

## แผนการสอนสัปดาห์ที่ 9

หน่วยเรียนที่ 5 สมบัติแก๊ส ของแข็ง ของเหลว และสารละลาย  
บทเรียนที่ 5.1 สมบัติแก๊ส

จำนวนชั่วโมง 3

จุดประสงค์การสอน (จุดประสงค์ทั่วไป)

1. เพื่อให้เข้าใจเกี่ยวกับสมบัติแก๊ส

ผลการเรียนรู้ (จุดประสงค์เฉพาะ)

1. คำนวณเกี่ยวกับกฎของแก๊ส
2. อธิบายทฤษฎีจลน์โมเลกุลของแก๊ส
3. อธิบายพฤติกรรมของแก๊สจริง

วิธีสอนและกิจกรรมการเรียนการสอน

1. การบรรยาย
2. กิจกรรม

สื่อการสอน/อุปกรณ์การสอน

เอกสารประกอบการสอน

เอกสาร powerpoint

[http://web.rmutp.ac.th/woravith/?page\\_id=137](http://web.rmutp.ac.th/woravith/?page_id=137)

<http://facebook.com/chemographics>

<http://slideshare.net/woravith>

การวัดผล

1. การสอบย่อย/การสอบกลางภาค/การสอบปลายภาค
2. การประเมินจากผลงานที่มอบหมาย/กิจกรรม

## หน่วยเรียนที่ 5 สมบัติแก๊ส ของแข็ง ของเหลว และสารละลาย

### บทเรียนที่ 5.1 สมบัติแก๊ส

แก๊สเป็นสถานะของสารที่มีแรงดึงดูดระหว่างอนุภาคน้อยมาก จึงทำสมบัติทางกายภาพของแก๊สแตกต่างจากของแข็งและของเหลว เช่นมีรูปร่างและปริมาตรไม่แน่นอน ซึ่งขึ้นอยู่กับรูปร่างภาชนะที่บรรจุ อนุภาคเคลื่อนที่อยู่ตลอดเวลาอย่างไร้ระเบียบ โดยทิศทางไม่แน่นอน สามารถบีบอัดให้มีปริมาตรลดลง มีอัตราการแพร่เร็ว แก๊สผสมกันได้ทุกอัตราส่วนเป็นเนื้อเดียว มีความหนาแน่นต่ำมาก ความดันและอุณหภูมิมีอิทธิพลต่อปริมาตรของแก๊ส แก๊สโดยทั่วไปมีลักษณะโปร่งใส มองทะลุผ่านได้ แต่บางชนิดอาจมีสมบัติเฉพาะตัว

#### ประเภทของแก๊ส

1) แก๊สอุดมคติ (ideal gas) หรือแก๊สสมบูรณ์ (perfect gas) เป็นแก๊สที่สมมติขึ้นมาใช้เพื่ออธิบายพฤติกรรมบางอย่างของแก๊ส ดังนั้น แก๊สอุดมคติไม่มีอยู่จริงในธรรมชาติ โดยแก๊สอุดมคติจะคิดโดยไม่มีแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล (ถือว่าเป็นเพียงจุดที่อยู่ในภาชนะที่บรรจุแก๊สเท่านั้น ซึ่งมีค่าน้อยมากจนถือว่าไม่มีปริมาตร)

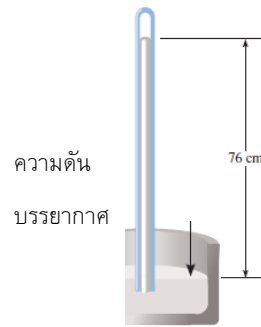
2) แก๊สจริง (real gas) เป็นแก๊สที่มีอยู่จริงในธรรมชาติ มีแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล ซึ่งมีพฤติกรรมที่ไม่เป็นไปตามกฎของแก๊ส แต่แก๊สจริงจะมีพฤติกรรมคล้ายกับแก๊สอุดมคติเมื่ออยู่ที่อุณหภูมิสูง ๆ และความดันต่ำ ๆ ซึ่งจะทำให้โมเลกุลของแก๊สอยู่ห่างกันมาก ทำให้มีจำนวนโมเลกุลน้อย ซึ่งถือว่าแก๊สไม่มีแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล

การศึกษาทดลองเกี่ยวกับแก๊สเริ่มตั้งแต่ เฮลมอนท์ (Jan baptista van Helmont, ค.ศ.1577–1644) นักฟิสิกส์ชาวเบลเยียม ซึ่งได้เริ่มพิจารณาว่าอากาศจริง ๆ แล้วประกอบด้วยสารหลาย ๆ ชนิดที่เรียกรวม ๆ ว่า “แก๊ส” ต่อมาเขาได้ทำการทดลองศึกษาแก๊สที่เกิดจากการเผาไม้ ซึ่งจะเกิดแก๊สชนิดหนึ่งที่ไม่ใช่อากาศแต่มีสมบัติหลาย ๆ ประการที่คล้ายอากาศ ในขณะนั้นยังไม่ทราบว่าป็นแก๊สชนิดใด ตอนหลังทราบคือ แก๊สคาร์บอนไดออกไซด์ ( $\text{CO}_2$ )

#### ความดันบรรยากาศ

ในปี ค.ศ.1643 ทอร์ริเชลลี (Evangelista Torricelli) นักฟิสิกส์ชาวอิตาลีทดลองพบว่าอากาศที่อยู่ในบรรยากาศนั้นมีความดัน ทอร์ริเชลลีได้ออกแบบสร้างมาตรวัดความดันอากาศที่เรียกว่า บารอมิเตอร์ (barometer) โดยการนำหลอดที่ปลายด้านหนึ่งปิดที่บรรจุด้วยปรอทคว่ำลงในภาชนะของปรอทดังภาพที่ 5.1 แล้วพบว่าระดับของปรอทในหลอดปลายปิดนี้จะมีค่าความสูง 760 มิลลิเมตร (mm) ซึ่งเป็นผลเนื่องมาจากความดันของบรรยากาศ

ความดันบรรยากาศ (atmospheric pressure, atm) คือความดันของบรรยากาศโลก หรือความดันของอากาศในชั้นบรรยากาศต่ำสุดที่ปกคลุมพื้นผิวโลก ความดันนี้จะแปรเปลี่ยนไปตามสภาพอากาศและความสูงจากพื้นดินที่ระดับน้ำทะเล ความดันบรรยากาศจะมีค่าโดยเฉลี่ยเท่ากับ 101,325 ปาสคัล (Pa) เรียกว่า ความดัน 1 บรรยากาศ (atm)



ภา  
ที่มา: Char วมิตอร์แบบทอร์รีเซลล์  
sby. Chemistry. 2013. p176

อุปกรณ์ที่ใช้วัดความดันในบรรยากาศส่วนใหญ่จะวัดระดับความสูงของปรอท ดังนั้น หน่วยของความดันโดยทั่วไปจึงนิยมใช้เป็นมิลลิเมตรปรอท (mmHg) ที่อาจเรียกอีกชื่อหนึ่งว่า ทอร์ (torr) เพื่อเป็นเกียรติแก่ทอร์รีเซลล์

เมื่อระดับปรอทในหลอดแก้วคงที่แสดงว่า ความดัน (P) ของอากาศที่กดบนผิวปรอทในอ่างเท่ากับ ความดันปรอทที่อยู่ในหลอดตกลงมา ซึ่งความดันปรอท คือแรงกดจากน้ำหนักของปรอทที่อยู่ในหลอดที่กระทำต่อพื้นที่หน้าตัดของหลอด ดังนั้น แรงกดที่เกิดจากลำปรอทในหลอดแก้วสามารถคำนวณได้จาก

$$F = ma \quad \text{.....(5.1)}$$

เมื่อ  $F =$  แรงกดของปรอท

$m =$  น้ำหนักของปรอท

$a =$  ความเร่งเนื่องจากแรงโน้มถ่วงของโลก

เนื่องจากน้ำหนักของเหลวในทรงกระบอกขึ้นอยู่กับปริมาตรและความหนาแน่นของของเหลว ดังสมการ

$$m = V\rho \quad \text{.....(5.2)}$$

ถ้าความเร่งเนื่องจากแรงโน้มถ่วงของโลกแทนด้วยแรงโน้มถ่วงของโลก (g) ดังนั้น แรงกดปรอทในหลอดแก้ว เขียนได้เป็น

$$F = V\rho g \quad \text{.....(5.3)}$$

ปริมาตรของเหลว (V) ในหลอดแก้ว คำนวณได้จาก

$$V = \pi r^2 h \quad \text{.....(5.4)}$$

ดังนั้น แรงกดปรอทในหลอดแก้ว คือ

$$F = [(\pi r^2 h)\rho]g \quad \text{.....(5.5)}$$

เมื่อ  $F =$  แรงกดของปรอท

$r =$  รัศมีของหลอดแก้ว

$h =$  ความสูงของปรอทในหลอดแก้ว

$\rho =$  ความหนาแน่นของปรอท ( $13.47 \text{ g/cm}^3$ )

