บทที่ 8
ของเหลวและสารละลาย

เนื้อหา

8.1 สมบัติทั่วไปของของเหลว
- 8.1.1 แรงตึงผิว
- 8.1.2 การระเหย
- 8.1.3 ความดันไอ
- 8.1.4 จุดเดือด

8.2 สารละลาย

8.3 หน่วยความเข้มข้นของสารละลาย
- 8.3.1 ร้อยละของตัวถูกละลาย
- 8.3.2 เศษส่วนโมล
- 8.3.3 โมลาริตี
- 8.3.4 โมแลลิตี
- 8.3.5 ฟอร์มาลิตี
- 8.3.6 นอร์มาลิตี

ของเหลว

8.1 สมบัติทั่วไปของของเหลว

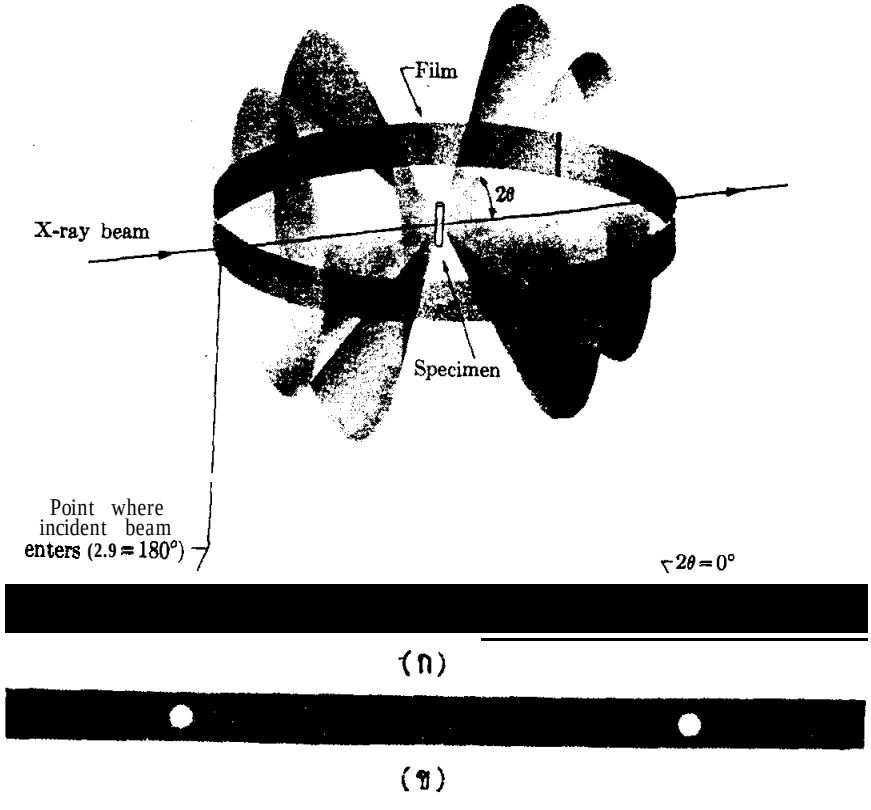
ของเหลวมีแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลมากกว่าแก๊ส แต่น้อยกว่าของแข็ง โมเลกุลจึงอยู่ประชิดติดกันแต่ไม่อยู่ประชิดติดกันมากเหมือนโมเลกุลของของแข็ง อนุภาคของของเหลวอยู่ในตำแหน่งที่คงที่เหมือนอนุภาคของแข็งไม่ได้ ของเหลวจึงไหลได้ ทำให้ไม่มีรูปร่างแน่นอน เปลี่ยนตามภาชนะที่บรรจุของเหลวนั้น การเปลี่ยนแปลงอุณหภูมิและความดันมีผลต่อการเปลี่ยนปริมาตรของของเหลวน้อยมาก

ถ้านำเอาของเหลวสองชนิดมาผสมกัน โมเลกุลของของเหลวชนิดหนึ่งอาจจะแพร่กระจายเข้าไปปะปนกับโมเลกุลของของเหลวอีกชนิดหนึ่งได้ แต่อัตราการแพร่กระจายช้ากว่า

แก๊สมาก เช่นเราหยดน้ำหมึกสีน้ำเงินลงในน้ำที่อยู่ในภาชนะ ทิ้งไว้สักครู่หนึ่งจะเห็นว่าน้ำมีสีน้ำเงินอ่อนเหมือนกันทั้งภาชนะ

ที่กล่าวมาแล้วนี้ จะเห็นว่าของเหลวมีสมบัติอยู่ระหว่างแก๊สและของแข็ง สมบัติที่เหมือนแก๊สคือรูปร่างไม่แน่นอน ไหลได้ แพร่กระจายได้ ส่วนสมบัติที่เหมือนของแข็งคือโมเลกุลอยู่ประชิดติดกัน และยังมีสมบัติหลายอย่างที่ขึ้นกับธรรมชาติและแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุล เช่น การละลายในตัวทำละลาย เป็นต้น

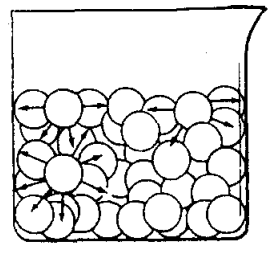
จากการศึกษาผลึกของของแข็งและของเหลวโดยใช้ X-ray พบว่า การกระจายหักเหจาก X-ray ของของแข็งอัดจนแน่น ซึ่งแสดงถึงการจัดเรียงอนุภาคภายในเป็นแบบที่ซ้ำๆ กันอย่างมีระเบียบ ดังรูปที่ 8.1 (ก) ส่วนการกระจายหักเหจาก X-ray ของของเหลวมีลักษณะคล้ายของแข็งแต่ไม่ชัดเจนเท่าของแข็ง ดังรูปที่ 8.1 (ข) แสดงว่า การจัดเรียงอนุภาคภายในของของเหลวมีระเบียบอยู่บ้าง แต่อาจเป็นเพราะระยะห่างของอนุภาคระหว่างระนาบมีค่าไม่คงที่ตลอดเวลา



รูปที่ 8.1 แสดงการเปรียบเทียบการกระจายที่หักเหของ X-ray ของ
(ก) ของแข็ง (ข) ของเหลว

8.1.1 แรงตึงผิว (Surface Tension)

เนื่องจากโมเลกุลของของเหลวมีแรงดึงดูดซึ่งกันและกัน ฉะนั้นการเคลื่อนที่ของแต่ละโมเลกุลของของเหลวจึงขึ้นอยู่กับอิทธิพลของโมเลกุลอื่นที่อยู่ใกล้เคียงกันด้วย สมมุติว่ามีของเหลวอยู่บีกเกอร์หนึ่ง (ดังรูปที่ 8.2) โมเลกุลของของเหลวที่มีตำแหน่งอยู่กลาง โมเลกุลนี้จะถูกดึงดูดจากโมเลกุลอื่นๆ รอบด้านทุกทิศทาง ส่วนโมเลกุลที่มีตำแหน่งอยู่ที่ผิวหน้าของของเหลวจะถูกโมเลกุลอื่นดึงดูดไม่รอบทุกด้าน โดยจะถูกดึงดูดเพียงจากด้านข้างและด้านล่างเท่านั้น ส่วนด้านบนที่สัมผัสกับอากาศจะเป็นอิสระไม่ถูกดึงดูด โมเลกุลนี้จึงถูกดึงดูดเข้าสู่ภายในของของเหลวตลอดเวลาและมีเสถียรภาพน้อยกว่าโมเลกุลที่มีตำแหน่งอยู่กลาง เพื่อให้มีเสถียรภาพมากที่สุด ของเหลวจึงพยายามลดพื้นที่ผิวให้เปลืองน้อยที่สุด งานที่ต้องทำเพื่อขยายพื้นที่ผิวของของเหลวขึ้นกับความแรงของแรงดึงดูดของโมเลกุลที่อยู่ด้านข้างและด้านล่าง ซึ่งเรียกงานนี้ว่า แรงตึงผิว แรงตึงผิวยังขึ้นอยู่กับอุณหภูมิของของเหลวอีกด้วย กล่าวคือ ถ้าเพิ่มอุณหภูมิขึ้นจะทำให้แรงตึงผิวลดลง (เพราะเมื่อเพิ่มอุณหภูมิขึ้น พลังงานจลน์ของแต่ละโมเลกุลเพิ่มขึ้น แต่แรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลลดลง)



