

## บทที่ 6 แก๊ส

ในบทก่อนๆ เราได้ศึกษามาแล้วเกี่ยวกับการจัดเรียงอิเล็กตรอนภายในโครงสร้างอะตอม และการรวมตัวของอะตอมเป็นโมเลกุลที่โตขึ้น อะตอมและโมเลกุลขนาดเล็กเหล่านั้นเมื่อประกอบกันและสะสมกันเป็นจำนวนมากๆ ทำให้ปรากฏเป็นรูปร่างมองเห็นได้ซึ่งมี 3 สถานะในรูปของแข็ง ของเหลว และแก๊ส ของแข็งเมื่อได้รับความร้อนเพียงพอก็จะเปลี่ยนสภาพเป็นของเหลว และถ้าเพิ่มความร้อนขึ้นอีก ของเหลวก็เปลี่ยนสภาพกลายเป็นไอ ซึ่งอยู่ในสภาพของแก๊ส อนุภาคของแก๊ส (โมเลกุล) ในสภาพนี้จะเป็นอิสระจากกันและกันและอยู่ห่างกันมากกว่าที่อยู่ในสภาพของเหลวและของแข็ง ทำให้แก๊สผสมผสานกันได้ดี

บรรยากาศที่อยู่รอบๆ ตัวเราประกอบด้วยส่วนผสมของแก๊สต่างๆ ที่เรียกว่าอากาศ เมื่อคนเราหายใจอากาศเข้าไป ร่างกายจะดูดซับแก๊สออกซิเจน ( $O_2$ ) เพื่อนำไปหล่อเลี้ยงชีวิตให้ดำรงอยู่ได้ ในชีวิตประจำวันของคนเรามักเกี่ยวข้องกับแก๊สในสถานการณ์ต่างๆ เช่น แก๊สคลอรีน ( $Cl_2$ ) แก๊สโอโซน ( $O_3$ ) นำมาใช้ทำน้ำดื่มบริสุทธิ์ปราศจากเชื้อโรค แก๊สอะเซทิลีน ( $C_2H_2$ ) นำมาใช้เชื่อมโลหะ แก๊สคาร์บอนไดออกไซด์ ( $CO_2$ ) และมีเทน ( $CH_4$ ) เป็นแก๊สที่มีผลต่อสภาวะแวดล้อม ที่รู้จักกันในชื่อว่า แก๊สเรือนกระจก (green house gases) ซึ่งทำให้โลกร้อนขึ้น อย่างไรก็ตามแม้ว่าแก๊สต่างๆ จะมีสมบัติทางเคมีที่แตกต่างกัน แต่ก็ยังมีสมบัติทางกายภาพที่เหมือนกันหลายประการ ซึ่งในบทนี้จะได้ศึกษาสมบัติทางกายภาพต่างๆ ของแก๊สและพฤติกรรมของโมเลกุลแก๊สที่ก่อให้เกิดสมบัติเหล่านี้

### 6.1 คุณสมบัติของแก๊ส

อากาศประกอบด้วยแก๊สออกซิเจนและแก๊สไนโตรเจน ประมาณว่า 78% ของโมเลกุลของอากาศเป็น  $N_2$  และประมาณ 21% เป็น  $O_2$  ชาติพวกอโลหะหลายชนิดมีสถานะเป็นแก๊ส ณ ความดันและอุณหภูมิปกติ เช่น  $N_2$ ,  $F_2$ ,  $Cl_2$  และแก๊สมีตระกูล (noble gases) เช่น He, Ar, Kr และ Xe นอกจากนี้สารประกอบบางชนิดก็มีสถานะเป็นแก๊สด้วยเช่น HCN, HCl,  $H_2S$ ,  $CH_4$ ,  $CO_2$ ,  $NH_3$ ,  $NO_2$  เป็นต้น จะเห็นว่าแก๊สเหล่านี้ล้วนประกอบด้วยธาตุที่เป็นอโลหะทั้งสิ้น มีสูตรโมเลกุลแบบง่ายๆ และมีน้ำหนักโมเลกุลต่ำ

สสารที่มีสถานะเป็นของเหลวและของแข็งที่สภาวะปกติ สามารถมีสถานะแก๊สร่วมอยู่ด้วยในสภาพที่เป็นไอ ตัวอย่างเช่น หม้อเก็บความร้อน (thermal bottle) ที่บรรจุของผสมของน้ำแข็งและน้ำที่ 0° ซ. จะมีไอน้ำที่เป็นแก๊สลอยฟุ้งอยู่บนน้ำแข็งและน้ำ

แก๊สมีคุณลักษณะที่สำคัญแตกต่างจากของแข็งและของเหลวหลายประการคือ

1. แก๊สสามารถขยายตัวไม่มีที่สิ้นสุดในสุญญากาศ และเมื่อบรรจุแก๊สอยู่ในภาชนะ ปริมาตรของแก๊สจะเท่ากับปริมาตรของภาชนะนั้น แก๊สถูกกดดันได้ง่ายเมื่อให้ความดันกับแก๊ส จะทำให้ปริมาณลดลง ในขณะที่ของแข็งและของเหลวไม่มีการขยายตัวจนเต็มภาชนะที่บรรจุ ของแข็งและของเหลวยังถูกกดอัดได้ยากกว่า นอกจากนี้อิทธิพลของอุณหภูมิมีผลต่อแก๊สมากกว่าของแข็งและของเหลว

2. แก๊สสามารถผสมกลมกลืนเป็นเนื้อเดียวกันได้ดี เป็นของผสมในอัตราส่วนต่างๆ กัน เนื่องจากโมเลกุลผสมของแก๊สมีระยะห่างกัน ทำให้โมเลกุลของแก๊สหนึ่งแทรกอยู่ระหว่างกลางหรือท่ามกลางของแก๊สอื่นๆ ได้ ตัวอย่างเช่น การผสมกันของไอน้ำและไอของน้ำมันแก๊สโซลีนที่อยู่เหนือระดับของเหลวที่เป็นน้ำและน้ำมันแก๊สโซลีนที่แยกชั้นกันภายในขวด การที่โมเลกุลของแก๊สอยู่ห่างกันทำให้แต่ละโมเลกุลมีพฤติกรรมอิสระจากโมเลกุลชนิดอื่นที่ร่วมอยู่ด้วย ในปริมาตรที่ส่วนใหญ่เป็นที่ว่าง แรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลมีค่าน้อย เป็นผลให้แก๊สต่างชนิดกัน โมเลกุลแตกต่างกันมีพฤติกรรมคล้ายคลึงกัน เมื่อเปรียบเทียบโมเลกุลอย่างเดียวกันนี้ ในของเหลว โมเลกุลจะอยู่อย่างใกล้ชิดกันมากกว่า และครอบครองพื้นที่มากถึง 70% ของปริมาตรทั้งหมด แรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลทำให้ของเหลวรวมอยู่ด้วยกัน

3. โมเลกุลของแก๊สมีอิสระในการเคลื่อนที่ที่รวดเร็ว ตลอดเวลาในทุกทิศทางอย่างไม่เป็นระเบียบ (random) โมเลกุลของแก๊สอาจชนกันเองหรือชนกับผนังของภาชนะที่บรรจุแก๊ส เมื่อมีโมเลกุลจำนวนมากชนกับผนังก็ทำให้เกิดความดันขึ้น

## 6.2 ความดัน (Pressure)

ในการศึกษาสมบัติของแก๊ส มักจะเกี่ยวข้องกับค่าที่กำหนดสภาวะของแก๊ส คือ ระบุ ปริมาตร อุณหภูมิและความดัน ปริมาตรของแก๊สหมายถึงปริมาตรของภาชนะที่บรรจุแก๊สนั้น มีหน่วยเป็นลิตรหรือลูกบาศก์เดซิเมตร มิลลิลิตรหรือลูกบาศก์เซนติเมตรและลูกบาศก์เมตร สำหรับอุณหภูมิ เครื่องมือที่ใช้วัดอุณหภูมิได้แก่เทอร์โมมิเตอร์ในหน่วยองศาเซลเซียส ( °C) องศาฟาเรนไฮน์ ( °F) และองศาเคลวิน ( °K) เป็นต้น ในการคำนวณเกี่ยวกับแก๊ส มักใช้หน่วยองศาเคลวิน หรือเรียกว่า อุณหภูมิสัมบูรณ์ (absolute temperature) ความสัมพันธ์ระหว่างองศาเซลเซียสและองศาเคลวินเป็นดังนี้

$$T(^{\circ}\text{K}) = 273.15 + t(^{\circ}\text{C})$$

$$\text{หรือ (โดยประมาณ)} = 273 + t(^{\circ}\text{C})$$

ความดัน หมายถึง แรงที่ผลึกสิ่งของให้เคลื่อนที่ไปตามทิศทางที่ต้องการ สำหรับแก๊สที่บรรจุในภาชนะ ความดันของแก๊สเกิดจากแรงเนื่องจากการชนระหว่างโมเลกุลของแก๊สกับผนังภาชนะ ดังนั้น ความดัน (P) จึงเป็นแรง (F) ที่กระทำต่อพื้นที่ (A)

$$\text{ความดัน} = \frac{\text{แรง}}{\text{พื้นที่}} \quad \text{หรือ } P = \frac{F}{A} \quad \dots\dots\dots(6.1)$$

หน่วยของความดันได้แก่ไดน์ต่อตารางเซนติเมตร ปอนด์ต่อตารางนิ้ว นิวตันต่อตารางเมตร (ซึ่งเป็นหน่วย SI เรียกพาสกาล (pascal) ซึ่งมีสัญลักษณ์ Pa) นอกจากนี้ยังมีหน่วยบรรยากาศ (atm) และทอร์รี่ (หรือมิลลิเมตรของปรอท) เป็นต้น

### 6.2.1 ความดันบรรยากาศและบาโรมิเตอร์

เนื่องจากโลกมีแรงโน้มถ่วง ซึ่งดึงดูดบรรยากาศที่ห่อหุ้มโลกมาอย่างผิวโลก ทำให้มีแรงกดต่อพื้นผิวโลก แรงนี้เกิดจากวัตถุที่มีมวล m คูณด้วยความเร่งจากแรงโน้มถ่วง g (ซึ่งมีค่า  $9.8 \text{ m/s}^2$ ) นั่นคือ  $F = mg$

ถ้ามวลของอากาศที่บรรจุอยู่ในแท่งปริมาตรที่มีพื้นที่หน้าตัด 1 ตารางเมตร จากผิวโลกขึ้นไปจนถึงบรรยากาศ มีมวลประมาณ 10000 กิโลกรัม ดังนั้นแรงอัดที่เกิดจากแก๊สภายในแท่งนี้คือ

$$F = mg = (10000 \text{ kg})(9.8 \text{ m/s}^2) = 1 \times 10^5 \text{ kg m/s}^2 = 1 \times 10^5 \text{ N} \quad (\text{หน่วย SI แรง kg m/s}^2 \text{ เรียกว่า นิวตัน (N) } 1\text{N} = 1 \text{ kg. m/s}^2)$$

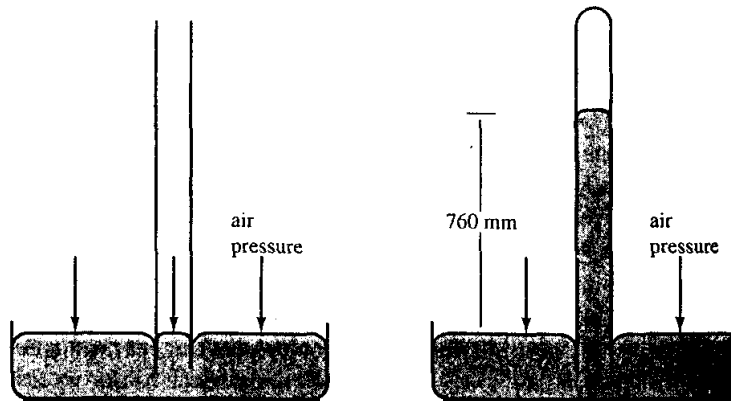
ความดันที่เกิดจากมวลอากาศภายในแท่งนี้ กระทำต่อพื้นที่ผิวโลกจะเท่ากับ

$$P = \frac{F}{A} = \frac{1 \times 10^5 \text{ N}}{1\text{m}^2} = 1 \times 10^5 \text{ N/m}^2 = 1 \times 10^5 \text{ Pa.} = 1 \times 10^2 \text{ k Pa.}$$

นั่นคือ ความดันบรรยากาศที่ระดับน้ำทะเล มีความดันประมาณ 100 k Pa ความดันบรรยากาศที่ใดๆ จึงขึ้นกับสภาวะของอากาศหรือขึ้นกับระดับความสูงจากพื้นผิวโลก

ความดันบรรยากาศสามารถวัดได้โดยบาโรมิเตอร์ (ดังในรูปที่ 6.1) ซึ่งเป็นเครื่องมือง่ายๆ ทำด้วยหลอดแก้วยาวประมาณ 80-100 เซนติเมตร หลอดแก้วนี้บรรจุปรอทจนเต็มแล้วคว่ำลงในอ่างบรรจุปรอท โดยไม่ให้ปากหลอดถึงกันอ่าง (ระวังอย่าให้มีอากาศอยู่ในหลอด) ปรอทในหลอดแก้วบางส่วนจะไหลออกมาในอ่างทำให้เกิดที่ว่างเหนือระดับปรอทในหลอดแก้ว ซึ่งเกือบเป็นสุญญากาศ (มีไอปรอทจำนวนน้อยมากบรรจุอยู่) ที่ว่างนี้เรียกว่า สุญญากาศ ทอร์รี่

เซลเลียน (Torricellian vacuum) ตามชื่อนักวิทยาศาสตร์ชาวอิตาลีคือ อีวานเจลิस्ता ทอร์ริเชลลี (Evangelista Torricelli) ซึ่งเป็นผู้คิดสร้างบาโรมิเตอร์ขึ้นในปี ค.ศ. 1643



รูปที่ 6.1 บาโรมิเตอร์

การที่ระดับปรอทในหลอดแก้วไม่ลดลงอีก แสดงว่าความดันภายในหลอดแก้วอันเนื่องมาจากมวลของปรอทที่อยู่เหนือระดับปรอทในอ่าง มีค่าเท่ากับความกดของบรรยากาศบนผิวปรอทในอ่าง ความสูงของปรอทในหลอดแก้วเป็นความดันของบรรยากาศ ซึ่งอาจเป็นเซนติเมตร หรือมิลลิเมตร และเนื่องจากความดันเป็นแรงที่กระทำต่อหน่วยพื้นที่ ดังนั้นไม่ว่าหลอดแก้วจะมีพื้นที่หน้าตัดใหญ่หรือเล็ก ความดันบรรยากาศจะดันให้ปรอทในหลอดนั้นสูงเท่าๆ กันเสมอ

#### 6.2.2 ความดันบรรยากาศมาตรฐาน (Standard atmospheric Pressure)

ความดันบรรยากาศมาตรฐานเป็นความดันที่ระดับน้ำทะเล ที่  $0^{\circ}\text{C}$  ที่ทำให้ระดับปรอทในบาโรมิเตอร์สูง 76 เซนติเมตร หรือ 760 มิลลิเมตร ความดัน 1 มิลลิเมตรของปรอทที่  $0^{\circ}\text{C}$  และระดับน้ำทะเลเรียกว่า 1 torr. (ตั้งเป็นเกียรติแก่ Torricelli)

ตัวอย่างการคำนวณหาความดันบรรยากาศ โดยพิจารณาบาโรมิเตอร์จากรูปที่ 6.1 ซึ่งมีหลอดแก้วที่มีพื้นที่หน้าตัดเท่ากับ 1.00 ตารางเซนติเมตร ความสูงของปรอทในหลอดแก้ว

เท่ากับ 76.0 เซนติเมตร และกำหนดให้ความหนาแน่นของปรอทที่อุณหภูมิที่ทำการวัดเป็น 13.6 กรัมต่อลูกบาศก์เซนติเมตร ความดันคำนวณได้จากสูตร

$$P = \frac{F}{A}$$

$$F = mg = \rho Vg$$

$$\rho = \text{ความหนาแน่น} \quad V = \text{ปริมาตร}$$

$$F = \rho(\pi r^2)h.g$$

เมื่อ รัศมีหลอดแก้ว =  $r$  , ความสูงของลำปรอท =  $h$

$$\therefore P = \frac{\rho(\pi r^2)hg}{\pi r^2} = \rho hg \quad \dots\dots\dots(6.2)$$

แทนค่า  $\rho = 13.6 \text{ g/cm}^3$      $h = 76.0 \text{ cm}$      $g = 9.8 \text{ m/s}^2$

$$P = 13.6 \text{ g/cm}^3 \times 76.0 \text{ cm} \times 9.8 \text{ m/s}^2$$

$$= 10.13 \frac{\text{kg}}{\text{cm}^2} \text{ m/s}^2 = 10.13 \frac{\text{N}}{\text{cm}^2}$$

$$= 10.13 \frac{\text{N}}{\text{cm}^2} \times \left(\frac{100\text{cm}}{1\text{m}}\right)^2$$

$$= 10.13 \times 10^4 \text{ N/m}^2 = 101.3 \text{ k Pa.}$$

ดังนั้น ความดันหนึ่งบรรยากาศมาตรฐาน (1 atm) มีค่าเท่ากับ 101.325 k Pa

สรุปได้ว่า 760 mmHg = 760 torr = 1 atm = 101.3 k Pa.