$g =$  แรงโน้มถ่วงของโลก ( $980.7 \text{ cm/s}^2$ )

เนื่องจาก ความดัน คือแรงที่กระทำต่อหน่วยพื้นที่

$$P = \frac{F}{A} \quad \text{.....(5.6)}$$

ดังนั้น

$$P = \left[ \frac{(\pi r^2 h) \rho}{A} \right] g \quad \text{.....(5.7)}$$

หรือ

$$P = \left[ \frac{(\pi r^2 h) \rho}{\pi r^2} \right] g \quad \text{.....(5.8)}$$

$$P = h \rho g \quad \text{.....(5.9)}$$

เมื่อ  $P$  = ความดันบรรยากาศ

จากสมการ (5.9) เมื่อ  $\rho$  และ  $g$  เป็นค่าคงที่ ดังนั้น ความดัน ( $P$ ) จึงแปรผันกับความสูงของปรอท ถ้าลำปรอทมีระดับสูง แสดงว่ามีความดันบรรยากาศสูง

### ความดันมาตรฐาน

ความดันมาตรฐาน คือความดัน 1 บรรยากาศ ที่อุณหภูมิ  $0^\circ\text{C}$  ซึ่งเป็นความดันเฉลี่ยของบรรยากาศที่ระดับน้ำทะเล จากการทดลองของทอร์รีเชลลี ที่พบว่าที่ความดัน 1 บรรยากาศ ระดับปรอทสูงเท่ากับ 760 มิลลิเมตร เมื่อความหนาแน่นของปรอทเท่ากับ  $13.47 \text{ g/cm}^3$  และความเร่งเนื่องจากแรงโน้มถ่วงของโลกเท่ากับ  $980.7 \text{ cm/s}^2$  ดังนั้น ความดันบรรยากาศคำนวณได้จากสมการ (5.9) ดังนี้

$$\begin{aligned} P &= h \rho g \\ &= (76 \text{ cm})(13.47 \text{ g/cm}^3)(980.7 \text{ cm/s}^2) \\ &= 1.013 \times 10^5 \text{ g/cm} \cdot \text{s}^2 \\ &= 1.013 \times 10^2 \text{ kg/cm} \cdot \text{s}^2 \end{aligned}$$

ดังนั้น ความดัน 1 บรรยากาศ เท่ากับ  $1.013 \times 10^2 \text{ kg/cm} \cdot \text{s}^2$

ความดันมีหน่วยในระบบ SI เป็นนิวตันต่อตารางเมตร ( $\text{N/m}^2$ ) หรือเรียกอีกชื่อว่า พาสคัล (Pascal, ตัวย่อ Pa) ซึ่งมาจากชื่อนักวิทยาศาสตร์ชาวฝรั่งเศสที่ชื่อพาสคัล (Blaise Pascal) โดย 1 Pa เท่ากับ  $1 \text{ N/m}^2$  หน่วยของความดันนิยมใช้อีกหลายหน่วย เช่น บาร์ (bar) ปอนด์ต่อตารางนิ้ว (psi) มิลลิเมตรปรอท (mmHg) และ ทอร์ (torr) การเทียบหน่วยความดัน แสดงดังตารางที่ 5.1

ตารางที่ 5.1 หน่วยความดันแก๊สและการเทียบหน่วยความดันแก๊ส

	Pa	bar	atm	torr	psi
<b>1 Pa</b>	$1 \text{ N/m}^2$	$10^{-5}$	$9.869 \times 10^{-6}$	$7.500 \times 10^{-3}$	$1.450 \times 10^{-4}$
<b>1 bar</b>	$10^5$	$10^6 \text{ dyn/cm}^2$	0.9869	750.0	14.50
<b>1 atm</b>	$1.013 \times 10^5$	1.013	1	760	14.69
<b>1 torr</b>	133.3	$1.333 \times 10^{-3}$	$1.315 \times 10^{-3}$	1 mmHg	$1.933 \times 10^{-2}$
<b>1 psi</b>	$6.894 \times 10^3$	$6.894 \times 10^{-2}$	$6.804 \times 10^{-2}$	51.71	$1 \text{ lb/in}^2$

การเปลี่ยนความดันแก๊ส ทำได้โดยนำความดัน (หน่วยเริ่มต้น) คูณกับแฟกเตอร์เปลี่ยนหน่วย เช่น

เปลี่ยนความดัน torr เป็น atm  $P_{(\text{atm})} = P_{(\text{torr})} \left( \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}} \right)$

เปลี่ยนความดัน torr เป็น Pa  $P_{(\text{Pa})} = P_{(\text{torr})} \left( \frac{1 \text{ Pa}}{7.500 \times 10^{-3} \text{ torr}} \right)$

เปลี่ยนความดัน atm เป็น Pa  $P_{(\text{Pa})} = P_{(\text{atm})} \left( \frac{1 \text{ Pa}}{9.869 \times 10^{-6} \text{ atm}} \right)$

ตัวอย่าง 5.1 การเปลี่ยนหน่วยความดันเป็น atm, Pa และ mmHg จากความดันแก๊สที่วัดได้ 49 torr

วิธีคิด

$$P_{(\text{atm})} = 49 \text{ torr} \left( \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}} \right) = 0.064 \text{ atm}$$

$$P_{(\text{Pa})} = 49 \text{ torr} \left( \frac{1 \text{ Pa}}{7.500 \times 10^{-3} \text{ torr}} \right) = 6.533 \times 10^3 \text{ Pa}$$

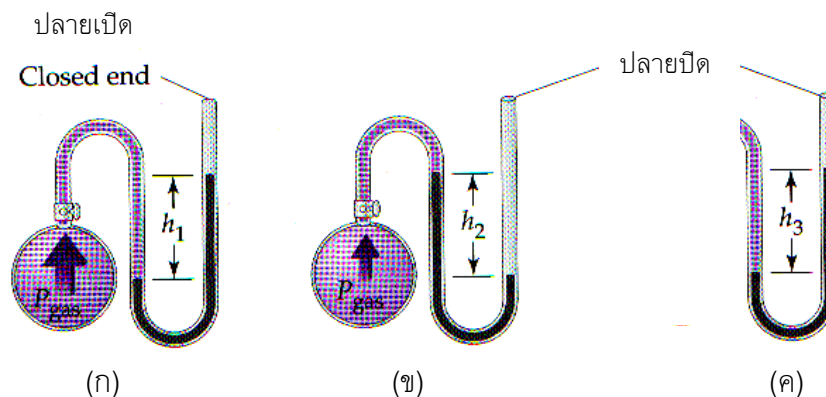
$$P_{(\text{mmHg})} = 49 \text{ torr} \left( \frac{1 \text{ mmHg}}{1 \text{ torr}} \right) = 49 \text{ mmHg}$$

### การวัดความดันแก๊ส

อุปกรณ์ที่ใช้วัดความดันของแก๊ส เรียกว่า แมนอมิเตอร์ (manometer) ซึ่งเป็นหลอดแก้วรูปตัวยู ภายในบรรจุปรอท ปลายอีกข้างหนึ่งนั้นต่อกับภาชนะบรรจุแก๊สที่ต้องการวัดความดัน ส่วนปลายอีกข้างอาจเป็น 2 แบบคือ

1) แมนอมิเตอร์ ชนิดปลายปิด ดังภาพที่ 5.2(ก) ช่องว่างเหนือสารปรอทที่ปลายหลอดข้างปิดเป็นสุญญากาศ (ไม่มีอากาศ) ถ้าภาชนะบรรจุแก๊สเป็นสุญญากาศเช่นกัน ระดับสารปรอททั้งสองข้างของปลายหลอดจะเท่ากัน แต่เมื่อมีแก๊สใดๆ แก๊สจะดันสารปรอทให้สูงขึ้นไปทางด้านปลายปิด

2) แมนอมิเตอร์ ชนิดปลายเปิด (ภาพที่ 5.2 ข และ ค) แก๊สใดๆ ที่บรรจุในภาชนะมีความดันน้อยกว่าความดันบรรยากาศ ระดับสารปรอทจะสูงทางด้านที่ต่อกับภาชนะ ดังภาพที่ 5.2(ข) แต่ถ้าแก๊สใดๆ นั้นมีความดันสูงกว่าความดันบรรยากาศ ระดับสารปรอทจะสูงทางด้านปลายเปิด ดังภาพที่ 5.2(ค)



ภาพที่ 5.2 แมนอมิเตอร์สำหรับวัดความดันของแก๊ส (ก) แบบปลายปิด และ (ข) และ (ค) แบบปลายเปิด