รูปที่ 8.2 แสดงแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลของของเหลว

8.1.2 การระเหย (Evaporation)

เนื่องจากโมเลกุลของของเหลวเคลื่อนที่และปะทะกันตลอดเวลา ภายในของเหลวจึงประกอบด้วยโมเลกุลที่มีพลังงานจลน์ต่างๆ กัน คือบางโมเลกุลอาจมีพลังงานจลน์สูงกว่าหรือต่ำกว่าพลังงานจลน์เฉลี่ย ถ้าโมเลกุลใดมีพลังงานจลน์สูงอยู่ที่ผิวหน้าของของเหลว และสามารถเอาชนะแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลได้ โมเลกุลนั้นก็จะหลุดออกจากผิวหน้าของของเหลว กลายเป็นโมเลกุลของแก๊ส ปรากฏการณ์ที่โมเลกุลหลุดออกจากของเหลวและกลายนเป็นแก๊สเรียกว่า การระเหย

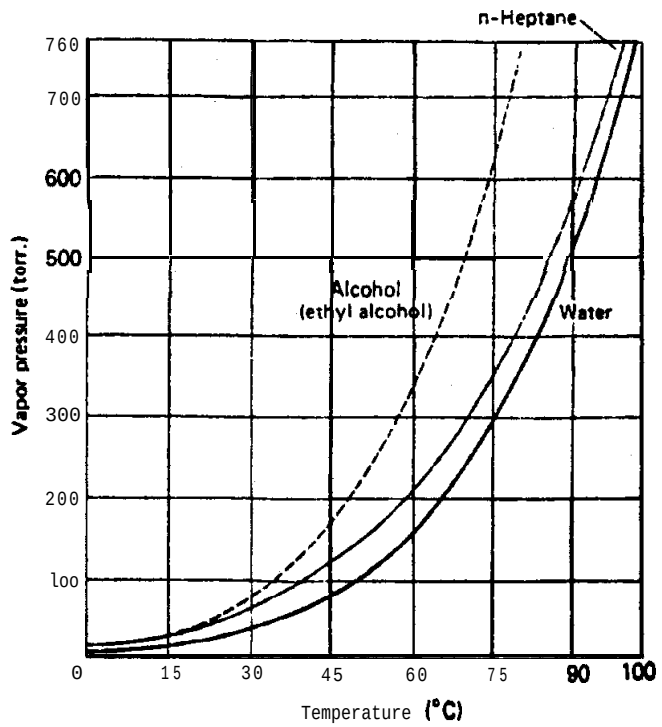
8.1.3 ความดันไอ (Vapor Pressure)

ถ้าของเหลวอยู่ในภาชนะเปิด ของเหลวนั้นจะค่อยๆ ระเหยไปจนในที่สุดไม่มีของเหลวนั้นเหลืออยู่เลย แต่ถ้าของเหลวจำนวนเดียวกันนี้อยู่ในภาชนะปิดที่อุณหภูมิเดียวกัน โมเลกุลที่

ระเหยเป็นไอจะอยู่ในที่ว่างเหนือพื้นผิวของของเหลวภายในภาชนะนั้น โมเลกุลที่อยู่ในสภาพไอนี้ ทำให้เกิดความดันได้เรียกว่า ความดันไอ

ระยะเริ่มแรกของเหลวกลายเป็นไอเข้าไปอยู่ในสถานะแก๊สนั้น ปริมาตรของของเหลวจะลดลง ในขณะที่ความดันไอเพิ่มขึ้น ไอก็จะพยายามกลับไปเป็นของเหลวใหม่โดยการควบแน่น ซึ่งในระยะแรกอัตราของการกลั่นตัวเป็นของเหลวจะช้าแต่ก็จะเพิ่มขึ้นเรื่อยๆ จนในที่สุดอัตราของการระเหยเท่ากับอัตราของการควบแน่น ซึ่งตอนนี้เรียกว่า เกิดสมดุลไดนามิก (dynamic equilibrium) และจุดนี้ทั้งปริมาตรและความดันไอของของเหลวคงที่

ของเหลวจะมีความดันไอสูงหรือต่ำขึ้นอยู่กับแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลและอุณหภูมิ เช่น ในรูปที่ 8.3 แสดงความดันไอซึ่งอยู่ในสมดุลกับของเหลวของเอทิลแอลกอฮอล์ นอร์แมลเฮปเทน และน้ำ และจากรูปของเส้นโค้งจะเห็นว่าเมื่ออุณหภูมิสูงขึ้น ความดันไอจะสูงขึ้นมาก



รูปที่ 8.3 แสดงความดันไอของเอทิลแอลกอฮอล์ นอร์แมลเฮปเทน และน้ำ

8.1.4 จุดเดือด (Boiling Point)

เมื่อความดันไอของของเหลวเท่ากับความดันของบรรยากาศ จะทำให้ของเหลวนั้นเดือด หรือเราอาจให้นิยามได้ว่า จุดเดือดของสารใดคืออุณหภูมิซึ่งก่อให้เกิดความดันไอของของเหลวเท่ากับความดันของบรรยากาศ และเมื่อความดันของบรรยากาศลดลง จุดเดือดก็จะลดต่ำลง แต่ถ้าความดันบรรยากาศเพิ่มขึ้น จุดเดือดก็จะสูงขึ้น ความดันของบรรยากาศจะแปรเปลี่ยนไปตามความสูงของสถานที่ที่ต้องการวัด ฉะนั้นจุดเดือดตามปกติของของเหลวใด คืออุณหภูมิซึ่งความดันไอของของเหลวมีค่าเท่ากับ 760 ทอร เช่น น้ำมีจุดเดือดที่ 100°C เอทิลแอลกอฮอล์จุดเดือดที่ 70°C และนอร์แมลเฮปเทนมีจุดเดือดที่ 98°C ณ ความดันปกติ (760 ทอร) แต่ถ้าไปวัดความดันบรรยากาศซึ่งสูงจากพื้นดินอีกหนึ่งไมล์ ความดันบรรยากาศจะลดลงเป็น 630 ทอร จุดเดือดของเอทิลแอลกอฮอล์ นอร์แมลเฮปเทน และน้ำจะมีค่าเท่ากับ 74°C, 92°C และ 95°C ตามลำดับ

8.2 สารละลาย (Solution)

สารละลายคือ ของผสมที่มีเนื้อเดียวกัน เช่นน้ำตาลละลายน้ำ ผลของสารละลายมีสมบัติเหมือนกันโดยตลอด จำนวนน้ำตาลหรือน้ำอาจจะมากขึ้นหรือน้อยลงก็ได้ แต่ยังคงเป็นของผสมเนื้อเดียวกันของสารสองสารอยู่ สารองค์ประกอบที่มีปริมาณมากกว่าเรียกว่าตัวทำละลาย (solvent) ส่วนสารองค์ประกอบที่มีปริมาณน้อยกว่าเรียกว่าตัวถูกละลาย (solute) สารละลายที่มีองค์ประกอบสองชนิด เรียกว่า binary solutions และสารละลายที่มีน้ำเป็นตัวทำละลายเรียกว่า *aqueous solution*

ชนิดของสารละลาย (Types of Solutions)

สารละลาย แบ่งออกได้ตามสถานะของสารเป็น 3 ชนิด คือ สารละลายแก๊ส (Gaseous solutions) สารละลายของเหลว (Liquid solutions) และสารละลายของแข็ง (Solid solutions) และเพียงแต่ binary solution ของสารละลายทั้ง 3 ชนิดเท่านั้น ก็สามารถแบ่งสารละลายออกได้ถึง 9 ชนิด ทั้งนี้เพราะตัวถูกละลายอาจเป็นแก๊ส หรือของเหลว หรือของแข็ง ก็ได้ แต่ตัวทำละลายต้องอยู่ในสถานะนั้น ดังตัวอย่างตารางที่ 8.1 ชนิดของสารละลาย