การใช้ค่า atm นี้ จะต้องระบุอุณหภูมิและระดับเสมอ เนื่องจากความหนาแน่นของปรอทขึ้นกับอุณหภูมิ และแรงโน้มถ่วงของโลกขึ้นกับระดับความสูงจากระดับน้ำทะเล เราอาจใช้ของเหลวอื่นเช่นน้ำและอัลกอฮอล์แทนปรอทในบาโรมิเตอร์ได้ แต่โดยทั่วไปมักนิยมใช้ปรอท เนื่องจากปรอทมีความอันไอต่ำมาก (ระเหยได้ยาก) ณ อุณหภูมิปกติ ทำให้ที่ว่างเหนือระดับปรอทในหลอดแก้วมีความดันเป็นศูนย์ ถือว่าแทบไม่มีไอปรอทเลย สำหรับกรณีที่ใช้น้ำหรืออัลกอฮอล์แทนปรอท ที่ว่างนี้จะเต็มไปด้วยไอน้ำ และไอของอัลกอฮอล์ ซึ่งทำให้เกิดความดันและกดให้ระดับของเหลวในหลอดแก้วลดลง เป็นผลทำให้ค่าความดันที่วัดได้ผิดพลาด

ตัวอย่างที่ 1 ถ้าใช้น้ำแทนปรอทในบาโรมิเตอร์ ดังรูปที่ 6.1 น้ำในหลอดแก้วจะมีความสูงเท่าใด เมื่อความหนาแน่นปรอท =  $13.6 \text{ g/cm}^3$  ความหนาแน่นของน้ำ =  $1 \text{ g/cm}^3$

วิธีทำ                      จาก  $P = \rho hg$

หรือ  $\rho_1 h_1 = \rho_2 h_2$

เมื่อ     $\rho_1 = \text{ความหนาแน่นของปรอท}$      $\rho_2 = \text{ความหนาแน่นของน้ำ}$

$h_1 = \text{ความสูงของระดับปรอท}$      $h_2 = \text{ความสูงของระดับน้ำ}$

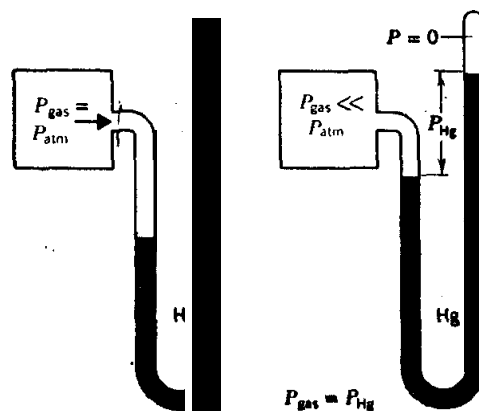
$$\begin{aligned} \therefore h_2 &= \frac{\rho_1 h_1}{\rho_2} \\ &= \frac{13.6 \text{ g/cm}^3 \times 76.0 \text{ cm}}{1 \text{ g/cm}^3} \\ &= 1033.6 \text{ cm} \end{aligned}$$

นั่นคือระดับความสูงของน้ำ = 10.34 m    **ตอบ**

### 6.2.3 ความดันของแก๊สในภาชนะและบาโรมิเตอร์ (Manometer)

เราสามารถใช้อุปกรณ์วัดความดันของแก๊สในภาชนะที่ปิดได้ เช่น เครื่องมือความดันของลมในยางรถยนต์ ซึ่งมีความดันสูงกว่าความดันบรรยากาศ แต่ในห้องทดลองการวัดความดันในภาชนะปิดที่มีความดันใกล้เคียงกับความดันบรรยากาศจะใช้เครื่องมือง่ายๆ ที่เรียกว่า มาโนมิเตอร์ (manometer) ซึ่งมี 2 ชนิดคือ มาโนมิเตอร์ชนิดปลายปิด และมาโนมิเตอร์ชนิดปลายเปิด เครื่องมือนี้ประกอบด้วยหลอดรูปตัวยู ภายในบรรจุด้วยปรอท (หรือของเหลวอื่นๆ ก็ได้) โดยนำปลายด้านหนึ่งต่อเข้ากับปลายที่มาจากภาชนะที่จะวัดความดัน (ดังรูปที่ 6.2 และ 6.3)

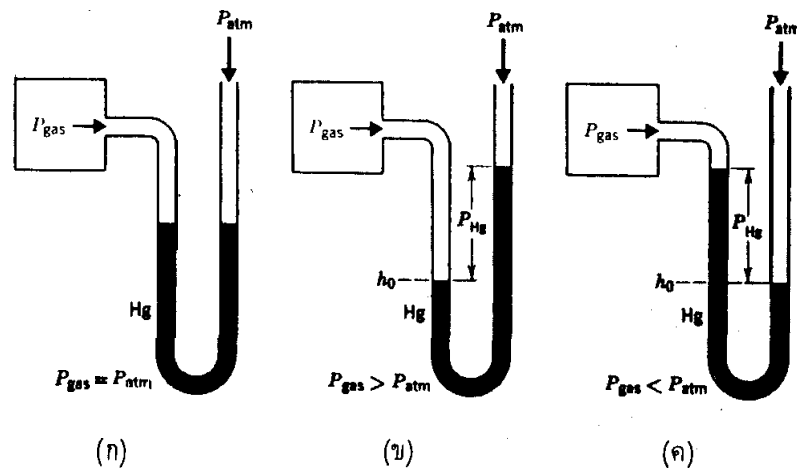
มาโนมิเตอร์ชนิดปลายปิดนี้ มักใช้วัดความดันแก๊สที่ต่ำกว่าความดันบรรยากาศ ความดันที่วัดได้เป็นผลต่างของระดับของปรอทในหลอดรูปตัวยู (ดังรูปที่ 6.2)



รูปที่ 6.2 มาโนมิเตอร์แบบปลายปิด

สำหรับมาโนมิเตอร์ชนิดปลายเปิด มักใช้วัดความดันของแก๊สที่ใกล้เคียงความดันบรรยากาศ ผลต่างของระดับความสูงของปรอทในหลอดรูปตัวยู สัมพันธ์กับความดันแก๊ส ( $P_{\text{gas}}$ ) และความดันบรรยากาศ ( $P_{\text{atm}}$ ) ในขณะนั้น กล่าวคือ ถ้าระดับความสูงของปรอทใน

หลอดรูปตัวยูเท่ากัน แสดงว่าความดันแก๊สในภาชนะเท่ากับความดันบรรยากาศหรือ  $P_{gas} = P_{atm}$  (ดังรูปที่ 6.3 (ก))



รูปที่ 6.3 มาโนมิเตอร์แบบปลายเปิด

ถ้าความดันแก๊สในภาชนะสูงกว่าความดันบรรยากาศระดับปรอทในหลอดตัวยูด้านที่สัมผัสบรรยากาศจะถูกดันจนมีความสูงกว่าปลายอีกด้านหนึ่ง ผลต่างของระดับปรอทจากปลายหลอดทั้งสองข้าง ( $h$ ) คือ  $P_{Hg}$  ดังรูปที่ 6.3 (ข)

∴ ความดันแก๊ส ( $P_{gas}$ ) = ความดันบรรยากาศ ( $P_{atm}$ ) + ความดันลำปรอทสูง  $h(P_{Hg})$  ในกรณีตรงกันข้าม ถ้าความดันบรรยากาศมีมากกว่าความดันแก๊สในภาชนะ ระดับปรอทในหลอดตัวยูด้านภาชนะจะสูงกว่าอีกด้านหนึ่ง (ดังรูปที่ 6.3 (ค))

∴ ความดันแก๊ส ( $P_{gas}$ ) = ความดันบรรยากาศ ( $P_{atm}$ ) - ความดันลำปรอทสูง  $h(P_{Hg})$

โดยทั่วไปมาโนมิเตอร์มักใช้ปรอทบรรจุในหลอดตัวยู เนื่องจากสะดวกในการใช้วัดความดัน เพราะผลต่างของระดับปรอทที่วัดในหน่วยมิลลิเมตร ก็คือค่าความดันเป็นทอร์รี่ สำหรับมาโนมิเตอร์ที่บรรจุของเหลวอย่างอื่น เมื่อนำไปใช้วัดความดันจะได้ระดับความสูงของของเหลวในหลอดตัวยูแตกต่างกัน ซึ่งเป็นสัดส่วนผกผันกับความหนาแน่นของของเหลว ของเหลวที่มีความหนาแน่นสูง ผลต่างของระดับความสูงในหลอดตัวยูจะมีค่าต่ำ ปรอทมีความหนาแน่นสูง (13.6 g/mL) จึงทำให้เราสามารถสร้างมาโนมิเตอร์ที่มีขนาดเล็กกว่ามาโนมิเตอร์ที่บรรจุด้วยของ

เหลวที่มีความหนาแน่นน้อยกว่า อย่างไรก็ตามมาโนมิเตอร์ที่บรรจุด้วยของเหลวอื่นที่ทราบความหนาแน่น เราสามารถแปลงระดับความสูงของของเหลวให้เป็นความสูงของปรอทได้ดังสมการ

$$\rho_1 h_1 = \rho_2 h_2 \quad \dots\dots\dots (6.3)$$

$\rho_1$  = ความหนาแน่นของของเหลว  $\rho_2$  = ความหนาแน่นของปรอท

$h_1$  = ผลต่างของความสูงของของเหลวในหลอดรูปตัวยู

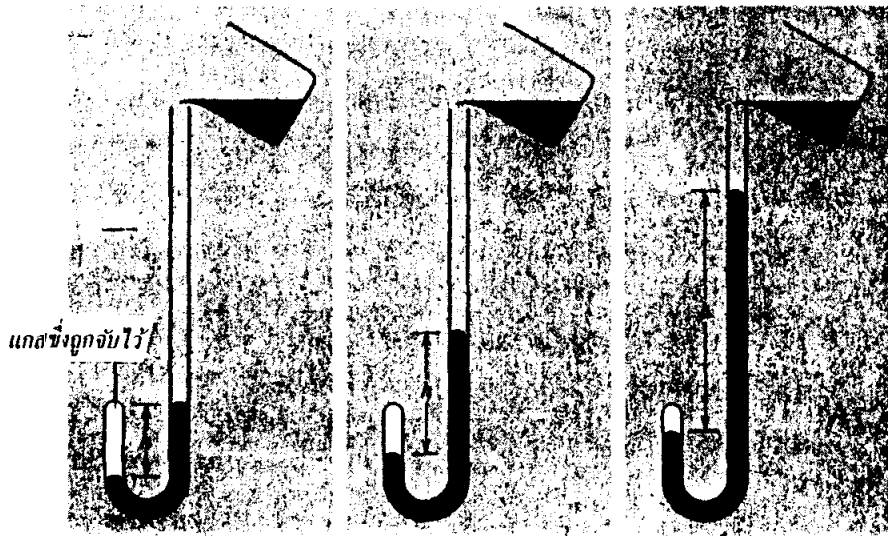
$h_2$  = ผลต่างของความสูงของปรอทที่ต้องการทราบ

### กฎของแก๊ส (The Gas Laws)

ในการทดลองเกี่ยวกับแก๊สต่างๆ จำนวนมาก แสดงให้เห็นว่ามีตัวแปร 4 ค่า ได้นำมาใช้กำหนดสภาวะกายภาพหรือสถานะของแก๊ส คือ อุณหภูมิ (T) ความดัน (P) ปริมาตร (V) และปริมาณหรือจำนวนของแก๊ส ซึ่งแสดงในรูปของจำนวนโมล (n) ของแก๊ส สมการต่างๆ ที่แสดงความสัมพันธ์ระหว่าง T, P, V และ n เราเรียกว่ากฎของแก๊ส

#### 6.3 กฎของบอยล์(Boyle's Law) (ความสัมพันธ์ระหว่างความดัน-ปริมาตร)

ถ้าเราลดความดันที่กระทำบนลูกโป่งจะสังเกตเห็นว่าขนาดลูกโป่งจะขยายโตขึ้น เมื่อลูกโป่งลอยสูงสู่บรรยากาศ ตรงกันข้ามเมื่อปริมาตรของแก๊สถูกอัด ความดันของแก๊สเพิ่มขึ้น นักเคมีชาวอังกฤษ โรเบิร์ต บอยล์ (ค.ศ. 1672-1690) เป็นคนแรกที่ได้ค้นพบความสัมพันธ์ระหว่างความดันและปริมาตรของแก๊ส



รูปที่ 4 เครื่องมือทดลองของบอยล์



บอยล์ได้ทำการทดลองศึกษาความสัมพันธ์ระหว่างความดันและปริมาตรของแก๊ส โดยใช้หลอดรูปตัวเจ (ดังรูปที่ 6.4) ซึ่งมีแก๊สจำนวนหนึ่งถูกกักอยู่ในหลอด ที่บรรจุด้วยปรอท บอยล์ได้เพิ่มความดันที่กระทำกับแก๊สโดยการเติมปรอทและพบว่าปริมาตรของแก๊สลดลงตามความดันที่เพิ่มขึ้น ดังตัวอย่าง เมื่อเพิ่มความดันเป็น 2 เท่า จะทำให้ปริมาตรของแก๊สลดลงเหลือครึ่งหนึ่งของเดิม จากการทดลองนี้ บอยล์ได้สรุปเป็นกฎของบอยล์ว่า “เมื่อปริมาณของแก๊ส (มวล) และอุณหภูมิคงที่ ปริมาตรของแก๊สจะเป็นสัดส่วนผกผันกับความดันแก๊ส” ซึ่งเขียนเป็นสมการทางคณิตศาสตร์ได้ดังนี้

$$V \propto \frac{1}{P}$$

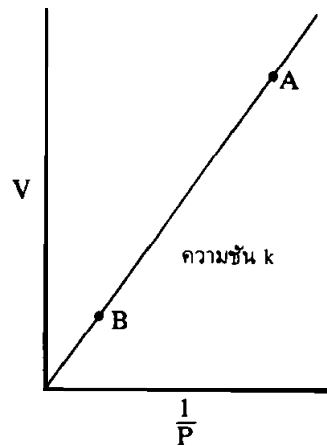
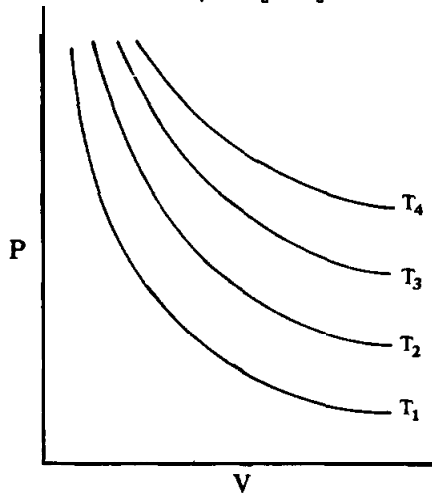
หรือ  $V = \text{ค่าคงที่} \times \frac{1}{P}$

หรือ  $PV = \text{ค่าคงที่} = k \dots\dots\dots(6.4)$

ค่า k จะเปลี่ยนไปถ้าเป็นแก๊สชนิดอื่น ถ้าเป็นแก๊สชนิดเดียวกัน การเปลี่ยนแปลงของความดันหรือ/และ ปริมาตร ก็จะได้ความสัมพันธ์

$$P_1V_1 = P_2V_2 = P_3V_3 = \dots P_nV_n = k$$

สำหรับความสัมพันธ์  $PV = k$  ถ้าเขียนกราฟระหว่างความดันและปริมาตร ณ อุณหภูมิคงที่ จะได้รูปออกมาแบบไฮเพอร์โบลา (hyperbola) (ดังรูปที่ 6.5 (ก)) เส้นกราฟนี้เรียกว่าไอโซเทอม (isotherm) ในกรณีที่อุณหภูมิที่สูงขึ้น เส้นกราฟที่ได้จะมีความโค้งน้อยลงเรื่อยๆ



รูปที่ 6.5 (ก) กราฟ P-V ที่อุณหภูมิต่าง ๆ

(ข) กราฟระหว่าง V กับ 1/P

การศึกษาความสัมพันธ์ระหว่าง P และ V จากกราฟที่เป็นเส้นโค้งนั้น มักไม่สะดวก ดังนั้นจึงมักเขียนกราฟระหว่าง P กับ  $\frac{1}{V}$  ซึ่งได้กราฟเป็นเส้นตรงที่ผ่านจุดตั้งต้นและมีความชัน (slope) เท่ากับ k (ดังรูปที่ 6.5 (ข))

**ตัวอย่างที่ 2** แก๊สชนิดหนึ่งมีปริมาตร 360 mL ภายใต้ความดัน 0.75 atm. ถ้าให้อุณหภูมิคงที่ 21 °C จงหาปริมาตรของแก๊สนี้ที่ความดัน 1.00 atm.

