

# บทที่ 1

## สมบัติของแก๊ส

### 1.1 บทนำ

โดยทั่วไปสสารแบ่งออกเป็น 3 สถานะ คือ ของแข็ง ของเหลว และแก๊ส สถานะแก๊สเป็นสถานะที่ง่ายที่สุดที่สามารถอธิบายได้ ทั้งทางทฤษฎีและทางการทดลอง การศึกษาเกี่ยวกับเรื่องของสารต่างๆ ในสถานะแก๊สนี้ จะสามารถให้ข้อมูลและตัวอย่างของวิธีการทางวิทยาศาสตร์ได้เป็นอย่างดี นอกจากนี้จะแสดงให้เห็นถึงปฏิกิริยาเคมีที่เกิดขึ้นแล้วยังสามารถนำไปสู่การคำนวณ ทางปริมาณสารสัมพันธ์ได้อีกด้วย

ลักษณะของแก๊ส คือ ไม่มีรูปร่างหรือปริมาตรที่แน่นอน มีแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลน้อย ทำให้มีการฟุ้งกระจาย เพราะโมเลกุลมีการเคลื่อนที่ด้วยความเร็ว และไม่มีทิศทางที่แน่นอน เมื่อเคลื่อนที่ไปชนผนังภาชนะ จะทำให้เกิดความดัน สามารถถูกอัดได้ง่ายและมากกว่าของเหลว ถ้าแก๊สมีการเปลี่ยนอุณหภูมิและความดัน จะทำให้ปริมาตรเปลี่ยนแปลง โดยปริมาตรของแก๊สจะมีส่วนผกผันกับความดันที่มากกระทำ และเมื่อนำแก๊สหลายชนิดมาใส่ในภาชนะเดียวกัน จะเกิดการรวมกันเป็นเนื้อเดียวอย่างสมบูรณ์ (ทบทวมหาวิทยาลัย, 2541)

คุณสมบัติบางประการของแก๊สที่แตกต่างจาก ของแข็งและ ของเหลว คือ

- 1) แก๊สมีลักษณะโปร่งใส
- 2) มีความหนาแน่นน้อยกว่าของแข็งและของเหลว
- 3) รูปร่างและปริมาตรไม่แน่นอน ขึ้นอยู่กับภาชนะที่บรรจุ
- 4) อนุภาคของแก๊สอยู่ห่างกันมากกว่าของแข็งและของเหลว
- 5) เมื่อมีการเปลี่ยนแปลงอุณหภูมิ ปริมาตรของแก๊สจะเปลี่ยนแปลงได้มากกว่าของแข็งและของเหลว
- 6) แก๊สสามารถถูกอัดได้มากกว่าของเหลว

นักวิทยาศาสตร์ได้เริ่มศึกษาเกี่ยวกับแก๊สอย่างเป็นทางการเป็นรูปแบบในปี ค.ศ.1660 Robert Boyle ได้ทำการศึกษาเกี่ยวกับความดันของแก๊ส โดยคิดว่าอากาศเป็นอนุภาคเล็กที่มีมวลและมีการยึดเหนี่ยวได้ ซึ่งต่อมาได้กลายเป็นกฎที่เรียกว่า กฎของบอยล์ ในระหว่างปี ค.ศ.1805 – 1815 Joseph Louis Gay-Lussac ได้ศึกษาการรวมตัวโดยปริมาตรของแก๊สชนิดหนึ่ง แล้วได้แก๊สอีกชนิดหนึ่ง และผลการศึกษาได้รับการยืนยันโดยสมมติฐานของอาโวกาโดร (Amaedeo Avogadro, 176 – 1856)

ต่อมาในปี ค.ศ.1858 Stanislav Cannizzaro ได้ใช้สมมติฐานของอาโวกาโดรในการคำนวณน้ำหนักอะตอมของธาตุจนได้ทฤษฎีจลน์โมเลกุลของแก๊สขึ้น

การศึกษาเกี่ยวกับพฤติกรรมของแก๊ส มีตัวแปรที่สำคัญ คือ อุณหภูมิ ปริมาตร ความดัน และ ปริมาณของแก๊สหรือจำนวนโมลของแก๊สนั่นเอง และเพื่อความสะดวกในการศึกษาเกี่ยวกับแก๊ส นักวิทยาศาสตร์ได้แบ่งแก๊สออกเป็น 2 ชนิด คือ

1. แก๊สอุดมคติ หรือแก๊สสมมติ (Ideal gas) คือแก๊สที่ไม่มีอยู่จริง และมีสมบัติคือ ไม่มีขนาดโมเลกุล และไม่มีแรงกระทำระหว่างโมเลกุล โดยจะมีพฤติกรรมเป็นไปตามกฎต่างๆของแก๊สอุดมคติ

2. แก๊สจริง (Real gas) เป็นแก๊สที่มีอยู่จริงตามธรรมชาติ มีแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุล มีขนาดของโมเลกุล ไม่เป็นไปตามกฎของแก๊สอุดมคติ แต่แก๊สจริงจะมีพฤติกรรมใกล้เคียงกับแก๊สอุดมคติเมื่อมีความดันต่ำมากๆ หรือมีอุณหภูมิสูงมากๆ

## 1.2 ตัวแปรที่สำคัญของแก๊ส

จากที่กล่าวมาแล้วข้างต้น ตัวแปรที่มีความสำคัญในการศึกษาพฤติกรรมของแก๊ส คือ ปริมาตร อุณหภูมิ และความดัน

### 1.2.1 ปริมาตรของแก๊ส (Volume; V)

เนื่องจากโมเลกุลของแก๊ส มีการเคลื่อนที่อย่างอิสระ และมีการพุ่งกระจายเต็มภาชนะที่บรรจุ ดังนั้น ปริมาตรของแก๊สจึงหมายถึง ปริมาตรของภาชนะที่บรรจุแก๊สนั้นๆ หน่วยของปริมาตรที่ใช้แสดงในตารางที่ 1.1

ตารางที่ 1.1 แสดงหน่วยของปริมาตรที่ใช้ทั่วไป และหน่วย SI\*

หน่วยที่ใช้ทั่วไป	หน่วย SI
ลิตร(L)	ลูกบาศก์เดซิเมตร (dm <sup>3</sup> )
มิลลิลิตร (mL)	ลูกบาศก์เซนติเมตร (cm <sup>3</sup> )
	ลูกบาศก์เมตร (m <sup>3</sup> )

\*International system of units

### 1.2.3 อุณหภูมิ (Temperature; T)

อุณหภูมิในที่นี้คืออุณหภูมิของแก๊สที่บรรจุในภาชนะ เครื่องมือที่ใช้วัดอุณหภูมิมียุคหลายชนิด ได้แก่ เทอร์มอมิเตอร์ (Thermometer) เทอร์มोकัปเปิล (Thermocouple) และมาตรอุณหภูมิสูง (Pyrometer) โดยเครื่องมือที่นิยมและง่ายต่อการใช้อวัดอุณหภูมิ คือ เทอร์มอมิเตอร์

หน่วยของอุณหภูมิมียุคหลายแบบ ขึ้นกับเครื่องมือที่ใช้วัด เช่น องศาเซลเซียส ( $^{\circ}\text{C}$ ) องศาฟาเรนไฮต์ ( $^{\circ}\text{F}$ ) และ เคลวิน (K) เป็นต้น ในการศึกษาเกี่ยวกับแก๊ส นิยมใช้หน่วย เคลวิน ซึ่งมีความสัมพันธ์กับหน่วยองศาเซลเซียส ดังนี้

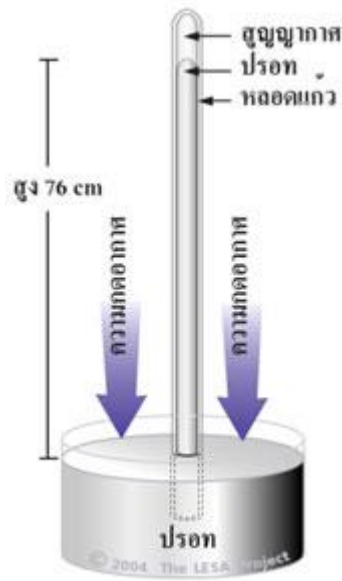
$$\text{K} = 273.15 + ^{\circ}\text{C}$$

### 1.2.3 ความดัน (Pressure; P)

คือแรงกระทำต่อหน่วยพื้นที่ ถ้าแก๊สบรรจุในภาชนะ ความดันของแก๊สจะเกิดจากการที่โมเลกุลของแก๊สเคลื่อนที่ไปชนผนังภาชนะบรรจุ หน่วยของความดันของแก๊สมียุคหลายหน่วย เช่น นิวตันต่อตารางเมตร ( $\text{N m}^{-2}$ ) ไดน์ต่อตารางเซนติเมตร ( $\text{dyne cm}^{-2}$ ) ปอนด์ต่อตารางนิ้ว ( $\text{lb in}^{-2}$ ) มิลลิเมตรปรอท (mmHg) ทอร์รี่ (Torr) บรรยากาศ (atm) ปิเอสไอ (psi) และ ปาสคาล (Pa) ซึ่งในแต่ละหน่วยมีความสัมพันธ์กันดังนี้

$$\begin{aligned} 1 \text{ บรรยากาศ (atm)} &= 760 \text{ mmHg} \\ &= 750 \text{ torr} \\ &= 14.7 \text{ lb in}^{-2} \\ &= 1.011325 \times 10^6 \text{ dyne cm}^{-2} \\ &= 1.01325 \times 10^6 \text{ N m}^{-2} \\ &= 1.01325 \times 10^6 \text{ Pa} \end{aligned}$$

การวัดความดันบรรยากาศ สามารถวัดได้จากเครื่องมือที่เรียกว่า บารอมิเตอร์ที่สร้างโดยนักฟิสิกส์ชาวอิตาลี Evangelista Torricelli ในปีค.ศ.1643 ดังรูปที่ 1.1 ประกอบไปด้วยหลอดแก้วที่มีปลายด้านหนึ่งปิดสนิท บรรจุปรอทจนเต็ม ค่วาลงในอ่างที่บรรจุปรอทไว้เช่นกัน ถ้าปรอทจะลดลงเล็กน้อย ทำให้เกิดที่ว่างเป็นสุญญากาศเหนือลำปรอทในหลอดแก้ว เรียกว่า ที่ว่างตอร์ริเชลลี (Torricellian vacuum)



รูปที่ 1.1 บารอมิเตอร์ปรอท  
(ที่มา: ทบวงมหาวิทยาลัย, 2541)

จากรูปที่ 1.1 การที่ปรอทค้างอยู่ในหลอดแก้วได้นั้น เป็นเพราะมีอากาศกดอยู่ที่ผิวของปรอทในอ่าง แสดงว่าความดันของอากาศที่กดบนผิวของปรอทในอ่าง เท่ากับความดันเนื่องจากมวลของปรอทที่อยู่ในหลอดแก้วเหนือระดับปรอทในอ่าง

