



สารละลายและ สมดุลกรดเบส

อ.ดร. นีรวรรณ ธรรมจันทร์

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

ชนิดของการละลาย

แบ่งได้ 3 ชนิด ตามสถานะ คือ การละลายแก๊ส การละลายของเหลว และการละลายของแข็ง

การละลาย	สถานะของตัวทำละลาย	สถานะของตัวถูกละลาย	ตัวอย่างการละลาย
การละลาย แก๊ส	แก๊ส แก๊ส แก๊ส	ของแข็ง ของเหลว แก๊ส	ไอของ I_2 ในอากาศ อากาศชื้น (น้ำในอากาศ) อากาศ (O_2 และอื่นๆใน N_2)
การละลาย ของเหลว	ของเหลว ของเหลว ของเหลว	ของแข็ง ของเหลว แก๊ส	น้ำเกลือ (น้ำ+เกลือแกง) แอลกอฮอล์ในน้ำ โซดา (CO_2 ในน้ำ)
การละลาย ของแข็ง	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

1. ร้อยละของตัวถูกละลาย

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

➤ เช่น สารละลาย NaCl เข้มข้น 2% โดยน้ำหนัก หมายถึง

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

➤ หน่วยนี้ใช้กันมากเมื่อตัวถูกละลายเป็นของแข็ง

1. ร้อยละของตัวถูกละลาย

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

- เช่น สารละลายแอลกอฮอล์เข้มข้น 10% โดยปริมาตร หมายถึง แอลกอฮอล์ 10 ลูกบาศก์เซนติเมตร ละลายอยู่ในสารละลาย 100 ลูกบาศก์เซนติเมตร
- หน่วยนี้ใช้เมื่อตัวถูกละลายเป็นของเหลว

1. ร้อยละของตัวถูกละลาย

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

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

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

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

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

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

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

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

$$\text{จำนวนโมล} = \frac{\text{น้ำหนัก (g)}}{\text{มวลโมเลกุล (g/mol)}}$$



$$n = \frac{g}{\text{M.W.}}$$

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

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

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

13

$\therefore$ สารละลาย H_2SO_4 เข้มข้น 3.30 โมลาร์

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 เติมนลงในน้ำซึ่งหนัก 1 กิโลกรัม

➡ การเตรียมสารในความเข้มข้นนี้มักไม่นิยม เนื่องจากไม่สะดวก เพราะต้องชั่งน้ำหนักของตัวทำละลาย แต่ในงานที่ต้องการเปลี่ยนอุณหภูมิในช่วงที่แตกต่างกันมากก็มักใช้หน่วยความเข้มข้นนี้ เนื่องจากผลการเปลี่ยนอุณหภูมิจะไม่ทำให้ความเข้มข้นในหน่วยนี้เปลี่ยนไป

ตัวอย่าง

3. น้ำตาลซึ่งมีสูตร $C_{12}H_{22}O_{11}$ หนัก 10 กรัม ละลายน้ำ 125 กรัม จะมี
ความเข้มข้นกี่โมแลล (C = 12.0, H = 1, O = 16.0)

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

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

= 0.23 mol

∴ สารละลายมีความเข้มข้น 0.23 โมแลล

5. ฟอर्मาลิตี (Formality)

- หมายถึง จำนวนกรัมสูตรของตัวถูกละลายที่ละลายอยู่ในสารละลาย 1 ลูกบาศก์เดซิเมตร หน่วยคือ ฟอर्मาล (Formal, F)
- คล้ายกับหน่วยโมลาร์ ต่างกันที่ หน่วยโมลาร์ใช้กับสารประกอบที่มีสูตรโมเลกุล แต่หน่วยฟอर्मาลใช้กับสารประกอบไอออนิกซึ่งไม่มีสูตรโมเลกุล
- เช่น NaOH เมื่อละลายน้ำจะแตกตัวเป็น Na^+ และ OH^- หมดโดยไม่มี NaOH เหลืออยู่ในสภาพโมเลกุลในสารละลายเลย สารละลาย NaOH 1 ฟอर्मาล จะมี NaOH 1 กรัมสูตร ซึ่งหนัก 40 กรัม ในสารละลาย 1 ลูกบาศก์เดซิเมตร
- แต่นักเคมีมักจะใช้ “โมลาริตี” แทน “ฟอर्मาลิตี” เสมอ เช่น NaOH 1 ฟอर्मาล มักจะกล่าวเป็น NaOH 1 โมลาร์
- 1 กรัมสูตร = น้ำหนักโมเลกุล ของสารนั้นๆ