ที่มา: ดัดแปลงจาก <http://www.cem.msu.edu>

การวัดความดันของแก๊สในภาชนะด้วยแมนอมิเตอร์ ภาพที่ 5.2(ก) ความดันของแก๊สเท่ากับความดันบรรยากาศ -  $h_1$ , (ข) ความดันของแก๊สเท่ากับความดันบรรยากาศ +  $h_2$  และ (ค) ความดันของแก๊สเท่ากับความดันบรรยากาศ -  $h_3$

### ปริมาตร

ปริมาตรของแก๊ส (volume, V) จะขึ้นกับภาชนะที่บรรจุ หรืออาจกล่าวได้ว่า ปริมาตรของแก๊ส หมายถึง ปริมาตรของภาชนะของแก๊สที่บรรจุแก๊สนั้นๆ หน่วยวัดปริมาตรของแก๊สที่ใช้กันทั่วไปคือ

หน่วยระบบ SI คือ ลูกบาศก์เดซิเมตร ( $\text{dm}^3$ ) และ ลูกบาศก์เซนติเมตร ( $\text{cm}^3$ )

หน่วยระบบเมตริก คือ ลิตร (L) หรือ มิลลิลิตร (mL)

ดังนั้น หน่วยปริมาตรจึงนิยมใช้กันทั้งสองระบบ โดย

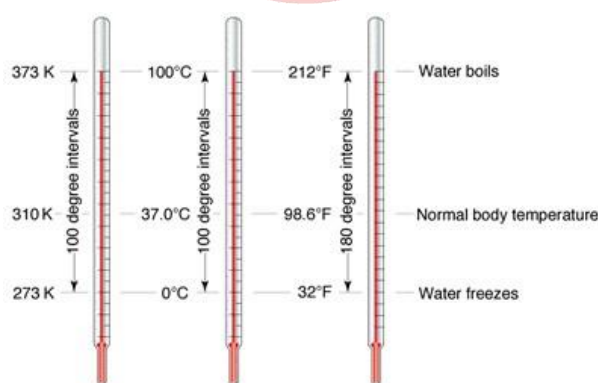
$$1 \text{ L} = 1000.027 \text{ cm}^3 = 1 \text{ dm}^3 \text{ (โดยประมาณ)}$$

$$1 \text{ mL} = 1.000027 \text{ cm}^3 = 1 \text{ cm}^3 \text{ (โดยประมาณ)}$$

$$\text{ดังนั้น } 1 \text{ dm}^3 = 10^3 \text{ cm}^3 = 1 \text{ L} = 10^3 \text{ mL}$$

### อุณหภูมิ

อุณหภูมิ (temperature, T) เป็นมาตราวัดระดับความร้อนของสาร เครื่องมือที่ใช้วัดอุณหภูมิเรียกว่า เทอร์โมมิเตอร์ หน่วย SI ของอุณหภูมิคือ เคลวิน (K) แต่หน่วยของอุณหภูมียังมีหลายหน่วยที่นิยมใช้ เช่น องศาเซลเซียส ( $^{\circ}\text{C}$ ) และองศาฟาเรนไฮต์ (F) การกำหนดมาตราส่วนของอุณหภูมิในเทอร์โมมิเตอร์มักจะใช้จุดเยือกแข็งและจุดเดือดของน้ำที่ความดัน 1 บรรยากาศเป็นหลัก แล้วแบ่งช่วงระยะระหว่างจุดเดือดกับจุดเยือกแข็งเป็นช่วงมาตราส่วนเท่าๆ กัน ดังภาพที่ 5.3



องศาเคลวิน องศาเซลเซียส องศาฟาเรนไฮต์

ภาพที่ 5.3 แสดงการเปรียบเทียบมาตราส่วนระหว่างองศาฟาเรนไฮต์ องศาเซลเซียส และองศาเคลวิน

ที่มา: Brown et al., Chemistry. 2009. p15

การศึกษาสมบัติของแก๊สหรือการคำนวณเกี่ยวกับแก๊ส จะใช้หน่วยอุณหภูมิเป็นหน่วยเคลวินเสมอ การเปลี่ยนหน่วยองศาเซลเซียสให้เป็นหน่วยเคลวิน ทำได้โดย

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

หรือ อุณหภูมิ ( $^{\circ}\text{C}$ ) =  $K - 273.15$

**หมายเหตุ** เพื่อความสะดวกในการคำนวณจึงใช้ตัวเลข 273 แทน 273.15

การเปลี่ยนหน่วยฟาเรนไฮต์ให้เป็นหน่วยเคลวิน หรือหน่วยองศาเซลเซียส ทำได้โดย

$$\text{อุณหภูมิ (K)} = \frac{5}{9} (F + 459.7)$$

หรือ อุณหภูมิ ( $^{\circ}\text{C}$ ) =  $\frac{9}{5} (F - 32)$

### อุณหภูมิและความดันมาตรฐาน

เนื่องจากปริมาตรของแก๊สเปลี่ยนแปลงไปตามอุณหภูมิและความดันที่เปลี่ยนไป เพื่อให้การเปรียบเทียบปริมาตรของแก๊สถูกต้องตรงกัน จึงมีการตั้งอุณหภูมิมาตรฐานและความดันมาตรฐาน เรียกว่า อุณหภูมิและความดันมาตรฐาน (standard temperature and pressure, STP) หมายถึง “สภาวะที่อุณหภูมิ 273 เคลวิน และความดัน 1 บรรยากาศ”

#### 5.1.1 กฎของแก๊ส

กฎของแก๊ส (gas law) เป็นกฎที่อธิบายพฤติกรรมของแก๊สอุดมคติที่เกี่ยวกับปริมาตร ความดัน อุณหภูมิ และจำนวนโมล

เพื่อสะดวกในการศึกษาและการคำนวณเกี่ยวกับกฎของแก๊ส จึงใช้อักษรย่อและหน่วยระบบเมตริก หรือหน่วยที่นิยมใช้โดยมาก ดังนี้

ปริมาตร ตัวย่อคือ V หน่วย มิลลิลิตร (mL) หรือลิตร (L)

ความดัน ตัวย่อคือ P หน่วย ความดัน บรรยากาศ (atm) หรือ มิลลิเมตรปรอท (mmHg) หรือ พาสคัล (Pa)

อุณหภูมิ ตัวย่อคือ T หน่วย องศาเซลเซียส ( $^{\circ}\text{C}$ ) หรือองศาเคลวิน (K) หรืออุณหภูมิสัมบูรณ์

จำนวนโมล ตัวย่อคือ n หน่วย โมล (mol)

#### กฎของบอยล์

ปี ค.ศ.1662 บอยล์ (Robert Boyle) นักเคมีชาวอังกฤษ ศึกษาถึงความสัมพันธ์ระหว่างความดันและปริมาตรของแก๊ส ที่อุณหภูมิคงที่ โดยใช้หลอดแก้วตัวเจ (J-shape) ที่ปลายด้านหนึ่งปิด บอยล์ทดลองเปลี่ยนความดันโดยการบรรจุปรอทลงไปหลอดแก้ว และพบว่าปริมาตรของแก๊สลดลงเมื่อความดันเพิ่มขึ้น เรียกว่า กฎของบอยล์ (Boyle's law) กล่าวคือ “ที่อุณหภูมิคงที่ ปริมาตรของแก๊สแปรผกผันกับความดัน” เขียนความสัมพันธ์ได้ว่า

$$V \propto \frac{1}{P} \quad \dots(5.10)$$

$$V = \frac{k}{P} \quad \dots(5.11)$$

$$PV = k \quad \text{.....(5.12)}$$

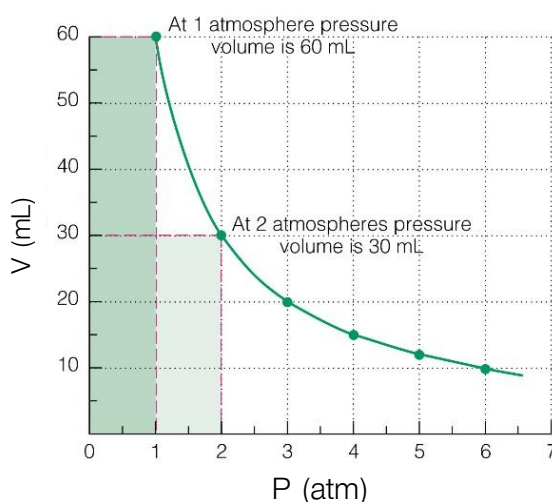
กฎของบอยล์ ใช้คำนวณปริมาตรของแก๊สเมื่อความดันเปลี่ยนแปลง หรือคำนวณความดันเมื่อปริมาตรของแก๊สเปลี่ยนแปลง จากสถานะหนึ่งไปอีกสถานะหนึ่ง จากสมการ

$$P_1V_1 = P_2V_2 \quad \text{.....(5.13)}$$

เมื่อ  $P_1$  และ  $P_2$  = ความดันสถานะเริ่มต้น และความดันสถานะสุดท้าย ตามลำดับ  
 $V_1$  และ  $V_2$  = ปริมาตรสถานะเริ่มต้น และปริมาตรสถานะสุดท้าย ตามลำดับ

จากกฎของบอยล์ นำผลการทดลองไปเขียนกราฟแสดงความสัมพันธ์ระหว่างปริมาตรและความดัน จะได้ลักษณะของกราฟซึ่งมี 2 แบบดังนี้

แบบที่ 1 กราฟไฮเพอร์โบลา (hyperbola) เมื่อเขียนกราฟระหว่าง  $P$  กับ  $V$  โดยพบว่าปริมาตรจะลดลงครึ่งหนึ่ง เมื่อมีความดันเพิ่มขึ้น 2 เท่า ดังภาพที่ 5.4



ภาพที่ 5.4 กราฟแสดงความสัมพันธ์ระหว่าง  $P$  กับ  $V$  เมื่อ  $T$   
 ที่มา: Burns. Fundamentals of Chemistry. (Online).