**วิธีทำ**

จากสูตร  $P_1V_1 = P_2V_2$

$P_1 = 0.75 \text{ atm.}$

$V_1 = 360 \text{ mL}$

$P_2 = 1.00 \text{ atm.}$

$V_2 = ? \text{ mL}$

แทนค่าในสูตรจะได้

$$(0.75 \text{ atm.})(360 \text{ mL}) = (1.00 \text{ atm})V_2$$

$$V_2 = \frac{(0.75 \text{ atm})(360 \text{ mL})}{(1.00 \text{ atm})}$$

$= 270 \text{ mL}$       **ตอบ**

**ตัวอย่างแบบฝึกหัด** แก๊สคลอรีนบรรจุในภาชนะปริมาตร 946 mL ที่ความดัน 726 ทอร์ จงคำนวณหาความดันแก๊สนี้ ถ้าปริมาตรลดลงเป็น 154 mL ณ ที่อุณหภูมิคงที่ (ตอบ  $4.46 \times 10^3$  ทอร์)

ประโยชน์ที่ได้จากกฎของบอยล์สามารถนำมาประยุกต์ใช้อธิบายระบบการหายใจของพวกเราได้ กล่าวคือ ในระหว่างที่หายใจ ความดันแก๊สภายในปอดจะเท่ากับความดันบรรยากาศ ปริมาตรของปอดถูกควบคุมด้วยซี่โครง (ที่สามารถขยายและหดลง) และกระบังลม (กล้ามเนื้อใต้ปอด) เมื่อซี่โครงมีการขยายและกระบังลมเคลื่อนลงมาต่ำ ทำให้ปริมาตรของปอดเพิ่มขึ้น ความดันแก๊สภายในปอดลดลง ความดันบรรยากาศจะดันอากาศเข้าไปในปอด ทำให้เกิดการหายใจเข้า จนกระทั่งความดันแก๊สภายในปอดเท่ากับความดันบรรยากาศ ส่วนการหายใจออก จะเป็นกระบวนการที่ตรงกันข้าม เริ่มจากซี่โครงหดตัวลงและกระบังลมยกขึ้น ทำให้ปริมาตรของปอดลดลง ความดันปอดเพิ่มขึ้น อากาศจึงถูกขับออกจากปอด

#### 5.4 กฎของชาร์ลส์ (Charles' law) (ความสัมพันธ์ระหว่างอุณหภูมิและปริมาตร)

อากาศร้อนที่บรรจุในลูกโป่งจะทำให้ลูกโป่งพองโตขึ้น เนื่องจากอากาศมีการขยายตัวเมื่อได้รับความร้อน อากาศที่ร้อนภายในลูกโป่ง มีความหนาแน่นน้อยกว่าอากาศที่เย็นกว่าที่อยู่

รอบข้าง ณ ที่ความดันเดียวกัน ความแตกต่างของความหนาแน่นทำให้ลูกโป่งพองโตขึ้น ขณะเดียวกันลูกโป่งจะหดเล็กลงเมื่อได้รับความเย็น

ความสัมพันธ์ระหว่างปริมาตรของแก๊สและอุณหภูมิ ถูกค้นพบในปี ค.ศ. 1787 โดยนักวิทยาศาสตร์ชาวฝรั่งเศสชื่อ จาคส์ ชาร์ลส์ (Jacques Charles)(ค.ศ. 1746-1823) ชาร์ลส์ได้พบว่า ปริมาตรของแก๊สที่มีมวลและความดันคงที่ จะเพิ่มขึ้นเป็นสัดส่วนโดยตรงกับอุณหภูมิ โดยปริมาตรของแก๊สจะเพิ่มขึ้นเป็น  $1/273$  เท่าของปริมาตรที่  $0^{\circ}\text{C}$  ทุกๆ ครั้งที่มีการเพิ่มอุณหภูมิให้สูงขึ้นหนึ่งองศา

สมมติให้  $V$  เป็นปริมาตรของแก๊สจำนวนหนึ่งที่อุณหภูมิ  $t^{\circ}\text{C}$  และ  $V_0$  เป็นปริมาตรของแก๊สจำนวนนั้นที่  $0^{\circ}\text{C}$  จะได้ความสัมพันธ์ดังนี้

$$V = V_0 + \left(\frac{1}{273}\right)t V_0$$

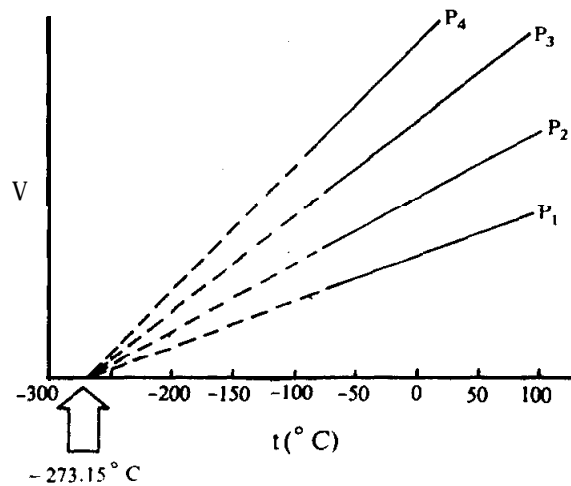
$$\text{หรือ } V = V_0\left(1 + \frac{t}{273}\right) = V_0\left(\frac{273+t}{273}\right)$$

ถ้าใช้อุณหภูมิใหม่  $T$  เป็นอุณหภูมิสัมบูรณ์ หรืออุณหภูมิเคลวิน ( $^{\circ}\text{K}$ ) โดย  $T = t + 273$

$$\begin{aligned} \therefore V &= V_0\left(\frac{T}{273}\right) \\ &= \left(\frac{V_0}{273}\right)T \\ &= kT \end{aligned}$$

สรุปกฎของชาร์ลส์ได้ว่า “เมื่อมวลและความดันของแก๊สคงที่ ปริมาตรของแก๊สจะเป็นสัดส่วนโดยตรงกับอุณหภูมิสัมบูรณ์หรืออุณหภูมิเคลวิน” ซึ่งเขียนเป็นสมการทางคณิตศาสตร์ได้ดังนี้

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \frac{V_3}{T_3} = \dots = \frac{V_n}{T_n} = k \quad \dots\dots\dots (6.5)$$



รูปที่ 6.6 กราฟระหว่าง V กับ t ที่ความดันคงที่ ( $P_1 > P_2 > P_3 > P_4$ )

จากการทดลองของชาร์ลส์ ถ้าเขียนกราฟระหว่างปริมาตรของแก๊ส (ที่ความดันคงที่) กับอุณหภูมิ จะได้เส้นตรง (ดังรูปที่ 6.6) ไม่ว่าจะเป็นแก๊สชนิดใดก็ตาม และเมื่อต่อแนวเส้นตรงนี้ให้เลยไปถึงแกนของอุณหภูมิจะได้จุดตัดตรงเดียวกันที่  $-273.15^{\circ}\text{C}$  หรือ  $0^{\circ}\text{K}$  จากรูป ผน อุณหภูมินี้ แก๊สทุกชนิดจะมีปริมาตรเป็นศูนย์ แต่ความจริงแล้วแก๊สทุกชนิดยังมีปริมาตร แต่อยู่ในรูปของของเหลวหรือของแข็ง ก่อนที่จะถึงอุณหภูมินี้

ตัวอย่างที่ 3 แก๊สฟลูออรีนจำนวน 452 mL ที่อุณหภูมิ  $22^{\circ}\text{C}$  ถ้าทำให้แก๊สร้อนขึ้นถึงอุณหภูมิ  $100^{\circ}\text{C}$  โดยไม่มีการเปลี่ยนแปลงความดัน จงหาปริมาตรของแก๊สที่ร้อนนี้

วิธีทำ

$$\text{จากสูตร } \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$V_1 = 452 \text{ mL} \quad T_1 = 273 + 22 \text{ K}$$

$$V_2 = ? \text{ mL} \quad T_2 = 273 + 100 \text{ K}$$

แทนค่าในสูตร จะได้

$$\frac{452 \text{ mL}}{295 \text{ K}} = \frac{V_2}{373 \text{ K}}$$

$$V_2 = \frac{452 \text{ mL} \times 373 \text{ K}}{295 \text{ K}}$$

$$= 705 \text{ mL} \quad \text{ตอบ}$$

**ตัวอย่างฝึกหัด** แก๊สคาร์บอนมอนไดออกไซด์ มีปริมาตร 3.20 L ที่อุณหภูมิ 125 °C จงคำนวณหาอุณหภูมิของแก๊สที่มีปริมาตร 1.54 L โดยมีความดันคงที่ (ตอบ 192 K หรือ -81 °C)

โจเซฟ เกย์-ลุสแซค (Joseph Gay-Lussac) ได้ทำการทดลองเกี่ยวกับความสัมพันธ์ระหว่างความดันและอุณหภูมิ โดยให้ปริมาตรคงที่ ได้ความสัมพันธ์ เรียกว่า กฎของเกย์ ลุสแซค (Gay-Lussac's Law) ว่า "ที่ปริมาตรคงที่ ความดันของแก๊สจำนวนหนึ่งจะเป็นสัดส่วนโดยตรงกับอุณหภูมิสัมบูรณ์" ซึ่งเขียนเป็นสมการคณิตศาสตร์ได้ดังนี้

$$P = kT \quad \text{หรือ} \quad \frac{P}{T} = k$$

$$\text{หรือ} \quad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = \frac{P_3}{T_3} \dots = \frac{P_n}{T_n} = k \quad \dots \dots \dots (6.6)$$

**ตัวอย่างที่ 4** ภาชนะขนาด 10 L บรรจุแก๊สวัดความดันได้ 2.0 atm ที่ 0 °C ถ้าวางภาชนะที่อุณหภูมิใดที่ทำให้ความดันในภาชนะเพิ่มขึ้นเป็น 2.5 atm.

**วิธีทำ** จากสูตร  $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$

$$P_1 = 2.0 \text{ atm} \quad T_1 = 273 + 0 \text{ K}$$

$$P_2 = 2.5 \text{ atm} \quad T_2 = ?$$

$$\text{แทนค่าในสูตร} \quad \frac{(2.0\text{atm})}{(273\text{K})} = \frac{(2.5\text{atm})}{T_2}$$

$$T_2 = \frac{(2.5\text{atm})(273\text{K})}{(2.0\text{atm})}$$

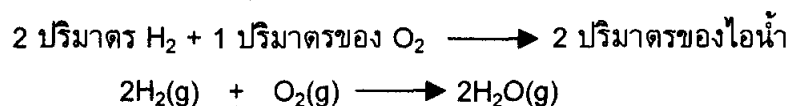
$$= 341 \text{ K หรือ } 68 \text{ }^\circ\text{C} \text{ ตอบ}$$

**ตัวอย่างแบบฝึกหัด** ถังบรรจุแก๊สไนโตรเจนปริมาตร 5.0 L ที่ความดัน 75.0 atm ที่อุณหภูมิ 28 °C จงคำนวณหาความดันของแก๊สในถัง (ตอบ 80.5 atm)

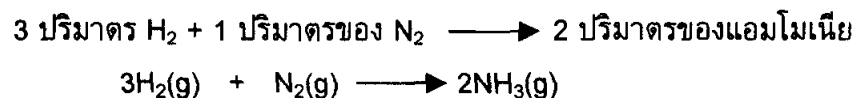
## 6.5 กฎของอะโวกาโดร (Avogadro's Law) (ความสัมพันธ์ระหว่างปริมาณ-ปริมาตรของแก๊ส)

เมื่อเราเติมแก๊สเข้าไปในลูกโป่ง ลูกโป่งจะขยายโตขึ้น ทั้งนี้เนื่องจากการเพิ่มปริมาณแก๊สเข้าไป จะเห็นว่า การเปลี่ยนแปลงปริมาตรของแก๊สไม่ใช่มีผลเกิดจากความดันและอุณหภูมิที่เปลี่ยนเท่านั้น แต่ยังมีผลมาจากปริมาณของแก๊สด้วย ความสัมพันธ์ระหว่างปริมาณของแก๊สและปริมาตรของแก๊ส ได้มาจากงานของเกย์ลูสแซค และอะมาดีโอ อะโวกาโดร (Amadeo Avogadro)

ในปี ค.ศ. 1809 เกย์-ลูสแซคได้ศึกษาการเปลี่ยนแปลงปริมาตรเมื่อนำแก๊สสองชนิดมาทำปฏิกิริยากันแล้วได้ผลิตผลเป็นแก๊สที่อุณหภูมิและความดันคงที่ พบว่าปริมาตรของแก๊สที่ทำปฏิกิริยาไปกับปริมาตรของแก๊สที่เป็นผลิตผล เมื่อนำมาเปรียบเทียบกันจะได้อัตราส่วนเป็นเลขลงตัวน้อยๆ เสมอ ซึ่งเรียกว่า กฎการรวมปริมาตรของเกย์ ลูสแซค (Gay-Lussac's Law of Combining Volumes) ดังตัวอย่างแก๊สไฮโดรเจน 2 ปริมาตร ทำปฏิกิริยากับแก๊สออกซิเจน 1 ปริมาตร จะได้ผลิตผลเป็นไอน้ำ 2 ปริมาตร ดังสมการ



หรือกรณีของไฮโดรเจนทำปฏิกิริยากับไนโตรเจน ได้แก๊สแอมโมเนีย ดังนี้



จากข้อมูลผลการทดลองของเกย์ ลูสแซค ทำให้อะโวกาโดรได้เสนอเป็นสมมุติฐานของอะโวกาโดรว่า "แก๊สที่มีปริมาตรเท่ากัน ณ ที่อุณหภูมิและความดันเดียวกันจะมีจำนวนโมเลกุลเท่ากัน" ดังตัวอย่างการทดลองแสดงว่าแก๊สใดๆ ที่มีปริมาตร 22.4 ลิตรที่อุณหภูมิ 0 °C และความดัน 1 บรรยากาศ (หรือ STP) จะมีจำนวนโมเลกุลของแก๊สเท่ากับ  $6.02 \times 10^{23}$  โมเลกุล (หรือ 1 โมล) ปริมาณ  $6.02 \times 10^{23}$  นี้เรียกว่าเลขอะโวกาโดร และปริมาตร 22.4 ลิตรที่ STP ของแก๊ส 1 โมล เรียกว่าปริมาตรโมล (Molar volume)

ข้อสมมุติฐานของอะโวกาโดร ต่อมาได้กลายเป็นกฎของอะโวกาโดรกล่าวว่า "ปริมาตรของแก๊สที่อุณหภูมิและความดันคงที่ จะเป็นสัดส่วนโดยตรงกับจำนวนโมลของแก๊สนั้น" ซึ่งเขียนเป็นสมการคณิตศาสตร์ได้ดังนี้

$$V \propto n$$

หรือ  $V = kn$  ..... (๖.๓)

ดังนั้นเมื่อจำนวนโมลของแก๊สเพิ่มขึ้นเป็น 2 เท่า จะทำให้ปริมาตรของแก๊สเพิ่มขึ้นเป็น 2 เท่าด้วย เมื่ออุณหภูมิและความดันคงที่ นอกจากนี้กฎของอะโวกาโดรยังสามารถสรุปต่อไปได้ว่า แก๊สที่มีปริมาตรเท่ากันมีจำนวนโมลเท่ากัน และแก๊สใดก็ตาม 1 โมลย่อมมีปริมาตร (22.4 ลิตร) เท่ากัน ณ อุณหภูมิและความดันเดียวกัน

### 6.6 กฎแก๊สสมบูรณ์แบบ (Ideal Gas Law)

จากกฎของบอยล์ กฎของชาร์ลส์ ซึ่งให้ความสัมพันธ์ระหว่างปริมาตรของแก๊สกับความดันและอุณหภูมิ และจากกฎของอะโวกาโดร ซึ่งให้ความสัมพันธ์ระหว่างปริมาตรกับจำนวนโมลของแก๊ส เราอาจรวมความสัมพันธ์เหล่านี้เข้าด้วยกัน ดังนี้

$$\text{กฎของบอยล์} \quad V \propto \frac{1}{P} \quad (\text{เมื่อ } n, T \text{ คงที่})$$

$$\text{กฎของชาร์ลส์} \quad V \propto T \quad (\text{เมื่อ } n, P \text{ คงที่})$$

$$\text{กฎของอะโวกาโดร} \quad V \propto n \quad (\text{เมื่อ } P, T \text{ คงที่})$$

เมื่อรวมทั้งสามเข้าด้วยกัน จะได้เป็นกฎของแก๊สสมบูรณ์ ดังนี้

$$V \propto \frac{nT}{P}$$

$$\text{หรือ} \quad V = R \left( \frac{nT}{P} \right) \quad R = \text{ค่าคงที่ของแก๊ส}$$

$$\text{หรือ} \quad PV = nRT \quad \dots\dots\dots(6.8)$$

สมการนี้เรียกว่า สมการแก๊สสมบูรณ์ (Ideal gas equation) แก๊สที่มีพฤติกรรมเป็นไปตามสมการนี้เรียกว่าแก๊สสมบูรณ์แบบ (ideal gas) ค่า R ซึ่งเป็นค่าคงที่ของแก๊สมีหน่วยตามค่า P, V, n และ T สำหรับแก๊ส 1 โมลที่ STP

$$P = 1 \text{ บรรยากาศ} \quad V = 22.4 \text{ ลิตร} \quad T = 273 \text{ }^\circ\text{K} \quad n = 1 \text{ โมล}$$

$$\begin{aligned} R &= \frac{PV}{nT} \\ &= \frac{1 \text{ atm} \times 22.4 \text{ L}}{1 \text{ mol} \times 273 \text{ K}} \\ &= 0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \end{aligned}$$

ค่า R ยังมีค่าในหน่วยต่างๆ เช่น

$$\begin{aligned} R &= 8.314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \\ &= 8.314 \times 10^7 \text{ ergs mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \\ &= 1.987 \text{ Cal mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \\ &= 8.314 \text{ k Pa dm}^3 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \quad (\text{เมื่อ } 1 \text{ k Pa} \cdot \text{dm}^3 = 1 \text{ J}) \end{aligned}$$

สมการแก๊สสมบูรณ์จะใช้ได้ผลดีเมื่อแก๊สนั้นมีพฤติกรรมเป็นแก๊สสมบูรณ์เท่านั้น ไม่สามารถนำไปใช้อธิบายแก๊สจริง (Real gas) ได้อย่างถูกต้อง ดังตัวอย่างการวัดปริมาตร V, สำหรับสภาวะ P, n และ T ใดๆ อาจจะแตกต่างจากปริมาตรที่คำนวณได้จากสมการของแก๊สสมบูรณ์ ( $PV = nRT$ ) อย่างไรก็ตาม ภายใต้ภาวะทั่วไปในห้องปฏิบัติการ แก๊สจริงทั่วไปมีพฤติกรรมใกล้เคียงกับแก๊สสมบูรณ์ จึงใช้สมการนี้ได้

**ตัวอย่างที่ 5** แก๊สออกซิเจน 25.0 กรัมที่ อุณหภูมิ 25 °C และความดัน 670 ทอร์รี่ มีปริมาตรเท่าใด (ให้  $O = 16$ )

**วิธีทำ**

จากสูตร  $PV = nRT$

$$R = 0.0821 \text{ L atm. mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$P = \frac{670 \text{ ทอร์รี่}}{760 \text{ ทอร์รี่}} = 0.88 \text{ atm, } V = ?$$

$$n = \frac{25.0 \text{ g}}{32.0 \text{ g/mol}} = 0.781 \text{ mol, } T = 273 + 25 = 298 \text{ K}$$

$$\text{แทนค่าในสูตร } V = \frac{(0.781 \text{ mol})(0.0821 \text{ L atm.mol}^{-1}\text{K}^{-1})(298 \text{ K})}{(0.88 \text{ atm})}$$

$$= 21.7 \text{ L} \quad \text{ตอบ}$$

**ตัวอย่างแบบฝึกหัด** จงคำนวณหาความดันของแก๊ส  $\text{SF}_6$  จำนวน 1.82 โมล ที่บรรจุในถังเหล็กกล้าปริมาตร 5.43 L ที่อุณหภูมิ 70 °C (ตอบ 9.44 atm)