ตารางที่ 8.1 ชนิดของสารละลาย

ชนิดของสารละลาย	ตัวอย่าง
สารละลายในแก๊ส	
1. แก๊สละลายในแก๊ส	ออกซิเจนละลายในไนโตรเจน
2. ของเหลวละลายในแก๊ส	คลอโรฟอร์มละลายใน (ระเหยเข้าไปใน) ไนโตรเจน
3. ของแข็งละลายในแก๊ส	น้ำแข็งแห้งละลายใน (ระเหิดเข้าไปใน) ไนโตรเจน
สารละลายของเหลว	
1. แก๊สละลายในของเหลว	คาร์บอนไดออกไซด์ละลายในน้ำ (น้ำโซดา)
2. ของเหลวละลายในของเหลว	อัลกอฮอล์ละลายในน้ำ
3. ของแข็งละลายในของเหลว	น้ำตาลละลายในน้ำ
สารละลายของแข็ง	
1. แก๊สละลายในของแข็ง	ไฮโดรเจนละลายในแพลเลเดียม
2. ของเหลวละลายในของแข็ง	ปรอทละลายในทองคำ
3. ของแข็งละลายในของแข็ง	ทองแดงละลายในนิกเกิล

8.3 หน่วยความเข้มข้นของสารละลาย

ส่วนประกอบของสารละลายสามารถบอกปริมาณได้โดยความเข้มข้น โดยทั่วไปความเข้มข้นของสารละลายมักจะบอกเป็นมวลของตัวถูกสารละลายต่อปริมาตรของสารละลาย หน่วยความเข้มข้นที่สำคัญ ๆ มีดังนี้

8.3.1 ร้อยละของตัวถูกละลาย (Percent of Solute)

การบอกความเข้มข้นเป็นร้อยละของตัวถูกละลายโดยทั่วไป บอกได้ 3 แบบดังนี้

1) ร้อยละโดยน้ำหนัก (Percent by Weight)

การบอกความเข้มข้นของสารละลายเป็นร้อยละโดยน้ำหนัก หมายถึงน้ำหนักของตัวถูกละลายที่ละลายอยู่ในสารละลาย 100 หน่วยน้ำหนักเดียวกัน

2) ร้อยละโดยปริมาตร (Percent by Volume)

การบอกความเข้มข้นของสารละลายเป็นร้อยละโดยปริมาตร หมายถึงปริมาตรของตัวถูกละลายที่ละลายอยู่ในสารละลาย 100 หน่วยปริมาตรเดียวกัน

3) ร้อยละโดยน้ำหนักต่อปริมาตร (Percent Weight by Volume)

การบอกความเข้มข้นของสารละลายเป็นร้อยละโดยน้ำหนักต่อปริมาตร หมายถึง น้ำหนักของตัวถูกละลายที่ละลายอยู่ในสารละลาย 100 หน่วยปริมาตร

ตัวอย่างที่ 8.1 เมื่อละลาย NaCl 5 กรัม ลงในน้ำ 25.0 กรัม จงหาร้อยละโดยน้ำหนักของ NaCl ที่ละลายอยู่ในสารละลาย

วิธีทำ ร้อยละโดยน้ำหนักของ NaCl $= \dfrac{\text{น้ำหนักของ NaCl}}{\text{น้ำหนักของ NaCl + น้ำหนักของ } H_2O} \times 100$

$$= \frac{5.00}{5.00 + 25.0} \times 100$$

$$= 16.7$$

∴ ในสารละลายมี NaCl อยู่ร้อยละ = 16.7

H_2O อยู่ร้อยละ = 83.3

ตัวอย่างที่ 8.2 สารตัวอย่างของ Potassium chloride (KCl) 0.892 กรัม ละลายในน้ำ 54.6 กรัม จงหาร้อยละโดยน้ำหนักของ KCl ในสารละลาย

วิธีทำ ร้อยละโดยน้ำหนักของ KCl $= \dfrac{\text{น้ำหนักของตัวถูกละลาย}}{\text{น้ำหนักของสารละลาย}} \times 100$

$$= \frac{0.892}{0.892 + 54.6} \times 100$$

$$= 1.61\ \%$$

ตัวอย่างที่ 8.3 เมื่อของผสมของ NaCl และ $BaCl_2$ หนัก 0.200 กรัม ละลายลงในน้ำ แล้วเติมกรดซัลฟิวริกลงไปจนกระทั่งไม่มีตะกอนเกิดขึ้นอีก กรองของแข็ง $BaSO_4$ ทำให้แห้งและพบว่าหนัก 0.0643 กรัม จงหาร้อยละโดยน้ำหนักของ $BaCl_2$ ในของผสม

วิธีทำ ในตัวอย่างนี้ แบเรียมถูกตกตะกอนเป็น $BaSO_4$ ดังสมการ

$$BaCl_2 + H_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4 + 2HCl$$

จากน้ำหนักของ $BaSO_4$ สามารถคำนวณน้ำหนักของ $BaCl_2$ ในของผสม

$BaSO_4$ 0.0643 กรัม $= \frac{0.0643}{233.4} = 2.75 \times 10^{-4}$ โมล

จากสมการเคมี $BaSO_4$ 1 โมล เกิดจาก $BaCl_2$ 1 โมล

ฉะนั้นของผสมเริ่มต้นต้องมี $BaCl_2 = 2.75 \times 10^{-4}$ โมล

น้ำหนักของ $BaCl_2$ ในของผสม $= (2.75 \times 10^{-4})(208.4)$

$= 5.73 \times 10^{-2}$ กรัม

น้ำหนักของ $BaCl_2 = 0.0573$ กรัม

$$\text{ร้อยละโดยน้ำหนักของ } BaCl_2 = \frac{\text{น้ำหนักของ } BaCl_2}{\text{น้ำหนักทั้งหมดของของผสม}} \times 100$$

$$= \frac{0.0573}{0.200} \times 100 = 28.7\%$$

ตัวอย่างที่ 8.4 การวิเคราะห์สารตัวอย่างของยาบรรเทาความเจ็บปวดแอสไพริน, $HC_9H_7O_4$ (monoprotic acid) โดยการไตเตรตด้วยเบส สารตัวอย่างของยา 0.500 กรัม ต้องการ 21.50 mL ของ 0.100 N NaOH จงหาร้อยละโดยน้ำหนักของแอสไพริน

วิธีทำ จากปริมาตรของเบสและความเข้มข้นของเบสสามารถคำนวณจำนวนสมมูลของเบสได้

จำนวนสมมูลของ NaOH = (0.100)(0.0215) = 0.00215 สมมูล

จากแนวคิดของสมมูล สารทำปฏิกิริยาพอดีกันตามจำนวนสมมูล (กรัมสมมูล)เราสามารถเขียนได้ว่า

0.00215 สมมูลของ NaOH = 0.00215 สมมูลของแอสไพริน

เมื่อ แอสไพรินเป็น monoprotic acid

0.00215 สมมูลของแอสไพริน = 0.00215 โมลของแอสไพริน

น้ำหนักของแอสไพรินในสารตัวอย่าง = (0.00215)(180.2) = 0.387 กรัม

$$\text{ร้อยละโดยน้ำหนักของแอสไพริน} = \frac{\text{น้ำหนักของแอสไพริน}}{\text{น้ำหนักของสารตัวอย่าง}} \times 100$$

$$= \frac{0.387}{0.500} \times 100 = 77.4\%$$

ตัวอย่างที่ 8.5 สารตัวอย่างของแร่เหล็กที่ประกอบด้วย Fe_2O_3 หนัก 1.000 กรัม ถูกละลายในกรด และเหล็กทั้งหมดเปลี่ยนไปเป็น Fe^{2+} สารละลายถูกไตเตรตกับ 90.40 mL ของ 0.100 N $KMnO_4$ ให้ Mn^{2+} และ Fe^{3+} เป็นผลิตผลของปฏิกิริยา จงหาร้อยละโดยน้ำหนักของแร่เหล็ก, Fe_2O_3