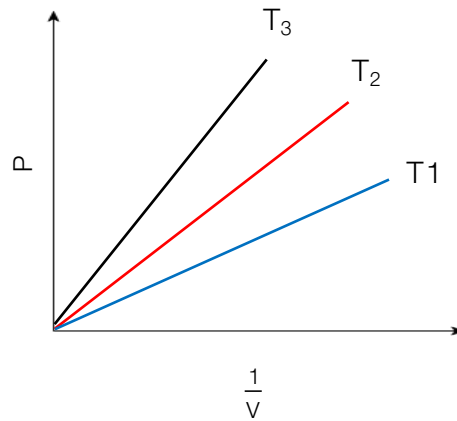
แบบที่ 2 กราฟเส้นตรงที่ผ่านจุดกำเนิด (จุด 0) เมื่อเขียนกราฟระหว่าง  $P$  กับ  $\frac{1}{V}$

$$\text{จากสมการ (5.11)} \quad V = k \frac{1}{P} + 0$$

$$\text{หรือ} \quad P = k \frac{1}{V} + 0$$

เมื่อเขียนกราฟระหว่าง  $V$  กับ  $\frac{1}{P}$  หรือ  $P$  กับ  $\frac{1}{V}$  จะได้กราฟเส้นตรงที่มีความชันเท่ากับค่าคงที่ ( $k$ ) และมีจุดตัดแกนที่จุด 0 ดังภาพที่ 5.5





ภาพที่ 5.5 กราฟแสดงความสัมพันธ์ระหว่าง  $P$  กับ  $\frac{1}{V}$

เมื่อเขียนกราฟจะได้เส้นตรง ในแต่ละอุณหภูมิจะได้เส้นตรงที่มีความชันไม่เท่ากัน เส้นกราฟที่อุณหภูมิสูงจะมีความชันมากกว่าที่อุณหภูมิต่ำ แต่ถ้าต่อเส้นกราฟออกไป เส้นกราฟจะไปพบกันที่จุด 0

ตัวอย่าง 5.2 แก๊สออกซิเจนจำนวนหนึ่งมีปริมาตร 5.00 L ภายใต้ความดัน 740 mmHg จงหาปริมาตรของแก๊สจำนวนนี้โดยความดันบรรยากาศที่อุณหภูมิต่ำ

วิธีคิด ความดันบรรยากาศเท่ากับ 760 mmHg

$$P_1 = 740 \text{ mmHg} \quad P_2 = 760 \text{ mmHg}$$

$$V_1 = 5.00 \text{ L} \quad V_2 = ?$$

จากกฎของบอยล์  $P_1V_1 = P_2V_2$

$$(740 \text{ mmHg})(5.00 \text{ L}) = (760 \text{ mmHg})V_2$$

$$V_2 = \frac{(740 \text{ mmHg})(5.00 \text{ L})}{760 \text{ mmHg}} = 4.87 \text{ L}$$

ดังนั้น ปริมาตรแก๊สจะลดลงเหลือ 4.87 ลิตร

ตัวอย่าง 5.3 แก๊สฟร็อน ( $\text{CCl}_2\text{F}_2$ ) ปริมาตร 1.53 L มีความดัน  $5.6 \times 10^3$  Pa ถ้าปริมาตรของแก๊สลดลงเหลือ 0.52 L เมื่ออุณหภูมิต่ำ ความดันของแก๊สนี้จะเป็นกี่ mmHg

วิธีคิด  $P_1 = 5.6 \times 10^3 \text{ Pa} \quad P_2 = ?$

$$V_1 = 1.53 \text{ L} \quad V_2 = 0.52 \text{ L}$$

จากกฎของบอยล์  $P_1V_1 = P_2V_2$

$$(5.6 \times 10^3 \text{ Pa})(1.53 \text{ L}) = P_2(0.52 \text{ L})$$

$$P_2 = \frac{(5.6 \times 10^3 \text{ Pa})(1.53 \text{ L})}{0.52 \text{ L}} = 1.65 \times 10^4 \text{ Pa}$$

จาก  $1 \text{ Pa} = 7.500 \times 10^{-3} \text{ mmHg}$

$$1.65 \times 10^4 \text{ Pa} = (1.65 \times 10^4 \text{ Pa})(7.500 \times 10^{-3} \text{ mmHg}) = 123.8 \text{ mmHg}$$

ดังนั้น ความดันแก๊สเท่ากับ 123.8 mmHg

## กฎของชาร์ล

ในปี ค.ศ.1778 ชาร์ล (Jacques-Alexander-Cesar Charles) นักฟิสิกส์ชาวฝรั่งเศส พบว่าอุณหภูมิมีผลต่อปริมาตรของแก๊ส สรุปเป็นกฎว่า “เมื่อความดันคงที่ ปริมาตรของแก๊สแปรผันกับอุณหภูมิสัมบูรณ์” ดังนั้น แก๊สจะขยายตัวเมื่ออุณหภูมิเพิ่มขึ้น และจะหดตัวเมื่ออุณหภูมิลดลง เขียนความสัมพันธ์ได้ว่า

$$V \propto T \quad \text{.....(5.14)}$$

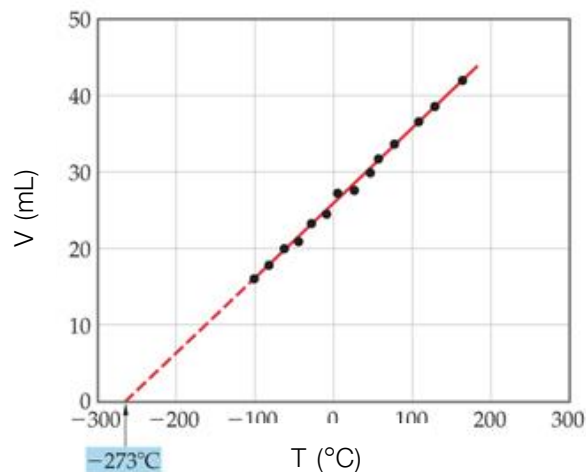
$$V = kT \quad \text{.....(5.15)}$$

กฎของชาร์ลใช้หาปริมาตรของแก๊สเมื่ออุณหภูมิเปลี่ยน หรือหาอุณหภูมิเมื่อปริมาตรของแก๊สเปลี่ยน จากสมการ

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \text{.....(5.16)}$$

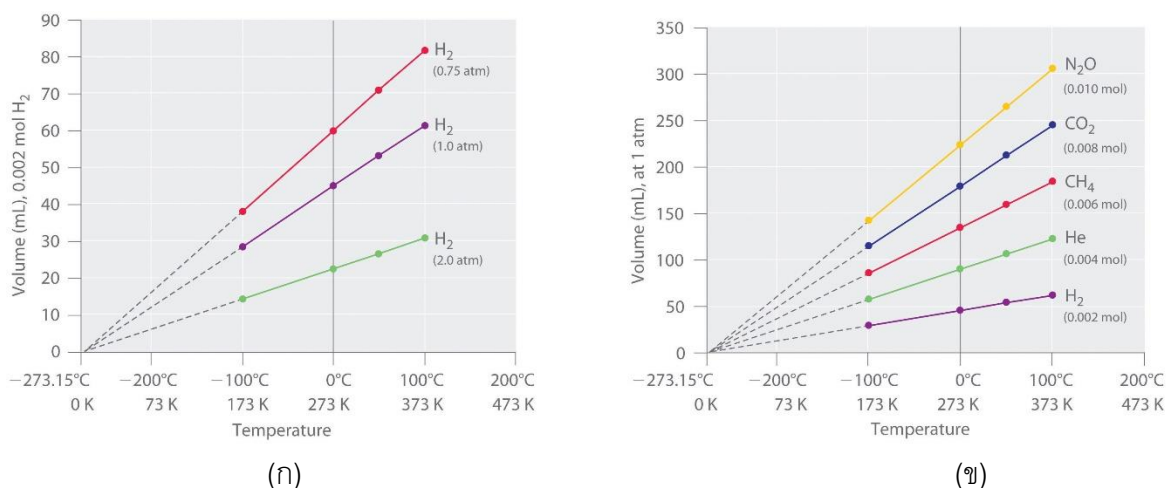
เมื่อ  $V_1$  และ  $V_2$  = ปริมาตรสถานะเริ่มต้น และปริมาตรสถานะสุดท้าย ตามลำดับ  
 $T_1$  และ  $T_2$  = อุณหภูมิสถานะเริ่มต้น และอุณหภูมิสถานะสุดท้าย ตามลำดับ

