

## การคำนวณเบื้องต้น

### 1. การหาจำนวนโมล

$$\text{จำนวนโมลของสารใดๆ (n)} = \frac{\text{น้ำหนักของสารนั้น (g)}}{\text{มวลโมเลกุล(Mw, g/mol)}} = n = g / Mw$$

**ตัวอย่างที่ 1** โซเดียมไฮดรอกไซด์ (NaOH) 0.8 g คิดเป็นกี่โมล (Mw =40 g/mol)

$$\text{วิธีทำ จากสูตร } n = g / Mw$$

$$\begin{aligned} \text{จำนวนโมลของโซเดียมไฮดรอกไซด์} &= (0.8 \text{ g}) / (40 \text{ g/mol}) \\ &= 0.02 \text{ mol} \end{aligned}$$

**ตัวอย่างที่ 2** สารละลาย 0.1 M NaOH ปริมาตร 30 cm<sup>3</sup> มีจำนวนโมลของ NaOH อยู่เท่าใด

$$\text{วิธีทำ สารละลาย } 1000 \text{ cm}^3 \text{ มี NaOH อยู่ } 0.1 \text{ mol}$$

$$\begin{aligned} \text{ถ้าสารละลาย } 30 \text{ cm}^3 \text{ จะมี NaOH อยู่ } &= (0.1 \text{ mol} \times 30 \text{ cm}^3) / 1000 \text{ cm}^3 \\ &= 3 \times 10^{-3} \text{ mol} \end{aligned}$$

**หมายเหตุ** กรณีที่เป็นสารละลายอาจใช้สูตร  $n = CV/1000$  ได้ โดยที่ n คือจำนวนโมล C คือความเข้มข้นหน่วยโมลาร์ และ V คือปริมาตรสารละลายหน่วย cm<sup>3</sup>

### 2. การเจือจางสารละลาย

การเจือจางสารละลายเป็นการทำให้สารละลายมีความเข้มข้นลดลงตามที่ต้องการ โดยจะต้องมีการเติมตัวทำละลายลงในสารละลายนั้น ซึ่งสามารถคำนวณความเข้มข้นของสารละลายได้ดังนี้

$$C_1V_1 = C_2V_2 \quad \text{เมื่อ} \quad \begin{aligned} C_1 &= \text{ความเข้มข้นเริ่มต้น} \\ V_1 &= \text{ปริมาตรเริ่มต้น} \\ C_2 &= \text{ความเข้มข้นสุดท้าย} \\ V_2 &= \text{ปริมาตรสุดท้าย} \end{aligned}$$

**ตัวอย่างที่ 3** ถ้าต้องการเตรียมสารละลายโซเดียมคลอไรด์ความเข้มข้น 0.01 M ปริมาตร 100 cm<sup>3</sup> ต้องปิเปตสารละลายโซเดียมคลอไรด์ความเข้มข้น 0.1 M มากี่ cm<sup>3</sup>

$$\begin{aligned} \text{วิธีทำ จาก } C_1V_1 &= C_2V_2 \\ (0.1 \text{ M}) \times V_1 &= (0.01 \text{ M}) \times (100 \text{ cm}^3) \\ V_1 &= 10 \text{ cm}^3 \end{aligned}$$

**ดังนั้น** ต้องปิเปตสารละลายโซเดียมคลอไรด์ 0.1 M มา 10 cm<sup>3</sup> แล้วเติมน้ำให้ปริมาตรครบ 100 cm<sup>3</sup>

### 3. การคำนวณความหนาแน่นของสาร

ความหนาแน่นของสาร คำนวณจากสมการ

$$D = \frac{M}{V}$$

$$\begin{aligned} \text{เมื่อ } D & \text{ คือความหนาแน่น (g/cm}^3\text{)} \\ M & \text{ คือมวล (g)} \\ V & \text{ คือปริมาตร (cm}^3\text{)} \end{aligned}$$