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



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

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

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

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

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

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 Ca(OH)_2 1 โมล ซึ่งหนัก 74 กรัม สามารถให้ OH^- 2 โมล น้ำหนักกรัมสมมูลของ Ca(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

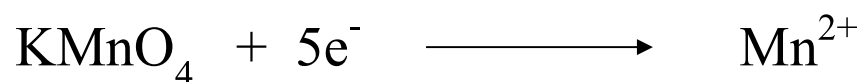
น้ำหนักกรัมสมมูลของสารที่เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน-รีดักชัน : เป็น

ปริมาณของสารที่ให้หรือรับอิเล็กตรอน 1 โมล

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

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

- 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

นอร์มาลิตี 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 นอร์มอล คือ สารละลาย 0.20 โมลาร์

$$(N = nM)$$

$$1 = 5M$$

$$M = 1/5 = 0.20 \text{ โมลาร์}$$

ตัวอย่าง

5. จงคำนวณหา นอร์มาลิตี ของสารละลายต่อไปนี้

(1) HNO_3 7.88 g ในสารละลาย 1 dm^3 (N = 14, O = 16.0, Na = 23.0)

วิธีทำ น้ำหนักกรัมสูตรของ $\text{HNO}_3 = 63.0 \text{ g}$

น้ำหนักกรัมสมมูลของ $\text{HNO}_3 = 63.0 \text{ g}$

N = จำนวนกรัมสมมูลของตัวถูกละลายในสารละลาย 1 dm^3

สารละลาย 1 dm^3 มี HNO_3 ละลายอยู่ = 7.88 g

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

$\therefore$ นอร์มาลิตีของสารละลาย $\text{HNO}_3 = 0.1251 \text{ N}$

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

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 ให้อิเล็กตรอน 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

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

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

7. เศษส่วนโมล (Mole Fraction)

- เศษส่วนโมลของสารองค์ประกอบหนึ่งในสารละลาย คือ จำนวนโมลของสารองค์ประกอบนั้นหารด้วยจำนวนโมลของสารองค์ประกอบทั้งหมดในสารละลาย
- ถ้าสารละลายประกอบด้วยองค์ประกอบ 2 ชนิด เศษส่วนโมลของแต่ละสารองค์ประกอบเขียนได้ดังนี้

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

$$X_A = \text{เศษส่วนโมลของสารองค์ประกอบที่ 1}$$

$$X_B = \text{เศษส่วนโมลของสารองค์ประกอบที่ 2}$$

$$n_A = \text{จำนวนโมลของสารองค์ประกอบที่ 1 ในสารละลาย}$$

$$n_B = \text{จำนวนโมลของสารองค์ประกอบที่ 2 ในสารละลาย}$$

7. เศษส่วนโมล (Mole Fraction)

- ผลบวกของเศษส่วนโมลของสารองค์ประกอบทั้งหมด เท่ากับ 1 เสมอ

$$n_A + n_B = 1$$

- ถ้าต้องการทราบโมลเปอร์เซ็นต์ (Mole Percent) ทำได้โดยนำ 100 คูณ เข้ากับเศษส่วนโมล

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

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 = $\frac{0.50}{2.50} = 0.20$

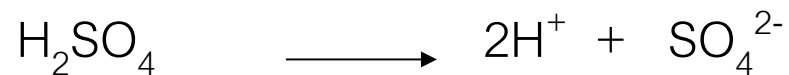
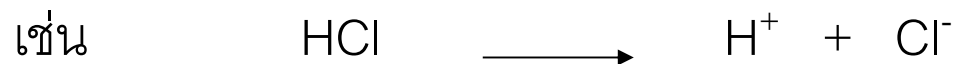
สารละลายอิเล็กโทรไลต์

- สารอิเล็กโทรไลต์: สารที่เมื่อละลายน้ำหรืออยู่ในสภาพหลอมเหลวแล้วสามารถนำไฟฟ้าได้ เช่น สารละลาย NaCl , KNO_3 , HCl
- สารเหล่านี้ละลายน้ำได้เนื่องจาก ตัวถูกละลายประกอบด้วยไอออน การละลายน้ำหรือการหลอมเหลวทำให้ไอออนแตกตัวเป็นไอออนอิสระ แล้วไอออนอิสระจะเคลื่อนตัวย้ายไปยังอิเล็กโทรดที่มีประจุตรงกันข้าม ไอออนบวกเคลื่อนที่ไปยังแคโทด ไอออนลบเคลื่อนที่ไปยังแอโนด
- อิเล็กโทรไลต์แก่ จะแตกตัวให้ไอออนอิสระได้มาก
- อิเล็กโทรไลต์อ่อน จะแตกตัวให้ไอออนอิสระได้น้อย
- Non-electrolyte ไม่แตกตัวเป็นไอออน เช่น น้ำตาล