วิธีทำ จำนวนสมมูลของ $KMnO_4 = (0.100)(9.04 \times 10^{-2}) = 9.04 \times 10^{-3}$ สมมูล $KMnO_4$
จำนวนนี้ออกซิไดซ์ 9.04×10^{-3} สมมูล Fe^{2+} ไปเป็น Fe^{3+}
เมื่อ 1 โมลของ Fe^{2+} สูญเสีย 1 โมลของอิเล็กตรอน

$$1 \text{ โมล } Fe^{2+} = 1 \text{ สมมูล } Fe^{2+}$$

ฉะนั้น Fe^{2+} 9.04×10^{-3} สมมูล = Fe^{2+} 9.04×10^{-3} โมล
แต่ละโมลของ Fe_2O_3 ประกอบไปด้วย Fe 2 โมล

$$\text{จำนวนโมลของ } Fe_2O_3 \text{ ในสารตัวอย่าง} = \frac{(9.04 \times 10^{-3})}{2} = 4.52 \times 10^{-3} \text{ โมล}$$

$$\text{จำนวนกรัมของ } Fe_2O_3 \text{ ในสารตัวอย่าง} = (4.5210^{-3})(160) = 0.723 \text{ กรัม}$$

$$\text{ร้อยละโดยน้ำหนกของ } Fe_2O_3 = \frac{0.723}{1.000} \times 100 = 72.3\%$$

สำหรับสารละลายที่เจือจางมาก ๆ บ่อยครั้งแสดงความเข้มข้นเป็น part per million (ppm) ดังนี้

$$\text{ppm ของสารองค์ประกอบ} = \frac{\text{น้ำหนักของสารองค์ประกอบ}}{\text{น้ำหนักของสารละลายทั้งหมด}} \times 10^6$$

ตัวอย่างที่ 8.6 SO_2 ในอากาศที่เกิดขึ้นโดยการเผาไหม้เชื้อเพลิงที่มีซัลเฟอร์ที่อุณหภูมิสูง เป็นปัญหามลภาวะทางอากาศที่สำคัญ จำนวนซัลเฟอร์ในอากาศอาจหาได้โดยการผ่านอากาศลงในสารละลายกรดของ $KMnO_4$ SO_2 ถูกออกซิไดซ์ไปเป็น SO_4^{2-} ในการวิเคราะห์อากาศที่มีความหนาแน่น 1.20 กรัม/ลิตร จำนวน 500 ลิตรโดยการผ่านอากาศลงในสารละลาย $KMnO_4$ และ $KMnO_4$ 1.5×10^{-5} โมล ถูกรีดิวซ์ไปเป็น Mn^{2+} จงหาความเข้มข้นของ SO_2 เป็น parts per million (โดยน้ำหนัก)

วิธีทำ เขียนสมการที่ดุลแล้ว

$$2MnO_4^- + 5SO_2 + 2H_2O \longrightarrow 2Mn^{2+} + 5SO_4^{2-} + 4H^+$$

ถ้า $KMnO_4$ 1.50×10^{-5} โมล ถูกรีดิวซ์

$$\text{ต้องการ } SO_2 = \frac{5 \times (1.50 \times 10^{-5})}{2} = 3.75 \times 10^{-5} \text{ โมล}$$

น้ำหนักของ SO_2 ในอากาศ $= (3.75 \times 10^{-5}) \times 64.1 = 2.40 \times 10^{-3}$ กรัม

อากาศ 500 ลิตร ประกอบด้วย SO_2 $= 2.40 \times 10^{-3}$ กรัม

$$\text{ความเข้มข้นเป็น parts per million} = \frac{\text{น้ำหนักของ } SO_2}{\text{น้ำหนักทั้งหมดของอากาศ}} \times 10^6$$

น้ำหนักของอากาศสามารถหาได้จากความหนาแน่น

น้ำหนักของอากาศทั้งหมด $= 500 \times 1.20 = 600$ กรัม

$$\therefore \text{ความเข้มข้นของ } SO_2 = \frac{2.40 \times 10^{-3}}{600} \times 10^6 = 4.00 \text{ ppm}$$

8.3.2 เศษส่วนโมล (Mole fraction) สัญลักษณ์ที่ใช้คือ X

เศษส่วนของโมลของสารองค์ประกอบหนึ่งในสารละลาย คืออัตราส่วนของจำนวนโมลของสารองค์ประกอบนั้น **ต่อ** จำนวนโมลของสารองค์ประกอบทั้งหมด ถ้าให้ n แทนจำนวนโมลและกำหนดสารองค์ประกอบต่าง ๆ เป็น A, B, C .... ตามลำดับ เราสามารถเขียนเป็นสูตรได้ดังนี้

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B + n_C + \ldots\ldots}$$

$$\text{หรือ } X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B + n_C + \ldots\ldots}$$

เศษส่วนโมลของสารองค์ประกอบทั้งหมดรวมกันเท่ากับ 1 เสมอ

หรือ $X_A + X_B + X_C + \ldots\ldots = 1$

ถ้าต้องการทราบเป็น**โมลเปอร์เซนต์** (mole percent) ก็ทำได้โดยนำเอา 100 คูณเข้ากับเศษส่วนโมล ดังนี้

โมลเปอร์เซนต์ A(mol%A) = $X_A \times 100$

ตัวอย่างที่ 8.7 เมื่อละลาย NaCl 5.0 กรัมลงในน้ำ 25.0 กรัม จงคำนวณหาเศษส่วนโมลของ NaCl ในสารละลาย

วิธีทำ น้ำหนักโมเลกุลของ NaCl = 58.44 กรัม

จำนวนโมลของ NaCl $= \frac{5.00}{58.44}$ โมล

$= 8.56 \times 10^{-2}$ โมล

น้ำหนักโมเลกุลของน้ำ = 18.02 กรัม

จำนวนโมลของน้ำ $= \frac{25.0}{18.02} = 1.39$ โมล

$X_{NaCl} = \frac{n_{NaCl}}{n_{NaCl} + n_{H_2O}}$

$= \frac{8.56 \times 10^{-2}}{8.56 \times 10^{-2} + 1.39}$

$= 5.80 \times 10^{-2}$

เศษส่วนโมลของ NaCl = 0.0580

(เศษส่วนโมลของ H20 = 1 .OO-0.0580 = 0.9420)

ตัวอย่างที่ 8.8 จงหาโมลเปอร์เซนต์ของ NaCl ในสารละลายของตัวอย่างที่ 8.7

วิธีทำ โมลเปอร์เซนต์ของ $= X_{NaCl} \times 100$

$= 5.80 \times IO\text{-}2 \times 100$

$= 5.80\%$

$\therefore$ โมลเปอร์เซนต์ของ NaCl = 5.80

และ โมลเปอร์เซนต์ของ H_2O = 94.20

ตัวอย่างที่ 8.9 นักเคมีเตรียมสารละลายโดยการเติม ethanol (C_2H_5OH) บริสุทธิ์ 200.4 กรัม ลงในน้ำ 143.9 กรัม จงคำนวณเศษส่วนโมลของสารองค์ประกอบทั้งสอง ถ้าน้ำหนักโมเลกุลของ ethanol และน้ำเท่ากับ 46.02 และ 18.02 กรัม ตามลำดับ

วิธีทำ จำนวนโมลของ $C_2H_5OH = \frac{200.4}{46.02} = 4.355$ โมล

จำนวนโมลของ $H_2O = \frac{143.9}{18.02} = 7.986$ โมล

$$X_{C_2H_5OH} = \frac{n_{C_2H_5OH}}{n_{C_2H_5OH} + n_{H_2O}}$$

$$= \frac{4.355}{4.355 + 7.986} = 0.3529$$

$$X_{H_2O} = \frac{7.986}{4.355 + 7.986} = 0.6471$$

$$X_{C_2H_5OH} + X_{H_2O} = 0.3529 + 0.6471 = 1.0000$$

8.3.3 โมลาริตี (Molarity)

โมลาริตีของสารละลาย หมายถึง จำนวนโมลของตัวถูกละลายที่ละลายในสารละลาย 1 ลิตร (ลูกบาศก์เดซิเมตร) ใช้หน่วยเป็นโมลต่อลิตรหรือโมลาร์ (M) โมลาริตีเป็นหน่วยความเข้มข้นที่เราคุ้นเคยมากที่สุด คำนวณได้โดยการหาอัตราส่วนของจำนวนโมลของตัวถูกละลายต่อปริมาตรของสารละลาย (ลิตร) ดังนี้

$$M_A = \frac{n_A}{V_{soln,liters}}$$

ดังนั้นสารละลายที่มีตัวถูกละลาย 2 โมล ละลายในสารละลาย 1 ลิตร จึงกล่าวได้ว่า เป็นสารละลายเข้มข้น 2 โมลาร์ (M)

ตัวอย่างที่ 8.10 Ascorbic acid (Vitamin C), $C_6H_8O_6$ 10 กรัม ละลายในน้ำจนมีปริมาตรของสารละลายเป็น 125 ml จะมีความเข้มข้นกี่โมลาร์ ? (H = 1.0, C = 12.0, O = 16.0)