**ตัวอย่างที่ 4** ตวงไซโคลเฮกเซนมา  $10 \text{ cm}^3$  จงหาน้ำหนักของไซโคลเฮกเซน  
(ความหนาแน่น ของไซโคลเฮกเซน =  $0.779 \text{ g/cm}^3$ )

$$\text{วิธีทำ จากสูตร } D = \frac{M}{V}$$

$$M = DV$$

$$M = (0.779 \text{ g/cm}^3) \times 10 \text{ cm}^3$$

$$M = 7.8 \text{ g}$$

ดังนั้น ไซโคลเฮกเซน  $10 \text{ cm}^3$  จะหนัก  $7.8 \text{ g}$

#### 4. การคำนวณความเข้มข้น

##### โมลาริตี

โมลาริตี (Molarity, M) หมายถึง จำนวนโมลของตัวถูกละลายที่ละลายในสารละลาย 1 ลิตร

$$M = \frac{\text{จำนวนโมลของตัวถูกละลาย}}{\text{ปริมาตรสารละลาย (L)}}$$

**ตัวอย่างที่ 5** จงคำนวณความเข้มข้นของสารละลาย A เมื่อละลายสาร A  $25 \text{ g}$  ในน้ำจนมีปริมาตรครบ  $250 \text{ cm}^3$  ( $M_w$  ของ A =  $113.6 \text{ g/mol}$ )

$$\text{วิธีทำ จำนวนโมลของ A} = 0.25 \text{ g} / (113.6 \text{ g/mol}) = 0.0022 \text{ mol}$$

สารละลาย  $250 \text{ cm}^3$  มีสาร A อยู่  $0.0022 \text{ mol}$

$$\text{ถ้าสารละลาย } 1000 \text{ cm}^3 \text{ จะมี A อยู่ } \frac{(1000 \text{ cm}^3) \times 0.0022}{250 \text{ cm}^3} = 0.0088 \text{ mol/L}$$

ดังนั้น ความเข้มข้นของสารละลาย A =  $0.0088 \text{ molar (M)}$

##### โมแลลิตี

โมแลลิตี (Molality, m) หมายถึง จำนวนโมลของตัวถูกละลายที่ละลายในตัวทำละลาย 1 กิโลกรัม

$$m = \frac{\text{จำนวนโมลของตัวถูกละลาย}}{\text{น้ำหนักตัวทำละลาย (Kg)}}$$

**ตัวอย่างที่ 6** ละลายกลูโคส  $0.5 \text{ g}$  ในน้ำ  $100 \text{ g}$  คิดเป็นกี่โมแลล ( $M_w$  ของกลูโคส =  $180.16 \text{ g/mol}$ )

$$\text{วิธีทำ จำนวนโมลของกลูโคส} = 0.5 \text{ g} / (180.16 \text{ g/mol}) = 0.0028 \text{ mol}$$

น้ำ  $100 \text{ g}$  มีกลูโคส อยู่  $0.0028 \text{ mol}$

$$\text{ถ้า น้ำ } 1000 \text{ g} \text{ จะมี กลูโคส อยู่ } \frac{(1000 \text{ g}) \times 0.0028}{100 \text{ g}} = 0.028 \text{ mol/Kg}$$

ดังนั้น ความเข้มข้นของสารละลายกลูโคส =  $0.028 \text{ molal}$

**ร้อยละโดยมวล (%w/w)** หมายถึง ปริมาณตัวถูกละลาย (g) ที่มีอยู่ในสารละลายทั้งหมด  $100 \text{ g}$

**ตัวอย่างที่ 7** จงคำนวณหาความเข้มข้นของสารละลายโพแทสเซียมไนเตรด ( $\text{KNO}_3$ ) ที่เตรียมโดยการละลายโพแทสเซียมไนเตรด  $15 \text{ g}$  ในน้ำ  $250 \text{ g}$

$$\text{วิธีทำ สารละลาย } 265 \text{ g} \text{ มี } \text{KNO}_3 \text{ อยู่ } 15 \text{ g}$$

$$\text{ถ้าสารละลาย } 100 \text{ g} \text{ จะมี } \text{KNO}_3 \text{ อยู่ } \frac{(15 \text{ g}) \times 100 \text{ g}}{265 \text{ g}} = 5.7 \% (\text{w/w})$$