ความดันที่เกิดจากมวลของปรอทในหลอดแก้วเหนือระดับปรอทในอ่างคำนวณได้ดังนี้

$$\text{ความดัน} = \frac{\text{แรง}}{\text{พื้นที่}}$$

กำหนดให้ P คือ ความดัน F คือ แรง และ A คือ พื้นที่ จะได้

$$P = \frac{F}{A} \quad (1.1)$$

จากกฎของนิวตัน  $F = ma$  เมื่อ m คือ มวล และ g คือ ความเร่งเนื่องจากแรงโน้มถ่วงของโลก แทนค่า F ใน (1.1)

$$P = \frac{mg}{A} \quad (1.2)$$

จาก  $D = \frac{m}{V}$  ;  $m = DV$

แทนค่า m ใน (1.2) จะได้  $P = \frac{DVg}{A} \quad (1.3)$

A คือพื้นที่หน้าตัดของปรอท ดังนั้น  $A = \pi r^2$

V คือปริมาตรของปรอทในหลอดแก้ว ดังนั้น  $V = \pi r^2 h$

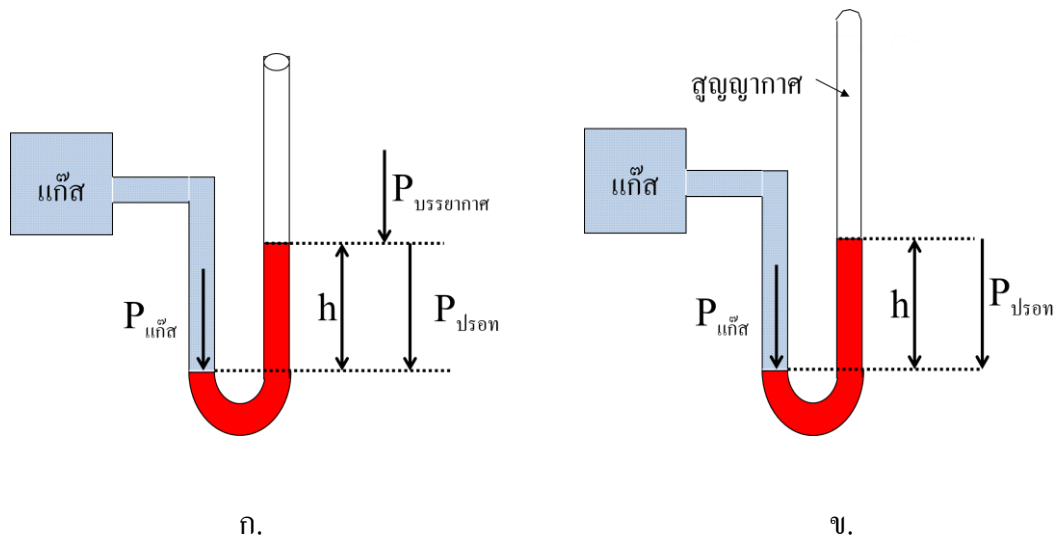
แทนค่า A และ V ใน (1.3) จะได้

$$P = \frac{D\pi r^2 hg}{\pi r^2}$$

$$P = Dgh \quad (1.4)$$

จากสมการ 1.4 จะเห็นว่า D และ g เป็นค่าคงที่ ดังนั้น ความดันจึงแปรผันโดยตรงกับความสูงของปรอทในหลอดแก้ว

สำหรับการวัดความดันของแก๊ส จะใช้เครื่องมือ แมนอมิเตอร์ (Manometer) ซึ่งทำเป็นหลอดแก้วรูปตัวยู ภายในบรรจุปรอท หรือของเหลวอื่นที่ทราบความหนาแน่น มี 2 ชนิด คือ แมนอมิเตอร์ชนิดปลายเปิด และแมนอมิเตอร์ชนิดปลายปิด ดังแสดงในรูปที่ 1.2



รูปที่ 1.2 แสดงแมนอมิเตอร์ ก. ชนิดปลายเปิด และ ข. ชนิดปลายปิด

จากรูป 1.2 ก. แมนอมิเตอร์ชนิดปลายเปิด สามารถหาความดันของแก๊สได้จาก

$$P_{\text{แก๊ส}} = P_{\text{บรรยากาศ}} + P_{\text{ปรอท}}$$

จากสมการ ค่าความดันบรรยากาศอ่านค่าได้จากบารอมิเตอร์ และความดันเนื่องจากความสูงของปรอท  $h$  คำนวณได้จากสมการที่ 1.4 จากรูป 1.2 ก. ถ้าระดับปรอทที่ต่ออยู่กับแก๊ส สูงกว่าระดับปรอททางปลายเปิด แสดงว่าความดันของแก๊สน้อยกว่าความดันบรรยากาศ

$$P_{\text{แก๊ส}} = P_{\text{บรรยากาศ}} - P_{\text{ปรอท}}$$

จากรูป 1.2 ข. เป็นแมนอมิเตอร์ชนิดปลายปิด ถ้าลำปรอทในหลอดแก้วปลายปิด สูงกว่าระดับปรอทที่ต่ออยู่กับแก๊สเท่ากับ  $h$  ความดันของแก๊สจะเท่ากับความดันเนื่องจากปรอทสูงเท่ากับ  $h$

$$P_{\text{แก๊ส}} = P_{\text{ปรอท}}$$

ในความเป็นจริงปรอทจะมีความดันไอ แต่เนื่องจากความดันไอของปรอทมีค่าน้อยมาก จึงไม่คิดค่าความดันไอของปรอท

#### 1.2.4 อุณหภูมิและความดันมาตรฐาน(Standard Temperature and Pressure; STP)

ความดันมาตรฐาน หมายถึง ความดันเฉลี่ยของบรรยากาศที่ระดับน้ำทะเล ที่ทำให้ปรอทขึ้นไปถึง 760 มิลลิเมตร ที่ 0 องศาเซลเซียส มีค่าเท่ากับ 1 บรรยากาศ

เพื่อความสะดวกในการเปรียบเทียบ จึงกำหนดค่าอุณหภูมิและความดันมาตรฐาน ดังนี้

- อุณหภูมิมาตรฐาน คือ  $0^{\circ}\text{C}$  หรือ  $273.15\text{ K}$

- ความดันมาตรฐาน คือ  $1\text{ atm}$  หรือ  $1.01325 \times 10^5$  ปาสคาล(หรือ  $\text{N m}^{-2}$ ) หรือเท่ากับ 760 ทอร์รี่

### 1.3 กฎของบอยล์ (Boyle's law)

ในปี ค.ศ.1662 โรเบิร์ต บอยล์(Robert boyle) ได้ทำการทดลองเพื่อศึกษาความสัมพันธ์ระหว่างความดันกับปริมาตรของแก๊ส ที่อุณหภูมิและมวลของแก๊สคงที่ ผลที่ได้สามารถสรุปเป็นกฎของบอยล์ ได้ว่า “ณ อุณหภูมิและมวลของแก๊สคงที่ ปริมาตรของแก๊สจะเป็นสัดส่วนผกผันกับความดันของแก๊สนั้น” ซึ่งเขียนเป็นความสัมพันธ์ทางคณิตศาสตร์ได้ดังนี้

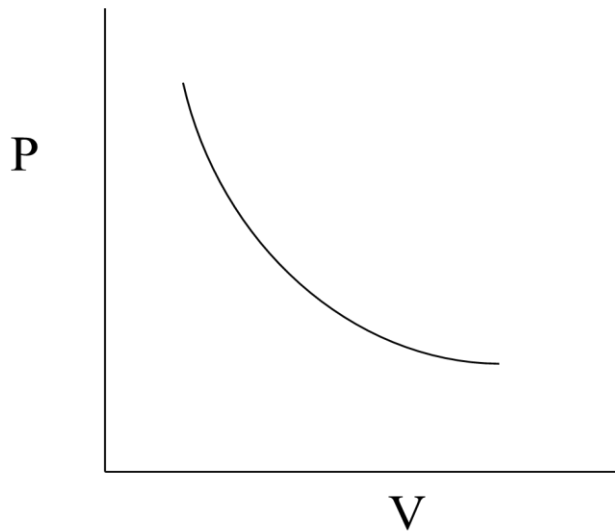
$$V \propto \frac{1}{P} \quad \text{เมื่อ } T \text{ และ } n \text{ คงที่}$$

ดังนั้น	$V = \frac{k}{P}$	$k$ คือ ค่าคงที่
จะได้	$PV = k$	(1.5)
กำหนดให้	$V =$ ปริมาตรของแก๊ส	
	$P =$ ความดัน	
	$T =$ อุณหภูมิ	
	$n =$ จำนวนโมลของแก๊ส	

จากสมการ 1.5 เมื่อความดันของแก๊สเปลี่ยนจาก  $P_1$  เป็น  $P_2$  และปริมาตรเปลี่ยนจาก  $V_1$  เป็น  $V_2$  จะได้

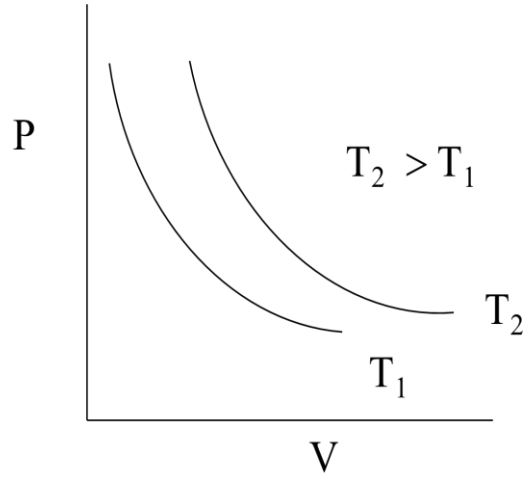
$$P_1V_1 = P_2V_2 \quad (1.6)$$

เมื่อนำข้อมูลที่ได้จากการทดลองของบอยล์มาเขียนเป็นกราฟความสัมพันธ์ระหว่างความดันกับปริมาตร จะได้กราฟที่มีลักษณะเป็นไฮเพอร์โบลา(Hyperbola) เรียกว่า ไอโซเทอม(Isotherm) ดังรูป 1.3



รูปที่ 1.3 กราฟแสดงความสัมพันธ์ระหว่างความดัน และปริมาตร ตามกฎของบอยล์

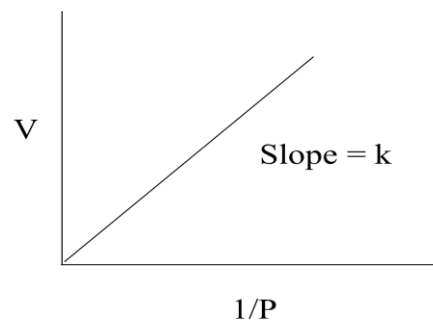
เมื่อเปลี่ยนแปลงอุณหภูมิ จะทำให้ไอโซเทอมที่ได้เปลี่ยนไปดังรูป 1.4



**รูปที่ 1.4** กราฟแสดงความสัมพันธ์ระหว่างความดัน และปริมาตร ตามกฎของบอยล์ ที่อุณหภูมิต่างกัน (ที่มา: ทบวงมหาวิทยาลัย, 2541)

จากสมการ  $V = \frac{k}{P}$  สามารถเปลี่ยนรูปสมการให้อยู่ในรูปของสมการเส้นตรง ได้เป็น

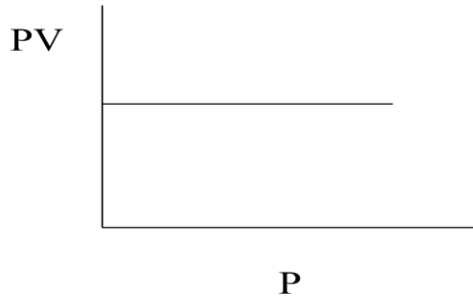
$V = k \left( \frac{1}{P} \right)$  เมื่อเขียนกราฟระหว่าง  $V$  กับ  $1/P$  จะได้กราฟเส้นตรงผ่านจุด origin และมีความชันเท่ากับ  $k$  ดังรูป



**รูปที่ 1.5** กราฟแสดงความสัมพันธ์ระหว่าง  $V$  กับ  $1/P$



ถ้าเขียนกราฟระหว่าง PV กับ P จะได้กราฟเส้นตรงขนานแกน x ดังรูป



รูปที่ 1.6 กราฟแสดงกราฟระหว่าง PV กับ P

ตัวอย่างที่ 1.1 แก๊สชนิดหนึ่ง มีปริมาตร  $350 \text{ cm}^3$  มีสภาวะอยู่ภายใต้ความดัน  $0.92 \text{ atm}$  ที่อุณหภูมิ  $21^\circ \text{C}$  จงหาปริมาตรของแก๊สนี้ที่  $1.40 \text{ atm}$  ณ อุณหภูมิเดียวกันนี้