จากสมการ (5.16) ปริมาตรของแก๊สเป็นสัดส่วนโดยตรงกับอุณหภูมิ เมื่อเขียนกราฟระหว่างปริมาตรกับอุณหภูมิ ดังภาพที่ 5.6 แล้วลากเส้นตรงมาตัดกับแกนอุณหภูมิ พบว่าแก๊สทุกชนิดจะตัดตรงจุดเดียวกันที่อุณหภูมิ  $-273^{\circ}\text{C}$  แสดงว่าที่อุณหภูมินี้แก๊สทุกชนิดจะมีปริมาตรเท่ากับศูนย์ (หรือไม่มีปริมาตร) เรียกอุณหภูมิที่แก๊สมีปริมาตรเท่ากับศูนย์ว่า ศูนย์องศาสัมบูรณ์ (absolute zero)



ภาพที่ 5.6 ความสัมพันธ์ระหว่างปริมาตรของแก๊สกับอุณหภูมิ  
 ที่มา: Brown et al. Chemistry. 2009. p400

จากกฎของชาร์ล สมการ (5.15) เมื่อเขียนกราฟระหว่างปริมาตรของแก๊สกับอุณหภูมิสัมบูรณ์ จะได้กราฟเส้นตรงลากผ่านจุด 0 (0 K หรือ  $273^{\circ}\text{C}$ ) และมีความชันเท่ากับ k ลักษณะของกราฟจะมีความชันแตกต่างกัน โดยแก๊สชนิดเดียวกันที่ความดันไม่เท่ากัน สถานะความดันต่ำกราฟจะมีความชันมากกว่าสถานะที่มีความดันสูง (ภาพที่ 5.7(ก)) ส่วนในกรณีแก๊สต่างชนิดกันที่ใช้ความดันเท่ากัน ความชันของกราฟจะแตกต่างกันขึ้นอยู่กับชนิดของแก๊ส (ภาพที่ 5.7(ข))



ภาพที่ 5.7 แสดงความสัมพันธ์ระหว่างปริมาตรกับอุณหภูมิเคลวิน (ก) แก๊สชนิดเดียวกัน ( $P$  ไม่เท่ากัน) และ (ข) แก๊สต่างชนิดกัน ( $P$  เท่ากัน)

ที่มา: Averill. Principles of General Chemistry. 2012. (Online)

ตัวอย่าง 5.4 ปริมาตรแก๊ส  $H_2$  ที่บรรจุในลูกบอลลูกหนึ่งเท่ากับ 1.00 L ที่  $25^\circ C$  จงคำนวณปริมาตรบอลลูกจะเป็นเท่าเมื่อเย็นตัวลงสู่ที่อุณหภูมิ  $-78^\circ C$

วิธีคิด

$$V_1 = 1.00 \text{ L}$$

$$V_2 = ?$$

$$T_1 = 273 + 25^\circ C = 298 \text{ K} \quad T_2 = 273 + (-78^\circ C) = 195 \text{ K}$$

จากกฎของชาร์ล (สมการ 5.16)

$$V_2 = \frac{(1.00 \text{ L})(195 \text{ K})}{298 \text{ K}} = 0.654 \text{ L}$$

ดังนั้น ปริมาตรแก๊สจะลดลงเหลือ 0.654 ลิตร เมื่อลดอุณหภูมิเหลือ  $-78^\circ C$

### กฎของเก-ลุซซัค (Gay-Lussac's law)

ในปี ค.ศ.1808 เก-ลุซซัค (Joseph-Louis Gay-Lussac) ศึกษาการเปลี่ยนแปลงปริมาตรของแก๊สเมื่อนำแก๊ส 2 ชนิดขึ้นไปมาทำปฏิกิริยากันแล้วได้สารผลิตภัณฑ์เป็นแก๊ส ที่ความดันและอุณหภูมิคงที่สรุปเป็นกฎได้คือ “เมื่อความดันและจำนวนโมลของแก๊สคงที่ ปริมาตรของแก๊สแปรผันกับอุณหภูมิสัมบูรณ์”

$$P \propto T \quad \text{.....(5.17)}$$

$$P = kT \quad \text{.....(5.18)}$$

$$\frac{P}{T} = k \quad \text{.....(5.19)}$$

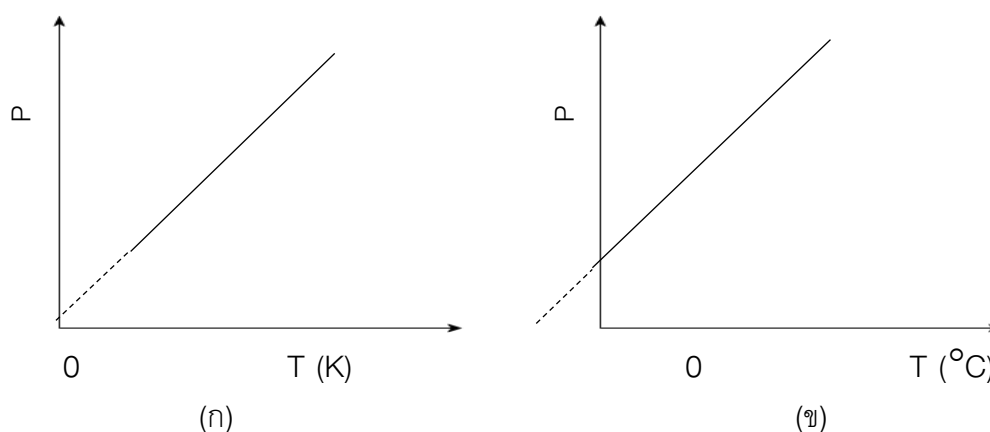
กฎของเก-ลุซซัคใช้หาความดันของแก๊สเมื่ออุณหภูมิเปลี่ยน ณ สภาวะต่างกัน จากสมการ

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad \text{.....(5.20)}$$

เมื่อ  $P_1$  และ  $P_2$  = ความดันสภาวะเริ่มต้น และความดันสภาวะสุดท้าย ตามลำดับ

$T_1$  และ  $T_2$  = อุณหภูมิสภาวะเริ่มต้น และอุณหภูมิสภาวะสุดท้าย ตามลำดับ

ผลการศึกษาของเก-ลูซัก สอดคล้องกับกฎของชาร์ล แต่ให้ผลการทดลองที่ละเอียดขึ้น ความสัมพันธ์ระหว่างปริมาตรของแก๊สและความดันกับอุณหภูมิสัมบูรณ์ เมื่อจำนวนโมลของแก๊สคงที่ อาจเรียกรวมว่ากฎของชาร์ล-เก-ลูซัก (Charles-Gay-Lussac's law) จากสมการ (5.18) กราฟระหว่าง P กับ T (หน่วย K) หรือ P กับ T (หน่วย °C) จะมีความชันเท่ากับ k (ภาพที่ 5.8)



ภาพที่ 5.8 แสดงความสัมพันธ์ระหว่าง (ก) P กับ T (หน่วย K) และ (ข) P กับ T (หน่วย °C)

### กฎของอาโวกาโดร

ปี ค.ศ.1811 อาโวกาโดร (Amedeo Avogadro) ศึกษาพฤติกรรมของแก๊ส พบว่า ภายใต้อุณหภูมิและความดันเดียวกัน แก๊สที่มีปริมาตรเท่ากันจะมีจำนวนโมเลกุลของแก๊สชนิดนั้นเท่ากัน เมื่อจำนวนโมเลกุลสัมพันธ์กับจำนวนโมล คือ 1 โมลเท่ากับ  $6.02 \times 10^{23}$  โมเลกุล เมื่อปริมาตรสัมพันธ์กับจำนวนโมล คือ 1 โมลของแก๊สใดๆ มีปริมาตรเท่ากับ 22.4 ลิตร ที่ STP กฎของอาโวกาโดร คือ “เมื่อความดันและอุณหภูมิคงที่ ปริมาตรของแก๊สแปรผันกับจำนวนโมลของแก๊ส” ดังสมการ

$$V \propto n \quad \text{.....(5.21)}$$

$$V = kn \quad \text{.....(5.22)}$$

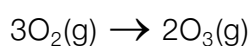
กฎของอาโวกาโดรใช้หาปริมาตรของแก๊สและจำนวนโมล ณ สภาวะต่างกัน จากสมการ