ดังนั้น ความเข้มข้นของสารละลายกรดไฮโดรคลอริก =  $5.7\% (\text{w/w})$

**ร้อยละโดยปริมาตร (%v/v)** หมายถึงปริมาตรตัวถูกละลาย ( $\text{cm}^3$ ) ที่มีอยู่ในสารละลายทั้งหมด  $100 \text{ cm}^3$

**ตัวอย่างที่ 8** จงคำนวณหาความเข้มข้นของสารละลายกรดไฮโดรคลอริก (HCl) ที่เตรียมโดยการละลายเติมกรดไฮโดรคลอริก  $10 \text{ cm}^3$  ลงในน้ำปริมาตร  $40 \text{ cm}^3$

วิธีทำ สารละลาย  $50 \text{ cm}^3$  มี HCl อยู่  $10 \text{ cm}^3$

$$\text{ถ้าสารละลาย } 100 \text{ cm}^3 \text{ จะมี HCl อยู่ } \frac{(10 \text{ cm}^3) \times 100 \text{ cm}^3}{50 \text{ cm}^3} = 20 \%(\text{v/v})$$

ดังนั้น ความเข้มข้นของสารละลายกรดไฮโดรคลอริก = 20% (v/v)

**ร้อยละโดยมวลต่อปริมาตร (%w/v)** หมายถึงปริมาณตัวถูกละลาย (g) ที่มีอยู่ในสารละลายทั้งหมด  $100 \text{ cm}^3$

**ตัวอย่างที่ 9** จงคำนวณหาความเข้มข้นของสารละลายโพแทสเซียมคลอไรด์ (KCl) ที่เตรียมโดยการละลายโพแทสเซียมคลอไรด์ 9 g ด้วยน้ำจนครบปริมาตร 2 L

วิธีทำ สารละลาย 2 L หรือ  $2000 \text{ cm}^3$  มี KCl อยู่ 9 g

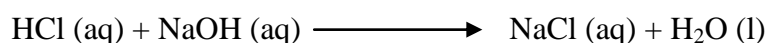
$$\text{ถ้าสารละลาย } 100 \text{ cm}^3 \text{ จะมี KCl อยู่ } \frac{(9 \text{ g}) \times 100 \text{ cm}^3}{2000 \text{ cm}^3} = 0.45 \%(\text{w/v})$$

ดังนั้น ความเข้มข้นของสารละลายโพแทสเซียมคลอไรด์ = 0.45% (w/v)

## 5. การไทเทรต

เป็นกระบวนการวิเคราะห์หาปริมาณหรือความเข้มข้นของสารละลาย ซึ่งทราบความเข้มข้นของสารละลายมาตรฐาน โดยให้สารเหล่านั้นทำปฏิกิริยาพอดีกันแล้วนำปริมาตรของสารมาตรฐานมาคำนวณหาความเข้มข้นของสารที่ไม่ทราบความเข้มข้น

**ตัวอย่างที่ 10** จากการหาความเข้มข้นของ สารละลายกรดไฮโดรคลอริก (HCl) โดยใช้สารละลายกรดไฮโดรคลอริกปริมาตร  $10.00 \text{ cm}^3$  ไทเทรตกับสารมาตรฐานโซเดียมไฮดรอกไซด์ ความเข้มข้น 0.10 M พบว่าใช้ปริมาตรของสารมาตรฐานไป  $15.20 \text{ cm}^3$  จงคำนวณหาความเข้มข้นของสารละลายกรดไฮโดรคลอริก ดังกล่าว ปฏิกิริยาเกิดดังนี้