วิธีทำ จากโจทย์ อุณหภูมิ (T) คงที่

$$V_1 = 350 \text{ cm}^3$$

$$P_1 = 0.92 \text{ atm}$$

$$P_2 = 1.40 \text{ atm}$$

$$V_2 = ?$$

จากสมการ

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$V_2 = P_1 V_1 / P_2$$

แทนค่าจากโจทย์

$$\begin{aligned} V_2 &= (0.92 \text{ atm} \times 350 \text{ cm}^3) / 1.40 \text{ atm} \\ &= 230 \text{ cm}^3 \end{aligned}$$

ตอบ

#### 1.4 กฎของชาร์ล (Charles's law)

ปีค.ศ. 1787 Jacques A.C. Charles นักฟิสิกส์ชาวฝรั่งเศส ได้ทำการทดลองเกี่ยวกับแก๊สพบว่าแก๊สแต่ละชนิดขยายตัวได้เท่าๆกัน

ต่อมาในปี ค.ศ. 1802 – 1805 Joseph Louis Gay-Lussac นักเคมีและฟิสิกส์ชาวฝรั่งเศส ได้ทดลองในทำนองเดียวกับชาร์ล แต่มีความละเอียดกว่า โดยทำการศึกษาปริมาตรของแก๊สที่อุณหภูมิต่างๆ ภายใต้ความดันคงที่ พบว่า “ถ้าให้ความดันคงที่ ปริมาตรของแก๊สใดๆ ที่จำนวนโมลคงที่ จะ

เพิ่มขึ้น  $1/273.15$  เท่าของปริมาตรเดิมของแก๊สนั้นที่ 0 องศาเซลเซียส ทุกๆครั้งที่มีการเพิ่มอุณหภูมิให้สูงขึ้น 1 องศาเซลเซียส” เรียกว่า กฎของชาร์ล ซึ่งเขียนเป็นสมการได้ว่า

$$V_t = V_0(1 + \alpha t) \quad (1.7)$$

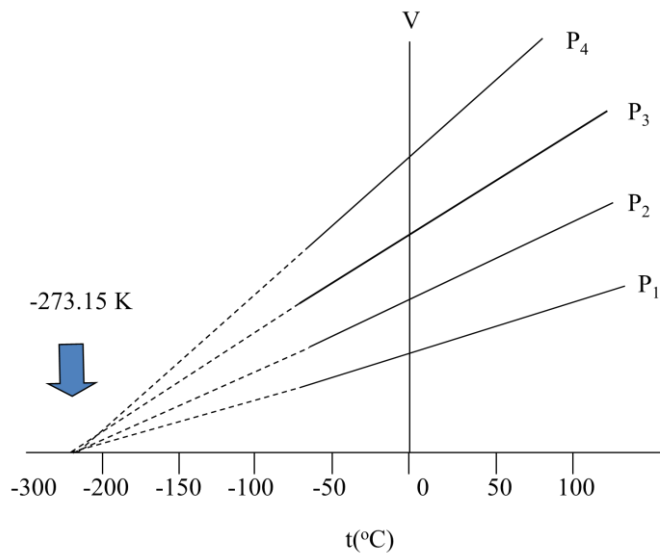
$$V_t = V_0 + V_0\alpha t \quad (1.8)$$

เมื่อ  $V_t$  เป็นปริมาตรของแก๊สที่อุณหภูมิ  $t$  °C

$V_0$  เป็นปริมาตรของแก๊สที่ 0 °C

$t$  เป็นอุณหภูมิของแก๊สในหน่วย °C

$\alpha$  เป็นสัมประสิทธิ์ของการขยายตัว (coefficient of expansion) เมื่อความดันคงที่ ค่า  $\alpha$  จะมีค่าเท่ากันไม่ว่าจะเป็นแก๊สชนิดใดๆ และจะเปลี่ยนแปลงไปได้ในช่วงหนึ่ง แต่จะมีค่าคงที่ที่อุณหภูมิต่ำ และสูงมากๆ จากสมการที่ 1.8 เมื่อนำข้อมูลที่ได้จากการทดลองนี้มาเขียนกราฟความสัมพันธ์ระหว่างปริมาตรของแก๊ส กับอุณหภูมิจะได้กราฟเส้นตรง ความชันเท่ากับ  $V_0\alpha$  และตัดแกน  $y$  ที่ค่า  $V_0$  ดังแสดงในรูป 1.7



รูปที่ 1.7 แสดงกราฟระหว่าง  $V$  และ  $t$  ที่ความดันคงที่ ( $P_1 > P_2 > P_3 > P_4$ ) (ที่มา: Chang, 1992)

จากกราฟจะตัดแกน  $x$  ที่  $-273.15$  °C หรือ 0 K เสมอ เมื่อพิจารณาจากกราฟจะสังเกตได้ว่า ที่อุณหภูมินี้ ปริมาตรของแก๊สเป็นศูนย์ แต่ความจริง สารจะเปลี่ยนเป็น ของแข็ง และจากกราฟจะพบว่าค่า  $\alpha$  เป็นค่าที่แน่นอน เท่ากับ  $1/273.15$  ดังนั้นเมื่อแทนค่า  $\alpha$  ลงในสมการ 1.7 จะได้

$$V_t = V_0(1 + t/273.15) \quad (1.9)$$

$$V_t = V_0 + V_0 t/273.15 \quad (1.10)$$

$$V_t = V_0/273.15(273.15 + t) \quad (1.11)$$

เมื่อ  $273.15 + t = T(K)$  สมการ 1.11 จะได้

$$V_t = V_0 T/273.15$$

$$V_t = kT \quad ; k = V_0/273.15$$

$$\frac{V}{T} = k \quad (1.12)$$

จากสมการ 1.12 จะได้ความสัมพันธ์ระหว่างปริมาตรกับอุณหภูมิได้ว่า  $V \propto T$  ดังนั้นอาจนิยามกฎของชาร์ลได้อีกแบบว่า “เมื่อความดันคงที่ ปริมาตรของแก๊สที่มีจำนวนโมลคงที่ จะแปรผันโดยตรงกับอุณหภูมิสัมบูรณ์”

$T$  คืออุณหภูมิสัมบูรณ์ มีหน่วยเป็นเคลวิน  $k$  คือค่าคงตัว แก๊สที่มีปริมาตร  $V_1$  เปลี่ยนเป็นปริมาตร  $V_2$  และอุณหภูมิจาก  $T_1$  เปลี่ยนเป็น  $T_2$  จะได้ความสัมพันธ์ดังนี้

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad (1.13)$$

**ตัวอย่างที่ 1.2** แก๊สชนิดหนึ่งมีปริมาตร  $79.5 \text{ cm}^3$  ที่  $45^\circ\text{C}$  แก๊สจะมีปริมาตรเท่าใดที่  $0^\circ\text{C}$  ณ ความดันคงที่

วิธีทำ จากโจทย์  $P$  คงที่

$$V_1 = 79.5 \text{ cm}^3$$

$$t_1 = 45^\circ\text{C}$$

$$T_1 = 45 + 273.15 = 318.15 \text{ K}$$

$$t_2 = 0^\circ\text{C}$$

$$T_2 = 0 + 273.15 = 273.15 \text{ K}$$

$$V_2 = ?$$

จากสมการ

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

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

แทนค่า

$$V_2 = \frac{79.5 \text{ cm}^3 \times 273.15 \text{ K}}{318.15 \text{ K}}$$

$$= 68.3 \text{ cm}^3$$

ตอบ

จากการทดลองของโจเซฟ เกย์-ลุสแซค ( Joseph Gay-Lussac) พบว่า เมื่อ ปริมาตรคงที่

$$P \propto T$$

$$P = kT \quad (V \text{ คงที่})$$

$$\text{หรือ } P/V = k$$

เมื่อ k เป็นค่าคงที่ หรือเขียนได้ว่า

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = k \quad (1.14)$$

ตัวอย่างที่ 1.3 เมื่อบรรจุแก๊สลงในภาชนะขนาด 10 ลิตร(L) ที่อุณหภูมิ 273.15 K พบว่ามีความดัน 2.00 atm อยากทราบว่า ที่อุณหภูมิเท่าใด จึงจะมีความดัน 2.50 atm

วิธีทำ จากโจทย์ V คงที่

$$P_1 = 2.00 \text{ atm}$$

$$P_2 = 2.50 \text{ atm}$$

$$T_1 = 273.15 \text{ K}$$

$$T_2 = ?$$

จากสมการ

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

$$T_2 = \frac{T_1 P_2}{P_1}$$

แทนค่า

$$T_2 = \frac{273.15 \times 2.50 \text{ atm}}{2.00 \text{ atm}}$$

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

ตอบ

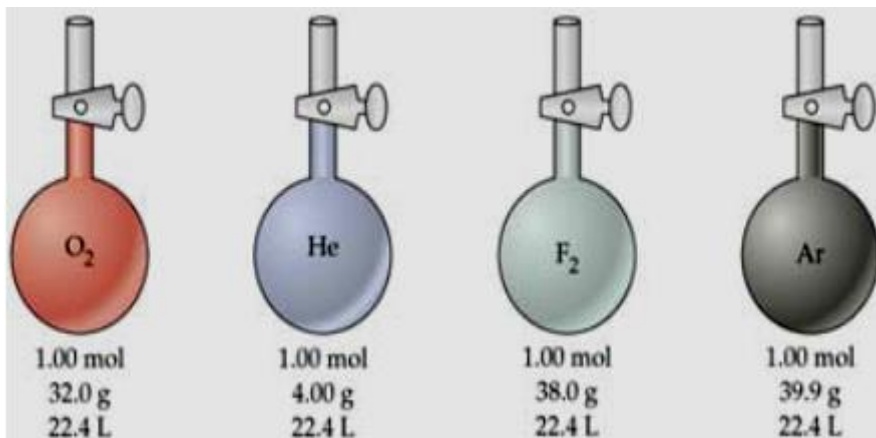
นอกจากนี้ Joseph Gay-Lussac ยังศึกษาเพิ่มเติมถึง การเปลี่ยนแปลง V เมื่อผสมแก๊ส 2 ชนิด ขึ้นไปมาทำปฏิกิริยากัน ได้ผลิตผลเป็นแก๊สที่ T และ P คงที่ พบว่า  $V_{\text{สารตั้งต้น}} / V_{\text{สารผลิตผล}} =$  อัตราส่วนระหว่างเลขจำนวนเต็มค่าน้อยๆเสมอ จากผลการทดลองนี้ทำให้อะมาดีโอ อาโวกาโดร (Amadeo Avogadro) เสนอ กฎของอาโวกาโดร (Avogadro's law) ว่า “ ภายใต้อุณหภูมิและความดันคงที่ แก๊สที่มีปริมาตรเท่ากันจะมีจำนวนโมเลกุลเท่ากัน” ดังแสดงในรูปที่ 1.8 กล่าวอีกอย่างคือ “ที่อุณหภูมิและความดันคงที่ ปริมาตรของแก๊สใดๆจะแปรผันตรงกับ จำนวนโมลของแก๊สนั้น” นั่นคือ

$$V \propto n \quad (1.15)$$

จะได้

$$V = kn \quad (1.6)$$

เมื่อ k คือค่าคงตัว และ n คือจำนวน โมลของแก๊ส



รูปที่ 1.8 แสดงความสัมพันธ์ของปริมาตรและโมเลกุลของแก๊สตามกฎของอาโวกาโดร (ที่มา: ทบวงมหาวิทยาลัย, 2541)

### 1.5 สมการรวมกฎของแก๊ส

เมื่อนำกฎของบอยล์ และ ชาร์ล มารวมกันจะทำให้เกิดเป็นสมการใหม่ เรียกว่าสมการรวมกฎของแก๊ส หรือกฎรวมแก๊ส ดังนี้

จากกฎของบอยล์ คือ	$V \propto \frac{1}{P}$	เมื่อ T และ n คงที่
และจากกฎของชาร์ล	$V \propto T$	เมื่อ P และ n คงที่

ดังนั้น  $V \propto \left(\frac{1}{P}\right)T$  (1.17)