นิยามกรด-เบส

1. นิยามของอาร์เรเนียส (Arrhenius Concept)

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

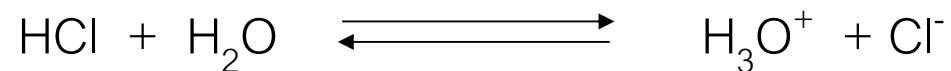


- ความแรงของกรด-เบสขึ้นกับความสามารถในการแตกตัวให้ H^+ และ OH^-

นิยามกรด-เบส

2. นิยามของบรอนสเตด-เลารี (Bronsted-Lowry Concept)

- กรด คือสารที่ให้โปรตอน
- เบส คือสารที่รับโปรตอน
- ปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบสจะเป็นการเคลื่อนย้ายโปรตอนจากกรดไปยังเบส



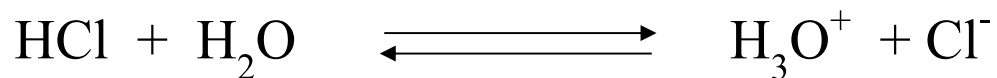
HCl จะให้ H^+ แก่น้ำ และน้ำจะรับ H^+ จาก HCl

ตามนิยามนี้ HCl เป็นกรด และน้ำเป็นเบส

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

นิยามกรด-เบส

จะเห็นได้ว่าปฏิกิริยารวมจะเป็นสภาวะสมดุลของกรดและเบส 2 คู่ ดังนี้



กรด1

เบส2

กรด2

เบส1

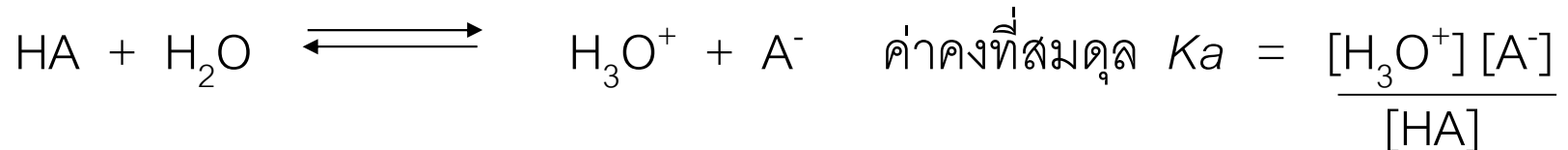
โดยมี HCl และ Cl⁻ เป็นคู่กรด-เบส คู่ที่ 1 และ H₃O⁺ และ H₂O เป็นคู่กรด-เบส คู่ที่ 2

- ความแรงของกรดและเบสขึ้นอยู่กับความสามารถในการให้และการรับโปรตอน
- คู่กรด-เบส คู่หนึ่ง ถ้ากรดเป็นกรดแก่ คู่เบสจะเป็นเบสอ่อน
- กรดหรือเบสอาจเป็นโมเลกุลหรือไอออนก็ได้

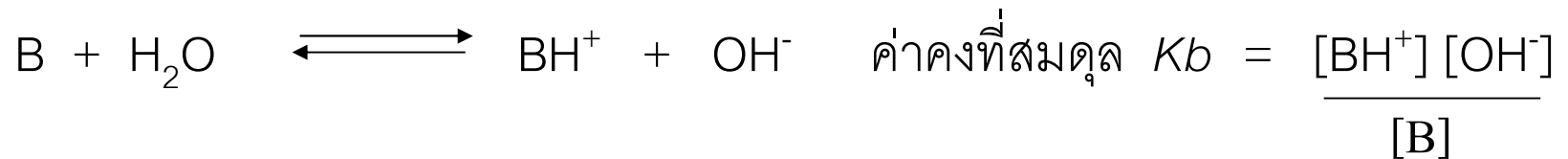
นิยามกรด-เบส

- น้ำ อาจให้โปรตอนหรือรับโปรตอนก็ได้ คือน้ำเป็นได้ทั้งกรดและเบส
⇒ แอมโฟเทอริก (Amphoteric) หรือ แอมฟิโปรติก (Amphiprotic)

