 \times 10^{-2} M$

62



63