จะได้  $V = k\left(\frac{1}{P}\right)T$  เมื่อ k เป็นค่าคงตัว

$$\frac{PV}{T} = k \quad \text{เมื่อ n คงที่} \quad (1.18)$$

ค่า k เป็นค่าคงตัว ซึ่งขึ้นกับปริมาณ หรือจำนวน โมลของแก๊ส จากสมการ 1.18 อาจเขียนได้เป็น

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad (1.19)$$

สมการที่ 1.19 เรียกว่า สมการรวมกฎของแก๊ส หรือกฎรวมแก๊ส

ตัวอย่างที่ 1.4 แก๊สชนิดหนึ่งมีปริมาตร 500 ml ที่ความดัน 1 atm อุณหภูมิ 0°C ถ้าเปลี่ยนแก๊สจำนวนนี้ที่ 10 atm อุณหภูมิ 100°C จะมีปริมาตรเท่าใด

วิธีทำ

$P_1 = 1 \text{ atm}$	$P_2 = 10 \text{ atm}$
$T_1 = 273.15 \text{ K}$	$T_2 = 373.15 \text{ K}$
$V_1 = 500 \text{ mL}$	$V_2 = ?$

จากสมการ

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

$$V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1}$$

แทนค่า

$$V_2 = \frac{1 \text{ atm} \times 500 \text{ mL} \times 373.15 \text{ K}}{273.15 \text{ K} \times 10 \text{ atm}}$$

$$= 68.3 \text{ mL}$$

ตอบ

## 1.6 กฎของแก๊สอุดมคติ (Ideal gas law)

แก๊สอุดมคติไม่มีในธรรมชาติ แต่มีรูปแบบที่นักวิทยาศาสตร์กำหนดขึ้นเพื่อเป็นแบบจำลอง หรือเป็นแนวทางที่จะใช้อธิบายพฤติกรรมของแก๊ส กฎของแก๊สอุดมคติ เป็นการรวมกฎของบอยล์ กฎของชาร์ล และกฎของอาโวกาโดรเข้าด้วยกัน ซึ่งจากการรวมกฎของบอยล์และกฎของชาร์ลเข้าด้วยกันจะได้กฎรวมแก๊ส ซึ่งเขียนเป็นความสัมพันธ์ได้ดังสมการที่ 1.17 เมื่อนำมารวมกับกฎของอาโวกาโดรที่กล่าวว่า “ที่อุณหภูมิและความดันคงที่ ปริมาตรของแก๊สใดๆ จะแปรผันโดยตรงกับจำนวนโมลของแก๊สนั้น” ซึ่งเขียนเป็นความสัมพันธ์ได้ดังสมการที่ 1.15 เมื่อรวมสมการที่ 1.17 และ 1.15 เข้าด้วยกัน จะได้ความสัมพันธ์ดังนี้

$$V \propto \left(\frac{1}{P}\right) T n$$

$$V = R \left(\frac{1}{P}\right) T n \quad ; \text{เมื่อ } R \text{ เป็นค่าคงตัว}$$

$$\text{จัดรูปสมการใหม่จะได้} \quad PV = nRT \quad (1.20)$$

สมการที่ 1.20 เป็นสมการสถานะ (Equation of state) ของแก๊สอุดมคติ หรือเรียกว่า กฎของแก๊สอุดมคติ (Ideal gas law)

ค่า  $R$  เป็นค่าคงตัวที่เรียกว่า ค่าคงตัวสากลของแก๊ส (Universal gas constant) หรือค่าคงตัวของแก๊ส (Gas constant) ซึ่งเป็นค่าที่ขึ้นอยู่กับหน่วยของ ปริมาตร อุณหภูมิ และความดันที่ใช้ โดยค่า  $R$  ของแก๊สทุกชนิดมีค่าเท่ากัน สามารถคำนวณได้จากหลักการที่ว่า แก๊สใดๆ 1 โมล มีปริมาตร 22.4 ลิตร ที่ S.T.P. และนำไปแทนค่าในสมการที่ 1.20 ก็จะได้ค่า  $R$  ที่หน่วยต่างๆ แสดงในตารางที่ 1.2

ตัวอย่างการหาค่า  $R$

$$\begin{aligned} R &= \frac{PV}{nT} \\ &= \frac{1 \text{ atm} \times 22.4 \text{ L}}{1 \text{ mol} \times 273.15 \text{ K}} \\ &= 0.08206 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \end{aligned}$$

ตารางที่ 1.2 แสดงค่าคงตัวของแก๊สในหน่วยต่างๆ

ค่า R	หน่วย
0.08206	L atm K <sup>-1</sup> mol <sup>-1</sup>
8.314	J K <sup>-1</sup> mol <sup>-1</sup>
8.314	kPa L K <sup>-1</sup> mol <sup>-1</sup>
1.364	Torr K <sup>-1</sup> mol <sup>-1</sup>
1.987	Cal K <sup>-1</sup> mol <sup>-1</sup>

### 1.6.1 การนำกฎของแก๊สอุดมคติไปใช้ในการคำนวณ

#### 1) การหาความหนาแน่น และมวลโมเลกุลของแก๊ส

จากสมการที่ 1.20 สามารถหาความหนาแน่น และมวลโมเลกุลของแก๊สได้จาก  
ความสัมพันธ์ต่อไปนี้

$$\text{กำหนดให้ } g = \text{น้ำหนัก หรือ มวลของแก๊ส}$$

$$M = \text{น้ำหนักโมเลกุลของแก๊ส}$$

$$D = \text{ความหนาแน่นของแก๊ส}$$

$$\text{จาก } PV = nRT = (g/M)RT$$

$$M = \left( \frac{g}{V} \right) \left( \frac{RT}{P} \right) \quad (1.21)$$

$$M = D \left( \frac{RT}{P} \right)$$

$$D = \frac{MP}{RT} \quad (1.22)$$



ตัวอย่างที่ 1.5 จงคำนวณโมลของแก๊สสมบูรณ์แบบชนิดหนึ่ง ซึ่งมีปริมาตร 0.452 L ที่ 87 °C และที่ความดัน 0.620 atm

วิธีทำ จากโจทย์ กำหนดให้

$$T = 273.15 + 87 = 360.15 \text{ K}$$

$$P = 0.620 \text{ atm}$$

$$V = 0.452 \text{ L}$$

$$n = ?$$

จากสมการ

$$PV = nRT$$

$$n = \frac{PV}{RT}$$

แทนค่า

$$n = \frac{0.620 \text{ atm} \times 0.452 \text{ L}}{0.08206 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \times 360.15 \text{ K}}$$

$$= 9.49 \times 10^{-3} \text{ g L}^{-1}$$

**ตอบ**

ตัวอย่างที่ 1.6 จงหาความหนาแน่นของแก๊สออกซิเจนที่ 298 K ความดัน 0.987 atm

วิธีทำ จากโจทย์ กำหนดให้

$$T = 298 \text{ K}$$

$$P = 0.987 \text{ atm}$$

$$M = 16 \times 2 = 32 \text{ g mol}^{-1}$$

$$D = ?$$

จากสมการ

$$D = \frac{MP}{RT}$$

แทนค่า

$$D = \frac{32 \text{ g mol}^{-1} \times 0.987 \text{ atm}}{0.08206 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \times 298 \text{ K}}$$

$$= 1.29 \text{ g L}^{-1}$$

**ตอบ**

**ตัวอย่างที่ 1.7** จงคำนวณน้ำหนักโมเลกุลของแก๊สสมบูรณ์แบบชนิดหนึ่ง ซึ่งมีปริมาตร 500 cm<sup>3</sup> มีน้ำหนัก 0.326 g ที่ 100 °C และที่ความดัน 380 torr

**วิธีทำ** จากโจทย์ กำหนดให้

$$T = 273.15 + 100 = 373.15 \text{ K}$$

$$P = 380 \text{ torr}/760 = 0.5 \text{ atm}$$

$$V = 500 \text{ cm}^3 = 0.5 \text{ L}$$

$$g = 0.326 \text{ g}$$

$$M = ?$$

จากสมการ

$$M = \left( \frac{g}{V} \right) \left( \frac{RT}{P} \right)$$

แทนค่า

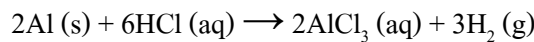
$$M = \left( \frac{0.326 \text{ g}}{0.5 \text{ L}} \right) \left( \frac{0.08205 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \times 373.15 \text{ K}}{0.5 \text{ atm}} \right)$$

$$= 39.9 \text{ g mol}^{-1} \quad \text{ตอบ}$$

## 2) การหาปริมาณสัมพันธ์ของแก๊สในปฏิกิริยา

นอกจากการหาค่าของตัวแปรต่างๆของแก๊สแล้ว กฎของแก๊สยังสามารถนำมาประยุกต์ใช้ในการคำนวณหาปริมาณสัมพันธ์ของแก๊สได้ในกรณีที่โจทย์ให้ข้อมูลของสารที่อยู่ในสถานะแก๊ส ดังแสดงในตัวอย่างการคำนวณต่อไปนี้

**ตัวอย่างที่ 1.8** จากปฏิกิริยา



จงหาปริมาตรของแก๊ส H<sub>2</sub> ที่เกิดจากปฏิกิริยาของ Al 1.00 g ที่ STP

**วิธีทำ** จากปฏิกิริยา พบว่า จำนวนโมลของ Al = 1.00 / 27 = 0.037 mol

จากสมการ Al 2 mol เกิด H<sub>2</sub> 3 mol

Al 0.037 mol เกิด H<sub>2</sub>  $\frac{3 \times 0.037}{2}$  mol

$$= 0.056 \text{ mol}$$

แก๊ส H<sub>2</sub> 1 mol ที่ STP มีปริมาตร 22.4 L

แก๊ส H<sub>2</sub> 0.056 mol ที่ STP มีปริมาตร 22.4 × 0.056 L

$$= 1.24 \text{ ตอบ}$$

## 1.7 แก๊สผสม (Gas Mixtures)

ในปี ค.ศ. 1802 John Dalton ได้ทำการทดลองเกี่ยวกับความดันของแก๊ส หรือไอในของผสมของแก๊ส ผลจากการทดลองทำให้ได้เสนอกฎ กฎหนึ่งขึ้นกล่าวว่า “เมื่อแก๊สหรือไอตั้งแต่สองชนิดขึ้นไป ผสมอยู่ในภาชนะเดียวกัน โดยที่แก๊สหรือไอเหล่านั้น ไม่เกิดปฏิกิริยาเคมีต่อกัน แก๊สหรือไอแต่ละชนิดนั้น ย่อมจะทำให้เกิดความดันต่อภาชนะนั้น โดยเสมือนหนึ่งว่าแต่ละแก๊สหรือไอบรรจุเต็มภาชนะนั้นแต่ลำพัง และความดันรวมที่มีต่อภาชนะจะมีค่าเท่ากับผลบวกของความดันของแก๊สหรือไอเหล่านั้น” เรียกกฎนี้ว่า กฎความดันย่อยของดาลตัน (Dalton's law of partial pressure)

ถ้าในภาชนะหนึ่งๆ บรรจุแก๊สหลายชนิดผสมกัน จะสามารถหาความดันรวม ( $P_{\text{total}}$ ) จากกฎความดันย่อยของดาลตัน โดยเขียนความสัมพันธ์ได้ ดังนี้

$$P_{\text{total}} = P_A + P_B + P_C + \dots + P_n \quad (1.23)$$

โดย  $P_A, P_B, P_C$  คือความดันย่อยของแก๊สแต่ละชนิด นั่นคือ  $P = P_A + P_B + P_C + \dots = \sum_{i=1}^N P_i$