- สมมุติ HA เป็นกรดชนิดหนึ่ง จะมีสมดุลในน้ำดังนี้



- สมมุติ B เป็นเบสชนิดหนึ่ง จะมีสมดุลในน้ำดังนี้



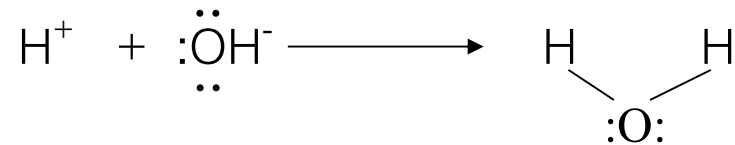
K_a และ K_b คือ ค่าคงที่ของการแตกตัว ของกรดและเบส ตามลำดับ

ถ้ามีค่าสูง แสดงว่ามีการแตกตัวมาก แปลว่าเป็นกรดหรือเบสแรง(แก่)

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)

นิยามกรด-เบส

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

- กรดลิวอิส = อิเล็กโตรไฟล์ (Electrophile)

อะตอมหรือไอออนบวกที่มีออร์บิทัลว่างพอที่จะรับคู่อิเล็กตรอนเมื่อทำปฏิกิริยากับเบส

- เบสลิวอิส = นิวคลีโอไฟล์ (Nucleophile)

ต้องมีคู่อิเล็กตรอนที่จะให้กับนิวเคลียสอื่นที่ขาดอิเล็กตรอน

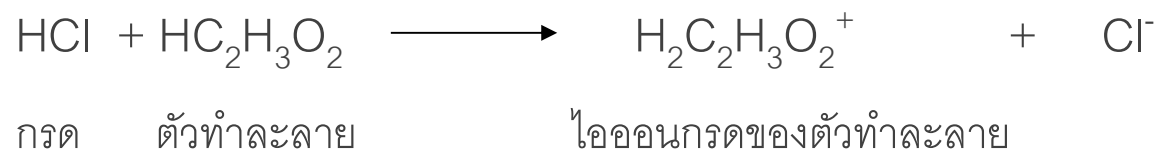
นิยามกรด-เบส

4. นิยามของระบบตัวทำละลาย

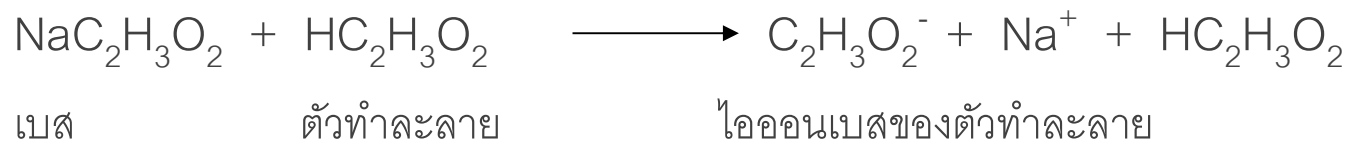
■ กรด คือ สารที่ให้ไอออนบวกของตัวทำละลายที่เรียกว่า ไอออนกรด

■ เบส คือ สารที่ให้ไอออนลบของตัวทำละลายที่เรียกว่า ไอออนเบส

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



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



ความแรงของกรด

- กรดไฮโดร (H_nX เมื่อ X เป็นอโลหะ) ของธาตุที่อยู่คาบเดียวกัน

ความแรงของกรดเพิ่มขึ้นเมื่อธาตุมีเลขอะตอมสูงขึ้น

เช่น $NH_3 < H_2O < HF$ (คาบที่ 2)

$H_2S < HCl$ (คาบที่ 3)

- ความแรงของกรดไฮโดรของอโลหะในหมู่เดียวกันจะเพิ่มขึ้นเมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้น

เช่น $HF < HCl < HBr < HI$ (หมู่ 7)

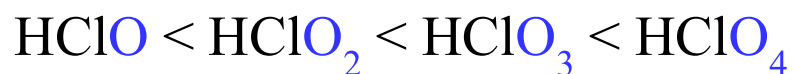
$H_2O < H_2S < H_2Se < H_2Te$ (หมู่ 6)

ความแรงของกรด

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



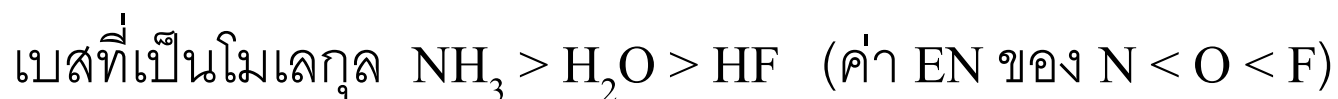
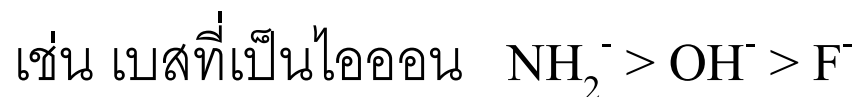
- ถ้าเป็นกรดออกซีของอโลหะตัวเดียวกัน ถ้าจำนวนอะตอมของ O ที่ยึดกับ X เพิ่มขึ้น ความแรงของกรดจะเพิ่มขึ้น