วิธีทำ น้ำหนักโมเลกุลของ **Ascorbic acid** = 6(12.0) + 8(1.0) + 6(16.0)

= 176

Ascorbic acid 10 กรัม $= \frac{10}{176} = 5.68 \times 10^{-2}$ โมล

ปริมาตรของสารละลาย 125 ml $= \frac{125}{1000} = 0.125$ ลิตร

$$M_{C_6H_8O_6} = \frac{n_{C_6H_8O_6}}{V_{soln,\ liter}}$$

$$= \frac{5.68 \times 10^{-2}}{0.125} \text{ โมล/ลิตร}$$

$$= 0.454 \text{ โมล/ลิตร} = 0.454M$$

$\therefore$ สารละลาย Ascorbic acid เข้มข้น 0.454 โมลาร์

ตัวอย่างที่ 8.11 จงหาโมลาริตีของ NaCl ในสารละลายของตัวอย่างที่ 29 เมื่อความหนาแน่นของสารละลาย คือ 1.12 gml^{-1}

วิธีทำ จำนวนโมลของ NaCl (จากตัวอย่างที่ 8.7)= 8.56×10^{-2} โมล

มวลของสารละลายทั้งหมด = 5.0 + 25.0 = 30.0 กรัม

ปริมาตรของสารละลาย $\frac{30.0}{1.12} = 26.8$ ml

หรือ $\frac{26.8}{1000} = 2.68 \times 10^{-2}$ liter

$$M_{NaCl} = \frac{n_{NaCl}}{V_{soln,\ liter}} = \frac{8.56 \times 10^{-2}}{2.68 \times 10^{-2}}$$

$$= 3.19 \text{ mol liter}^{-1}$$

ตัวอย่างที่ 8.12 จงหาโมลาริตีของสารละลายที่เตรียมโดยการเติมน้ำลงไปใน KCl 10.0 กรัม จนสารละลายมีปริมาตรเป็น 200 mL

วิธีทำ สารละลายสุดท้าย ประกอบด้วย 10.0 กรัม/200 mL

โมลาริตีของสารละลายหมายถึง จำนวนโมลของตัวถูกละลายต่อสารละลาย 1 ลิตร หรือ

$$M_A = \frac{\text{“A}}{V_{so\,ln,liters}}$$

จำนวนโมลของ KCl $= \frac{10.0}{74.6} = 0.134$ โมล

ปริมาตรของสารละลาย $= \frac{200}{1000} = 0.200$ ลิตร

โมลาริตีของสารละลาย KCl $= \frac{0.134}{0.200} = 0.670M$

ตัวอย่างที่ 8.13 ถ้าต้องการเตรียมสารละลาย NaOH เข้มข้น 1.25 M จำนวน 350 mL จะต้องใช้ NaOH กี่กรัม

วิธีทำ

$$M_A = \frac{n_A}{V_{so\,ln,liters}}$$

$$n_A = M_A \times V_{soln,liters}$$

จำนวนโมลของ NaOH $= (1.25)(0.350) = 0.437$ โมล

น้ำหนักโมเลกุลของ NaOH $= 40.0$

น้ำหนักของ NaOH ที่ต้องใช้เตรียมสารละลาย $= 0.437 \times 40.0 = 17.5$ กรัม

ตัวอย่างที่ 8.14 จงหาความเข้มข้นเป็นโมลาร์ (M) ของกรดซัลฟิวริกเข้มเข้น (concentrated sulfuric acid) ซึ่งประกอบด้วย 96% โดยน้ำหนักของ H_2SO_4 และมีความหนาแน่น = 1.84 g/mL

วิธีทำ หาจำนวนโมลของ H_2SO_4 ใน 1 ลิตรของกรดเข้มข้น (concentrated acid)

จากความหนาแน่นของกรด $= 1.84$ g/mL

1 mL $= 1.84$ g

1000 mL $= 1840$ g

เพียง 96 % ของน้ำหนักนี้ เป็นน้ำหนักของ H_2SO_4

ดังนั้น น้ำหนักของ $H_2SO_4 = \frac{1840 \times 96}{100} = 1,740$ กรัม

น้ำหนักโมเลกุลของ $H_2SO_4 = 98.08$

ฉะนั้น จำนวนโมลของ H_2SO_4 $= \frac{1770}{98.08}$ = 18.0 โมล

ความเข้มข้นของ H_2SO_4 $= \frac{18.0}{1.0}$ = 18.0 M

ตัวอย่างที่ 8.15 จงหาปริมาตรของสารละลาย 2.00 M NaCl ที่ต้องใช้ทำปฏิกิริยากับ $AgNO_3$ 5.37 กรัม เพื่อให้เกิด AgCl

วิธีทำ สมการดุลแล้ว : $NaCl + AgNO_3 \longrightarrow AgCl + NaNO_3$

$AgNO_3$ 5.37 กรัม $= \frac{5.37}{170.0} = 3.16 \times 10^{-2}$ โมล

จากสมการ จะเห็นว่า NaCl 1 โมล ทำปฏิกิริยาพอดีกับ $AgNO_3$ 1 โมล
ฉะนั้น $AgNO_3$ 3.16×10^{-2} โมล ทำปฏิกิริยาพอดีกับ NaCl 3.16×10^{-2} โมล

ความเข้มข้นของ NaCl 2.00 M $= \frac{\text{2.00 โมล NaCl } (n_{NaCl})}{\text{1.00 ลิตรของสารละลาย } (V_{soln,liters})}$

ปริมาตรของ NaCl ที่ต้องใช้ทำปฏิกิริยากับ $AgNO_3$ $= \frac{3.16 \times 10^{-2}}{2}$

$= 1.58 \times 10^{-2}$ ลิตร

$\therefore$ ปริมาตรของสารละลาย NaCl = 158 mL

ตัวอย่างที่ 8.16 จงหาน้ำหนักเป็นกรัมของ $Mg(HO_2)$ (พบใน milk of magnesia) ที่ต้องการทำให้สะเทินกับ 50 mL ของ 0.0950 M HCl (Stomach)

วิธีทำ สมการที่ดุลแล้ว : $Mg(HO)_2 + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + 2H_2O$

0.0950 M HCl 50 mL $= \frac{0.0950 \times 50}{1000} = 0.00475$ โมล

จากสมการ $Mg(OH)_2$ 1 โมล ทำปฏิกิริยาพอดีกับ HCl 2 โมล

จำนวนโมลของ $Mg(OH)_2$ $= \frac{0.00475}{2} = 0.00238$ โมล

น้ำหนักของ $Mg(OH)_2$ = (0.00238)(58.3)= 0.139 กรัม

การเจือจาง (Dilution)

โมลาริตีของสารละลาย หมายถึง จำนวนโมลของตัวถูกละลายที่ละลายในสารละลาย 1 ลิตร

$$\text{Molarity (M)} = \frac{n_{solute}}{V_{soln,liters}}$$

$$n_{solute} = M \times V_{soln,liters}$$

เมื่อสารละลายถูกทำให้เจือจางลง จำนวนโมลของตัวถูกละลายยังคงเดิมไม่เปลี่ยนแปลง จำนวนโมลของตัวถูกละลายก่อนเจือจางจึงเท่ากับจำนวนโมลของตัวถูกละลายหลังเจือจาง

เนื่องจาก จำนวนโมลของตัวถูกละลาย $= M \times V_{soln,liters}$

จึงสามารถเขียนเป็นสูตรได้ดังนี้

$$M_{initial}\, V_{initial} = M_{final} V_{final}$$

$$M_{เริ่มต้น}\, V_{เริ่มต้น} = M_{สุดท้าย}\, V_{สุดท้าย}$$

หรือ $M_i V_i = M_f V_f$

ตัวอย่างที่ 8.17 จะต้องเติมน้ำลงไปในสารละลาย 25.0 mL ของ 0.500 M KOH จำนวนเท่าไร เพื่อให้สารละลายมีความเข้มข้นเป็น 0.350 M

94
วิธีทำ จากสมการ : $M_i V_i = M_f V_f$

$M_i = 0.500$ M $\qquad M_f = 0.350$ M

$V_i = 25.0$ L $\qquad V_f = ?$

MI V_f โดยการแทนค่าในสมการ

$$V_f = \frac{M_i V_i}{M_f} = \frac{(0.500)(25.0)}{(0.350)}$$

$$= 37.5 \text{ mL}$$

ตารางที่ 8.2 สารเคมีในห้องปฏิบัติการที่เข้มข้น

สาร	ความหนาแน่น (g/mL)	ร้อยละโดยน้ำหนัก	โมลาริตี
Sulfuric acid	1.84	96	18
Hydrochloric acid	1.18	36.5	12.0
Phosphoric acid	1.7	a5	15
Nitric acid	1.42	70.7	16.0
Acetic acid	1.05	100	17.5
Agueous ammonia	0.90	28	14.8