วิธีทำ จากสมการ 1 โมลของ HCl ทำปฏิกิริยาพอดีกับ 1 โมลของ NaOH  
หาจำนวนโมลของ NaOH ได้โดย

สารละลาย NaOH  $1000 \text{ cm}^3$  มี NaOH อยู่ 0.1 mol

$$\text{ถ้า สารละลาย NaOH } 15.20 \text{ cm}^3 \text{ มี NaOH อยู่ } \frac{(0.10 \text{ mol} \times 15.20 \text{ cm}^3)}{1000 \text{ cm}^3} = 1.52 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

จำนวนโมลของ NaOH =  $1.52 \times 10^{-3} \text{ mol}$

ดังนั้น จำนวนโมลของ HCl ก็มีค่า =  $1.52 \times 10^{-3} \text{ mol}$  เช่นกัน

สารละลาย HCl  $10.00 \text{ cm}^3$  มี HCl อยู่  $1.52 \times 10^{-3} \text{ mol}$

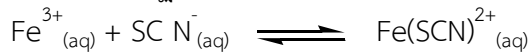
$$\text{ถ้า สารละลาย HCl } 1000 \text{ cm}^3 \text{ มี HCl อยู่ } \frac{(1.52 \times 10^{-3} \text{ mol} \times 1000 \text{ cm}^3)}{10.00 \text{ cm}^3}$$

$$= 0.152 \text{ mol}$$

ดังนั้น ความเข้มข้นของสารละลายกรดไฮโดรคลอริก เท่ากับ 0.152 mol/L

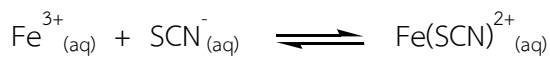
## 6. การคำนวณค่าคงที่สมดุล (K)

ตัวอย่างที่ 11 จากปฏิกิริยา ที่เกิดในภาชนะปิด



เมื่อความเข้มข้นของ  $\text{Fe}^{3+}$  เริ่มต้นเป็น  $4.0 \times 10^{-3}$  และความเข้มข้นที่สมดุลของ  $\text{Fe}^{3+}$   $2.0 \times 10^{-3}$  M  
 สารละลาย  $\text{SCN}^{-}$  เริ่มต้นเป็น  $6.0 \times 10^{-2}$  และความเข้มข้นของสารละลาย  $\text{SCN}^{-}$  ที่สมดุลเป็น  $4.0 \times 10^{-2}$  M  
 สารละลายของ  $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$  ที่สมดุลมีความเข้มข้น  $8.0 \times 10^{-4}$  M จงคำนวณค่าคงที่สมดุล (K)

วิธีทำ



เริ่มต้น	$4.0 \times 10^{-3}$	$6.0 \times 10^{-2}$	-
ป.ป	$8.0 \times 10^{-4}$	$8.0 \times 10^{-4}$	$8.0 \times 10^{-4}$

ดังนั้น ที่สมดุล ความเข้มข้นของ  $\text{Fe}^{3+}$  ที่สมดุลเป็น  $4.0 \times 10^{-3} - 8.0 \times 10^{-4} = 3.2 \times 10^{-3}$  M  
 ความเข้มข้นของ  $\text{SCN}^{-}$  ที่สมดุลเป็น  $6.0 \times 10^{-2} - 8.0 \times 10^{-4} = 5.2 \times 10^{-3}$  M  
 ความเข้มข้นของ  $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$  ที่สมดุลเป็น  $8.0 \times 10^{-4}$  M

ค่าคงที่สมดุล (K)

$$K = \frac{8.0 \times 10^{-4} \text{ M}}{(3.2 \times 10^{-3} \text{ M})(5.2 \times 10^{-3} \text{ M})}$$

$$K = 48 \text{ M}^{-1}$$