หรือ อาจมองได้ว่า ความแรงของกรด เพิ่มขึ้นตามเลขออกซิเดชันของคลอรีน

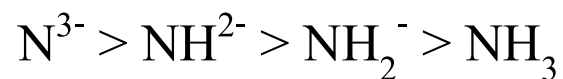
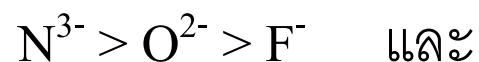
ความแรงของกรด

- ธาตุที่อยู่คาบเดียวกัน ความแรงของเบสลดลง เมื่อค่า EN เพิ่มขึ้น



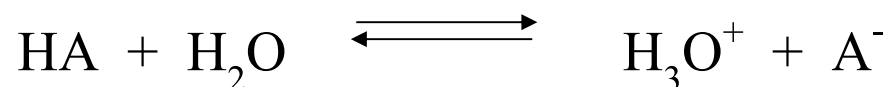
- เบสที่เป็นไฮดรอกไซด์ลบอะตอมเดียว

ความแรงของเบสลดลง เมื่อประจุของไฮดรอกไซด์ลดลง



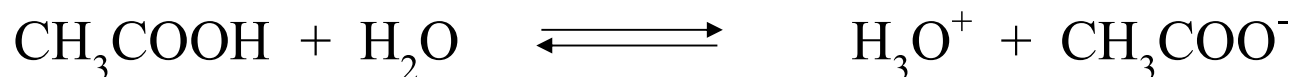
ค่าคงที่ของการแตกตัวเป็นไอออนของกรดอ่อน, K_a

- สมมติ 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



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

ค่าคงที่ของการแตกตัวเป็นไอออนของกรดอ่อน, K_a

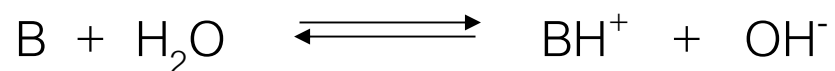
- เศษส่วนการแตกตัวของกรด (α) =
$$\frac{\text{จำนวนโมลของกรดที่แตกตัว}}{\text{จำนวนโมลของกรดทั้งหมด}}$$

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

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

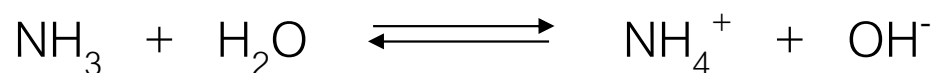
ค่าคงที่ของการแตกตัวเป็นไอออนของเบสอ่อน, K_b

- สมมติ B เป็นเบสชนิดหนึ่ง จะมีสมดุลในน้ำดังนี้



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

- เช่น ถ้าเป็นเบสอ่อน แอมโมเนีย (NH_3) เมื่อละลายน้ำจะแตกตัวดังสมการ



$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

ค่าคงที่ของการแตกตัวเป็นไอออนของเบสอ่อน, K_b

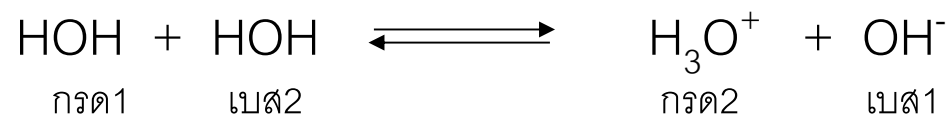
- เศษส่วนการแตกตัวของเบส (α) =
$$\frac{\text{จำนวนโมลของเบสที่แตกตัว}}{\text{จำนวนโมลของเบสทั้งหมด}}$$

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

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

ค่าคงที่ผลคูณของไอออนของน้ำ, K_w

- จากการแตกตัวของกรดและเบสในน้ำ จะเห็นว่าน้ำสามารถรับและให้โปรตอนได้ ดังนั้น น้ำจึงมีการแตกตัวดังนี้



ปฏิกิริยานี้เรียกว่า การแตกตัวได้เอง (Autoprotolysis หรือ Self-ionization) ของน้ำ

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

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

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

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

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)

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

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

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

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

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

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

- สารละลายกรด จะมี $[H^+] > [OH^-]$ $pH < 7$
- สารละลายเบส จะมี $[H^+] < [OH^-]$ $pH > 7$
- สารละลายที่เป็นกลาง จะมี $[H^+] = [OH^-]$

$$pH = pOH = 7$$

- จงคำนวณหา pH ของสารละลายกรดที่มี $[H_3O^+] = 3 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$