***ข้อควรระวัง!** เมื่อต้องการเจือจางสารที่เข้มข้น การปฏิบัติที่ถูกต้อง **ต้องเติมสารที่เข้มข้นลงในตัวทำละลาย ไม่เคยเติมน้ำลงในกรดที่เข้มข้น**

ตัวอย่างที่ 8.18 จงหาปริมาตรของ concentrated H_2SO_4 (18.0 M) ที่ต้องการใช้เตรียมสารละลาย H_2SO_4 3.0 M จำนวน 750 mL

วิธีทำ

$$M_iV_i = M_fV_f$$

M_i = 18.0 M $\qquad$ M_f = 3.0 M

V_i = ? $\qquad$ V_f = 750 mL

$$V_i = \frac{M_fV_f}{M_i}$$

$$= \frac{(3.0)(750)}{(18.0)} = 125 \text{ mL}$$

ปริมาตรของ Conc. H_2SO_4 ที่ต้องใช้ = 125 mL

8.3.4 โมแลลิตี (Molality)

โมแลลิตีของสารละลาย หมายถึง จำนวนโมลของตัวถูกละลายที่ละลายอยู่ในตัวทำละลาย 1 กิโลกรัม ใช้หน่วยเป็นโมลต่อกิโลกรัม หรือโมแลล (m) ซึ่งคำนวณได้โดยการหาอัตราส่วนของจำนวนโมลของตัวถูกทำละลายต่อจำนวนกิโลกรัมของตัวทำละลาย ดังนี้

$$m_A = \frac{n_A}{mass_{solvent}, kg}$$

ดังนั้น สารละลายที่มีตัวถูกละลาย 3 โมล ละลายในตัวทำละลาย 1 กิโลกรัม จึงกล่าวได้ว่าสารละลายนี้เข้มข้น 3 โมแลล (m)

ตัวอย่างที่ 8.19 สารละลาย NaCl ในตัวอย่างที่ 8.7 เข้มข้นกี่โมแลล

วิธีทำ จำนวนโมลของ NaCl (จากตัวอย่างที่ 8.7) = 8.56×10^{-2} โมล

มวลของน้ำ = 25.0 กรัม

$$= \frac{25}{1000} = 2.50 \times 10\text{-}2 \text{ kg}$$

$$m_{NaCl} = \frac{n_{NaCl}}{mass_{H_2O}, kg}$$

$$= \frac{8.56 \times 10^{-2}}{2.5 \times 10^{-2}}$$

$$= 3.42 \text{ mol kg}^{-1}$$

$$= 3.42 \text{ m}$$

$\therefore$ สารละลาย NaCl เข้มข้น 3.42m

ตัวอย่างที่ 8.20 จงคำนวณโมแลลิตีของสารละลายกรดซัลฟิวริกที่มีกรดซัลฟิวริกอยู่ 24.4 กรัม ในน้ำ 198 กรัม มวลโมเลกุลของกรดซัลฟิวริก 98.08 กรัม

วิธีทำ

$$m_A = \frac{n_A}{mass_{solvent}, kg}$$

จำนวนโมลของ $H_2SO_4 = \frac{24.4}{98.08}$ โมล

มวลของน้ำ $= \frac{198}{1000}$ กิโลกรัม

$$m_{H_2SO_4} = \frac{24.4 \times 1000}{98.08 \times 198} = 1.26 \text{ mol } H_2SO_4 / kgH_2O$$

โมแลลิตีของ H_2SO_4 = **1.26 m**

ตัวอย่างที่ 8.21 จงคำนวณโมลาริตีของสารละลายกลูโคส $C_6H_{12}O_6$ 0.396 m มวลโมเลกุลของกลูโคส = 180.2 กรัม และความหนาแน่นของสารละลาย = 1.16 g/mL

วิธีทำ สารละลายกลูโคส 0.396 m จะมีกลูโคส 0.396 โมลในน้ำ 1 กิโลกรัม

ผลรวมของสารละลาย = (0.39 × 180.2)+1000 = 1071.36 กรัม

จากความหนาแน่นของสารละลาย = 1.16 g/mL

คำนวณหาโมลาริตีได้ดังนี้

$$M_{C_6H_{12}O_6} = \frac{0.396 \times 1.16 \times 1000}{1071.36} = 0.429\ \text{mol}_{C_6H_{12}O_6/1L}$$

$$\left(= \frac{0.396\text{mol}C_6H_{12}O_6}{1071\text{gsoln}} \times \frac{1.16\text{gsoln}}{1\text{mLsoln}} \times \frac{1000\text{mLsoln}}{1\text{Lsoln}}\right)$$

โมลาริตีของสารละลายกลูโคส = 0.429 M

ตัวอย่างที่ 8.22 ความหนาแน่นของ 2.45 M aqueous methanol (CH_3OH) = 0.976 g/mL จงหาโมแลลิตีของสารละลาย มวลโมเลกุลของ CH_3OH = 32.04 กรัม

วิธีทำ

จากความหนาแน่นของ CH_3OH = 0.976 g/mL.

มวลของสารละลาย 2.45 M CH_3OH 1 ลิตร = 0.976 x 1000 = 976 กรัม

สารประกอบนี้มี CH_3OH = 2.45 โมล

จำนวนน้ำในสารละลาย = 976-(2.45 x 32.04) = 897.5 กรัม

$$m = \frac{n_{solute}}{mass_{solvent}, kg}$$

$$m_{CH_3OH} = \frac{2.45 \times 1000}{897.5} = 2.73\ \text{mol/ kg}$$

โมแลลิตีของสารละลาย CH_3OH = 2.73 m

ตัวอย่างที่ 8.23 จงคำนวณโมแลลิตีของสาระลายกรดฟอสฟอริก (H_3PO_4) ที่มี H_3PO_4 35.4 % โดยน้ำหนัก มวลโมเลกุลของกรดฟอสฟอริก = 98.00 กรัม

วิธีทำ ในสารละลายมีกรดฟอสฟอริกร้อยละ 35.4 โดยมวล

ดังนั้น อัตราส่วนของกรดฟอสฟอริกต่อน้ำ = 35.4 : 64.6

$$m_{H_3PO_4} = \frac{n_{H_3PO_4}}{mass_{H_3PO_4}\,kg}$$

$$\frac{\frac{35.4}{98.00}}{\frac{1000}{63.6}} = 5.59 \text{ mol/kg}$$

โมแลลิตีของ H_3PO_4 = 5.59 m

8.3.5 ฟอร์มาลิตี (Formality)

ฟอร์มาลิตีของสารละลาย หมายถึง จำนวนน้ำหนักกรัมสูตร (gram-formula weights) ของตัวถูกละลายที่ละลายอยู่ในสารละลาย 1 ลิตร (ลูกบาศก์เดซิเมตร) ใช้หน่วยเป็นฟอร์มาล (F) ฟอร์มาลิตีคล้ายคลึงกับโมลาริตีอย่างมาก เพียงแต่โมลาริตีใช้กับสารประกอบที่เป็นสูตรโมเลกุล ซึ่งสูตรโมเลกุลนั้น น้ำหนักโมเลกุลก็คือน้ำหนักสูตรนั่นเอง ดังนั้นสารละลาย H_2SO_4 1 โมลาร์ (M) ก็คือสารละลาย H_2SO_4 1 ฟอร์มาล (F) นั้นเอง แต่ฟอร์มาลิตียังใช้กับการประกอบไอออนนิค ซึ่งไม่มีสูตรโมเลกุลในสารละลายอีกด้วย เช่น NaCl เมื่อละลายในน้ำจะแตกตัวเป็นโซเดียมไอออนกับคลอไรด์ไอออนหมด โดยไม่มี NaCl ในสภาพโมเลกุลเหลืออยู่ในสารละลายเลย อย่างไรก็ตามสารละลาย NaCl 1 ฟอร์มาลมี NaCl 1 กรัมสูตร ซึ่งหนัก 58.5 กรัม ในสารละลาย 1 ลิตร ซึ่งก็คือสารละลาย NaCl 1 โมลาร์นั้นเอง ดังนั้น นักเคมีจึงมักจะใช้โมลาริตีแทนฟอร์มาลิตีอยู่เสมอ