ความดันของแก๊สแต่ละชนิดที่กระทำต่อภาชนะ โดยคิดว่าแก๊สชนิดนั้นๆ อยู่ในภาชนะเพียงลำพัง เรียกว่า ความดันย่อย (Partial pressure ;  $P_i$ ) การคำนวณหาความสัมพันธ์ระหว่างความดันย่อยของแก๊สแต่ละชนิด กับความดันรวม โดยพิจารณาให้แก๊สมีพฤติกรรมเป็นแก๊สสมบูรณ์แบบ

$$\frac{P_i}{P} = \frac{n_i RT}{n RT} = \frac{n_i}{n}$$

$$P_i = \frac{n_i}{n} P$$

$$= X_i P$$

$$P_i = X_i P \quad (1.24)$$

โดย  $X_i = \frac{n_i}{n_{\text{total}}}$  คือ เศษส่วนโมล (Mole fraction) ของแก๊ส

ความสัมพันธ์ตามสมการ 1.24 ใช้คำนวณหาความดันย่อยของแก๊สแต่ละชนิดได้ การคำนวณความดันย่อยอีกแบบหนึ่ง โดยใช้กฎของบอยล์  $P_1 V_1 = P_2 V_2$  (เมื่ออุณหภูมิคงที่) สมมติว่านำแก๊ส A ซึ่งบรรจุในภาชนะที่มีปริมาตร  $V_1$  ความดัน  $P_1$  แล้วผสมกับแก๊สอื่น ที่อุณหภูมิคงที่ จนแก๊สผสมมีปริมาตร  $V$  ความดันย่อยของแก๊ส A คำนวณได้ดังนี้

$$P_1 V_1 = P_A V$$

**ตัวอย่างที่ 1.9** แก๊สผสมชนิดหนึ่งประกอบด้วยแก๊ส A 0.495 กรัม มีมวลโมเลกุล 66.0 แก๊ส B หนัก 0.182 กรัม มีมวลโมเลกุล 45.5 ความดันทั้งหมดเท่ากับ 76.2 cmHg จงคำนวณหาความดันย่อยของแก๊สทั้งสอง

**วิธีทำ** จาก  $\text{mol} = \text{g}/M$

$$\text{โจทย์กำหนดให้ } g_A = 0.495 \text{ กรัม} \quad M_A = 66.0$$

$$g_B = 0.182 \text{ กรัม} \quad M_B = 45.5$$

$$\text{ดังนั้น} \quad n_A = 0.495/66.0 = 0.0075$$

$$n_B = 0.182/45.5 = 0.0040$$

$$n = n_A + n_B = 0.0075 + 0.0040 = 0.0115$$

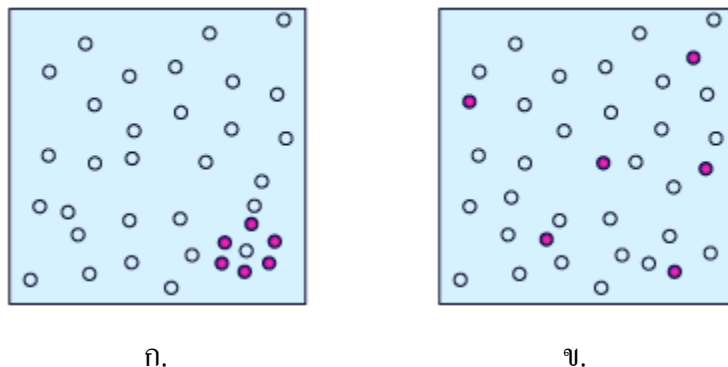
$$P_A = (n_A/n)P_{\text{total}}$$

$$= (0.0075/0.0115) = 49.7 \text{ cmHg}$$

**ตอบ**

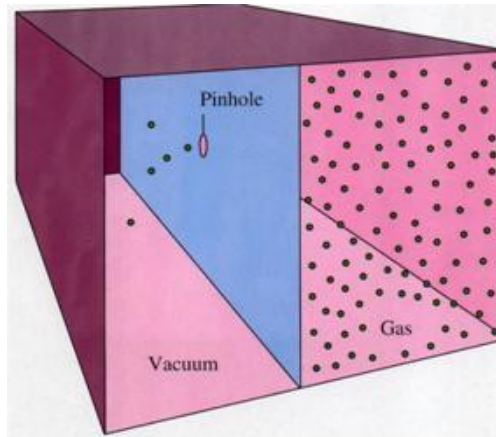
### 1.8 กฎการแพร่ผ่านของแก๊ส (Law of effusion of gas)

การแพร่ (Diffusion) คือกระบวนการที่แก๊สชนิดหนึ่งเกิดการเคลื่อนที่ปะปนกับแก๊สชนิดอื่นอย่างช้าๆ โดยโมเลกุลของแก๊สจะเคลื่อนที่อย่างไร้ระเบียบและมีการชนกันนับครั้งไม่ถ้วนแสดงดังรูปที่ 1.9



**รูปที่ 1.9** แสดงโมเลกุลของแก๊สที่เกิดการแพร่ ก.ก่อนเกิด ข.หลังเกิด

การแพร่ผ่าน (Effusion) คือ กระบวนการที่แก๊สเคลื่อนที่จากบริเวณหนึ่งผ่านรูที่เล็กมาก ๆ ออกสู่บริเวณอื่นโดยโมเลกุลไม่ชนกันเองเลย



รูปที่ 1.10 การแพร่ผ่านของแก๊ส (ที่มา: อรรวรรณ, 2543)

ในปี ค.ศ.1831 Thomas Graham นักเคมีชาวสกอตแลนด์ ได้ทำการศึกษาแพร่ของแก๊ส พบว่าแก๊สที่มีความหนาแน่นน้อย จะแพร่ผ่านได้เร็วกว่าแก๊สที่มีความหนาแน่นสูง และสำหรับแก๊สสมบูรณ์แบบ ความหนาแน่น (D) จะแปรผันตรงกับน้ำหนักโมเลกุล (M) ดังนั้นกฎการแพร่ของแกรแฮม (Graham’s law of diffusion) จึงกล่าวได้ว่า “อัตราการแพร่ของแก๊ส เป็นสัดส่วนผกผันกับรากที่ 2 ของมวลโมเลกุลของแก๊ส”

$$R = \frac{\text{constant}}{\sqrt{M}}$$

เมื่อ R = อัตราการแพร่ของแก๊ส

M = มวลโมเลกุลของแก๊ส

นั่นคือ

$$\frac{R_A}{R_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}} = \sqrt{\frac{D_B}{D_A}} \tag{1.25}$$

ตัวอย่างที่ 1.10 จงเปรียบเทียบอัตราการแพร่ของแก๊ส He กับแก๊สNe แก๊สใดจะมีอัตราการแพร่สูงกว่ากัน

วิธีทำ จากกฎการแพร่ของแกรแฮม

$$\frac{R_A}{R_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}} = \sqrt{\frac{D_B}{D_A}}$$

จากโจทย์ทำให้ทราบค่าน้ำหนักโมเลกุลของแก๊สทั้งสอง

$$\text{แทนค่า} \quad \frac{R_{\text{He}}}{R_{\text{Ne}}} = \sqrt{\frac{M_{\text{Ne}}}{M_{\text{He}}}} = \sqrt{\frac{20.2}{4.0}} = \sqrt{5.05} = 2.25$$

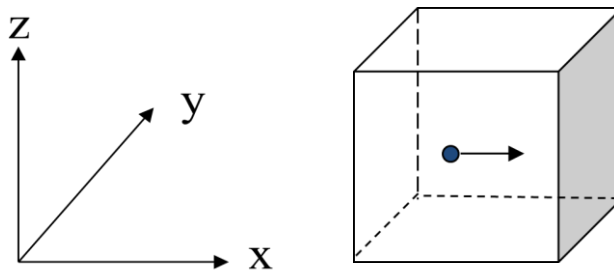
ตอบ

## 1.9 ทฤษฎีจลน์โมเลกุลของแก๊ส (Kinetic molecular theory of gases)

จากกฎของแก๊สอุดมคติ ต่อมานักวิทยาศาสตร์ได้สนใจศึกษาถึงระดับโมเลกุลของแก๊ส ในปี ค.ศ. 1738 Daniel Bernoulli ได้เริ่มทำการศึกษาในระดับโมเลกุลของแก๊ส เพื่อที่จะหาความสัมพันธ์ของตัวแปรหลักของแก๊ส คือ  $P$   $V$  และ  $T$  หลังจากนั้นได้มีนักวิทยาศาสตร์อีกหลายท่าน เช่น ปี ค.ศ. 1848 James P. Joule ปี ค.ศ. 1857 Rudolf J.E. Clausius ปี ค.ศ. 1860 James Clerk Maxwell ปี ค.ศ. 1859 Ludwig E. Boltzmann และคนอื่นๆอีกมาก ได้ทำการศึกษาต่อและปรับปรุง จนเกิดทฤษฎีใหม่ที่เรียกว่า ทฤษฎีจลน์โมเลกุลของแก๊ส โดยจะใช้หลักในทางกลศาสตร์ และสถิติพื้นฐานในการคำนวณ

ทฤษฎีนี้เป็นทฤษฎีที่พยายามอธิบายสมบัติต่างๆ ของแก๊ส โดยศึกษาพฤติกรรมของแก๊สจากแบบจำลอง(Model)ของแก๊ส โดยแบบจำลองที่ใช้อธิบายพฤติกรรมของแก๊สในระดับโมเลกุลมีดังนี้

- 1) แก๊สประกอบด้วยโมเลกุลที่เล็กมาก และอยู่ห่างกันมาก โมเลกุลจึงมีขนาดเล็กมากเมื่อเทียบกับระยะห่างระหว่างโมเลกุล และปริมาตรของโมเลกุลมีน้อยมากจนไม่คำนึงถึง
- 2) โมเลกุลของแก๊สไม่มีทั้งแรงดึงดูดและแรงผลักร ทำให้โมเลกุลของแก๊สเคลื่อนที่ได้ อย่างเป็นอิสระ
- 3) โมเลกุลมีการเคลื่อนที่ตลอดเวลา โดยการเคลื่อนที่เป็นเส้นตรง เมื่อปะทะโมเลกุลอื่นหรือชนผนังจะมีการเปลี่ยนทิศทาง
- 4) เมื่อโมเลกุลมีการปะทะกันหรือชนฝาผนัง จะไม่มีการสูญเสียพลังงาน (Elastic collision)
- 5) พลังงานจลน์เฉลี่ยของแก๊สเป็นปฏิภาคกับอุณหภูมิเคลวิน และพลังงานจลน์เฉลี่ยของแก๊สทุกชนิดมีค่าเท่ากันที่อุณหภูมิเดียวกัน



รูปที่ 1.11 การเคลื่อนที่ของโมเลกุลในภาชนะ (ที่มา : Chang, R, 1988)

จากรูปที่ 1.11 สมมติว่ามีแก๊ส N โมเลกุล บรรจุอยู่ในภาชนะทรงเหลี่ยมที่มีความยาวด้านละ L cm โมเลกุลมีมวล m กรัม เคลื่อนที่ในทิศทางแกน x ด้วยความเร็ว  $v_x$  cm s<sup>-1</sup> จะชนผนังด้วยโมเมนตัม  $mv_x$  g cm s<sup>-1</sup>

การชนผนังของโมเลกุลเป็นการชนแบบยืดหยุ่น(Elastic) และผนังไม่เคลื่อนที่ ดังนั้น โมเลกุลของแก๊สที่ชนผนังจะกระดอนกลับด้วยโมเมนตัมเท่าเดิม

$$\text{โมเมนตัมก่อนชน} = mv_x \quad \text{g cm s}^{-1}$$

$$\text{โมเมนตัมหลังชน} = -mv_x \quad \text{g cm s}^{-1}$$

(เครื่องหมายลบ (-) แสดงถึงการกลับทิศทาง)

$$\begin{aligned} \text{ในการชน 1 ครั้งจะมีการเปลี่ยนแปลงโมเมนตัม} &= mv_x - (-mv_x) \quad \text{g cm s}^{-1} \\ &= 2mv_x \quad \text{g cm s}^{-1} \end{aligned}$$