วิธีทำ $pH = -\log [H_3O^+] = -\log [3 \times 10^{-3}] = -\log [0.003] = -(-2.523)$

$= 2.523$ **Ans**

- จงคำนวณหา pH ของสารละลายกรดเข้มข้น 0.002 mol/dm^3

วิธีทำ $pH = -\log [H^+] = -\log [0.002] = -(-2.699) = 2.699$ **Ans**

ตัวอย่าง

7. จงคำนวณหาความเข้มข้นของสารละลายต่อไปนี้ที่มี pH = 4.5

(7.1) $[\text{H}_3\text{O}^+]$

(7.2) $[\text{OH}^-]$

วิธีทำ (7.1)

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 4.5$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4.5} = 10^{0.5} \times 10^{-5} = 3.16 \times 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

วิธีทำ (7.2)

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

$$4.5 + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 14 - 4.5 = 9.5$$

$$-\log [\text{OH}^-] = \text{pOH} = 9.5$$

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

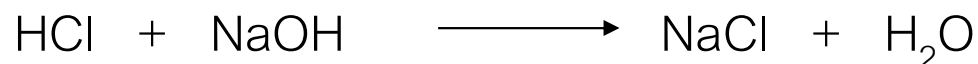
ปฏิกิริยาระหว่างกรด-เบส

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

ปฏิกิริยาระหว่างกรด-เบส

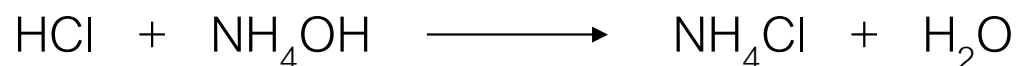
- ปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่-เบสแก่

เช่น ปฏิกิริยาระหว่าง HCl กับ NaOH ที่จุดสะเทินจะได้เกลือ NaCl ซึ่งเป็นสารละลายที่มีฤทธิ์เป็นกลาง $\text{pH} = 7$



- ปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่-เบสอ่อน

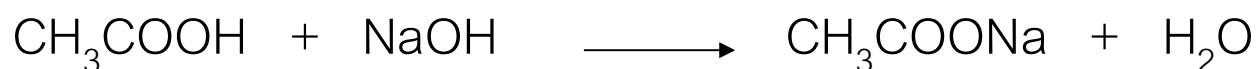
เช่น ปฏิกิริยาระหว่าง HCl กับ NH_4OH ที่จุดสะเทินจะได้เกลือ NH_4Cl เกลื่อนี้จะเกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิสในน้ำ โดย NH_4^+ จะไปทำปฏิกิริยากับน้ำ เกิดเป็นสารละลายที่มีสภาพเป็นกรด ($\text{pH} \sim 3-4$)



ปฏิกิริยาระหว่างกรด-เบส

- ปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อน-เบสแก่

เช่น ปฏิกิริยาระหว่าง CH_3COOH กับ NaOH ที่จุดสะเทินจะได้เกลือ CH_3COONa ซึ่ง CH_3COO^- จะเกิดไฮโดรไลซิสในน้ำให้สารละลายที่มีสภาพเป็นเบส ($\text{pH} \sim 9-10$)



- ปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อน-เบสอ่อน

ที่จุดสะเทินจะพิจารณาจากค่าคงที่ของการแตกตัว K_a และ K_b

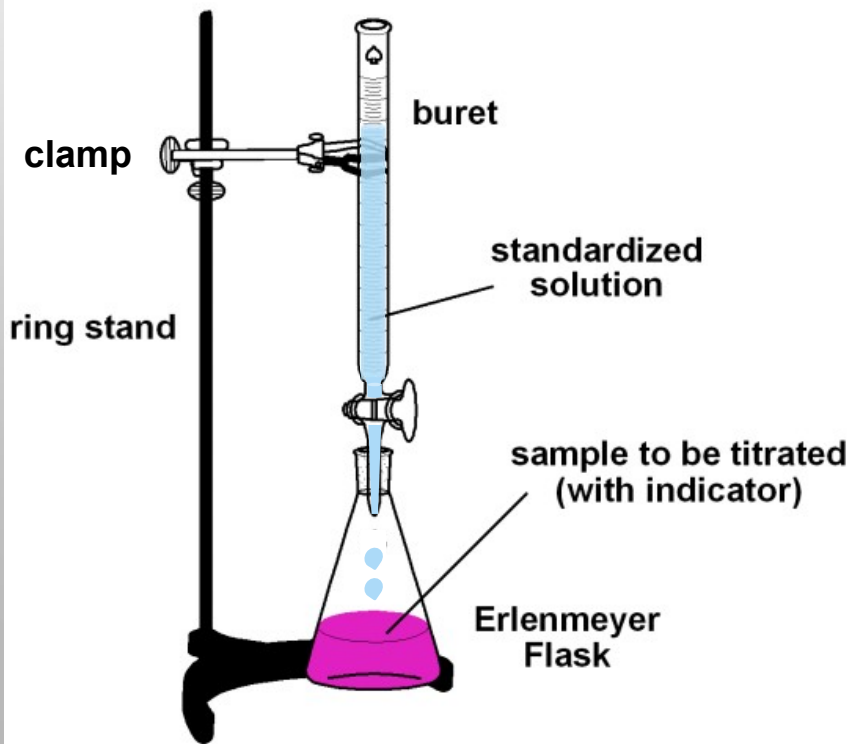
ถ้า $K_a = K_b$ ที่จุดสะเทิน $\text{pH} = 7$