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \quad \text{.....(5.23)}$$

เมื่อ  $V_1$  และ  $V_2$  = ปริมาตรสภาวะเริ่มต้น และปริมาตรสภาวะสุดท้าย ตามลำดับ

$n_1$  และ  $n_2$  = จำนวนโมลสภาวะเริ่มต้น และจำนวนโมลสภาวะสุดท้าย ตามลำดับ

ตัวอย่าง 5.5 แก๊สออกซิเจน ( $O_2$ ) 0.50 mol มีปริมาตร 12.2 L ที่ความดัน 1 atm และอุณหภูมิ  $25^\circ C$  เมื่อทำการเปลี่ยนเป็นแก๊สโอโซน ( $O_3$ ) ที่อุณหภูมิและความดันเดียวกันจะได้แก๊สโอโซนปริมาตรเท่าใด วิธีคิด จะต้องหาจำนวนโมลของ  $O_3$  จากสมการเคมีของการเปลี่ยนแก๊ส  $O_2$  เป็นแก๊ส  $O_3$  ดังนี้



$$\text{mol } O_3 = 0.50 \text{ mol } O_2 \left( \frac{2 \text{ mol } O_3}{3 \text{ mol } O_2} \right) = 0.33 \text{ mol}$$

$$n_1 = 0.50 \text{ mol} \quad n_2 = 0.33 \text{ mol}$$

$$V_1 = 12.2 \text{ L} \quad V_2 = ?$$

$$\text{จากสมการ (5.23)} \quad \frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

$$V_2 = \left( \frac{n_2}{n_1} \right) V_1 = \left( \frac{0.33 \text{ mol}}{0.50 \text{ mol}} \right) \times 12.2 \text{ L} = 8.1 \text{ L}$$

ดังนั้น ปริมาตรแก๊สไอโซนเกิดขึ้นเท่ากับ 8.1 ลิตร

### กฎรวมแก๊ส

กฎรวมแก๊ส เป็นสมการรวมกฎของบอยล์และกฎของชาร์ล-เก-ลูซัก เข้าด้วยกัน เพื่อแสดงความสัมพันธ์ระหว่างปริมาตร ความดัน และอุณหภูมิ ในขณะที่จำนวนโมลของแก๊สคงที่ ดังนี้

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

$$\text{จากกฎของชาร์ล} \quad V \propto T \quad (\text{เมื่อ } P \text{ และ } n \text{ คงที่})$$

รวมกฎของบอยล์และกฎของชาร์ล

$$V \propto \frac{T}{P} \quad \text{.....(5.24)}$$

$$\frac{PV}{T} = k \quad \text{.....(5.25)}$$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad \text{.....(5.26)}$$

เมื่อ  $P_1$  และ  $P_2$  = ความดันสถานะเริ่มต้น และความดันสถานะสุดท้าย ตามลำดับ

$V_1$  และ  $V_2$  = ปริมาตรสถานะเริ่มต้น และปริมาตรสถานะสุดท้าย ตามลำดับ

$T_1$  และ  $T_2$  = อุณหภูมิสถานะเริ่มต้น และอุณหภูมิสถานะสุดท้าย ตามลำดับ

สมการ (5.26) เรียกว่า กฎรวมแก๊ส ซึ่งใช้ได้เมื่อจำนวนโมเลกุลของแก๊สคงที่ไม่เปลี่ยนแปลง ( $n$  คงที่) คำนวณหาความดัน ปริมาตรและอุณหภูมิของแก๊สเมื่อเปลี่ยนจากสถานะหนึ่งไปอีกสถานะหนึ่ง แต่ถ้า  $n$  ไม่คงที่ สมการ (5.25) เขียนได้เป็น

$$\frac{PV}{T} = nk \quad \text{.....(5.27)}$$

$$PV = nRT \quad \text{.....(5.28)}$$

เมื่อ  $P$  = ความดัน (atm)

$V$  = ปริมาตรแก๊ส (L)

$n$  = จำนวนโมล (mol)

$R$  = ค่าคงที่ของแก๊ส (0.082 L·atm/K·mol)

$T$  = อุณหภูมิสัมบูรณ์ (K)

สมการ (5.28) เรียกว่า สมการสถานะของแก๊สอุดมคติ หรือสมการแก๊สอุดมคติ

ตัวอย่าง 5.6 คำนวณโมลของแก๊ส  $H_2$  ปริมาตร 8.56 L ที่  $0^\circ C$  และ 1.5 atm

วิธีคิด

$$P = 1.5 \text{ atm}$$

$$V = 8.56 \text{ L}$$

$$T = 0^\circ C + 273 = 273 \text{ K}$$

$$R = 0.082 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{K}\cdot\text{mol}$$

จากสมการ (5.28)  $n$  หาได้จาก  $n = \frac{PV}{RT}$

$$n = \frac{(1.5 \text{ atm})(8.56 \text{ L})}{(0.082 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{K}\cdot\text{mol})(273 \text{ K})} = 0.57 \text{ mol}$$

ดังนั้นจำนวนโมลของแก๊ส  $H_2$  เท่ากับ 0.57 โมล

ตัวอย่าง 5.7 เมื่อเผาไดบอเรน ( $B_2H_6$ ) กลายเป็นไอที่ความดัน 345 torr ที่  $-15^\circ C$  มีปริมาตรเท่ากับ 3.48 L คำนวณปริมาตรของแก๊สนี้ ถ้าเปลี่ยนสภาวะเป็นที่  $36^\circ C$  และความดัน 468 torr

วิธีคิด เนื่องจากจำนวนโมล ( $n$ ) ของแก๊สคงที่ ดังนั้นจึงใช้สมการกฎรวมแก๊ส สมการ (5.26)

$$P_1 = 345 \text{ torr}$$

$$P_2 = 468 \text{ torr}$$

$$T_1 = -15^\circ C + 273 = 258 \text{ K}$$

$$T_2 = 36^\circ C + 273 = 309 \text{ K}$$

$$V_1 = 3.48 \text{ L}$$

$$V_2 = ?$$

จากสมการ (5.26)  $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$

$$V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{P_2 T_1} = \frac{(345 \text{ torr})(3.48 \text{ L})(309 \text{ K})}{(468 \text{ torr})(258 \text{ K})} = 3.07 \text{ L}$$

ดังนั้น ปริมาตรไดบอเรนเท่ากับ 3.07 ลิตร

ตัวอย่าง 5.8 คำนวณปริมาตรสุดท้ายของแก๊ส  $NH_3$  3.5 L ที่ความดัน 1.68 atm ซึ่งเกิดจากการหดตัวจนเหลือเป็น 1.35 L เมื่ออุณหภูมิคงที่ โดยใช้สมการแก๊สอุดมคติ

วิธีคิด การคำนวณเกี่ยวกับการเปลี่ยนสภาวะของแก๊สทำได้โดยใช้สมการแก๊สอุดมคติ  $PV = nRT$

เมื่อเกิดการเปลี่ยนสภาวะของแก๊สที่ความดันคงที่ และจำนวนโมลของแก๊สคงที่ สามารถเขียน

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

$$T_1 = 5^\circ C + 273 = 278 \text{ K}$$

$$T_2 = 86^\circ C + 273 = 359 \text{ K}$$

$$V_1 = 3.8 \text{ L}$$

$$V_2 = ?$$

$$V_2 = \left(\frac{T_2}{T_1}\right)V_1 = \left(\frac{278 \text{ K}}{359 \text{ K}}\right) \times 3.8 \text{ L} = 2.9 \text{ L}$$

ดังนั้น ปริมาตรแอมโมเนียเท่ากับ 2.9 ลิตร

### คงที่ของแก๊ส (gas constant)

จากสมการแก๊สอุดมคติ สมการ (5.28) สามารถเขียนค่าคงที่ของแก๊ส ได้เป็น

$$R = \frac{PV}{nT} \quad \dots(5.29)$$

เมื่อพิจารณาจากแก๊สใดๆ จำนวน 1 โมล ซึ่งมีปริมาตร 22.4 ลิตรที่ STP เมื่อแทนค่า P, V, T และ n ลงในสมการ (5.29) จะได้ค่า R ดังนี้

$$R = \frac{(22.4 \text{ L})(1 \text{ atm})}{(273 \text{ K})(1 \text{ mol})} = 0.082 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{K}\cdot\text{mol}$$