ถ้าโมเลกุลเคลื่อนที่ชนผนังภาชนะ 1 ครั้งต้องเคลื่อนที่เป็นระยะทาง 2L cm ใช้เวลา  $2L/v_x$  วินาที จากกฎข้อที่ 2 ของนิวตัน กล่าวว่า “แรง (Force ; F) คืออัตราการเปลี่ยนแปลงโมเมนตัมต่อหน่วยเวลาการชน”

$$\text{แรงการชนระหว่างโมเลกุลกับผนังภาชนะ} = \frac{\text{การเปลี่ยนแปลงโมเมนตัม}}{\text{เวลาที่ใช้ในการเคลื่อนที่}}$$

$$F = \frac{2mv_x}{2L/v_x}$$

$$= \frac{mv_x^2}{L}$$

จาก ความดัน คือ แรงที่กระทำต่อหน่วยพื้นที่

$$P = \frac{F}{A} \quad \text{A คือ พื้นที่}$$

ดังนั้น

$$P = \frac{mv_x^2}{L} \cdot \frac{1}{A}$$

$$= \frac{mv_x^2}{V}$$

ให้  $v_{xi}$  เป็นความเร็วของโมเลกุล  $i$  ที่เคลื่อนที่ในทิศทาง  $x$  ความดันรวมที่เกิดจาก โมเลกุล  $N$  ตัวที่ชนผนังจะได้เป็น

$$P = \frac{m}{V} \sum_{i=1}^N v_{xi}^2 \quad (1.26)$$

ในความเป็นจริง โมเลกุลของแก๊สเคลื่อนที่ด้วยความเร็วไม่เท่ากัน จึงใช้ความเร็วในแกน  $x$  เฉลี่ย

$$\begin{aligned} \overline{v_x^2} &= \frac{v_{x1}^2 + v_{x2}^2 + v_{x3}^2 + \dots + v_{xn}^2}{N} \\ &= \sum_{i=1}^N \frac{v_{xi}^2}{N} \\ \sum_{i=1}^N v_{xi}^2 &= N \overline{v_x^2} \quad \text{แทนค่าใน(1.26)} \end{aligned}$$

$$PV = mN \overline{v_x^2} \quad (1.27)$$

ในความเป็นจริง โมเลกุลจะเคลื่อนที่อย่างไม่เป็นระเบียบในทุกทิศทางที่สามารถแตกความเร็วในแกน  $x, y$  และแกน  $z$  ได้

ถ้ากำหนดให้  $v$  เป็นความเร็วในทิศทางใดๆ ดังนั้นความเร็วในทิศ  $x, y$  และ  $z$  เป็น  $v_x, v_y,$  และ  $v_z$  ตามลำดับ และให้  $C$  เป็นความเร็วรวม จะได้ว่า

$$C^2 = v_x^2 + v_y^2 + v_z^2$$

$$\overline{C^2} = \overline{v_x^2} + \overline{v_y^2} + \overline{v_z^2}$$

ความเร็วเฉลี่ยแต่ละทิศทางจะมีค่าเท่ากัน ดังนั้นจะได้ว่า

$$\overline{v_x^2} = \overline{v_y^2} = \overline{v_z^2} = \frac{1}{3} \overline{C^2} \quad (1.28)$$

แทนค่า  $\overline{v_x^2}$  ใน สมการ 1.27

$$P = \frac{Nm \overline{C^2}}{3V}$$

$$PV = Nm \overline{C^2} \quad (1.29)$$



เมื่อ  $\overline{C^2}$  คือ รากที่สองของความเร็วเฉลี่ยของโมเลกุล (Mean square velocity)

จากสมการที่ 1.29 เมื่อนำมาใช้อธิบายกฎต่างๆของแก๊สอุดมคติ จะได้

$$PV = nRT = Nm\overline{C^2}$$

ถ้าพิจารณา พลังงานจลน์เฉลี่ยของโมเลกุล ( $\overline{E_k}$ ) โดยที่พลังงานจลน์เฉลี่ยของ 1 โมเลกุล คือ

$$\overline{E_k} = \frac{1}{2}mv^2$$

แทนค่า  $\overline{E_k}$  ในสมการที่ 1.29 จะได้

$$PV = \frac{2}{3}N\overline{E_k}$$

จาก  $n=N/N_A$  ( $N_A$ =Avogadro number) ถ้าแก๊ส 1 โมล ( $n=1$ )

จะได้ว่า

$$N = N_A$$

$$V = \overline{V} \quad ; \quad \overline{V} \text{ คือ molar volume}$$

$$PV = \frac{2}{3}N_A\overline{E_k}$$

เมื่อ  $n = 1$  จากกฎของแก๊สอุดมคติ จะได้

$$\overline{E_k} = \frac{3}{2}kT \quad (1.30)$$

ค่า  $k$  เป็นค่าคงที่ เรียกว่าค่าคงตัวของโบลต์ซมันน์ (Boltzmann's constant)

$$k = R/N_A = 1.3806 \times 10^{-23} \text{ J K}^{-1} \text{ molecule}^{-1}$$

จากสมการ 1.31 แสดงให้เห็นว่าที่อุณหภูมิ 0 K โมเลกุลมีพลังงานจลน์ = 0 แสดงว่าโมเลกุลไม่มีการเคลื่อนที่ ดังนั้น ความหมายของอุณหภูมิในทางทฤษฎีจลน์โมเลกุลของแก๊สคือ อุณหภูมิเป็นเครื่องวัดพลังงานจลน์เฉลี่ยของโมเลกุล จากความสัมพันธ์นี้ จึงเรียกรการเคลื่อนที่แบบไม่มีทิศทางแน่นอนของโมเลกุลว่า การเคลื่อนที่ด้วยความร้อน (thermal motion)

ความเร็วเฉลี่ยของโมเลกุล ( $C_{rms}$ ; Root mean square velocity)

$$C_{rms} = \sqrt{3RT/M} \quad (1.31)$$

จากสมการนี้ จะเห็นว่า ที่อุณหภูมิเดียวกัน แก๊สที่มีน้ำหนักโมเลกุลต่างกัน จะเคลื่อนที่ด้วยความเร็วต่างกัน

ตัวอย่างที่ 1.11 จงเปรียบเทียบ  $C_{\text{rms}}$  ระหว่างแก๊สไนโตรเจน และออกซิเจน ที่อุณหภูมิ  $25^{\circ}\text{C}$

วิธีทำ จากสมการ

$$C_{\text{rms}} = \sqrt{3RT/M}$$

จากโจทย์ทำให้ทราบค่าน้ำหนักโมเลกุลของแก๊สทั้งสอง

$$\frac{C_{\text{rms}}(\text{N}_2)}{C_{\text{rms}}(\text{O}_2)} = \sqrt{\frac{M(\text{O}_2)}{M(\text{N}_2)}}$$

แทนค่า

$$\frac{C_{\text{rms}}(\text{N}_2)}{C_{\text{rms}}(\text{O}_2)} = \sqrt{\frac{32}{28}} = 1.07$$

ดังนั้น  $\text{N}_2$  มีความเร็วเฉลี่ยเป็น 1.07 เท่าของ  $\text{O}_2$

ตอบ

### 1.10 พฤติกรรมของแก๊สจริง

จากทฤษฎีต่าง ๆ ที่กล่าวมาแล้วข้างต้นล้วนประยุกต์ใช้กับแก๊สอุดมคติซึ่งถือว่าโมเลกุลของแก๊สอยู่ห่างกันมากจนไม่มีแรงกระทำต่อกัน ความหมายในอีกนัยหนึ่งก็คือ แก๊สอุดมคติมีระยะทางอิสระเฉลี่ยของโมเลกุลหนึ่ง ใหญ่กว่าระยะห่างระหว่างสองโมเลกุล ด้วยเหตุผลนี้ ทำให้มีเพียงพลังงานจลน์เท่านั้น ที่ส่งผลต่อโมเลกุลของแก๊สอุดมคติ แต่ในความเป็นจริงแล้ว แต่ละโมเลกุลของแก๊สที่อยู่ใกล้ชิดกัน และมีอันตรกิริยาเนื่องจากพลังงานศักย์กระทำด้วย ทำให้แบบจำลองของแก๊สที่คิดเพียงค่าพลังงานจลน์อย่างเดียวเป็นเพียงการประมาณค่า โดยใช้แบบจำลองอย่างง่ายเท่านั้น

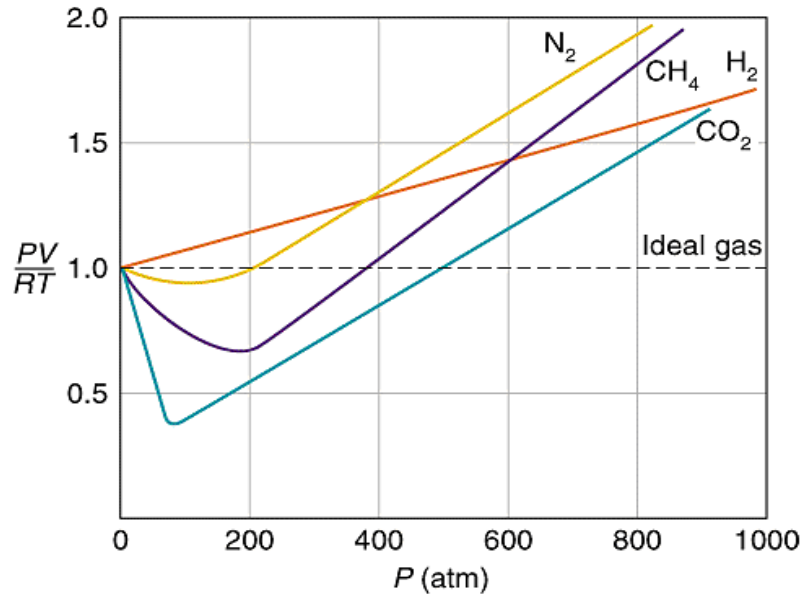
แรงกระทำระหว่างโมเลกุล (Intermolecular force)

โดยทั่วไปแรงกระทำระหว่างโมเลกุลนี้จะแบ่งออกเป็น 2 ประเภทคือ

ก. แรงระยะยาว (Long range force) เช่น แรงไฟฟ้าสถิต ซึ่งจะเป็นแรงที่ผลักกันกับกำลังสองของระยะทาง แรงชนิดนี้มีผลต่อวัตถุ แม้วัตถุจะอยู่ห่างกัน

ข. แรงระยะสั้น (Short range force) เช่น แรงกระทำระหว่างไอออน กับขั้วคู่และแรงแวนเดอร์วาลส์ แรงชนิดนี้จะมีผลต่อวัตถุที่อยู่ห่างกันไม่มากนัก

เนื่องจากแก๊สจริงมีแรงกระทำระหว่างโมเลกุล และ โมเลกุลของแก๊สจริงมีขนาด จึงทำให้แก๊สจริงมีพฤติกรรมเบี่ยงเบนไปจากพฤติกรรมของแก๊สอุดมคติ แต่แก๊สจริงจะมีพฤติกรรมเข้าใกล้แก๊สอุดมคติที่ความดันต่ำๆ และอุณหภูมิสูงๆ แสดงให้เห็นในรูปที่ 1.12



รูปที่ 1.12 กราฟแสดงความสัมพันธ์ระหว่าง  $PV/RT$  กับ  $P$  แสดงถึงพฤติกรรมของแก๊สจริงและแก๊สอุดมคติ (ที่มา : Chang, R, 1988)

จากรูปจะเห็นว่าแก๊ส คาร์บอนไดออกไซด์ มีเทน ไฮโดรเจน และไนโตรเจน มีพฤติกรรมเบี่ยงเบนไปจากแก๊สอุดมคติ (เส้นประ) แต่จะมีพฤติกรรมเข้าใกล้แก๊สอุดมคติที่ความดันต่ำๆ นั่นคือ ความดันน้อยกว่า 1 บรรยากาศ เนื่องจากแก๊สจริงเบี่ยงเบนไปจากแก๊สอุดมคติจึงเพิ่มแฟกเตอร์  $Z$  ในสมการสถานะ เรียกว่า แฟกเตอร์สภาพอัดได้ (Compressibility factor) ดังสมการ

$$PV = nZRT$$

เมื่อ  $Z = PV/nRT$  (1.32)