ถ้า $K_a > K_b$ การแตกตัวของกรดจะมากกว่าเบส ที่จุดสะเทิน สารละลายจะเป็น **กรด**

ถ้า $K_a < K_b$ การแตกตัวของกรดจะน้อยกว่าเบส ที่จุดสะเทิน สารละลายจะเป็น **เบส**

การไทเทรตกรดและเบส

- เป็นการนำกรดและเบสมาทำปฏิกิริยากัน เพื่อหาปริมาณของกรดและเบสที่ทำปฏิกิริยากันพอดี โดยมีสารละลายหนึ่งเป็นสารละลายที่ทราบค่าความเข้มข้น เรียกว่า สารละลายมาตรฐาน ซึ่งจะใส่ไว้ในบิวเรต ส่วนอีกสารละลายหนึ่งเป็นสารละลายที่ต้องการทราบค่าความเข้มข้นจะใส่ไว้ในขวดรูปชมพู่ และหยดอินดิเคเตอร์ลงไป 2-3 หยด แล้วค่อยๆ เปิดให้สารละลายจากบิวเรตลงไปในสารละลายในขวดรูปชมพู่จนกรดและเบสทำปฏิกิริยากันพอดี เรียกว่า **จุดสมมูล** และถ้าไทเทรตต่อจากนั้นจนถึงสีของสารละลายเปลี่ยนสีอ่อนๆ อย่างถาวร เรียกจุดนี้ว่า **จุดยุติ**



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

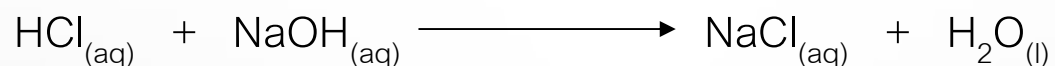
HCl เข้มข้น 0.10 M แสดงว่า

ในสารละลาย 1000 cm³ มี HCl = 0.10 โมล

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

ตัวอย่าง 8 (ต่อ)

สมการแสดงปฏิกิริยาระหว่าง HCl กับ NaOH ที่ทำให้ดุลแล้วเป็นดังนี้



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

หลังปฏิกิริยาจะเหลือ $\text{HCl} = 0.01 \text{ โมล} - 0.005 \text{ โมล} = 0.005 \text{ โมล}$

ในปฏิกิริยาสารละลายทั้งหมด = สารละลาย HCl + สารละลาย NaOH

$$= 100 \text{ cm}^3 + 50 \text{ cm}^3$$

$$= 150 \text{ cm}^3$$

ตัวอย่าง 8 (ต่อ)

ในสารละลาย 150 cm^3 เหลือ $\text{HCl} = 0.005$ โมล

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

ดังนั้น HCl เข้มข้น $= 0.033 \text{ M}$

หาค่า pH ได้ดังนี้

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

เนื่องจาก HCl เป็นกรดแก่ ซึ่งในปฏิกิริยาจะแตกตัวให้ H^+ ที่มีอยู่ทั้งหมดคือ 0.033 M

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

$$= 1.48$$

$\therefore \text{pH ของสารละลาย} = 1.48$

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

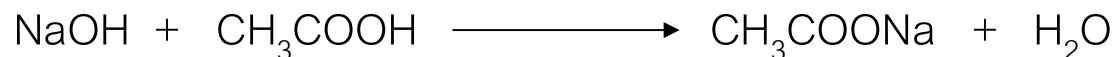
CH₃COOH เข้มข้น 0.01 M แสดงว่า

ในสารละลาย 1000 cm³ มี CH₃COOH = 0.01 โมล

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

ตัวอย่าง 9 (ต่อ)