ค่า R ยังมีอีกหลายค่า เช่น  $R = 8.314 \times 10^7 \text{ ergs}/\text{K}\cdot\text{mol}$

$$R = 8.314 \text{ J}/\text{K}\cdot\text{mol}$$

$$R = 1.987 \text{ cal}/\text{K}\cdot\text{mol}$$

**หมายเหตุ** สำหรับวิชาเคมีในระดับนี้ส่วนใหญ่ใช้ค่า R เท่ากับ  $0.082 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{K}\cdot\text{mol}$

### การคำนวณปริมาณสัมพันธ์ของแก๊ส

ปริมาณสัมพันธ์ของแก๊สเกี่ยวข้องกับน้ำหนัก จำนวนโมล ปริมาตรและจำนวนอนุภาค รายละเอียดกล่าวแล้วในหน่วยเรียนที่ 2

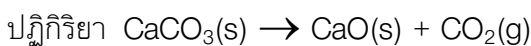
**ตัวอย่าง 5.9** คำนวณจำนวนโมลของแก๊ส  $\text{N}_2$  ที่มีปริมาตร 1.75 L ที่ STP

**วิธีคิด** เนื่องจาก 1 โมล ของแก๊สใดๆ ที่ STP มีปริมาตรเท่ากับ 22.4 L ดังนั้น จำนวนโมลของแก๊ส  $\text{N}_2$  1.75 L ที่ STP จึงเท่ากับ

$$\text{mol N}_2 = 1.75 \text{ L} \left( \frac{1 \text{ mol}}{22.4 \text{ L}} \right) = 7.81 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

ดังนั้นจำนวนโมลของแก๊ส  $\text{N}_2$  เท่ากับ  $7.81 \times 10^{-2}$  โมล

**ตัวอย่าง 5.10** ควิกไลม์ (quicklime,  $\text{CaO}$ ) ถูกเตรียมขึ้นมาจากการสลายตัวของแคลเซียมคาร์บอเนต ( $\text{CaCO}_3$ ) คำนวณปริมาตรของแก๊ส  $\text{CO}_2$  ที่ได้จากการสลายตัวของ  $\text{CaCO}_3$  น้ำหนัก 152 กรัม



**วิธีคิด** จากสมการที่ดุลแล้ว อัตราส่วนโมลของ  $\text{CaCO}_3$  ที่สลายตัวต่อแก๊ส  $\text{CO}_2$  ที่เกิดขึ้น เป็น 1:1 ดังนั้น ถ้าทราบจำนวนโมลของ  $\text{CaCO}_3$  ที่สลายตัวจะสามารถทราบจำนวนโมลของ  $\text{CO}_2$  ที่เกิดขึ้น

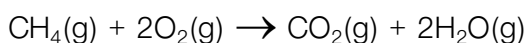
$$\text{จำนวนโมลของ } \text{CaCO}_3 \text{ ที่สลาย} = \frac{152 \text{ g}}{100.1 \text{ g/mol}} = 1.52 \text{ mol}$$

ดังนั้น จำนวนโมลของแก๊ส  $\text{CO}_2$  ที่เกิดขึ้นเท่ากับ 1.52 โมลด้วย

$$\text{ปริมาตรของแก๊ส } \text{CO}_2 \text{ จำนวน } 1.52 \text{ โมล} = 1.52 \text{ mol} \times \left( \frac{22.4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} \right) = 34.1 \text{ L ที่ STP}$$

ดังนั้น ปริมาตรของแก๊ส  $\text{CO}_2$  เท่ากับ 34.1 ลิตร ที่ STP

ตัวอย่าง 5.11 แก๊ส  $\text{CH}_4$  ปริมาตร 2.80 L ที่  $25^\circ\text{C}$  1.65 atm เผาไหม้กับออกซิเจนที่มากเกินไปพอ  
 คำนวณปริมาตรของแก๊ส  $\text{CO}_2$  ที่เกิดขึ้นที่  $2.50\text{ atm}$   $125^\circ\text{C}$   
 วิธีคิด ปฏิกริยาที่เกิดขึ้นจากการผสม  $\text{CH}_4$  และ  $\text{O}_2$  เป็นดังสมการ



คำนวณจำนวนโมล จากสมการแก๊สอุดมคติ ( $PV=nRT$ )

$$n_{\text{CH}_4} = \frac{PV}{RT} = \frac{(1.65\text{ atm})(2.80\text{ L})}{(0.082\text{ L} \cdot \text{atm}/\text{K} \cdot \text{mol})(298\text{ K})} = 1.89\text{ mol}$$

เนื่องจากอัตราส่วนโดยโมลของ  $\text{CH}_4$  ต่อ  $\text{O}_2$  เป็น 1:1

ดังนั้น ถ้ามี  $\text{CH}_4$  1.89 โมลจะเกิดแก๊ส  $\text{CO}_2$  1.89 โมล

เนื่องจากสภาวะที่กำหนดไม่ใช่ที่ STP ดังนั้น การคำนวณปริมาตรของ  $\text{CO}_2$  จึงต้องอาศัยสมการ  
 แก๊สอุดมคติ

$$n = 0.189\text{ mol}$$

$$T = 125^\circ\text{C} + 273 = 398\text{ K}$$

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

จากสมการแก๊สอุดมคติ ( $PV=nRT$ )

$$V = \frac{(0.189\text{ mol})(0.082\text{ L} \cdot \text{atm}/\text{K} \cdot \text{mol})(398\text{ K})}{2.50\text{ atm}} = 2.47\text{ L}$$

ดังนั้น ปริมาตรแก๊ส  $\text{CO}_2$  เท่ากับ 2.47 ลิตร

ความสัมพันธ์ระหว่างสมการแก๊สอุดมคติกับมวลโมเลกุลและความหนาแน่นของแก๊ส

สมการแก๊สอุดมคติสามารถคำนวณเกี่ยวกับมวลโมเลกุลและความหนาแน่นของแก๊สได้ ตาม  
 ความสัมพันธ์ดังนี้

จากความสัมพันธ์ระหว่างจำนวนโมลกับน้ำหนัก คือ  $n = \frac{g}{M}$  แทนลงในสมการ (5.28) จะได้

$$PV = \left(\frac{g}{M}\right)RT \quad \text{.....(5.30)}$$

เพราะฉะนั้น

$$M = \left(\frac{g}{V}\right)\left(\frac{RT}{P}\right) \quad \text{.....(5.31)}$$

จากความสัมพันธ์ความหนาแน่น ( $d$ ) คืออัตราส่วนระหว่างน้ำหนัก ( $g$ ) ต่อปริมาตร ( $V$ ) คือ  $d = \frac{g}{V}$   
 แทนค่าลงในสมการ (5.31) จะได้สมการแสดงความสัมพันธ์ระหว่างมวลโมเลกุลกับความหนาแน่นของ  
 แก๊ส ดังนี้

$$M = \frac{dRT}{P} \quad \text{.....(5.32)}$$



$$\text{หรือ } d = M \left( \frac{P}{RT} \right) \quad \dots(5.33)$$

เมื่อ  $g$  = น้ำหนักของแก๊ส (g)

$M$  = มวลโมเลกุลของแก๊ส (g/mol)

$d$  = ความหนาแน่นของแก๊ส (g/mL)

ตัวอย่าง 5.12 แก๊สชนิดหนึ่งมีความหนาแน่น 1.95 g/L ที่ 1.50 atm 27°C คำนวณมวลโมเลกุลของแก๊ส

วิธีคิด จากสมการ (5.32)  $M = \frac{dRT}{P}$

$$d = 1.95 \text{ g/L}$$

$$T = 27^\circ\text{C} + 273 = 300 \text{ K}$$

$$P = 1.50 \text{ atm}$$

$$M = \frac{(1.95 \text{ g/L})(0.082 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol})(300 \text{ K})}{1.50 \text{ atm}} = 32.0 \text{ g/mol}$$

ดังนั้น แก๊สชนิดนี้มีมวลโมเลกุลเท่ากับ 32.0 g/mol

### 5.1.2 ทฤษฎีจลน์โมเลกุลของแก๊ส

ในปี ค.ศ. 1738 แบริ์นูลลี (Daniel Bernoulli) นักคณิตศาสตร์และฟิสิกส์ชาวสวิสได้เสนอทฤษฎีแนวคิดทฤษฎีจลน์โมเลกุลของแก๊ส เพื่อใช้อธิบายกฎของบอยล์โดยอาศัยการเคลื่อนที่ของโมเลกุลแก๊ส จึงถือได้ว่า แบริ์นูลลีเป็นบิดาของทฤษฎีจลน์โมเลกุลของแก๊ส