**ตัวอย่างที่ 6** แก๊สชนิดหนึ่งหนัก 0.118 กรัม มีปริมาตร 250 mL ที่อุณหภูมิ 25 °C และความดัน 550 ทอร์รี่ จงคำนวณน้ำหนักโมเลกุลของแก๊สนี้

**วิธีทำ**

จากสูตร  $PV = nRT$

$$R = 0.0821 \text{ L. atm.mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$P = \frac{550 \text{ ทอร์รี่}}{760 \text{ ทอร์รี่}} = 0.724 \text{ atm, } V = 250 \text{ mL} = 0.250 \text{ L}$$

$$n = \frac{0.118 \text{ g}}{M \text{ g/mol}} \quad T = 273 + 25 = 298 \text{ K}$$



$$\text{แทนค่าในสูตร } (0.724 \text{ atm})(250 \text{ mL}) = \left( \frac{0.118 \text{ g}}{\text{Mg} | \text{mol}} \right) (0.0821 \text{ L.atm.mol}^{-1} \text{K}^{-1})(298 \text{ K})$$

$$M = \frac{(0.118 \text{ mol})(0.0821 \text{ L.atm.mol}^{-1} \text{K}^{-1})(298 \text{ K})}{(0.724 \text{ atm})(0.250 \text{ L})}$$

น้ำหนักโมเลกุลของแก๊สนี้ = 16.0      **ตอบ**

สมการแก๊สสมบูรณ์ยังสามารถนำไปใช้ในการหาค่าความหนาแน่นของแก๊ส น้ำหนักโมเลกุลของแก๊สและปริมาตรของแก๊สจากปฏิกิริยาเคมีได้อีกด้วย

$$\text{เนื่องจากความหนาแน่น} = \frac{\text{มวลของแก๊ส}}{\text{ปริมาตรของแก๊ส}} \quad \text{หรือ } d = \frac{w}{V}$$

$$\text{และจำนวนโมล (n)} = \frac{\text{มวลของแก๊ส}}{\text{น้ำหนักโมเลกุลของแก๊ส}} \quad \text{หรือ } n = \frac{w}{M}$$

เพราะฉะนั้นสมการแก๊สสมบูรณ์อาจเขียนใหม่ได้เป็น

$$PV = nRT = \frac{w}{M} RT$$

$$\text{หรือ } P = \frac{n}{V} RT = \frac{w}{V} \frac{RT}{M} = d \frac{RT}{M} \quad \dots\dots\dots (6.9)$$

$$\text{หรือ } M = d \frac{RT}{P} \quad \dots\dots\dots (6.10)$$

$$\text{หรือ } d = \frac{PM}{RT} \quad \dots\dots\dots (6.11)$$

จากสมการนี้จะเห็นว่าความหนาแน่นของแก๊สขึ้นกับความดัน, น้ำหนักโมเลกุลและอุณหภูมิ เมื่อน้ำหนักโมเลกุลและความดันมีค่าสูง แก๊สจะมีความหนาแน่นมาก แต่ถ้าอุณหภูมิสูงขึ้น แก๊สจะมีความหนาแน่นลดลง ถึงแม้ว่าแก๊สต่างๆ สามารถผสมเป็นเนื้อเดียวกันได้ แต่แก๊สที่มีความหนาแน่นน้อยกว่าจะลอยอยู่เหนือแก๊สที่มีความหนาแน่นมากกว่า ดังตัวอย่าง CO<sub>2</sub> มีน้ำหนักโมเลกุลมากกว่า N<sub>2</sub> และ O<sub>2</sub> และมีความหนาแน่นกว่าอากาศ หลักการนี้ได้นำมาใช้ในการดับเพลิง โดยที่ CO<sub>2</sub> ที่พ่นออกมาจากเครื่องดับเพลิงจะไปทำให้เกิดช่องว่างในไฟ เพื่อป้องกัน O<sub>2</sub> เข้าไปยังเชื้อเพลิงที่ลุกไหม้ นอกจากนี้ความแตกต่างของความหนาแน่นของอากาศร้อนและเย็นยังใช้อธิบายการลอยของบอลูน และอธิบายปรากฏการณ์ธรรมชาติของภูมิอากาศ เช่น การเกิดเมฆฝนฟ้าคะนองได้ด้วย

เราสามารถทำการทดลองหาค่าความหนาแน่นของแก๊สและคำนวณหาค่าน้ำหนักของโมเลกุลของแก๊สได้ดังตัวอย่าง

**ตัวอย่างที่ 7** จงคำนวณหาความหนาแน่นของแก๊สแอมโมเนีย ( $\text{NH}_3$ ) (g/L) ที่ 752 ทอร์รี่ที่  $55^\circ\text{C}$

**วิธีทำ** จากสูตร  $d = \frac{PM}{RT}$

$$P = \frac{752}{760} = 0.99 \text{ atm} \quad M = 17.3 \text{ g/mol}$$

$$R = 0.0821 \text{ L.atm.mol}^{-1}\text{K}^{-1} \quad T = 273+55 = 328 \text{ K}$$

**แทนในสูตร**

$$d = \frac{(0.99 \text{ atm})(17.3 \text{ g/mol})}{(0.0821 \text{ L.atm.mol}^{-1}\text{K}^{-1})(328 \text{ K})}$$

**แบบฝึกหัด** จงหาความหนาแน่น (g/L) ของแก๊ส  $\text{UF}_6$  ที่ 779 mm Hg และ  $62^\circ\text{C}$   
(ตอบ 13.1 g/L)

**ตัวอย่างที่ 8** แก๊สชนิดหนึ่งมีความหนาแน่น 1.340 กรัม/ลิตร ที่  $25^\circ\text{C}$  ความดัน 760 ทอร์รี่ ถ้าแก๊สนี้ประกอบด้วย C = 79.8% และ H = 20.2% จงคำนวณหาน้ำหนักโมเลกุลและสูตรโมเลกุลของแก๊สนี้

**วิธีทำ** จากสูตร  $M = \frac{dRT}{P}$

$$d = 1.340 \text{ g/L} \quad R = 0.0821 \text{ L.atm.mol}^{-1}\text{K}^{-1} \quad T = 273 + 25 = 298 \text{ K} \quad P = 1 \text{ atm}$$

**แทนค่าในสูตร**

$$P = \frac{(1.340 \text{ g/L})(0.0821 \text{ L.atm.mol}^{-1}\text{K}^{-1})(298 \text{ K})}{1 \text{ atm}}$$

$$= 32.8 \text{ g/mol}$$

**นั่นคือน้ำหนักโมเลกุล = 82.8 กรัม      **ตอบ****

ถ้าแก๊สนี้หนัก 100 กรัม จะประกอบด้วย C = 79.8 กรัม H = 20.2 กรัม

$$\text{จำนวนโมลของ C} = \frac{19.28 \text{ g}}{12.0 \text{ g/mol}} = 6.65$$

$$\text{จำนวนโมลของ H} = \frac{20.2 \text{ g}}{1.00 \text{ g/mol}} = 20.2$$

$$\text{อัตราส่วนของ C:H} = 6.65 : 20.2 = 1 : 3$$

∴ สูตรแอมพริกัล คือ  $\text{CH}_3$

$$(\text{CH}_3)_n = 32.6$$

$$(15)_n = 32.8$$

$$n = 2$$

สูตรโมเลกุลของแก๊สนี้ =  $(\text{CH}_3)_2$  หรือ  $\text{C}_2\text{H}_6$  **ตอบ**

**ตัวอย่างที่ 9** ไอของคลอโรฟอร์มหนัก 0.5280 กรัม มีปริมาตร 127 mL และความดัน 754 ทอร์รี่ ที่อุณหภูมิ  $75^\circ\text{C}$  จงหาน้ำหนักโมเลกุลของคลอโรฟอร์ม

วิธีทำ จากสูตร  $PV = \frac{w}{M}RT$

หรือ  $M = \frac{wRT}{PV}$

$$w = 0.5280 \text{ g} \quad T = 273 + 75 = 348 \text{ K}$$

$$P = \frac{754}{360} = 0.992 \text{ atm} \quad V = 127 \text{ mL} = 0.127 \text{ L}$$

$$\text{แทนค่าในสูตร M} = \frac{(0.5280 \text{ g})(0.0821 \text{ Latm}\cdot\text{mol}^{-1}\text{K}^{-1})(348 \text{ K})}{(0.992 \text{ atm})(0.127 \text{ L})}$$

$$= 120 \text{ g/mol}$$

นั่นคือน้ำหนักโมเลกุลของคลอโรฟอร์ม = 120 กรัม **ตอบ**

## 6.7 ความดันย่อยของดาลตัน (Dalton's Law of Partial Pressure)

ในปี ค.ศ. 1801 จอห์น ดาลตัน (John Dalton) ได้ศึกษาสมบัติของแก๊สต่างๆ และได้สังเกตพบสมบัติที่สำคัญอันหนึ่งว่า “ความดันรวมของแก๊สผสมจะเท่ากับผลรวมของความดันของแก๊สแต่ละชนิดที่บรรจุอยู่ในภาชนะนั้นเพียงลำพัง” ความดันของแก๊สแต่ละชนิดในแก๊สผสมนั้นเรียกว่า ความดันย่อยของแก๊ส (partial pressure) ผลของการศึกษาของดาลตันต่อมาได้เป็นกฎความดันย่อยของดาลตัน

ถ้าเราให้  $P_T$  เป็นความดันรวม และ  $P_A, P_B, P_C \dots$  เป็นความดันย่อยของแก๊ส A, B และ C ในแก๊สผสม และเขียนตามกฎของดาลตันได้ดังนี้

$$P_T = P_A + P_B + P_C \dots \dots \dots (8.12)$$

ให้  $n_A, n_B, n_C \dots$  เป็นจำนวนโมลของแก๊ส A, B และ C และ  $n_T$  เป็นจำนวนโมลรวม ( $n_T = n_A + n_B + n_C$ )

ถ้าแก๊สแต่ละชนิดเป็นไปตามสมการแก๊สสมบูรณ์จะได้ว่า

$$P_A = n_A \left( \frac{RT}{V} \right), \quad P_B = n_B \left( \frac{RT}{V} \right) \quad P_C = n_C \left( \frac{RT}{V} \right)$$

เมื่อแก๊สอยู่ภายใต้ปริมาตรและอุณหภูมิเดียวกัน เมื่อแทนค่าในสมการ (6.12) จะได้ว่า

$$P_T = (n_A + n_B + n_C \dots) \frac{RT}{V} = n_T \left( \frac{RT}{V} \right) \dots \dots \dots (6.13)$$

จากสมการนี้ ความดันรวมที่ปริมาตรและอุณหภูมิคงที่สามารถคำนวณได้จากจำนวนโมลรวมของแก๊สผสม และเนื่องจากแก๊สแต่ละชนิดในแก๊สผสมเป็นอิสระต่อกัน เราสามารถหาความสัมพันธ์ของปริมาณแก๊สใดๆ ในแก๊สผสมกับความดันย่อยของแก๊ส จากสมการแก๊สสมบูรณ์  $P = nRT/V$  จะเขียนได้ว่า

$$\frac{P_A}{P_T} = \frac{n_A \cdot RT/V}{n_T \cdot RT/V} = \frac{n_A}{n_T} \dots \dots \dots (6.14)$$

อัตราส่วน  $n_A/n_T$  เรียกว่า เศษส่วนโมล (mole fraction) ของแก๊ส A ซึ่งเขียนแทนด้วย  $X_A$

เศษส่วนโมล (X) เป็นอัตราส่วนของจำนวนโมลของแก๊สหนึ่งใดต่อจำนวนโมลรวมของแก๊สผสม ดังนั้นสมการ (6.14) เขียนใหม่เป็น

$$P_A = \left( \frac{n_A}{n_T} \right) P_T = X_A \cdot P_T \quad \dots\dots\dots(6.15)$$

หรือ 
$$P_A = \left( \frac{n_A}{n_A + n_B + n_C + \dots} \right) P_T$$

ในทำนองเดียวกัน 
$$P_B = \left( \frac{n_B}{n_A + n_B + n_C} \right) P_T = X_B \cdot P_T$$

ดังนั้น ความดันย่อยของแก๊สในแก๊สผสมคือเศษส่วนโมลของแก๊สนั้นคูณกับความดันรวม

ในลักษณะอย่างเดียวกันกับความดันย่อย ยังมีกฎเรียกว่ากฎปริมาตรย่อยของอามาเก้ต (Amagat's law of partial volume) ซึ่งกล่าวว่า "ปริมาตรรวมของแก๊สผสมของแก๊สที่ไม่ทำปฏิกิริยาเคมีกัน จะเท่ากับผลรวมของปริมาตรย่อยของแก๊สที่เป็นองค์ประกอบ" ซึ่งอาจเขียนได้ว่า

$$V_T = V_A + V_B + V_C + \dots$$

$$V_A = X_A \cdot V_T = \frac{P_A}{P_T} \cdot V_T = \frac{V_T}{P_T} \cdot P_A \quad \dots\dots\dots(6.16)$$

เมื่อ  $V_T$  และ  $P_T$  เป็นปริมาตรและความดันของแก๊สผสม

$V_A, V_B, P_A, P_B$  เป็นปริมาตรย่อยและความดันย่อยของแก๊ส A และ B

แก๊สผสมที่มีองค์ประกอบจากการผสมกันของแก๊สชนิดต่างๆ นั้น เราสามารถบอกปริมาณของแก๊สแต่ละชนิดได้หลายวิธี เช่น ปริมาณเป็นน้ำหนัก ปริมาณร้อยละ (เปอร์เซ็นต์), จำนวนโมเลกุล, จำนวนโมล และจำนวนปริมาตรของแก๊สแต่ละชนิด เป็นต้น สำหรับในกรณีที่มีสารปริมาณจำนวนน้อยๆ ในแก๊สผสม นักวิทยาศาสตร์มักรายงานในรูปของ ppm (parts per million) คือปริมาณที่มีในล้านส่วน ซึ่งจะบอกถึงจำนวนโมเลกุลของสารที่อยู่ในสารตัวอย่าง เช่น ปริมาณสารมลพิษในอากาศ ความเข้มข้นของสารมลพิษ 1 ppm หมายความว่าใน 1 ล้านโมเลกุลจะมีโมเลกุลของสารมลพิษปนเปื้อนอยู่ 1 โมเลกุล ถ้ากล่าวในเทอมของจำนวนโมล 1 ppm หมายความว่า การมีสารมลพิษปนอยู่  $10^{-6}$  โมลในทุกๆ 1 โมลของอากาศ ตัวอย่างเช่น ปริมาณแก๊สโอโซน ( $O_3$ ) ในบรรยากาศที่มีสูงถึง 0.5 ppm จะเป็นสัญญาณเตือนภัยการเกิดปรากฏการณ์ smog ขึ้นในบรรยากาศของเมืองใหญ่ๆ ที่มีโรงงานอุตสาหกรรมมากและการจราจรที่หนาแน่น จากตัวอย่างนี้กล่าวได้ว่าในทุกๆ 1 โมลของอากาศจะมีโอโซนสูงถึง  $0.5 \times 10^{-6}$  โมล ซึ่งปริมาณนี้อาจจะเห็นว่าไม่มาก แต่โอโซนเป็นสารที่เป็นพิษมากต่อระบบทางเดิน

หายใจ โดยเฉพาะเนื้อเยื่ออ่อนๆ เช่น ปอด นอกจากนี้องค์ประกอบของแก๊สผสมที่จำนวนน้อยมากๆ ลงไปอีก อาจบอกปริมาณเป็น ppb (parts per billion) คือปริมาณสารที่มีในพื้นล้านส่วน เช่น 1 ppb มีความหมายตรงกับปริมาณที่มีอยู่จำนวน 1 โมเลกุลในทุก  $10^9$  โมเลกุล

ตัวอย่างที่ 10 ก. โรงงานแห่งหนึ่งอากาศภายในโรงงานมีสาร PVC ปนเปื้อนในปริมาณ 5.00 ppm โดยปริมาตร จงหาความดันย่อยของ PVC (atm) ถ้าความดันรวมเท่ากับ 743 mmHg ที่อุณหภูมิ  $20^{\circ}\text{C}$

ข. ถ้าคนงานคนหนึ่งสูดหายใจเข้าปอดมีค่าเฉลี่ยครั้งละ 0.30 L ถามว่าเขาจะได้รับ PVC เข้าไปในร่างกายกี่โมเลกุล

วิธีทำ      ก. จากสูตร       $P_{\text{PVC}} = X_{\text{PVC}} \cdot P_{\text{T}}$

$$= \left( \frac{5}{1 \times 10^6} \right) \left( \frac{743}{760} \right) \text{atm}$$

$$= 4.89 \times 10^{-6} \text{ atm.} \quad \text{ตอบ}$$

ข. จากสูตร       $n = \frac{PV}{RT}$

$P = 4.89 \times 10^{-6} \text{ atm}$      $v = 0.30 \text{ L}$      $T = 273 + 20 = 293 \text{ K}$      $n = ?$

แทนค่าในสูตร       $n = \frac{(4.89 \times 10^{-6} \text{ atm})(0.30 \text{ L})}{(0.082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})(293 \text{ K})}$

$$= 6.1 \times 10^{-8} \text{ mol}$$

ซึ่งคิดเป็นจำนวนโมเลกุลต่อการหายใจเข้าไป 1 ครั้งได้ดังนี้

จำนวนโมเลกุล PVC =  $6.10 \times 10^{-8} \text{ mol.} \times 6.02 \times 10^{23} \text{ molecule/mol}$

$$= 3.7 \times 10^{16} \text{ โมเลกุล} \quad \text{ตอบ}$$

ตัวอย่างที่ 11 แก๊สผสมชนิดหนึ่งประกอบด้วย Ne 50% และ Xe 50% โดยน้ำหนัก วัดความดันได้ 600 ทอร์รี่ ที่อุณหภูมิ  $100^{\circ}\text{C}$  จงคำนวณหาความดันย่อยของแต่ละแก๊ส (ให้ Ne = 20, Xe = 131)