สมการแสดงปฏิกิริยาระหว่าง NaOH กับ CH_3COOH ที่ดุลแล้วเป็นดังนี้



ซึ่งแสดงว่า NaOH ทำปฏิกิริยากับ CH_3COOH ด้วยจำนวนโมลที่เท่ากัน คือ 1:1 แต่จากการทดลอง ในสารละลาย NaOH มี NaOH อยู่ 0.005 โมล และสารละลาย CH_3COOH มี CH_3COOH อยู่ 0.01 โมล ดังนั้น

$$\text{หลังปฏิกิริยาจะเหลือ } \text{CH}_3\text{COOH} = 0.01 \text{ โมล} - 0.005 \text{ โมล} = 0.005 \text{ โมล}$$

$$\text{ในปริมาตรสารละลายทั้งหมด} = 100 + 50 = 150 \text{ cm}^3$$

$$\text{ในสารละลาย } 150 \text{ cm}^3 \text{ เหลือ } \text{CH}_3\text{COOH} = 0.005 \text{ โมล}$$

$$\text{ในสารละลาย } 150 \text{ cm}^3 \text{ เหลือ } \text{CH}_3\text{COOH} = 0.005 \text{ โมล}$$

$$\text{ถ้าในสารละลาย } 1000 \text{ cm}^3 \text{ เหลือ } \text{CH}_3\text{COOH} = \frac{0.005 \text{ โมล} \times 1000 \text{ cm}^3}{150 \text{ cm}^3} = 0.033 \text{ โมล}$$

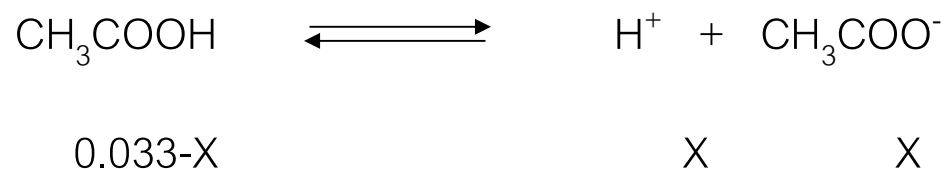
ตัวอย่าง 9 (ต่อ)

ดังนั้น CH_3COOH เข้มข้น = 0.033 M

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

สามารถหาค่า $[\text{H}^+]$ ได้ 2 วิธี ดังนี้

วิธีที่ 1 เนื่องจาก CH_3COOH เป็นกรดอ่อน แตกตัวได้ดังนี้



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

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

ตัวอย่าง 9 (ต่อ)

ให้ $0.033 - X$ มีค่าประมาณ 0.033 เนื่องจาก X มีค่าน้อยมาก เมื่อเทียบกับ 0.033

ดังนั้น

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

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

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

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

หาค่า pH จาก $pH = -\log[H^+]$

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

$$\therefore pH = 3.11$$

ตัวอย่าง 9 (ต่อ)

วิธีที่ 2 หาจากสูตร $[H^+] = \sqrt{Ca \cdot Ka}$

เมื่อ Ca 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

ตัวอย่าง

10. จงหาความเข้มข้นของสารละลาย CH_3COOH ที่มี $\text{pH} = 5.3$

กำหนดให้ K_a ของ $\text{CH}_3\text{COOH} = 1.85 \times 10^{-5}$

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

$$5.3 = -\log[\text{H}^+]$$

$$-\log[\text{H}^+] = 5.3$$

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

หาความเข้มข้นของ CH_3COOH

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

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

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

$\therefore$ ความเข้มข้นของ $\text{CH}_3\text{COOH} = 3.41 \times 10^{-2} \text{ M}$

กรด เบส ในชีวิตประจำวัน

สาร	พีเอช
กรดสารพิษจากเหมืองร้าง	-3.6 - 1.0
กรดจากแบตเตอรี่	-0.5
กรดในกระเพาะอาหาร	1.5 - 2.0
เลมอน	2.4
โค้ก	2.5
น้ำส้มสายชู	2.9
ส้ม หรือ แอปเปิ้ล	3.5
เบียร์	4.5
ฝนกรด	< 5.0
กาแฟ	5.0
ชา	5.5
นม	6.5
น้ำบริสุทธิ์	7.0
น้ำลายมนุษย์	6.5 - 7.4
เลือด	7.34 - 7.45
น้ำทะเล	8.0
สบู่ล้างมือ	9.0 - 10.0
แอมโมเนีย (ยาสามัญประจำบ้าน)	11.5
น้ำยาปรับผ้านุ่ม	12.5
โซดาไฟ	13.5