8.3.6 นอร์มาลิตี (Normality)

นอร์มาลิตีของสารละลาย หมายถึง จำนวนกรัมสมมูลหรือสมมูล (gram-equivalent หรือ equivalent) ของตัวถูกละลาย ที่ละลายอยู่ในสารละลาย 1 ลิตร (ลูกบาศก์เดซิเมตร) ใช้หน่วยเป็นนอร์มาล (N)

$$\text{Normality} = \frac{\text{จำนวนกรัมสมมูล(จำนวนสมมูล)ของตัวถูกละลาย}}{\text{ปริมาตรของสารละลาย (ลิตร)}}$$

จำนวนกรัมสมมูลของสาร มีความสัมพันธ์กับน้ำหนักของสารดังนี้

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

น้ำหนักสมมูลของสาร สามารถหาได้ดังนี้

1. **น้ำหนักสมมูลของกรด** หมายถึง น้ำหนักเป็นกรัมของกรดที่สามารถให้ไฮโดรเจนไอออน (H^+) 1 โมล เช่น

HCl 1 โมล หนัก 36.5 กรัม สามารถให้ไฮโดรเจนไอออน (H^+) 1 โมล

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

หรือ H_2SO_4 1 โมล หนัก 98 กรัม สามารถให้ไฮโดรเจนไอออน (H^+) 2 โมล

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

และ H_3PO_4 1 โมล หนัก 98 กรัม สามารถให้ไฮโดรเจนไอออน (H^+) 3 โมล

ฉะนั้นน้ำหนักสมมูลของ H_3PO_4 จึงเท่ากับ $\frac{98}{3}$ = 32.7 กรัม

2. **น้ำหนักสมมูลของเบส** หมายถึง น้ำหนักเป็นกรัมของเบสที่สามารถให้ไฮดรอกไซด์ไอออน (OH^-) 1 โมล หรือไฮโดรเจนไอออน (H^+) 1 โมล เช่น

NaOH 1 โมล หนัก 40 กรัม สามารถให้ไฮดรอกไซด์ไอออน (OH^-) 1 โมล

ฉะนั้น น้ำหนักสมมูลของ NaOH จึงเท่ากับ $\frac{40}{1}$ = 40 กรัม

$Ca(OH)_2$ 1 โมล หนัก 74 กรัม สามารถให้ไฮดรอกไซด์ไอออน (OH-) 2โมล

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

3. **น้ำหนักสมมูลของเกลือ** หมายถึงน้ำหนักเป็นกรัมของเกลือ ที่สามารถให้ประจุบวก 1 โมลหรือประจุลบ 1 โมล เช่น

NaCl 1 โมล หนัก 58.5 กรัม สามารถให้ Na^+ 1 โมล หรือ Cl^- 1 โมล

ฉะนั้น น้ำหนักสมมูลของ NaCl จึงเท่ากับ $\frac{58.5}{1}$ = 58.5 กรัม

$BaCl_2$ 1 โมล หนัก 208 กรัม สามารถให้ Ba^{2+} 1 โมล (ประจุบวก 2 โมล) หรือ Cl^- 2 โมล (ประจุลบ 2 โมล)

ฉะนั้น น้ำหนักสมมูลของ $BaCl_2$ จึงเท่ากับ $\frac{208}{2}$ = 104 กรัม

จากนิยามที่กล่าวมาแล้ว จะเห็นว่า HCl เข้มข้น 1N หมายถึงสารละลาย HCl 1 กรัมสมมูล (ซึ่งหนัก 36.5 กรัม) ละลายในสารละลาย 1 ลิตร หรือ H_2SO_4 เข้มข้น 1 N หมายถึงสารละลาย H_2SO_4 1 กรัมสมมูล (ซึ่งหนัก 49 กรัม) ละลายในสารละลาย 1 ลิตร

สำหรับปฏิกิริยาออกซิเดชัน-รีดักชัน หรือปฏิกิริยารีดอกซ์นั้น ตัวออกซิไดซ์กับตัวรีดิวซ์ จะทำปฏิกิริยาพอดีกันตามจำนวนกรัมสมมูล ซึ่งจำนวนกรัมสมมูลของสารดังกล่าวสัมพันธ์กับปริมาณของอิเล็กตรอนที่มีการรับหรือการสูญเสีย จำนวน 1 โมล ดังนั้น ถ้าตัวออกซิไดซ์รับอิเล็กตรอน 1 โมล ก็คือตัวออกซิไดซ์ 1 กรัมสมมูล และถ้าตัวรีดิวซ์สูญเสียอิเล็กตรอน 1 โมล ก็คือตัวรีดิวซ์ 1 กรัมสมมูล นั่นเอง เช่น

$$2KMnO_4+10FeSO_4+8H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4+2MnSO_4+5Fe_2(SO_4)_3+8H_2O$$

จากสมการ $KMnO_4$ ถูกรีดิวซ์ไปเป็น Mn^{2+} ต้องได้รับอิเล็กตรอน 5 อิเล็กตรอน ดังสมการ

$$Mn^{7+} + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+}$$

หรือ $KMnO_4$ 1 โมล ได้รับอิเล็กตรอน 5 โมล

ดังนั้น $KMnO_4$ $\frac{1}{5}$ โมลได้รับอิเล็กตรอน 1 โมลซึ่งก็คือ $KMnO_4$ 1 กรัมสมมูลนั้นเอง

1 กรัมสมมูลของ $KMnO_4$ = $\frac{1}{5}$ $KMnO_4$ โมล

น้ำหนักสมมูลของ KMn04 = $\frac{158}{5}$ = 31.6 กรัม

ในทำนองเดียวกัน $FeSO_4$ ถูกออกซิไดซ์ไปเป็น Fe^{3+} ต้องสูญเสียอิเล็กตรอน 1 อิเล็กตรอน

ดังสมการ

$$Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+} + e^-$$

หรือ $FeSO_4$ 1 โมล สูญเสียอิเล็กตรอน 1 โมล

ดังนั้น $FeSO_4$ 1 กรัมสมมูล ก็คือ $FeSO_4$ 1 โมลนันเอง

$$\text{น้ำหนักสมมูลของ } FeSO_4 = \frac{152}{1} = 152 \text{ กรัม}$$

จากสมการทั้งสองข้างต้นจะเห็นได้ว่านอร์มาลิตีสัมพันธ์กับโมลาริตี ดังนั้น

$$N = nM$$

เมื่อ n คือจำนวนอิเล็กตรอนที่ได้รับหรือที่สูญเสียไปต่อสาร 1 โมลของปฏิกิริยารีดอกซ์

การหาน้ำหนักสมมูลของตัวออกซิไดซ์และตัวรีดิวซ์อาจทำได้อีกวิธีหนึ่ง

$$\text{น้ำหนักสมมูลของตัวออกซิไดซ์หรือตัวรีดิวซ์} = \frac{\text{น้ำหนักสูตร (กรัม)}}{\text{จำนวนเลขออกซิเดชันที่เปลี่ยนไปต่อ 1 สูตร}}$$

จากตัวอย่างเดิม $KMnO_4$ เป็นตัวออกซิไดซ์ในสารละลายกรด $KMnO_4$ จะถูกรีดิวซ์ไปเป็น Mn^{2+} เลขออกซิเดชันของ Mn เปลี่ยนไปจาก +7 เป็น +2 ดังนั้น เลขออกซิเดชันของ Mn ที่เปลี่ยนไปต่อ 1 สูตรของ $KMnO_4$ คือ 5

$$\text{ฉะนั้นน้ำหนักสมมูลของ } KMnO_4 = \frac{158}{5} = 31.6 \text{ กรัม}$$

ในทำนองเดียวกัน $FeSO_4$ (น้ำหนักสูตร 152) เป็นตัวรีดิวซ์ในสารละลายกรด $FeSO_4$ จะถูกออกซิไดซ์ไปเป็น $Fe_2(SO_4)_3$ เลขออกซิเดชันของ Fe เปลี่ยนไปจาก +2 เป็น +3 ดังนั้น เลขออกซิเดชันของ Fe ที่เปลี่ยนไปต่อ 1 สูตรของ $FeSO_4$ คือ 1

$$\text{ฉะนั้น น้ำหนักสมมูลของ } FeSO_4 = \frac{152}{1} = 152 \text{ กรัม}$$

ตัวอย่างที่ 8.24 จงคำนวณหานอร์มาลิตีของสารละลาย NaCl ที่เตรียมขึ้นจากการละลาย NaCl 2.50 กรัม ลงในน้ำ 550 กรัม ความหนาแน่นของสารละลายเท่ากับ 0.997 กรัมต่อมิลลิลิตร (Na = 23, Cl = 35.44)