**วิธีทำ** ถ้าแก๊สผสมนี้หนัก 100 กรัม จะมี Ne = 50.0 กรัม และ Xe = 50.0 กรัม

$$\text{จำนวนโมล Ne} = \frac{50.0\text{g}}{20.0\text{g/mol}} = 2.5 \text{ mol}$$

$$\text{จำนวนโมล Xe} = \frac{50.0\text{g}}{131\text{g/mol}} = 0.380 \text{ mol}$$

$$\text{จำนวนโมลรวม } n_T = 2.5 + 0.38 = 2.88 \text{ mol}$$

$$P_{\text{Ne}} = (X_{\text{Ne}})(P_T) = \left(\frac{2.5}{2.88}\right) 600 \text{ Torr}$$

$$= 521 \text{ Torr} \quad \text{ตอบ}$$

$$P_{\text{Xe}} = \left(\frac{0.38}{2.88}\right) (600 \text{ Torr})$$

$$= 79 \text{ Torr} \quad \text{ตอบ}$$

**ตัวอย่างที่ 12.** ในการเตรียมเมทานอล ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ) โดยการผสมแก๊ส  $\text{H}_2$  0.160 กรัม และแก๊ส  $\text{CO}$  1.12 กรัม ในภาชนะที่ใช้ทำปฏิกิริยาขนาด 3.00 ลิตร ที่อุณหภูมิ  $298^\circ\text{K}$  จงหาความดันรวมและความดันย่อยและเศษส่วนโมลของแก๊สแต่ละชนิด

**วิธีทำ** ข้อมูลที่โจทย์กำหนดให้  $V = 3.00 \text{ L}$ ,  $T = 298^\circ\text{K}$ ,  $m_{\text{H}_2} = 0.160 \text{ g}$ ,  $m_{\text{CO}} = 1.12 \text{ g}$

$$\text{หาจำนวนโมลของ } n_{\text{H}_2} = \frac{0.16\text{g}}{2.01\text{g/mol}} = 7.94 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{\text{CO}} = \frac{1.12\text{g}}{28\text{g/mol}} = 4.00 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\begin{aligned} n_T &= n_{\text{H}_2} + n_{\text{CO}} = 7.94 \times 10^{-2} + 4.00 \times 10^{-2} \\ &= 11.94 \times 10^{-2} \text{ mol} \end{aligned}$$

$$\text{หาความดันย่อยของ CO, } P_{\text{CO}} = \frac{n_{\text{CO}}RT}{V}$$

$$= \frac{4.00 \times 10^{-2} \text{ mol} \times 0.0821 \text{ L}\cdot\text{atm}\cdot\text{mol}^{-1}\text{K}^{-1} \times 298\text{K}}{3.00\text{L}}$$

$$= 0.326 \text{ atm} \quad \text{ตอบ}$$

$$P_{\text{H}_2} = \frac{7.94 \times 10^{-2} \text{ mol} \times 0.082 \text{ L.atm.mol}^{-1}\text{K}^{-1} \times 298\text{K}}{300\text{L}}$$

$$= 0.648 \text{ atm} \quad \text{ตอบ}$$

$$\therefore \text{ความดันรวม } (P_T) = P_{\text{CO}} + P_{\text{H}_2},$$

$$= 0.326 \text{ atm} + 0.648 \text{ atm}$$

$$= 0.974 \text{ atm.} \quad \text{ตอบ}$$

$$\text{เศษส่วนโมลของ CO; } X_{\text{CO}} = \frac{n_{\text{CO}}}{n_T} = \frac{4.00 \times 10^{-2}}{11.94 \times 10^{-2}} = 0.335$$

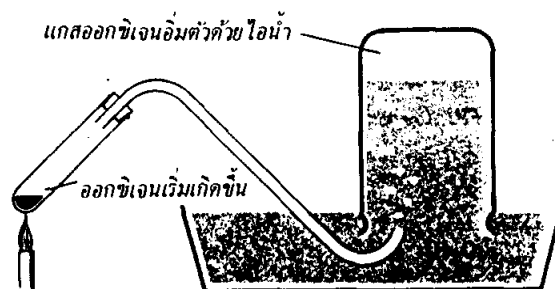
$$\text{หรือ } X_{\text{CO}} = \frac{P_{\text{CO}}}{P_T} = \frac{0.326\text{atm}}{0.974\text{atm}} = 0.335 \quad \text{ตอบ}$$

$$X_{\text{H}_2} = \frac{P_{\text{H}_2}}{P_T} = \frac{0.648\text{atm}}{0.974\text{atm}} = 0.665 \quad \text{ตอบ}$$

ในการตรวจสอบความถูกต้องผลรวมของเศษส่วนโมล (0.335+0.665) จะต้องเท่ากับ 1.00 เสมอ

ในการเตรียมแก๊สในห้องปฏิบัติการ บ่อยครั้งที่เรามักเก็บแก๊สที่เตรียมได้จากปฏิกิริยา โดยแทนที่น้ำในภาชนะบรรจุตั้งแสดงในรูปที่ 6.7 แก๊สที่เก็บรวบรวมได้โดยวิธีนี้จะอิมตัวด้วยไอน้ำซึ่งมีความดันไอขึ้นกับอุณหภูมิของน้ำ ดังนั้นความดันทั้งหมดของแก๊สในภาชนะที่วัดได้คือ

$$P_T = P_{\text{gas}} + P_{\text{H}_2\text{O}}$$



รูปที่ 6.7 การเตรียมแก๊สโดยวิธีแทนที่น้ำ



ดังนั้นการหาความดันแก๊สจึงต้องนำความดันไอน้ำลบออกจากความดัน ( $P_T$ ) ที่วัดได้

$$P_{\text{gas}} = P_T - P_{\text{H}_2\text{O}}$$

ความดันไอน้ำ ณ อุณหภูมิต่างๆ ได้แสดงไว้ในตารางที่ 6.1

ตารางที่ 6.1 ความดันไอน้ำ ณ อุณหภูมิต่างๆ

อุณหภูมิ (°C)	ความดันไอน้ำ (torr)	อุณหภูมิ (°C)	ความดันไอน้ำ (torr)	อุณหภูมิ (°C)	ความดันไอน้ำ (torr)
0	4.6	18	15.5	40	55.3
1	4.9	19	16.5	45	71.9
2	5.3	20	17.5	50	92.5
3	5.7	21	18.7	55	118.0
4	6.1	22	19.8	60	149.4
5	6.5	23	21.1	65	187.5
6	7.0	24	22.4	70	233.7
7	7.5	25	23.8	75	289.1
8	8.0	26	25.2	80	355.1
9	8.6	27	26.7	85	433.6
10	9.2	28	28.3	90	525.8
11	9.8	29	30.0	95	634.1
12	10.5	30	31.8	96	657.6
13	11.2	31	33.7	97	682.1
14	12.0	32	35.7	98	707.3
15	12.8	33	37.7	99	733.2
16	13.6	34	39.9	100	760.0
17	14.5	35	42.2	101	787.6

**ตัวอย่างที่ 13** ในห้องปฏิบัติการแห่งหนึ่ง ได้เตรียมแก๊ส  $O_2$  จากการเผา  $KClO_3$  และรวบรวม  $O_2$  ที่ได้โดยการแทนที่น้ำ ดังเครื่องมือในรูปที่ 6.7 ถ้าปริมาตรของ  $O_2$  ที่รวบรวมได้เท่ากับ 128 mL ที่  $24^\circ C$  และความดันบรรยากาศเท่ากับ 762 ทอร์รี่ จงคำนวณหาปริมาณแก๊สที่เตรียมได้ (เป็นกรัม) กำหนดให้ความดันไอน้ำที่  $24^\circ C$  เท่ากับ 22.4 ทอร์รี่

วิธีทำ

$$P_T = P_{O_2} + P_{H_2O}$$

ดังนั้น

$$P_{O_2} = P_T - P_{H_2O}$$

$$= 762 - 24 \text{ ทอร์รี่}$$

$$= 740 \text{ ทอร์รี่}$$

$$= \frac{740}{760} = 0.974 \text{ atm.}$$

จากสูตร  $PV = nRT = \frac{w}{M} R.T.$

$$w = \frac{PVM}{RT}$$

$$P = 0.974 \text{ atm.}, V = 128 \text{ mL} = 0.128 \text{ L}, m = 32.0 \text{ g/mol}, T = 273+24 = 297 \text{ K}$$

$$\begin{aligned} \text{แทนค่าในสูตร } w &= \frac{(0.974 \text{ atm.})(0.128 \text{ L})(32.0 \text{ g/mol})}{0.0821 \text{ L.atm.mol}^{-1} \text{K}^{-1} (297 \text{ K})} \\ &= 0.164 \text{ g} \quad \text{ตอบ} \end{aligned}$$

**ตัวอย่างฝึกหัด** โลหะบริสุทธิ์ M ปริมาณ 65.3 mg. เมื่อทำปฏิกิริยากับน้ำจะให้แก๊ส H<sub>2</sub> ออกมา ซึ่งรวบรวมเก็บแทนที่น้ำ (ดังรูปที่ 6.7) วัดปริมาตรได้ 641 mL ที่ 30 °C และความดันบรรยากาศเท่ากับ 988 mmHg ถามว่าโลหะ M นี้คือธาตุใด กำหนดให้ความดันไอน้ำที่ 30 °C เท่ากับ 31.82 mmHg (ตอบ Ca)

### 6.8 ทฤษฎีจลน์ของแก๊ส (Kinetic Molecular Theory)

กฎต่างๆ ของแก๊สและสมการแก๊สสมบูรณ์ ได้มาจากการสรุปข้อมูลที่ได้จากการทดลอง กฎและสมการเหล่านี้สามารถอธิบายพฤติกรรมของแก๊สได้ แต่ไม่สามารถอธิบายว่าทำไมแก๊สจึงมีพฤติกรรมเช่นนั้น เป็นต้นว่า ทำไมแก๊สขยายตัวเมื่อได้รับความร้อน ณ ที่ความดันคงที่ หรือทำไมแก๊สมีความดันเพิ่มขึ้นเมื่อแก๊สนั้นถูกกดอัด ณ อุณหภูมิคงที่ ปัญหาเหล่านี้ นักวิทยาศาสตร์ได้พยายามหาคำตอบโดยการสร้างแบบจำลอง เพื่อช่วยให้เห็นภาพว่า มีอะไรเกิดขึ้นกับอนุภาคของแก๊สเหมือนกับสภาวะการทดลอง เมื่อความดันหรืออุณหภูมิเปลี่ยนไป รูปแบบจำลองดังกล่าวก็คือทฤษฎีจลน์ของแก๊ส ซึ่งได้พัฒนามานานกว่าร้อยปี จนกระทั่งในปี ค.ศ. 1859 รูดอล์ฟ เคลาเซียส (Rudolf Clausius) (ค.ศ. 1822-1888) ได้เสนอเป็นทฤษฎีที่สมบูรณ์ขึ้น ทฤษฎีจลน์ของแก๊สประกอบด้วยสมมุติฐานพื้นฐาน 5 ข้อดังนี้

1. แก๊สประกอบด้วยโมเลกุลจำนวนมาก มีขนาดเล็กมาก และอยู่ห่างกัน จนกล่าวได้ว่าปริมาตรเกือบทั้งหมดของแก๊สเป็นที่ว่าง
2. โมเลกุลของแก๊สไม่มีแรงดึงดูดและผลักรัน แต่ละโมเลกุลมีอิสระในการเคลื่อนที่

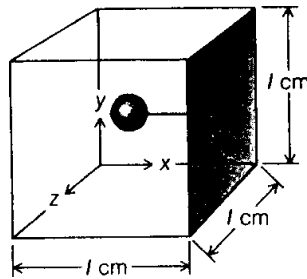
3. แต่ละโมเลกุลมีการเคลื่อนที่ตลอดเวลาแบบเดาสุ่ม (random) และเป็นการเคลื่อนที่แบบเส้นตรง ยกเว้นในกรณีที่เกิดชนกับโมเลกุลอื่นหรือผนังของภาชนะ ทำให้ทิศทางการเคลื่อนที่เปลี่ยนไป การชนกันนี้ไม่มีการสูญเสียพลังงาน เป็นการชนกันแบบยืดหยุ่น (elastic collision)

4. ความดันของแก๊สเป็นผลมาจากการชนของกลุ่มโมเลกุลกับผนังภาชนะ

5. แต่ละโมเลกุลของแก๊สมีพลังงานจลน์ต่างกัน แต่พลังงานจลน์เฉลี่ยของโมเลกุลทั้งหมดจะเป็นสัดส่วนโดยตรงกับอุณหภูมิสัมบูรณ์ และมีค่าเท่ากันสำหรับทุกแก๊ส ณ อุณหภูมิเดียวกัน

แก๊สที่เป็นไปตามข้อสมมุติฐานพื้นฐานทั้งหมดนี้เป็นแก๊สสมบูรณ์ (ideal gas)

ความสัมพันธ์ทางคณิตศาสตร์ของทฤษฎีอาจหาได้ดังนี้ จากการพิจารณาแก๊สจำนวนหนึ่ง ซึ่งมี  $N$  โมเลกุล แต่ละโมเลกุลมีมวล  $m$  บรรจุอยู่ในภาชนะทรงลูกบาศก์ มีความยาวด้านละ  $l$  ซม. ซึ่งมีปริมาตรเป็น  $l^3$  ลูกบาศก์เซนติเมตร (ดังรูปที่ 6.8)



รูปที่ 6.8 การหาความสัมพันธ์ทางคณิตศาสตร์ของทฤษฎีจลน์

โมเลกุลของแก๊สจำนวนมากภายในภาชนะสามารถเคลื่อนที่ไปในทุกทิศทาง สมมุติให้หนึ่งในสามของจำนวนโมเลกุลทั้งหมด ( $\frac{1}{3}N$ ) เคลื่อนที่ตามแนวแกน  $x$  ซึ่งเป็นจำนวนเท่ากับในแกน  $y$  และแกน  $z$

ความดันของแก๊สที่เกิดขึ้นกับผนังภาชนะเป็นผลจากแรงชนของโมเลกุลของแก๊สที่มีต่อผนัง แรงชนนี้คำนวณได้จากการเปลี่ยนแปลงของโมเมนตัมต่อหน่วยเวลา จากรูป โมเลกุลที่เคลื่อนที่ตามแกน  $x$  แต่ละโมเลกุลที่ชนผนังทุกครั้งจะเดินทางเป็นระยะทาง  $2l$  ซม. เพราะว่าหลังจากชนแล้วจะสะท้อนกลับมายังผนังด้านตรงข้าม ก่อนที่จะมีการชนครั้งต่อไป ถ้าหากโมเลกุลเคลื่อนที่ด้วยความเร็ว  $u_x$  ซม. ต่อวินาทีตามแกน  $x$  ดังนั้นใน 1 วินาทีจะเดินทางได้  $u_x$  ซม. และมีจำนวนครั้งที่ชนผนังเท่ากับ  $u_x/2l$  ครั้ง

แรงชนผนังภาชนะหาได้จากการเปลี่ยนแปลงของโมเมนตัม คือก่อนการชนมีโมเมนตัม  $m u_x$  และหลังการชนมีโมเมนตัม  $-m u_x$  (เครื่องหมายเปลี่ยนเพราะทิศทางเปลี่ยน) ดังนั้น การเปลี่ยนแปลงโมเมนตัมจึงเป็น  $m u_x - (-m u_x) = 2 m u_x$

ใน 1 วินาทีโมเลกุลผนัง  $u_x/2l$  ครั้ง และเปลี่ยนแปลงโมเมนตัมต่อการชนหนึ่งครั้งเป็น  $2 m u_x$  เพราะฉะนั้นใน 1 วินาที การเปลี่ยนแปลงโมเมนตัมทั้งหมดต่อหนึ่งโมเลกุล คือ

$$\left(\frac{u_x}{2l}\right) \cdot 2m u_x = \frac{m u_x^2}{l}$$

จำนวนโมเลกุลที่เคลื่อนที่ไปตามทิศทางนี้ทั้งหมด  $\frac{N}{3}$  โมเลกุล ดังนั้นแรงที่ชนผนังนี้ในเวลา 1 วินาที จึงเป็น

$$F = \frac{N}{3} \times \frac{m u_x^2}{l}$$

เนื่องจากแต่ละโมเลกุลอาจมีความเร็วไม่เท่ากัน จึงนิยมใช้ค่าความเร็วเฉลี่ยในแกน  $x$  เป็น  $m \bar{u}_x^2$  ทำนองเดียวกันความเร็วเฉลี่ยในแกน  $y$  และ  $z$  ก็จะต้องเท่ากับ  $\bar{u}_y^2$  และ  $\bar{u}_z^2$  ตามลำดับ และมีค่าความเร็วเฉลี่ยในแต่ละแกนเท่ากัน

ความดันเป็นแรงต่อหน่วยพื้นที่ เมื่อพื้นที่ผนังเป็น  $l^2$  ตารางเซนติเมตร ความดันบนผนังตามแกน  $x$  คือ  $P = \frac{N m \bar{u}_x^2}{3l} \times \frac{1}{l^2} = \frac{N m \bar{u}_x^2}{3V}$