จากสมการสถานะของแก๊สอุดมคติ ถ้า  $n = 1$  จะได้ว่า  $V/n = \bar{V}$  จะได้

$$\bar{V} = RT/P$$
 (1.33)

จากสมการ (1.33) ถ้า  $T = 0 \text{ K}$  ;  $V_{\text{gas}} = 0$  แต่ในความเป็นจริง เมื่ออุณหภูมิของแก๊สลดลง แก๊สจะควบแน่นเป็นของเหลว แล้วกลายเป็นของแข็งในที่สุด ซึ่ง  $V_{\text{solid}} \neq 0$  ดังนั้น สมการที่ (1.33) จะได้

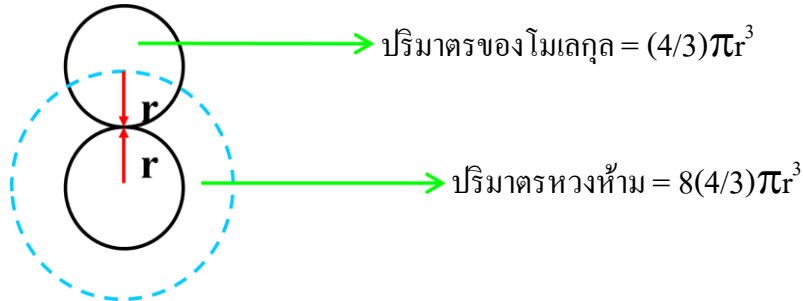
$$\bar{V} = b + (RT/P)$$
 (1.34)

$$P(\bar{V} - b) = RT$$
 (1.35)

เมื่อ  $b$  คือ ปริมาตรหวงห้าม

ในกรณีที่แก๊สมีจำนวน  $n$  โมล สมการ (17) จะเขียนใหม่ได้เป็นสมการเคลาเซียส (Clausius equation)

$$P(V - nb) = nRT \quad (1.36)$$



ถ้าแก๊สมีจำนวนโมเลกุลเท่ากับเลขอโวกาโดร ( $N_A$ )

$$\text{ปริมาตรเกิน} = (N_A/2)(4/3)\pi(2r)^3 = 4N_A(4/3)\pi r^3$$

สำหรับแก๊ส  $n$  โมล จะมีปริมาตรเกิน =  $nb$

ดังนั้น

$$nb = 4N(4/3)\pi r^3$$

$$b = (4N/n)(4/3)\pi r^3$$

เนื่องจาก  $nb$  คือปริมาตรที่เกิน จึงนำ  $nb$  ไปลบออกจากปริมาตร ( $V$ ) ผลที่ได้คือ

$$\text{ปริมาตรของแก๊สจริง} = V - nb$$

จาก

$$Z = PV/nRT$$

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

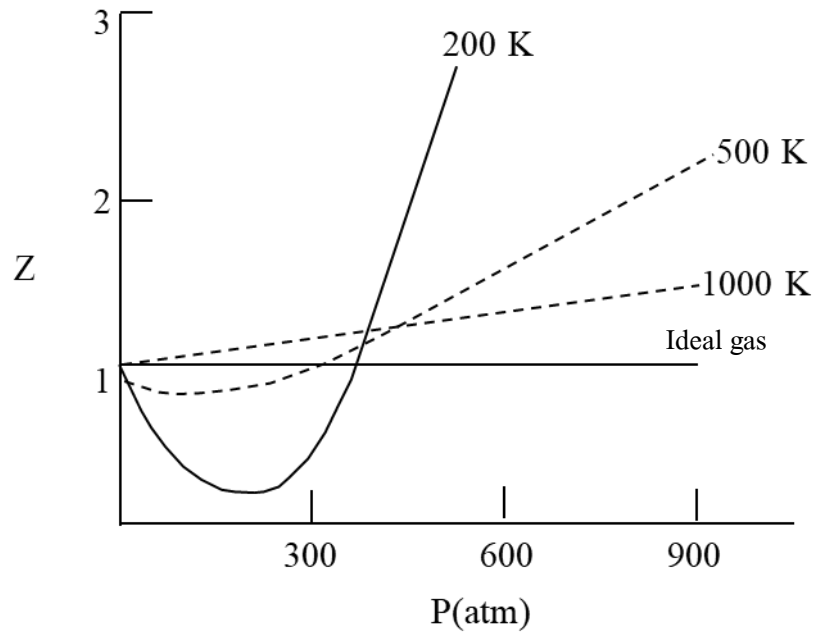
$$(V/n) = b + (RT/P)$$

$$Z = (P/RT)[b + (RT/P)]$$

$$Z = (b/RT)P + 1$$

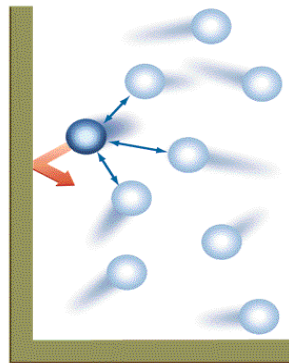
$$(1.37)$$

สมการ 1.37 เป็นสมการเส้นตรง แต่เมื่อนำไปพล็อตกราฟระหว่าง  $Z$  กับ  $P$  แล้ว เส้นกราฟที่ได้ ไม่เป็นเส้นตรงดังแสดงในรูปที่ 1.13 ซึ่งน่าจะมีปัจจัยอื่นๆนอกจากขนาดของโมเลกุลเข้ามาเกี่ยวข้องด้วย แสดงว่า จะต้องพิจารณาถึงแรงกระทำระหว่างโมเลกุลซึ่งมีผลต่อความดันของแก๊สด้วย



รูปที่ 1.13 แสดงถึงพฤติกรรมของค่าแฟกเตอร์สภาพอัดได้ (Z) ของ  $\text{CH}_4$  ที่อุณหภูมิต่างๆ

เนื่องจากความดันของแก๊สเกิดจากการที่โมเลกุลของแก๊สชนผนังภาชนะ ทำให้เกิดแรงกระทบ และแรงดึงดูดที่โมเลกุลมีต่อกัน ซึ่งจะทำให้โมเลกุลที่เข้าชนผนังถูกดึงกลับ เป็นผลให้แรงที่กระทบผนังลดลง และความดันของแก๊สจึงลดลงด้วย



รูปที่ 1.14 แสดงโมเลกุลของแก๊สถูกดึงกลับจากโมเลกุลอื่น

เมื่อทำการพิจารณาแก๊สคู่หนึ่งในสถานะแรงทั้งหมดที่กระทำต่อโมเลกุล  $= C_1 \times C_2$

เมื่อ

$$C = n/V \quad C = n/V$$

ถ้าแก๊ส 1 โมล  $C = 1/\bar{V}$

ดังนั้น แรงทั้งหมดที่กระทำต่อโมเลกุล  $= 1/\bar{V}^2$

$\therefore$  ความดันของแก๊สจริงที่ลดลงเนื่องจากแรงกระทำ  $= a/\bar{V}^2$

ถ้าแก๊ส  $n$  โมล พบว่า

ความดันของแก๊สจริงที่ลดลงเนื่องจากแรงกระทำ  $= n^2 a/\bar{V}^2$

เมื่อ  $a$  เป็นค่าคงที่เฉพาะสำหรับแก๊สแต่ละชนิด ซึ่งระบุถึงแรงกระทำระหว่างโมเลกุลว่ามากน้อยเพียงใด ดังนั้น ความดันที่แท้จริงจะต้องลบออกด้วยความดันของแก๊สจริงที่ลดลงเนื่องจากแรงกระทำ

จากสมการ 1.36

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

จะได้

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

ดังนั้น ความดันที่แท้จริงของแก๊สจริง

$$P = [nRT/(V - nb)] - n^2 a/V^2$$

$$P + n^2 a/V^2 = [nRT/(V - nb)]$$

$$(P + n^2 a/V^2)(V - nb) = nRT \quad (1.38)$$

สมการที่ 1.38 เรียกว่า สมการแวนเดอวาลส์ (Van Der Waals' equation) ค่า  $a$  และ  $b$  คือ ค่าคงที่แวนเดอวาลส์ ซึ่งได้จากการทดลองตามชนิดของแก๊ส ซึ่งค่า  $a$  และ  $b$  เป็นค่าที่ช่วยแก้ไขเกี่ยวกับแรงดึงดูดของโมเลกุล และปริมาตร ตามลำดับ ค่า  $a$  และ  $b$  ของแก๊สบางชนิด แสดงในตารางที่ 1.3

ตารางที่ 1.3 แสดงค่า a และ b ของแก๊ส

แก๊ส	a (L <sup>2</sup> .atm.mol <sup>-2</sup> )	b (L.mol <sup>-1</sup> )	แก๊ส	a (L <sup>2</sup> .atm.mol <sup>-2</sup> )	b (L.mol <sup>-1</sup> )
He	0.034	0.0237	CO <sub>2</sub>	3.59	0.0427
Ne	0.211	0.0171	CO	1.485	0.03985
Ar	1.35	0.0322	NH <sub>3</sub>	4.17	0.0371
Kr	2.32	0.0398	H <sub>2</sub> O	5.46	0.0305
Xe	4.19	0.0511	NO	1.34	0.02789
H <sub>2</sub>	0.244	0.0266	NO <sub>2</sub>	5.28	0.04424
N <sub>2</sub>	1.39	0.0391	CH <sub>4</sub>	2.25	0.0428
O <sub>2</sub>	1.36	0.0318	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	5.49	0.06380
Cl <sub>2</sub>	6.49	0.0562	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>	8.66	0.08445

ตัวอย่างที่ 1.12 จงใช้สมการของแวนเดอวาลส์คำนวณหาความดันของแก๊ส He 1 mol ที่ 0°C ใน ปริมาตร 22.4 dm<sup>3</sup>

วิธีทำ จากสมการแวนเดอวาลส์  $(P + n^2 a/V^2)(V - nb) = nRT$

$$P = [nRT/(V - nb)] - n^2 a/V^2$$

แทนค่า

$$P = \frac{(1 \text{ mol})(8.314 \text{ KPa}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})(273\text{K})}{22.3 \text{ dm}^3 - (1 \text{ mol})(0.0237 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1})} - \frac{(1 \text{ mol})^2 (3.4 \text{ dm}^6 \text{ KPa}\cdot\text{mol}^{-2})}{(22.4 \text{ dm}^3)^2}$$

$$= 101.483 \text{ KPa}$$

ตอบ

### 1.11 สรุปท้ายบทที่ 1

การศึกษาสมบัติของแก๊ส จะทำการแบ่งแก๊สออกเป็น 2 แบบ คือ แก๊สอุดมคติ และแก๊สจริง ซึ่งจะมีสมบัติที่แตกต่างกัน โดยแก๊สอุดมคติจะเป็นแก๊สที่ไม่มีแรงกระทำระหว่างโมเลกุล และไม่มีขนาดเมื่อเทียบกับระยะห่างระหว่างโมเลกุล ซึ่งแก๊สชนิดนี้จะประพฤติตัวตามกฎของแก๊สอุดมคติ ซึ่งเป็นกฎที่ได้จากการรวมกฎของบอยล์ ชาร์ล เกย์-ลูสแซก และ อาโวกาโดร เรียกว่า สมการสถานะของแก๊สอุดมคติ คือ

$$PV = nRT$$

เมื่อ P คือ ความดัน V คือ ปริมาตร n คือ จำนวนโมลของแก๊ส R คือ ค่าคงที่ของแก๊ส และ T คือ อุณหภูมิสัมบูรณ์ กฎของแก๊สในอุดมคตินี้สามารถนำไปประยุกต์เพื่อหาค่าน้ำหนักโมเลกุล และความหนาแน่นของแก๊สได้ และยังสามารถใช้ในการคำนวณในเรื่อง ปริมาณสัมพันธ์ได้อีกเช่นกัน เมื่อนำแก๊สในอุดมคติมาผสมกัน ความดันของแก๊สจะเป็นไปตามกฎความดันย่อยของดาลตัน คือ ความดันรวมของแก๊ส จะเท่ากับผลรวมของความดันของแก๊สแต่ละตัวที่ผสมกัน