วิธีทำ น้ำหนักสูตรของ NaCl = 58.44

น้ำหนักสมมูลของ NaCl = $\frac{58.44}{1}$ = 58.44 กรัม

จำนวนกรัมสมมูล NaCl = $\frac{2.50}{58.44}$ = **0.0428** กรัมสมมูล

ปริมาตรของสารละลาย = $\frac{552.5}{0.997}$ = 554 ml

= 0.554 ลิตร

$\therefore$ นอร์มาลิตีของสารละลาย NaCl = $\frac{0.0428}{0.554}$ = 0.0773 N

ตัวอย่างที่ 8.25 เมื่อ $H_2C_2O_4$ ทำปฏิกิริยากับ $KMnO_4$ ให้ CO_2 กับ MnO จงคำนวณหาน้ำหนักของ $H_2C_2O_4$ ที่ทำปฏิกิริยาพอดีกับ $KMnO_4$ หนัก 3.16 กรัม

วิธีทำ $H_2C_2O_4 \longrightarrow C^{4+}O_2$

$H_2C_2O_4$ 1 โมล สูญเสียอิเล็กตรอน 1 โมล

$\therefore$ 1 กรัมสมมูลของ $H_2C_2O_4$ = $\frac{90}{1}$ = 90 กรัม

$KMnO_4$ 1 โมล รับอิเล็กตรอนได้ 5 โมล

ดังนั้น $KMnO_4$ $\frac{1}{5}$ โมล รับอิเล็กตรอนได้ 1 โมล

$\therefore$ 1 กรัมสมมูลของ KMn04 = $\frac{158}{5}$ = 31.6 กรัม

แต่ $H_2C_2O_4$ 1 กรัมสมมูลทำปฏิกิริยาพอดีกับ $KMnO_4$ 1 กรัมสมมูล

นั่นคือ $H_2C_2O_4$ หนัก 90 กรัม ทำปฏิกิริยาพอดีกับ $KMnO_4$ 31.6 กรัม

$\therefore$ KMn04 หนัก 3.16 กรัม ทำปฏิกิริยาพอดีกับ $H_2C_2O_4$ = $\frac{3.16 \times 90}{31.6}$ = 9.0 กรัม

ตัวอย่างที่ 8.26 $FeSO_4$ ทำปฏิกิริยากับ $KMnO_4$ ใน H_2SO_4 ให้ผลิตผลเป็น $Fe_2(SO_4)_3$ และ $MnSO_4$ จงหาน้ำหนักเป็นกรัมของ $FeSO_4$ ที่ทำปฏิกิริยาพอดีกับ $KMnO_4$ 3.71 กรัม

วิธีทำ

ปฏิกิริยานี้ : $2KMnO_4+10FeSO_4+8H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4+2MnSO_4+5Fe_2(SO_4)_3+8H_2O$

$FeSO_4$ 1 โมล สูญเสียอิเล็กตรอน 1 โมล $\overset{+2}{Fe} \xrightarrow{-1e} \overset{+3}{Fe}$

$KMnO_4$ 1 โมล รับอิเล็กตรอน 5 โมล $\overset{+7}{Mn} \xrightarrow{+5e} \overset{+2}{Mn}$

น้ำหนักสมมูลของ $FeSO_4$ ในปฏิกิริยานี้ ควรเป็นน้ำหนักเดียวกับ $FeSO_4$ 1 โมล เนื่องจากแต่ละโมลของ $FeSO_4$ สูญเสียอิเล็กตรอน 1 โมล

$$FeSO_4 \text{ 1 สมมูล} = \frac{FeSO_4 \text{ 1 โมล}}{1} = \frac{152}{1} = 152 \text{ กรัม}$$

น้ำหนักสมมูลของ $FeSO_4$ = 152 กรัม

น้ำหนักสมมูลของ $KMnO_4$ ในปฏิกิริยานี้เป็น $\frac{1}{5}$ ของน้ำหนัก $KMnO_4$ 1 โมล

ดังนั้น แต่ละโมลของ $KMnO_4$ รับอิเล็กตรอน 5 โมล

$$KMnO_4 \text{ 1 สมมูล} = \frac{1}{5} KMnO_4 \text{ 1 โมล} = \frac{158}{5} = 31.6 \text{ กรัม}$$

น้ำหนักสมมูลของ $KMnO_4$ = 31.6 กรัม

d a $FeSO_4$ 1 สมมูล ต้องทำปฏิกิริยาพอดีกับ $KMnO_4$ 1 สมมูล

ฉะนั้น $FeSO_4$ 152 กรัม ต้องทำปฏิกิริยาพอดีกับ $KMnO_4$ 31.6 กรัม

$KMnO_4$ 3.71 กรัม ทำปฏิกิริยาพอดีกับ $FeSO_4 = \frac{152 \times 3.71}{31.6}$

= 17.8 กรัม

$FeSO_4$ ที่ทำปฏิกิริยาพอดีกับ $KMnO_4$ 3.71 กรัมคือ 17.8 กรัม

แบบฝึกหัด

หน่วยความเข้มข้นของสารละลาย

1. ร้อยละของตัวถูกละลาย - ร้อยละโดยน้ำหนัก

   1. สารละลายฟอกจางสีทางการค้ามีโซเดียมไฮโปคลอไรต์, NaOCl 3.62 ร้อยละโดยน้ำหนัก มวลของ NaOCl ในขวดบรรจุ 2,500 กรัมของสารละลายฟอกจางสีเป็นเท่าไร

   (ตอบ 90.5 กรัม)

2. **เศษส่วนโมล**

   2. จงคำนวณเศษส่วนโมลของ NaOCl ในสารละลายฟอกจางสีทางการค้าที่มี NaOCl 3.62 ร้อยละโดยน้ำหนัก (ตอบ 9.00×10^{-3})

3. **Molarity** (M)

   3. จงคำนวณ molarity ของสารละลายที่เกิดขึ้นโดยการละลายกลูโคส, $C_6H_{12}O_6$ 5.00 กรัมในน้ำจนได้สารละลายมีปริมาตรเป็น 100 mL (ตอบ 0.278 M)

   4. จงหา

      (ก) molarity ของสารละลาย ascorbic acid, $C_6H_8O_6$ (Vitamin C) ที่เตรียมได้โดยการละลาย $C_6H_8O_6$ 1.80 กรัมในน้ำจนมีปริมาตรของสารละลายเป็น 125 mL

      (ตอบ 0.0818 M)

      (ข) จำนวนมิลลิลิตรของสารละลายที่มี ascorbic acid 0.0100 โมล (ตอบ 122 mL)

   5. จงหา

      (ก) จำนวนกรัมของ Na_2SO_4 ที่มีในสารละลาย 15 mL ของ 0.50 M Na_2SO_4 เป็นเท่าไร (ตอบ 1.1 กรัม)

      (ข) จำนวนมิลลิลิตรของสารละลาย 0.50 M Na_2SO_4 ที่ต้องการเปลี่ยนให้สารละลายมีเกลือนี้ 0.035 โมล (ตอบ 70 mL)

6. จะต้องใช้ปริมาตรของสารละลาย 3.0 M H_2SO_4 จำนวนเท่าไรเพื่อทำให้สารละลาย H_2SO_4 เข้มข้นเป็น 0.10 M จำนวน 500 mL (ตอบ 17 mL)

4. Molality (m)

7. จงหา molality ของสารละลายที่มี naphthalein, $C_{10}H_8$ 36.5 กรัม ใน toluene. C_7H_8 420 กรัม (ตอบ 0.678 m)

8. กำหนดให้ความหนาแน่นของสารละลาย toluene 5 กรัม และ benzene 225 กรัม คือ 0.876 g/mL จงคำนวณความเข้มข้นของสารละลาย (1) molarity (2) เศษส่วนโมล
(3) ร้อยละโดยน้ำหนักของตัวถูกละลาย