ทำนองเดียวกัน ความดันตามแกน  $y$  และ  $z$  จะมีค่าเป็น  $\frac{N m \bar{u}_y^2}{V}$  และ  $\frac{N m \bar{u}_z^2}{V}$  ตามลำดับ ดังนั้นความดันทั้งหมดในภาชนะจะเท่ากับ

$$P = \frac{Nm}{3V} (\bar{u}_x^2 + \bar{u}_y^2 + \bar{u}_z^2)$$

$$P = \frac{Nm \bar{u}^2}{3V} \quad (\text{เมื่อ } \bar{u}_x^2 = \bar{u}_y^2 = \bar{u}_z^2 = \frac{1}{3} \bar{u}^2)$$

$$P = \frac{Nm \bar{u}^2}{3} \quad \dots\dots\dots (6.17)$$

สมการนี้ใช้อธิบายกฎของบอยล์ ซึ่งกล่าวว่า  $PV$  มีค่าคงที่ สำหรับแก๊สที่มีมวลคงที่ และอุณหภูมิคงที่ จากสมการจะเห็นว่า  $N$  และ  $m$  คงที่ และค่า  $\bar{u}^2$  จะไม่มีการเปลี่ยนแปลง ถ้าอุณหภูมิคงที่

## พลังงานจลน์และอุณหภูมิ

จากสมการ  $PV = \frac{Nmu^2}{3}$  คงเขียนใหม่ได้เป็น

$$PV = \frac{2}{3}N\left(\frac{1}{2}mu^2\right)$$

ค่า  $\frac{1}{2}mu^2$  เป็นพลังงานจลน์เฉลี่ยต่อโมเลกุลของแก๊ส  
ปริมาณโมเลกุลอาจเขียนใหม่ได้ว่า

$$N = nN_A$$

$N$  = จำนวนโมเลกุล,  $n$  = จำนวนโมล,  $N_A$  = เลขอะโวกาโดร

เมื่อแทนค่าในสมการจะได้  $PV = \frac{2}{3}nN_A\left(\frac{1}{2}mu^2\right)$

จากสมการแก๊สสมบูรณ์  $PV = nRT$

ดังนั้น  $nRT = \frac{2}{3}n \cdot N_A\left(\frac{1}{2}mu^2\right)$

หรือ  $N_A\left(\frac{1}{2}mu^2\right) = \frac{3}{2}RT$

สมการนี้สามารถอธิบายพลังงานจลน์ของหนึ่งโมลของแก๊สสมบูรณ์และพลังงานจลน์เฉลี่ยทั้งหมด จะเป็นสัดส่วนโดยตรงกับอุณหภูมิสัมบูรณ์ และจากความสัมพันธ์นี้ สามารถอธิบายกฎของชาร์ลส์ได้ดังนี้

จาก  $\frac{1}{2}Nmu^2 \propto T$

$\therefore \frac{1}{3}Nmu^2 \propto T$

นั่นคือ  $PV \propto T$

$V \propto T$  (ถ้า  $P$  คงที่)

สมการ  $N_A(\frac{1}{2}mu^2) = \frac{3}{2}RT$

อาจเขียนใหม่ได้เป็น  $\frac{1}{2}mu^2 = \frac{3}{2} \frac{R}{N_A} T = \frac{3}{2} kT$  ..... (6.18)

สมการนี้เป็นค่าพลังงานจลน์เฉลี่ยต่อโมเลกุลของแก๊ส ค่าคงตัว k เรียกว่า ค่าคงตัวโบลท์มาน (Boltz mann's constant) ซึ่งเป็นค่าคงตัวของแก๊สต่อโมเลกุล( $R/N_A$ )และมีค่าเท่ากับ

$$k = \frac{R}{N_A} = \frac{8.314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}}{6.02 \times 10^{23} \text{ molecule mol}^{-1}}$$

$$= 1.38 \times 10^{-23} \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \text{ mole cule}^{-1}$$

นอกจากนี้ความสัมพันธ์ระหว่างพลังงานจลน์และอุณหภูมิสัมบูรณ์ ยังนำไปใช้อธิบายกฎของอะโวกาโดรได้ด้วย เมื่อพิจารณาแก๊สสมบูรณ์ 2 ชนิด ภายใต้สภาวะความดันและปริมาตรเดียวกัน จะได้ว่า

$$PV = \frac{2}{3} N_1 (\frac{1}{2} m_1 u_1^2) \text{ (สำหรับแก๊สชนิดที่ 1)}$$

และ  $PV = \frac{2}{3} N_2 (\frac{1}{2} m_2 u_2^2) \text{ (สำหรับแก๊สชนิดที่ 2)}$

เมื่ออยู่ที่อุณหภูมิเดียวกันจะมีพลังงานจลน์เท่ากัน นั่นคือ

$$\frac{1}{2} m_1 u_1^2 = \frac{1}{2} m_2 u_2^2$$

ดังนั้น จะได้  $N_1 = N_2$

นั่นคือ ถ้าแก๊ส 2 ชนิดอยู่ภายใต้สภาวะความดัน ปริมาตร และอุณหภูมิ เดียวกัน จะมีจำนวนโมเลกุลเท่ากัน ซึ่งเป็นกฎของอะโวกาโดร

จากสมการ  $PV = \frac{N}{3} mu^2$  สำหรับแก๊สหนึ่งโมล จำนวนโมเลกุลจะเป็นค่าเลขอะโวกาโดร และถ้าคูณกับมวลของหนึ่งโมเลกุลก็จะเป็นมวลโมเลกุล (หรือน้ำหนักโมเลกุล) สมการจึงเขียนได้เป็น

$$PV = \frac{1}{3} N_A \cdot \mu u^2 = \frac{1}{3} M u^2$$

จาก  $PV = RT$  ( $n=1$ , หนึ่งโมลของแก๊สสมบูรณ์)

$$\therefore \frac{1}{3} M u^2 = RT$$

$$\text{หรือ } u_{\text{rms}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \dots\dots\dots(6.19)$$

อัตราเร็ว  $u_{\text{rms}}$  นี้ คือความเร็วของ root mean square เป็นค่าที่ได้จากรากที่สองของค่าความเร็วกำลังสองเฉลี่ยของโมเลกุล  $(u^2)^{1/2}$  ความเร็ว  $u_{\text{rms}}$  มีค่าใกล้เคียงกับค่าความเร็วเฉลี่ยของโมเลกุล ค่าสองค่านี้อนุโลมใช้แทนกันได้ ดังตัวอย่าง แก๊สจำนวน 4 โมเลกุลมีความเร็ว 4.0, 6.0, 10.0 และ 12.0 เมตร/วินาที

$$\text{มีค่าเฉลี่ยของความเร็ว} = \frac{1}{4} (4.0 + 6.0 + 10.0 + 12.0) = 8.0 \text{ เมตร/วินาที}$$

$$\begin{aligned} \text{แต่ค่าความเร็ว } u_{\text{rms}} &= \sqrt{\frac{1}{4} (4.0)^2 + (6.0)^2 + (10.0)^2 + (12.0)^2} \\ &= \sqrt{74.0} = 8.6 \text{ เมตร/วินาที} \end{aligned}$$

สำหรับแก๊สสมบูรณ์ ความเร็วเฉลี่ยจะมีค่าเท่ากับ  $0.921 \times u_{\text{rms}}$

**ตัวอย่างที่ 14** จงหาความเร็วของ root mean square ( $u_{\text{rms}}$ ) ของแก๊สไฮโดรเจน และแก๊สออกซิเจนที่อุณหภูมิ  $27^\circ\text{C}$  ( $H = 1.01, O = 16.0$ )

$$R = 8.314 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\text{K}^{-1} = 8.314 \text{ kg}\cdot\text{m}^2\cdot\text{s}^{-2}\text{mol}^{-1}\text{K}^{-1}$$

$$\begin{aligned} \text{สำหรับ } H_2; u_{\text{rms}} &= \sqrt{\frac{3RT}{M}} = \sqrt{\frac{3 \times 8.314 \text{ kg m}^2 \text{s}^{-2} \text{mol}^{-1} \text{K}^{-1} \times 300 \text{ K}}{2.02 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}}} \\ &= \sqrt{3.704 \times 10^3 \frac{\text{kg}\cdot\text{m}^2\text{s}^{-2}}{\text{g}}} = \sqrt{3.704 \times 10^2 \times 10^3 \frac{\text{m}^2\text{s}^{-2}}{\text{g}}} \\ &= 1.925 \times 10^3 \text{ m/s} \quad \text{ตอบ} \end{aligned}$$

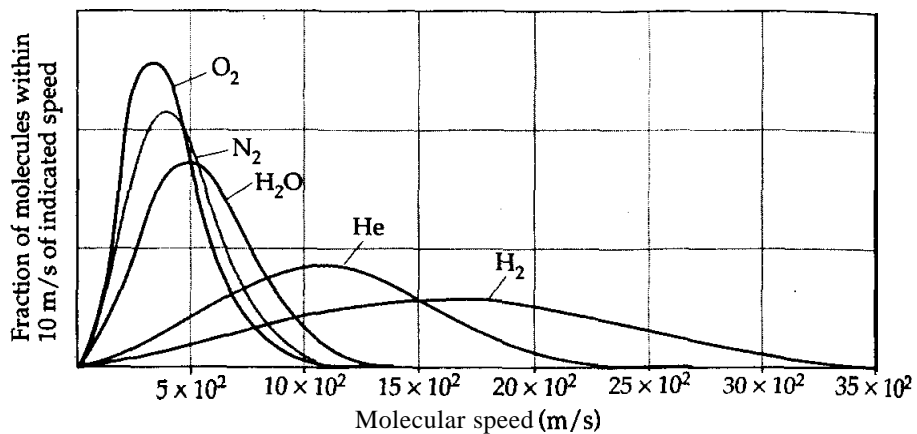
$$\begin{aligned} \text{สำหรับ } O_2 ; u_{rms} &= \sqrt{\frac{3 \times 8.314 \text{ kg} \cdot \text{m}^2 \text{ s}^{-2} \text{ mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 300 \text{ K}}{32.00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}} \\ &= 4.636 \times 10^2 \text{ m/s} \quad \text{ตอบ} \end{aligned}$$

$$\text{หรือมีค่าประมาณ } \frac{1}{4} \text{ ของความเร็วของแก๊ส } H_2 = \frac{1.925 \times 10^3}{4} = 4.81 \times 10^2 \text{ m/s}$$

จากตัวอย่าง การคำนวณหาค่าความเร็วของ root mean square ของแก๊สไฮโดรเจน และแก๊สออกซิเจน จะสังเกตเห็นว่า น้ำหนักโมเลกุลของแก๊สเป็นตัวกำหนดค่าความเร็วของแก๊ส แก๊สที่มีอนุภาคเล็ก (หรือเบากว่า) จะมีพลังงานจลน์เฉลี่ยสูง สามารถเคลื่อนที่ได้เร็วกว่าแก๊สที่มีขนาดโตและพลังงานจลน์เฉลี่ยต่ำ เมื่อเปรียบเทียบความเร็วเฉลี่ยของแก๊สต่างชนิดกัน (เช่น โมเลกุล A และ B) ณ อุณหภูมิเดียวกันจะได้ว่า

$$\frac{u_A}{u_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}} \quad \dots\dots\dots (6.20)$$

จากการศึกษาการกระจายความเร็วโมเลกุลของแก๊สชนิดต่างๆ ที่อุณหภูมิ 25 °C ดังรูปที่ 6.9 แสดงให้เห็นว่าแก๊สที่น้ำหนักโมเลกุลต่ำ (หรือเบากว่า) และมีความเร็วสูง จะมีแนวโน้มของการกระจายความเร็วเคลื่อนไปข้างหน้า

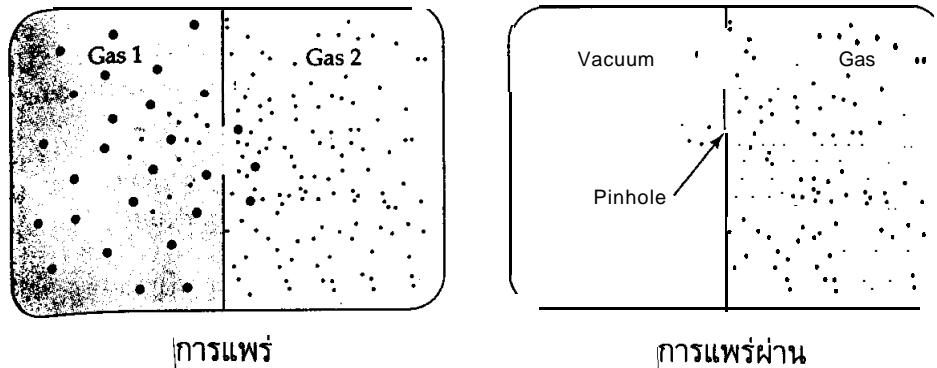


รูปที่ 6.9 ความเร็วของโมเลกุลของแก๊สชนิดต่าง ๆ ที่อุณหภูมิ 25 °C



## 6.9 กฎการแพร่ผ่านของแกรแฮม (Graham's Law of Effusion)

เนื่องจากแก๊สทุกชนิดสามารถผสมกันได้ดี ถ้าหากนำแก๊สสองชนิดบรรจุในภาชนะที่ต่างกัน และเมื่อเชื่อมติดต่อกัน แก๊สทั้งสองจะแพร่เข้าหากันกระจายไปทั่วระหว่างโมเลกุลของแก๊สทั้งสอง ปรากฏการณ์เช่นนี้เรียกว่าการแพร่ (diffusion) ส่วนการแพร่ผ่าน (effusion) เป็นการแพร่ของแก๊สออกจากรูเล็กๆ (ดังรูปที่ 6.10) เช่นการแพร่ผ่านของแก๊สฮีเลียมที่ออกมาจากลูกโป่ง



รูปที่ 6.10 การแพร่ผ่านของแก๊ส

ในปี ค.ศ. 1839 โทมัส แกรแฮม (Thomas Graham) ได้ศึกษาเปรียบเทียบอัตราการแพร่ของแก๊สต่างชนิดกัน แก๊สที่มีความหนาแน่นน้อยกว่า (แก๊สเบากว่า) จะแพร่ผ่านได้เร็วกว่าแก๊สที่มีความหนาแน่นมากกว่า (แก๊สหนักกว่า) เมื่อเปรียบเทียบอัตราการแพร่ผ่านของแก๊สทั้งสองชนิดภายใต้ความดันและอุณหภูมิเดียวกัน พบว่าอัตราการแพร่ผ่านของแก๊สเป็นสัดส่วนผกผันกับรากที่สองของความหนาแน่นของแก๊สนั้น นี่คือนิยามของกฎการแพร่ผ่านของแกรแฮม ซึ่งเขียนเป็นสมการทางคณิตศาสตร์ได้ดังนี้

$$\frac{\text{อัตราการแพร่ผ่านของแก๊ส A } (r_A)}{\text{อัตราการแพร่ผ่านของแก๊ส B } (r_B)} = \sqrt{\frac{d_B}{d_A}}$$

เมื่อ  $d_A$  และ  $d_B$  เป็นความหนาแน่นของแก๊ส A และ แก๊ส B

จากกฎของแก๊สสมบูรณ์แบบ ความหนาแน่นเป็นสัดส่วนโดยตรงกับน้ำหนักโมเลกุล

คือ  $M = \frac{dRT}{P}$  ดังนั้น

$$\frac{r_A}{r_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

จากทฤษฎีจลน์ของแก๊ส  $\frac{u_A}{u_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$

ดังนั้น อัตราการแพร่ผ่านของแก๊สก็ควรเป็นสัดส่วนโดยตรงกับอัตราเร็วเฉลี่ยของโมเลกุล โมเลกุลที่มีพลังงานเฉลี่ยสูง มีการแพร่ผ่านออกจากรูเล็กๆ ของภาชนะได้ดี เนื่องจากโมเลกุลเคลื่อนที่ได้เร็วจึงมีโอกาสสูงที่ตรงกับรูและแพร่ออกมา ดังจะสังเกตได้จากแก๊สฮีเลียมที่แพร่ผ่านออกมาจากลูกโป่งได้เร็วกว่าลูกโป่งที่บรรจุด้วยอากาศ

เนื่องจากอัตราเร็วเป็นสัดส่วนผกผันกับเวลาที่ใช้ จึงเขียนสมการใหม่ได้เป็น

$$\frac{\text{time}_B}{\text{time}_A} = \frac{r_A}{r_B} \sqrt{\frac{M_B}{M_A}} \quad (6.21)$$

**ตัวอย่างที่ 15** เมื่อเปรียบเทียบอัตราการแพร่ผ่านของแก๊สออกซิเจนและแก๊สไฮโดรเจน แก๊สไฮโดรเจนแพร่ผ่านเร็วกว่า และเร็วกว่าในอัตราส่วนเท่าใด (ให้  $H = 1.0$ ,  $O = 16$ )

**วิธีทำ** น้ำหนักโมเลกุลของ  $O_2 = 32$ ,  $H_2 = 2$

∴  $H_2$  แพร่ผ่านเร็วกว่า

$$\begin{aligned} \frac{r_{H_2}}{r_{O_2}} &= \sqrt{\frac{M_{O_2}}{M_{H_2}}} \\ &= \sqrt{\frac{32}{2}} = \sqrt{16} = 4 \end{aligned}$$

นั่นคือ  $H_2$  แพร่ผ่านเร็วเป็น 4 เท่าของ  $O_2$  **ตอบ**

**ตัวอย่างแบบฝึกหัด** จงเปรียบเทียบอัตราการแพร่ผ่านของ  $NH_3$  และ  $CO_2$  แก๊สใดแพร่ผ่านได้เร็วกว่า และเร็วกว่าในอัตราส่วนเท่าใด (ให้  $N = 14.0$ ,  $C = 12.0$ ,  $H = 1.0$ ,  $O = 16.0$ ) (ตอบ  $NH_3$  เร็วเป็น 1.6 ของ  $CO_2$ )

**ตัวอย่างที่ 16** แก๊สชนิดหนึ่งเป็นโมเลกุลอะตอมคู่ (แบบอะตอมชนิดเดียวกัน) มีอัตราการแพร่ผ่านเร็วเป็น 0.355 เท่าของ  $O_2$  ที่อุณหภูมิเดียวกัน ถ้าแก๊สนี้จะเป็นแก๊สใด (ให้  $O = 16.0$ )