แก๊สที่มีขนาดต่างกัน จะมีความเร็วในการเคลื่อนที่ต่างกัน ทำให้การแพร่ผ่านของแก๊สแต่ละชนิดมีค่าไม่เท่ากัน ดังนั้น การคำนวณหาการแพร่ผ่านของแก๊สแต่ละชนิด สามารถคำนวณได้จากกฎการแพร่ผ่านของเกรแฮม ที่กล่าวไว้ว่า อัตราการแพร่ของแก๊ส เป็นสัดส่วนผกผันกับรากที่ 2 ของมวลโมเลกุลของแก๊ส ดังนี้

$$\frac{R_A}{R_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}} = \sqrt{\frac{D_B}{D_A}}$$

โดยจากสมการจะเห็นว่า แก๊สที่มีขนาดใหญ่ จะมีอัตราการแพร่ผ่านน้อยกว่าแก๊สที่มีขนาดเล็ก

ทฤษฎีจลน์โมเลกุลของแก๊สเป็นทฤษฎีที่ใช้อธิบายพฤติกรรมของ แก๊ส โดยพิจารณาคุณสมบัติของโมเลกุลของแก๊สจำนวนน้อยๆ เป็นตัวแทนของกลุ่มประชากรทั้งหมด ทฤษฎีจลน์โมเลกุลของแก๊สพิจารณาบนสมมติฐานต่างๆ ดังนี้ 1. แก๊สประกอบด้วยอนุภาคที่เล็กมาก แต่ละโมเลกุลของแก๊สอยู่ไกลกันมากเมื่อเทียบกับขนาดของโมเลกุล จนถือว่าไม่มีขนาดของโมเลกุลมาเกี่ยวข้อง 2. โมเลกุลของแก๊สมีการเคลื่อนที่ตลอดเวลา การเคลื่อนที่ของโมเลกุลเป็นแบบสุ่ม และเกิดการชนกันระหว่างโมเลกุลแก๊สบ่อยครั้งมาก 3. ไม่มีแรงกระทำระหว่างโมเลกุล ยกเว้นเมื่อเกิดการกระทบกัน และเมื่อโมเลกุลเข้าชนกัน จะชนแบบยืดหยุ่น 4. พลังงานอย่างเดียวที่แก๊สมีคือ พลังงานของการเคลื่อนที่ไปมาของแก๊สนั่นคือ พลังงานจลน์



แก๊สจริง เป็นแก๊สที่มีแรงกระทำระหว่างโมเลกุล และมีขนาดของโมเลกุล ทำให้แก๊สจริงไม่สามารถใช้ได้กับกฎของแก๊สอุดมคติ แต่แก๊สจริงจะมีพฤติกรรมเป็นแบบแก๊สอุดมคติได้ เมื่ออยู่ในสถานะที่มีความดันต่ำมากๆ หรือมีอุณหภูมิสูงมากๆนั่นเอง สำหรับสมการสถานะสำหรับแก๊สจริง เรียกว่า สมการแวนเดอวาลส์ ดังนี้

$$(P + n^2 a/V^2)(V - nb) = nRT$$

## 1.12 แบบฝึกหัดท้ายบทที่ 1

1. จงคำนวณปริมาตรของแก๊ส  $\text{CO}_2$  20 กรัม ที่บรรจุในภาชนะทำให้มีความดัน 740 mmHg ที่  $30^\circ\text{C}$  สมมติว่าแก๊สนี้มีพฤติกรรมเป็นไปตามกฎของแก๊สอุดมคติ
2. แก๊สฮีเลียมที่บรรจุอยู่ในบอลูนยักษ์ลูกหนึ่งมีปริมาตร  $1000 \text{ dm}^3$  ที่  $0^\circ\text{C}$  เมื่อเผาให้ร้อนขึ้นจนถึง  $200^\circ\text{C}$  โดยความดันคงที่ จงหาปริมาตรของแก๊สฮีเลียม ณ อุณหภูมินี้
3. แก๊สชนิดหนึ่งบรรจุในภาชนะมีปริมาตร  $430 \text{ cm}^3$  ที่อุณหภูมิ  $28.2^\circ\text{C}$  และความดัน 754.2 mmHg ถ้าทำให้แก๊สมีอุณหภูมิลดลงเป็น  $20.0^\circ\text{C}$  ความดันของแก๊สมีค่าเท่าใด
4. ก๊าซมีปริมาตร  $400 \text{ cm}^3$  มีความดัน 0.92 atm และอุณหภูมิ  $21^\circ\text{C}$  จงหาปริมาตรก๊าซนี้ที่ความดัน 1.5 atm และอุณหภูมิ  $21^\circ\text{C}$
5. ถ้ายรรจุแก๊สออกซิเจน 10 L ที่มีความดัน 50 atm และอุณหภูมิ  $25^\circ\text{C}$  ลงในถังที่ทนความดันได้ 70 atm แล้วทิ้งไว้ในโกดังเก็บของซึ่งมีอุณหภูมิสูงถึง  $38^\circ\text{C}$  ถังจะระเบิดหรือไม่
6. แก๊ส 1.27 g มีปริมาตร 1.07 L ที่  $25^\circ\text{C}$  737 mmHg แก๊สนี้ควรเป็นแก๊ส NO หรือ  $\text{NO}_2$
7. จงคำนวณหาจำนวนโมลของก๊าซสมบูรณ์แบบที่มีปริมาตร 0.452 L ที่  $87^\circ\text{C}$  และ 0.620 atm
8. จงคำนวณหามวลโมเลกุลของก๊าซสมบูรณ์แบบ 0.533 g ที่มีปริมาตร 0.25 ลิตร ที่  $25^\circ\text{C}$  และ 0.974 atm
9. นำก๊าซ  $\text{N}_2$   $200 \text{ cm}^3$  ที่  $25^\circ\text{C}$  ความดัน 250 torr และ  $\text{O}_2$   $350 \text{ cm}^3$  ที่  $25^\circ\text{C}$  ความดัน 300 torr มาผสมในภาชนะปริมาตร  $300 \text{ cm}^3$  จงหาความดันรวมของก๊าซ ผสมที่  $25^\circ\text{C}$
10. แก๊สผสมประกอบด้วยนีออน (Ne) 4.46 mol อาร์กอน (Ar) 0.74 mol และซีนอน (Xe) 2.15 mol จงคำนวณความดันย่อยของแก๊สทั้งหมด ถ้าความดันรวมเท่ากับ 2.00 atm ณ อุณหภูมิห้อง
11. แก๊ส A มีปริมาตร 125 ml วัดที่ 0.6 atm และแก๊ส B มีปริมาตร 150 ml วัดที่ 0.8 บรรยากาศ ถ้ายกแก๊สทั้งสองเข้าสู่ภาชนะที่มีความจุ 500 ml จงคำนวณหาความดันรวมของแก๊สผสมในภาชนะ ณ อุณหภูมิเดียวกัน
12. จงคำนวณปริมาตร (เป็นลิตร) ของแก๊ส  $\text{CO}_2$  7.40 g ที่ STP
13. จงคำนวณปริมาตร (เป็นลิตร) ของแก๊ส HCl 49.8 g ที่ STP
14. จงคำนวณปริมาตร (เป็นลิตร) ของแก๊สไนตริกออกไซด์ (NO) 2.12 mol ที่ 6.54 atm และ  $76^\circ\text{C}$
15. เมื่อทำการทดลองเตรียมแก๊สออกซิเจนจากการสลายตัวของโพแทสเซียมคลอเรต พบว่าแก๊สที่ได้มีปริมาตร 128 ml ที่  $24^\circ\text{C}$  และความดันบรรยากาศเท่ากับ 762 mmHg จงคำนวณมวล (เป็นกรัม) ของแก๊สออกซิเจนที่ได้ ความดันของไอน้ำที่  $24^\circ\text{C}$  เท่ากับ 22.4 mmHg

16. ชุดทำน้ำโซดาในบ้านประกอบด้วย กระจกเหล็กกล้าไร้สนิมบรรจุแก๊สคาร์บอนไดออกไซด์ ปริมาตร 250 mL กระจกนี้มีน้ำหนัก 1.04 kg เมื่อมีแก๊สบรรจุอยู่เต็ม และมีน้ำหนัก 0.74 kg เมื่อเป็นกระจกเปล่าจงหาความดันของแก๊สในกระจกบรรจุนี้ที่  $20^{\circ}\text{C}$

17. ความดันไอของน้ำที่อุณหภูมิของเลือดมีค่าเท่ากับ 47 Torr จงหาความดันไอย่อยของอากาศแห้งในปอด เมื่อความดันรวมมีค่าเท่ากับ 760 Torr

18. ภาชนะใบหนึ่งมีปริมาตร 22.4 L บรรจุแก๊ส  $\text{H}_2$  จำนวน 2 mol และ  $\text{N}_2$  จำนวน 1 mol ที่ 273.15 K จงคำนวณ

ก. ความดันย่อยของแก๊สแต่ละตัว

ข. ความดันรวม

19. แก๊ส  $\text{H}_2$  1.0 กรัม ผสมกับแก๊ส He 5.0 กรัม จงหาความดันย่อยของแก๊สทั้งสองซึ่งมีปริมาตร 5.0 ลิตร ที่  $20^{\circ}\text{C}$

20. จงคำนวณความดันของแก๊ส  $\text{CO}_2$  18.617 mol ซึ่งมีปริมาตร 10 L ที่  $100^{\circ}\text{C}$  โดยใช้

ก. กฎของแก๊สสมบูรณ์แบบ

ข. สมการวานเดอวาลส์

21. ภาชนะ ใบ หนึ่ง มี ปริมาตร 22.4 L บรรจุ แก๊ส  $\text{H}_2$  จำนวน 2 mol,  $\text{N}_2$  จำนวน 1 mol ที่ 273.15 K จงคำนวณ

ก. ความดันย่อยของ แก๊ส แต่ละ ตัว

ข. ความดัน รวม

22. จงเปรียบเทียบ  $V_{\text{rms}}$  ของ ออกซิเจน กับ  $\text{UF}_6$  ที่  $65^{\circ}\text{C}$

### 1.13 เอกสารอ้างอิง

ทบวงมหาวิทยาลัย. (2541). เคมี เล่ม 1 (พิมพ์ครั้งที่ 11). กรุงเทพฯ: อักษรเจริญทัศน์.

วิชัย ธรานนท์. (2542). เคมีฟิสิกส์ 1 (พิมพ์ครั้งที่ 9). กรุงเทพฯ: มหาวิทยาลัยรามคำแหง.

วิโรจน์ ปิยวัชรพันธุ์. (2540). เคมีเชิงฟิสิกส์. กรุงเทพฯ: โอเดียนสโตร์.

ศศิเกษม ทองยงค์. (2526). เคมีทั่วไป 1. กรุงเทพฯ: ชวนพิมพ์.

อรวรรณ ศิริโชติ. (2543). เคมีเชิงฟิสิกส์เบื้องต้น. สงขลา: มหาวิทยาลัยสงขลานครินทร์.

อุษา คีรี. (2548). เคมีเชิงฟิสิกส์ 1. บุรีรัมย์: มหาวิทยาลัยราชภัฏบุรีรัมย์.

Atkins, P. W. (1998). Physical Chemistry (6th ed.). New York, NY: Oxford University Press.

Mortimer, Robert G. (2000). Physical chemistry (2nd ed.). California, CA: Benjamin/Cummings.

Timberlake, Karen. (1976). Chemistry (1st ed.). New York, NY: Harper's College Press.