**วิธีทำ**

$$\frac{r_x}{r_{O_2}} = \sqrt{\frac{M_{O_2}}{M_x}}$$

จากข้อมูล

$$r_x = 0.355 \times r_{O_2}$$

$$\frac{r_x}{r_{O_2}} = 0.355 = \sqrt{\frac{32}{M_x}}$$

$$\frac{32}{M_x} = (0.355)^2 = 0.126$$

$$M_x = \frac{32}{0.126} = 254 \text{ g/mol}$$

(จากตารางธาตุ) น้ำหนักอะตอมของ  $I = 127$  สรุปแก๊สนี้คือ  $I_2$  **ตอบ**

**ตัวอย่างแบบฝึกหัด** จงหาน้ำหนักโมเลกุลของแก๊ส  $x$  ซึ่งมีอัตราการแพร่ผ่านเร็วเป็น 0.876 เท่าของ  $N_2$  (ให้  $N = 14.0$ ) (ตอบ 36.5)

หลักการแพร่ผ่านใช้ประโยชน์ในการแยกไอโซโทปต่างๆ ของธาตุชนิดเดียวกันออกจากกัน ตัวอย่างเช่น ยูเรเนียมในธรรมชาติ ซึ่งมี  $^{235}U$  0.7% และ  $^{238}U$  99.3% เมื่อทำปฏิกิริยากับฟลูออรีนจะได้แก๊ส  $^{235}UF_6$  ปนกับแก๊ส  $^{238}UF_6$  อัตราส่วนระหว่างการแพร่ผ่านของแก๊สทั้งสองคือ

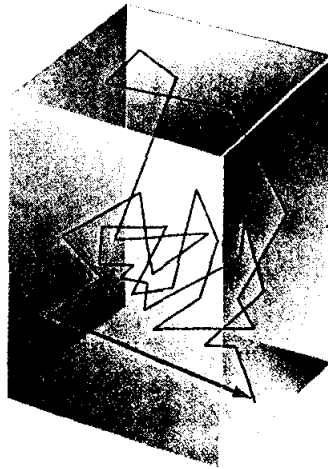
$$\frac{r(^{235}UF_6)}{r(^{238}UF_6)} = \sqrt{\frac{M(^{238}UF_6)}{M(^{235}UF_6)}} = \sqrt{\frac{352}{349}} = 1.004$$

เมื่อนำแก๊สผสมนี้แพร่ผ่านผนังพรุนพบว่า  $^{235}UF_6$  แพร่ได้เร็วกว่าและถ้าทำการแพร่ผ่านซ้ำอีกหลายๆ ครั้ง ในที่สุดก็จะแยกไอโซโทปทั้งสองออกจากกันได้

## 6.10 การแพร่ (diffusion) และ Mean free path

ถึงแม้ว่าโดยหลักการแล้ว การแพร่และการแพร่ผ่านจะเป็นไปตามกฎอันเดียวกันที่ว่า โมเลกุลที่เบากว่าจะแพร่ได้เร็วกว่าโมเลกุลที่หนักกว่า แต่ตามความเป็นจริงแล้วการแพร่ซึ่งอาจหมายถึงการฟุ้งกระจายของแก๊สจากบริเวณที่มีความเข้มข้นสูงไปสู่บริเวณที่มีความเข้มข้นต่ำกว่า โอกาสที่โมเลกุลจะชนกันมีได้ตลอดเวลา ทำให้การแพร่ของแก๊สมีความยุ่งยากซับซ้อนกว่าการแพร่ผ่าน ซึ่งโมเลกุลไม่มีการชนกัน

จากรูปที่ 6.9 ที่แสดงการกระจายความเร็วโมเลกุลของแก๊สต่างๆ (ตามแกน x) จะเห็นว่า มีค่าค่อนข้างสูง เช่นความเร็วเฉลี่ยของ  $N_2$  ที่อุณหภูมิห้อง มีค่า 515 เมตรต่อวินาที แต่ในความเป็นจริง ถ้าหากมีคนหนึ่งเปิดจุกขวดน้ำหอม ณ มุมห้องหนึ่ง เราอาจต้องใช้เวลาจนถึง 2-3 นาที จึงได้กลิ่นหอม ที่มุมห้องอีกด้านหนึ่ง แสดงว่าการแพร่ของแก๊สนั้นช้ากว่าความเร็วของโมเลกุลของแก๊สอย่างมาก ทั้งนี้เนื่องจากโมเลกุลของแก๊สเกิดการชนกัน ซึ่งเกิดขึ้นค่อนข้างมาก ประมาณ  $10^{10}$  ครั้งต่อวินาทีต่อโมเลกุล ณ ที่ความดันบรรยากาศ การชนกันของโมเลกุลของแก๊สทำให้ทิศทางของโมเลกุลเปลี่ยนแปลงตลอดเวลา ดังนั้นการแพร่ของโมเลกุลแก๊สจากจุดหนึ่งไปยังอีกจุดหนึ่งจึงมีช่วงสั้นมาก ในช่วงระยะสั้นๆ นี้ เมื่อคิดเป็นระยะทางที่โมเลกุลเคลื่อนที่เป็นเส้นตรงอย่างไร้ระเบียบในทิศทางต่างๆ จะมีความยาวมาก (ดังรูปที่ 6.11)



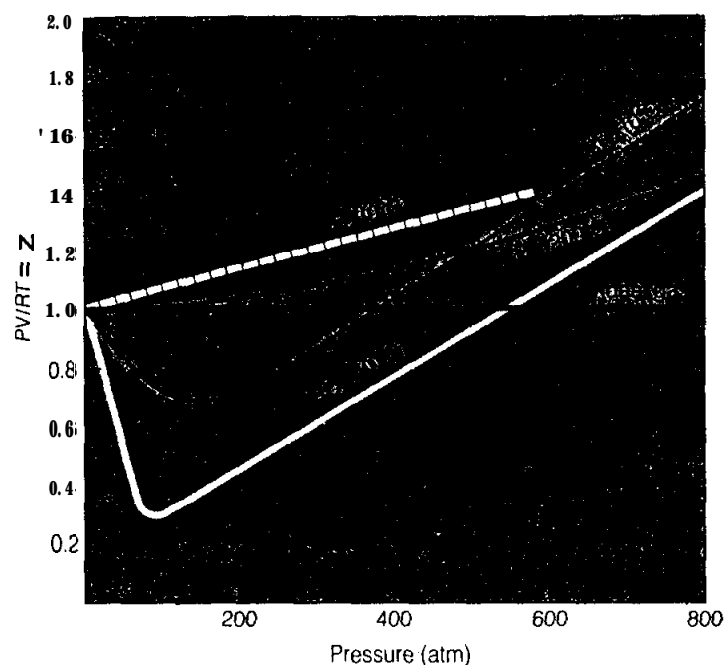
รูปที่ 6.11 การแพร่ของโมเลกุลแก๊สและเส้นทางการเคลื่อนที่ของโมเลกุลแก๊ส

ระยะทางเฉลี่ยที่โมเลกุลหนึ่งเคลื่อนที่ได้ในระหว่างเกิดการชน เรียกว่า mean free path แก๊สที่มีความหนาแน่นสูงจะมีระยะ mean free path สั้น เนื่องจากจำนวนโมเลกุลที่มีอยู่มากในปริมาณ

ที่จำกัด ทำให้ระยะเฉลี่ยที่โมเลกุลเคลื่อนที่ไปขณะเกิดการชนกันจึงสั้นกว่า สำหรับอากาศ ณ ระดับน้ำทะเลระยะทาง mean free path ของโมเลกุลอากาศมีค่าประมาณ 60 nm ( $6 \times 10^{-6}$  cm) แต่ ณ ที่ระดับความสูง 100 ก.ม. จากระดับน้ำทะเล (อากาศมีความหนาแน่นน้อยกว่า) มีค่า mean free path ประมาณ 10 ซม. หรือยาวกว่าประมาณ 1 ล้านเท่าของค่าที่ระดับพื้นผิวโลก

### 6.11 พฤติกรรมของแก๊สจริง (Behavior of Real Gases)

สำหรับแก๊สสมบูรณ์แบบ 1 โมล อัตราส่วน  $PV/RT$  จะต้องเท่ากับ 1 เสมอ แต่ในความเป็นจริง แก๊สทั่วไปจะมีส่วนที่เบี่ยงเบนไปจากค่านี้ ค่า  $PV/RT = z$  นี้ มีชื่อว่า สัมประสิทธิ์ของความกด (Compressibility Coefficient) จากการศึกษาพฤติกรรมของแก๊สที่ความดันและอุณหภูมิต่างๆ อัตราส่วนนี้ไม่เท่ากับ 1 (ดูรูปที่ 6.12)



รูปที่ 6.12 พฤติกรรมของแก๊สจริงที่อุณหภูมิต่าง ๆ

พฤติกรรมของแก๊สจริงที่เบี่ยงเบนไปจากแก๊สสมบูรณ์แบบนี้เป็นผลมาจากแก๊สจริงมีแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลของแก๊สด้วยกันและมีขนาดของโมเลกุล และต้องการเนื้อที่ให้โมเลกุลดำรงอยู่ได้ ซึ่งแตกต่างกับแก๊สสมบูรณ์แบบตามทฤษฎีจลน์ของแก๊ส ที่สมมุติให้โมเลกุลของแก๊สมีลักษณะเป็นจุดและไม่มีแรงดึงดูดกันระหว่างโมเลกุล

1) ผลจากแก๊สมีแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุล ทำให้โมเลกุลของแก๊สอยู่ใกล้ชิดกัน ซึ่งเปรียบเสมือนกับโมเลกุลของแก๊สถูกบีบเข้ามาใกล้กัน เมื่อมีความดันสูงและอยู่ในพื้นที่แคบของปริมาตรภาชนะ ซึ่งผลอันนี้ทำให้ปริมาตรจริงลดน้อยลงกว่าที่ควรจะเป็นถ้าแก๊สนั้นไม่มีแรงดึงดูดกัน (แก๊สสมบูรณ์แบบ) ทำให้สัมประสิทธิ์ของความกดมีน้อยกว่า 1 หรือเรียกว่ามีการเบี่ยงเบนในทางลบ

2) ผลจากโมเลกุลมีปริมาตร แก๊สเมื่อได้รับความดันเพิ่มสูงขึ้น โมเลกุลของแก๊สจะถูกบีบอัดเข้ามาใกล้กัน ทำให้ที่ว่างระหว่างโมเลกุลลดลงไปจนกระทั่งโมเลกุลของแก๊สติดกันและไม่สามารถถูกอัดได้อีกต่อไป ซึ่งต่างจากแก๊สสมบูรณ์ที่โมเลกุลของแก๊สเป็นจุดไม่มีขนาดจากผลลัพธ์นี้ทำให้ปริมาตรที่วัดได้มีค่ามากกว่าปริมาตรที่คำนวณได้จากแก๊สสมบูรณ์แบบ จึงทำให้ค่าสัมประสิทธิ์ความกดมีค่ามากกว่า 1 หรือมีการเบี่ยงเบนในทางบวกจากแก๊สสมบูรณ์แบบ

เมื่อนำปัจจัยทั้งสองมาพิจารณาในเวลาเดียวกันและเปรียบเทียบกัน ปัจจัยอันใดจะเป็นปัจจัยหลัก ขึ้นกับสภาวะการทดลอง ดังรูปที่ 6.12 เส้นกราฟในส่วนที่อยู่ต่ำกว่าเส้นค่า  $z = 1$  ( $PV/RT$ ) ตรงกับสภาวะอันเป็นผลเนื่องมาจากแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุล สำหรับเส้นกราฟที่อยู่เหนือเส้นค่า  $z = 1$  มีผลมาจากปริมาตรของโมเลกุล

จากการเปรียบเทียบเส้นกราฟของ  $H_2(0^\circ C)$   $CH_4(0^\circ C)$  และ  $CO_2(40^\circ C)$  จะเห็นว่าเส้นกราฟของ  $CO_2$  ตกลงต่ำกว่าเส้นค่า  $z = 1$  มากกว่าแก๊สอื่นๆ เป็นเพราะแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลของ  $CO_2$  มีค่ามากกว่าแก๊สอื่น ขณะที่เส้นกราฟของ  $H_2$  แทบทั้งหมดอยู่เหนือเส้น  $z = 1$  เนื่องจากแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลของ  $H_2$  มีค่าน้อยมากที่  $0^\circ C$  ทำให้มีพฤติกรรมเบี่ยงเบนไปจากแก๊สสมบูรณ์แบบลดลง

สำหรับเส้นกราฟของ  $CH_4$  ที่  $0^\circ C$  และที่  $200^\circ C$  ผลของแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลทำให้เส้นกราฟของ  $CH_4$  ที่  $0^\circ C$  บางส่วนอยู่ต่ำกว่าเส้นค่า  $z = 1$  ขณะที่เส้นกราฟของ  $CH_4$  ที่  $200^\circ C$  นั้นแทบทั้งหมดอยู่เหนือเส้นค่า  $z = 1$  ทั้งนี้เนื่องจาก ณ ที่อุณหภูมิสูง แก๊สมีพลังงานเฉลี่ยสูงโมเลกุลของแก๊สเคลื่อนที่ได้เร็ว จนทำให้แรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลมีผลน้อยมาก อย่างไรก็ตาม ณ ที่อุณหภูมิต่ำๆ โมเลกุลเคลื่อนที่ได้ช้า แรงดึงดูดของระหว่างโมเลกุล ทำให้โมเลกุลของแก๊สอยู่ใกล้ชิดกัน จนทำให้ปริมาตรที่สังเกตได้มีค่าต่ำกว่าที่คาดไว้ ตามกฎของแก๊สสมบูรณ์แบบ เป็นผลให้ค่า  $z$  ต่ำกว่า 1 ดังนั้นเส้นกราฟในรูปที่ 6.12 แสดงให้เห็นว่า แก๊สจริงมีพฤติกรรมเป็นแก๊สสมบูรณ์แบบเมื่อความดันต่ำและอุณหภูมิสูง

ในปี ค.ศ. 1873 โยฮันเนส แวนเดอร์วาลส์ (Johanes van der Waals) นักวิทยาศาสตร์ชาวเนเธอร์แลนด์ ได้ปรับเปลี่ยนสมการแก๊สสมบูรณ์แบบ เพื่อให้ใช้อธิบายได้กับแก๊สจริง โดยแก้ไขส่วนที่เกี่ยวข้องกับความดันและปริมาตร ซึ่งสมการแวนเดอร์วาลส์เป็นดังนี้

$$\left(P + \frac{n^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT \quad \dots\dots\dots(6.22)$$

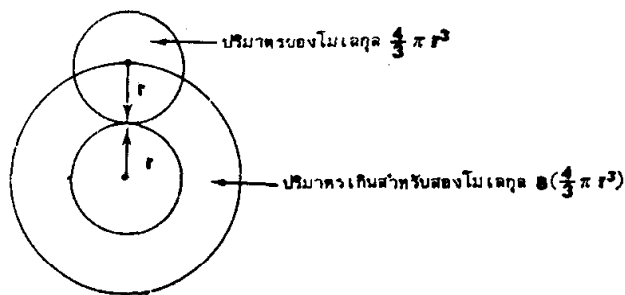
1) ส่วนแก้ไขเกี่ยวกับปริมาตร

ในกรณีแก๊สสมบูรณ์แบบ เราสมมุติให้โมเลกุลของแก๊สมีลักษณะเป็นจุด มีปริมาตรน้อยมากเมื่อเทียบกับปริมาตรของภาชนะ และเคลื่อนที่ได้อย่างอิสระทั่วภาชนะ สำหรับแก๊สจริง โมเลกุลของแก๊สมีขนาดต้องการพื้นที่ครอบครองในภาชนะที่บรรจุ การเคลื่อนที่ของโมเลกุลแก๊สจึงไม่สามารถเคลื่อนที่ไปทั่วทั้งปริมาตรของภาชนะ เนื่องจากโมเลกุลอื่นๆ ครอบครองพื้นที่ไว้ ทำให้ค่าที่ใช้จริงของ  $V$  น่าจะเป็นปริมาตรภาชนะลบด้วยปริมาตรหวงห้าม (exclude volume) ที่เกิดขึ้นจากขนาดของโมเลกุล ดังสมการที่แก้ไขปริมาตรแล้วเป็นดังนี้

$$P(V - nb) = nRT$$

ค่า  $b$  เป็นค่าคงที่ของแก๊สจริงแต่ละชนิด และมีค่าเป็น 4 เท่าของปริมาตรหนึ่งโมเลกุลแก๊ส ซึ่งหาได้จากการพิจารณาให้โมเลกุลแก๊สเป็นทรงกลมมีปริมาตร  $\frac{4}{3}\pi r^3$  โมเลกุลชนติดกัน (ดังรูปที่ 6.13) เนื่องจาก 2 โมเลกุลที่ใกล้ชิดกันที่สุดมีค่า  $2r$  ดังนั้นปริมาตรหวงห้ามที่เกิดจาก 2 โมเลกุลจึงเป็น  $\frac{4}{3}\pi(2r)^3 = 8\left(\frac{4}{3}\pi r^3\right)$  หรือเป็น 4 เท่าของปริมาตรโมเลกุลต่อ 1 โมเลกุล ถ้าคูณปริมาตรหวงห้ามนี้กับเลขอะโวกาโดร  $N_A$  (สำหรับแก๊ส 1 โมล) ค่าปริมาตรหวงห้าม ( $b$ ) ทั้งหมดจึงเป็นดังนี้

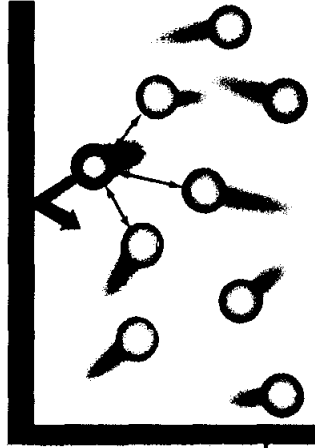
$$b = 4N_A\left(\frac{4}{3}\pi r^3\right) \quad (b \text{ มีหน่วยเป็น L/mol})$$



รูปที่ 6.13 ปริมาตรหวงห้ามของ 2 โมเลกุล

2) ส่วนแก้ไขเกี่ยวกับความดัน

ในแก๊สสมบูรณ์แบบไอดีสมมุติว่าโมเลกุลแก๊สไม่มีแรงดึงดูดกัน แต่ตามความเป็นจริงแล้ว แก๊สจริงโมเลกุลของแก๊สมีแรงดึงดูดซึ่งกันและกัน ซึ่งมีผลต่อการวัดความดันแก๊ส โดยที่โมเลกุลที่กำลังจะชนผนัง (มีจำนวนน้อย) (ดูรูปที่ 6.14) ถูกโมเลกุลแก๊สที่อยู่ด้านหลังและรอบด้าน (มีจำนวนมากกว่า) ดึงดูดไว้ทำให้จำนวนครั้งของการชนและความแรงของการชนกับผนังมีค่าน้อยลงกว่าที่ควรจะเป็น ซึ่งเป็นผลทำให้ความดันนั้นต่ำ



รูปที่ 6.14 ผลของแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลที่มีต่อความดันของแก๊สจริง

จำนวนครั้งของการชนผนังและความแรงของการชนที่ลดลง เป็นสัดส่วนโดยตรงกับกำลังสองของความเข้มข้นของแก๊ส  $\left(\frac{n}{V}\right)^2$

$$\text{ดังนั้น ความดันที่ลดลง} \propto \left(\frac{n^2}{V^2}\right)$$

$$\therefore \text{ค่าที่ใช้แก้ความดันคือ} = \frac{an^2}{V^2} \quad (a \text{ มีหน่วยเป็น } L^2\text{-atm/mol}^2)$$

$$\text{ความดันจริง} \quad P = \frac{nRT}{(V - nb)} - \frac{an^2}{V^2}$$

$$\left(P + \frac{n^2 a}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$$

ซึ่งสมการนี้เรียกว่าสมการแวนเดอร์วาลส์



ค่า  $a$  และ  $b$  เป็นค่าคงที่ของแก๊ส ดังแสดงในตารางที่ 6.2 ได้มาจากการทดลอง และขึ้นกับธรรมชาติของแก๊สแต่ละชนิดซึ่งมีโครงสร้าง ขนาดโมเลกุล และแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลแตกต่างกัน โดยทั่วไปจะมีค่าเพิ่มขึ้น ตามมวลของโมเลกุลและความซับซ้อนของโครงสร้างโมเลกุลที่เพิ่มขึ้น โมเลกุลที่มีมวลมากไม่เพียงแต่จะมีปริมาตรโตขึ้น แต่ยังมีแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลเพิ่มขึ้นด้วย นอกจากนี้ยังขึ้นกับความมีขั้วและไม่มีขั้วของโมเลกุลอีกด้วย

จากสมการแวนเดอร์วาลส์ ถ้าแก๊สมีความเข้มข้นน้อย หรือมีความดันต่ำ  $V$  มีค่ามากกว่า  $nb$  และ  $\frac{n^2a}{V^2}$  มีค่าเป็นศูนย์ แก๊สจริงจะมีพฤติกรรมเหมือนแก๊สสมบูรณ์แบบ

นั่นคือ  $PV = nRT$

ตารางที่ 6.2 ค่าคงที่  $a$  และ  $b$  ของแก๊สชนิดต่างๆ

Substance	$a(L^2\text{-atm/mol}^2)$	$b(L/mol)$
He	0.0341	0.02370
Ne	0.211	0.0171
Ar	1.34	0.0322
Kr	2.32	0.0398
Xe	4.19	0.0510
H <sub>2</sub>	0.244	0.0266
N <sub>2</sub>	1.39	0.0391
O <sub>2</sub>	1.36	0.0318
Cl <sub>2</sub>	6.49	0.0562
HCl	5.46	0.0305
CH <sub>4</sub>	2.25	0.0428
CO <sub>2</sub>	3.59	0.0427
CCl <sub>4</sub>	20.4	0.1383

ตัวอย่างที่ 17 จงคำนวณความดันแก๊ส CO<sub>2</sub> 10.0 โมลในภาชนะ 2 ลิตร ที่ 47 °C โดยเปรียบเทียบผลการคำนวณโดยใช้ ก. สมการแก๊สสมบูรณ์แบบ ข. สมการแวนเดอร์วาลส์

วิธีทำ      ก.  $P = \frac{nRT}{V}$

$$= \frac{(10.0\text{mol})(0.0821\text{L}\cdot\text{atm}\cdot\text{mol}^{-1}\text{K}^{-1})(320\text{K})}{2.00\text{L}}$$

= 131.4 atm                      **ตอบ**

$$\begin{aligned}
 \text{ข. } P &= \frac{nRT}{V - nb} - \frac{an^2}{V^2} \\
 &= \frac{(10.0\text{mol})(0.0821\text{L}\cdot\text{atm}\cdot\text{mol}^{-1}\text{K}^{-1})}{(2.00\text{L}) - (10.0\text{mol})(0.0427\text{Lmol}^{-1})} - \frac{(3.59\text{atm}\cdot\text{L}^2\text{mol}^{-2})(10.0\text{mol})^2}{(2.00\text{L})^2} \\
 &= 167.3 - 89.8 \\
 &= 77.5 \text{ atm} \quad \text{ตอบ}
 \end{aligned}$$

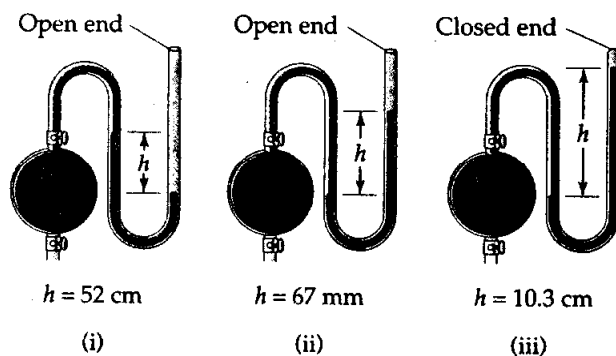
จะสังเกตเห็นว่าค่า 167.3 atm เป็นค่าความดันที่ได้แก้ไขส่วนที่เกี่ยวข้องกับปริมาตรของโมเลกุล ซึ่งมีค่าสูงกว่าค่าความดัน 131.4 atm ที่คำนวณจากสมการแก๊สสมบูรณ์แบบ ทั้งนี้เนื่องจากปริมาตรที่โมเลกุลมีอิสระในการเคลื่อนที่มีน้อยกว่าปริมาตรของภาชนะ (2.0L) ทำให้จำนวนครั้งที่โมเลกุลของแก๊สมีโอกาสนชนภาชนะได้มากขึ้น

ส่วนค่า 89.8 atm เป็นค่าความดันที่แก้ไขส่วนที่เกี่ยวข้องกับกับแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุล เมื่อลบค่าออกจากค่า 167.3 atm ทำให้ความดันแก๊สในภาชนะลดลงเหลือเท่ากับ 77.5 atm สรุปได้ว่า แรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลเป็นปัจจัยหลักที่ทำให้แก๊สมีความดันลดลง

**ตัวอย่างฝึกหัด** ถ้าแก๊สสมบูรณ์แบบ 1.00 mol บรรจุในภาชนะขนาด 22.4 L ที่อุณหภูมิ 0°C มีความดันเท่ากับ 1 atm ถ้าวาง ถ้าแก๊ส Cl<sub>2</sub> จำนวน 1.00 mol บรรจุในภาชนะขนาดเดียวกันนี้ ที่อุณหภูมิ 0°C จะมีค่าความดันเท่าใด และอธิบายเหตุผลประกอบ เมื่อเปรียบเทียบกับแก๊สสมบูรณ์แบบ (ตอบ 0.990 atm)

## แบบฝึกหัด

- 1) จงหาความดันที่กระทำกับร่างกายของนักประดาน้ำที่ดำน้ำลงไปลึก 28 ฟุต จากระดับผิวน้ำ ขณะที่ความดันบรรยากาศที่ผิวน้ำเท่ากับ 0.98 atm (ตอบ 1.81 atm)
- 2) โลหะอลูมิเนียมทรงสี่เหลี่ยมลูกบาศก์ มีความยาวขอบด้านละ 25.0 cm. วางอยู่บนพื้นที่เรียบ จงคำนวณหาความดัน (หน่วย Pa) ที่กระทำบนพื้นที่นี้ ให้ความหนาแน่นของอลูมิเนียมเท่ากับ  $2.70 \text{ g/cm}^3$
- 3) มาโนมิเตอร์ที่ใช้วัดความดันของแก๊สในภาชนะ ดังปรากฏในภาพ

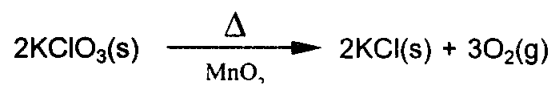


ถามว่า

- ก. เราจำเป็นต้องทราบค่าความดันบรรยากาศหรือไม่ ขณะที่ใช้มาโนมิเตอร์แบบปลายเปิด หรือแบบปลายปิด
  - ข. ถ้าความดันบรรยากาศขณะนั้นเท่ากับ 0.975 atm จงหาความดันของแก๊สที่บรรจุในภาชนะ ตามแต่ละกรณีดังปรากฏในรูป
  - ค. ถ้าของเหลวที่บรรจุในหลอดด้วยเป็นกลีเซอรอล ซึ่งมีความหนาแน่นเท่ากับ  $1.26 \text{ g/cm}^3$  จงหาความดันของแก๊สในภาชนะ
- 4) แก๊สชนิดหนึ่งมีปริมาตร 500 mL. มีความดัน 1.50 atm ทำให้อุณหภูมิคงที่ จงหาปริมาตรของแก๊สนี้ที่ความดัน ก. 1.00 atm ข. 5.00 atm ค. 0.50 atm
  - 5) ถังบรรจุแก๊ส He ขนาด 10.0 L มีความดัน 150 atm ถ้าปล่อยแก๊สนี้บรรจุลงในลูกโป่งแต่ละลูกมีปริมาตร 1.50 L และความดัน 1.00 atm จนหมดถัง ถามว่าได้จำนวนลูกโป่งกี่ลูก
  - 6) แก๊สชนิดหนึ่งมีปริมาตร 2.50 L ที่อุณหภูมิ  $20^\circ\text{C}$  ถ้าให้ความดันแก๊สคงที่
    - ก) จงหาปริมาตรของแก๊สนี้ที่อุณหภูมิ  $200^\circ\text{C}$
    - ข) ณ ที่อุณหภูมิใด ( $^\circ\text{C}$ ) ปริมาตรของแก๊สจึงจะเท่ากับ 3.00 L

- 7) ภาชนะใบหนึ่งบรรจุแก๊ส วัดความดันได้ 2.00 atm ที่อุณหภูมิ 25°C
- ก) จงหาความดันในภาชนะ เมื่ออุณหภูมิเพิ่มขึ้นเป็น 75°C
- ข) ณ ที่อุณหภูมิใด (°C) จึงจะมีความดันเท่ากับ 10.0 atm
- 8) จากสมการแก๊สสมบูรณ์แบบ จงคำนวณหาค่าต่างๆ ดังต่อไปนี้
- ก) ความดัน (atm) ของแก๊ส ที่มีจำนวนโมลเท่ากับ  $8.25 \times 10^{-2}$  mol มีปริมาตร 174 mL ที่อุณหภูมิ -15°C
- ข) จำนวนโมลของแก๊สที่มีปริมาตร 6.38 L ที่อุณหภูมิ 35°C และมีความดัน 955 torr.
- ค) ปริมาตร (L) ของแก๊สที่มีจำนวนโมลเท่ากับ 2.95 mol มีความดัน 0.76 atm ที่อุณหภูมิ 52°C
- ง) อุณหภูมิสัมบูรณ์ของแก๊สที่มีจำนวนโมลเท่ากับ  $9.87 \times 10^{-2}$  mol มีปริมาตร 164 L ความดัน 682 torr.
- 9) จงคำนวณหาปริมาตร (L) ของแก๊ส CO<sub>2</sub> จำนวน 3.00 g ที่อุณหภูมิ 100°C และความดัน 0.350 atm (ให้ C = 12.0, O = 16.0)
- 10) ถ้าให้อุณหภูมิคงที่ที่ 50°C จงหาความดันของแก๊ส N<sub>2</sub> ที่มีความหนาแน่น 0.500 g/L (ให้ N = 14.0)
- 11) แก๊สชนิดหนึ่ง มีความหนาแน่น 0.572 g/L ที่อุณหภูมิ 90°C มีความดัน 0.500 atm จงหาน้ำหนักโมเลกุลของแก๊สนี้
- 12) กระบออสเปย์มีปริมาตร 325 mL บรรจุแก๊สขั้วตันชนิดโพรเพน (C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>) จำนวน 3.0 g จงหาความดันของแก๊สในกระบออสเปย์นี้ ที่อุณหภูมิ 28°C
- 13) ในแต่ละครั้งที่คนเราหายใจนำอากาศเข้าปอดมีปริมาตร 1.05 L ที่ความดัน 740 torr ณ อุณหภูมิร่างกาย 37°C จงคำนวณหาจำนวนโมเลกุลของอากาศ
- 14) ถังเหล็กกล้าใบหนึ่งมีปริมาตร 42.0 L ภายในบรรจุแก๊ส O<sub>2</sub> มีความดัน 18,000 kPa ที่อุณหภูมิ 23°C จงคำนวณหา
- ก) ปริมาณแก๊ส O<sub>2</sub> ในถังนี้
- ข) ปริมาตรของแก๊สที่ STP
- 15) จากปฏิกิริยาเคมี  $2\text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \longrightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4(\text{aq})$   
 จงคำนวณหาปริมาตรของแก๊ส NH<sub>3</sub> ที่ 20°C ความดัน 25.0 atm ที่ใช้ทำปฏิกิริยากับ H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> จำนวน 150 kg.
- 16) แก๊สผสมประกอบด้วย He 0.538 mol, Ne 0.315 mol และ Ar 0.103 โมล บรรจุอยู่ในภาชนะขนาด 7.00 L ที่อุณหภูมิ 25°C

- ก) จงคำนวณหาความดันย่อยของแก๊สแต่ละชนิดในแก๊สผสมนี้
- ข) จงคำนวณหาความดันรวมของแก๊สผสม
- 17) แก๊สผสมประกอบด้วย  $N_2$  3.50 g,  $H_2$  2.15g และ  $NH_3$  5.27g ถ้าความดันรวมของแก๊สผสมนี้เป็น 2.50 atm จงหาความดันย่อยของแก๊สแต่ละชนิดในแก๊สผสมนี้
- 18) แก๊สผสม A และ B บรรจุในภาชนะปิด ถ้าเติมแก๊ส C ผสมในภาชนะใบเดียวกันนี้ ณ อุณหภูมิเดียวกัน ถามว่าแก๊ส C ที่เติมนี้มีผลอย่างไรต่อ
- ก) ความดันย่อยของแก๊ส A
- ข) ความดันรวมในภาชนะ
- ค) สัดส่วนโมลของแก๊ส B
- 19) แก๊ส  $N_2$  มีความดัน 3.80 atm บรรจุในภาชนะ 1.00 L ที่อุณหภูมิ  $26^\circ C$  ส่วนแก๊ส  $O_2$  มีความดัน 4.75 atm บรรจุในภาชนะ 5.00 L ที่อุณหภูมิ  $26^\circ C$  แก๊สทั้งสองถูกถ่ายเทบรรจุในภาชนะใหม่ขนาด 10.0 L ที่อุณหภูมิ  $20^\circ C$  จงหาความดันรวมของแก๊สผสมนี้
- 20) แก๊สผสมซึ่งประกอบ  $CO$  มีความดันย่อย 0.20 atm และ  $CO_2$  มีความดันย่อย 0.60 atm
- ก) จงหาสัดส่วนโมลของแก๊สแต่ละชนิดในแก๊สผสมนี้
- ข) จงหาจำนวนโมลรวมของแก๊สผสมนี้ ในภาชนะขนาด 11.6 L ที่อุณหภูมิ  $50^\circ C$
- ค) น้ำหนักของแก๊สแต่ละชนิดในแก๊สผสม
- 21) แก๊สชนิดหนึ่งเตรียมได้โดยแทนที่น้ำในภาชนะที่มีความจุ 75 mL และมีความดัน 0.987 atm ที่  $22^\circ C$  จงหาปริมาตรของแก๊สแห้ง (ที่ไม่มีไอน้ำปน) ที่  $100^\circ C$  และ ความดัน 1.00 atm ความดันไอน้ำที่  $22^\circ C$  เท่ากับ 19.83 torr.
- 22) ในการเตรียมแก๊ส  $H_2$  จากปฏิกิริยา  $Zn(s) + H_2SO_4(aq) \longrightarrow ZnSO_4(aq) + H_2(g)$  แก๊ส  $H_2$  ถูกรวบรวมโดยแทนที่น้ำมีปริมาตร 159 mL ที่อุณหภูมิ  $24^\circ C$  วัดความดันได้ 738 torr จงหาปริมาณโลหะ Zn ที่ใช้ในปฏิกิริยาเตรียมแก๊ส  $H_2$  นี้ ความดันไอน้ำที่  $24^\circ C$  เท่ากับ 22.38 torr
- 23) ในห้องปฏิบัติการแก๊ส  $O_2$  เตรียมได้จากปฏิกิริยา



จงหาปริมาตรของ  $O_2$  ที่ถูกรวบรวมโดยแทนที่น้ำที่  $23^\circ C$  จากปฏิกิริยาการเผา  $KClO_3$  0.357 g ความดันบรรยากาศขณะทดลองเท่ากับ 742 torr ความดันไอน้ำที่  $23^\circ C$  เท่ากับ 21.07 ทอร์