ในศตวรรษที่ 19 โบลต์ซมันน์ (Ludwig Eduard Boltzmann) และ แมกซ์เวลล์ (James Clerk Maxwell) พบว่าสมบัติทางกายภาพของแก๊สอธิบายได้จากการเคลื่อนที่ของแต่ละโมเลกุลของแก๊สเหล่านั้น ทฤษฎีสำคัญที่ใช้อธิบายพฤติกรรมของแก๊ส เรียกว่า ทฤษฎีจลน์โมเลกุลของแก๊ส

ทฤษฎีจลน์โมเลกุลของแก๊ส คือทฤษฎีเพื่อใช้อธิบายพฤติกรรมของแก๊สโดยการใช้แบบจำลองหรือทฤษฎีในระดับจุลภาค กล่าวคือ เป็นการศึกษาโมเลกุลของแก๊สเพียงหนึ่งหรือสองโมเลกุลเพื่อเป็นตัวแทนของโมเลกุลล้านๆ โมเลกุลในระดับมหภาค

ทฤษฎีจลน์โมเลกุลของแก๊ส มีแนวคิดที่สำคัญคือ อนุภาคของแก๊สมีการเคลื่อนที่อยู่ตลอดเวลา เมื่อแก๊สมีการเคลื่อนที่ย่อมมีพลังงานจลน์ในโมเลกุลด้วย การศึกษาทฤษฎีจลน์โมเลกุลของแก๊สอาศัยสมมติฐานดังนี้

1) แก๊สประกอบด้วยอนุภาคจำนวนมากที่มีขนาดเล็กมากเมื่อเทียบกับขนาดภาชนะที่บรรจุ จนถือได้ว่าอนุภาคของแก๊สไม่มีปริมาตร

2) โมเลกุลของแก๊สอยู่ห่างกันมาก ทำให้แรงดึงดูดและแรงผลักระหว่างโมเลกุลน้อยมาก จนถือได้ว่าไม่มีแรงกระทำต่อกัน

3) โมเลกุลของแก๊สเคลื่อนที่อย่างรวดเร็วในแนวเส้นตรง จนกว่าจะมีการชนกันเองระหว่างโมเลกุลของแก๊ส หรือผนังภาชนะ โมเลกุลของแก๊สแต่ละโมเลกุลมีการเคลื่อนที่อย่างไร้ระเบียบ ที่เรียกว่าการเคลื่อนที่แบบบราวน์เนียน (Brownian motion) คือ เปลี่ยนทิศทางการเคลื่อนที่ตลอดเวลา

4) โมเลกุลของแก๊สที่ชนกันเอง หรือชนกับผนังภาชนะจะเกิดการถ่ายโอนพลังงานให้แก่กันได้ แต่พลังงานรวมของระบบคงที่ การชนนี้เกิดขึ้นบ่อยครั้งจนทำให้การเคลื่อนที่ของแก๊สไม่เป็นระเบียบ ซึ่งการชนนี้เป็นแบบยืดหยุ่น (elastic) คือพลังงานรวมของแก๊สทั้งสองโมเลกุลที่เข้าชนกันไม่เปลี่ยนแปลง โมเลกุลหนึ่งสูญเสียพลังงานจลน์ไปเท่าใด อีกโมเลกุลจะรับพลังงานจลน์เพิ่มขึ้นเท่านั้น (แก๊ส 1 โมลที่ STP จะมีการชน  $10^{30}$  ครั้งต่อวินาที โดยประมาณ) ถ้าสมมติว่าการชนไม่เป็นแบบยืดหยุ่น พลังงานจลน์รวมจะต้องลดลง โมเลกุลทั้งสองที่ชนกันจะสูญเสียพลังงานจลน์ไปเป็นพลังงานรูปอื่น ถ้าเป็นเช่นนั้นโมเลกุลของแก๊สย่อมจะเคลื่อนที่ช้าลงจนกระทั่งหยุดนิ่ง

5) แก๊สแต่ละโมเลกุลมีพลังงานจลน์ต่างกัน แต่พลังงานจลน์เฉลี่ยของโมเลกุลทั้งหมดเป็นสัดส่วนโดยตรงกับอุณหภูมิสัมบูรณ์ของแก๊ส ( $KE \propto T$ ) และพลังงานจลน์เฉลี่ยของแก๊สใดๆ จะเท่ากันที่อุณหภูมิเดียวกัน

พลังงานจลน์เฉลี่ย (KE) ของโมเลกุล มีความสัมพันธ์กับมวลโมเลกุลและความเร็ว ดังสมการ

$$KE = \frac{1}{2} m \bar{v}^2 \quad \text{.....(5.44)}$$

เมื่อ KE = พลังงานจลน์เฉลี่ย  
m = มวลโมเลกุลของแก๊ส  
 $\bar{v}^2$  = ความเร็วกำลังสองเฉลี่ย



พลังงานจลน์เฉลี่ยของแก๊สใดๆ จะเท่ากันที่อุณหภูมิเดียวกัน ดังนั้น ถ้าเปรียบเทียบแก๊ส 2 ชนิด คือ แก๊ส A และแก๊ส B พลังงานจลน์เฉลี่ยของแก๊สเขียนได้เป็น

$$KE_A = KE_B \quad \text{.....(5.45)}$$

$$\frac{1}{2} m_A \bar{v}_A^2 = \frac{1}{2} m_B \bar{v}_B^2 \quad \text{.....(5.46)}$$

จากสมการ (5.46) เขียนสมการในรูปเปรียบเทียบของน้ำหนักของแก๊ส A และแก๊ส B ได้เป็น

$$\frac{v_A^2}{v_B^2} = \frac{m_B}{m_A} \quad \text{.....(5.47)}$$

จากสมการ (5.47) เมื่อนำหนักของแก๊ส (m) แปรผันกับมวลโมเลกุลของแก๊ส (M)

$$\frac{v_A^2}{v_B^2} = \frac{M_B}{M_A} \quad \text{.....(5.48)}$$

เนื่องจากมวลโมเลกุลของแก๊สเป็นสัดส่วนโดยตรงกับน้ำหนักแก๊ส สมการ (5.48) เขียนได้เป็น

$$\frac{\bar{v}_A}{\bar{v}_B} = \sqrt{\frac{m_B}{m_A}} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}} \quad \text{.....(5.49)}$$

เมื่อ  $\bar{V}_A$  และ  $\bar{V}_B$  = ความเร็วของโมเลกุลแก๊ส A และ B ตามลำดับ

$m_A$  และ  $m_B$  = น้ำหนักของแก๊ส A และ B ตามลำดับ

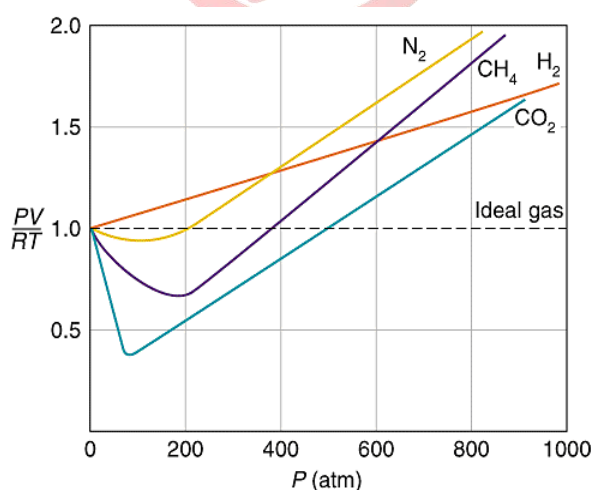
$M_A$  และ  $M_B$  = มวลโมเลกุลของแก๊ส A และ B ตามลำดับ

ดังนั้น สมการ (5.48) สอดคล้องกับกฎการแพร่ผ่านของเกรแฮม เมื่อเปรียบเทียบกับสมการ (5.38) จะได้ว่าอัตราการแพร่ผ่านของโมเลกุลแก๊สเป็นสัดส่วนโดยตรงกับความเร็วของโมเลกุลแก๊ส

### 5.1.3 พฤติกรรมของแก๊สจริง

แก๊สจริง (real gas) คือแก๊สในธรรมชาติเกือบทั้งหมด แก๊สจริงมีพฤติกรรมไม่สอดคล้องตรงกับสมการของแก๊สอุดมคติ (ยกเว้นแก๊สมีสกุลบางชนิด) แก๊สที่มีอยู่จริงตามธรรมชาติมีหลายชนิด บางชนิดเป็นประโยชน์ต่อสิ่งมีชีวิต แต่บางชนิดเป็นพิษต่อมนุษย์

จากสมการแก๊สอุดมคติ  $PV=nRT$  ถ้าใช้แก๊สอุดมคติ จำนวนโมลเท่ากับ 1 โมล จะได้ค่า  $PV/RT$  เท่ากับ 1 เสมอ ไม่ว่าความดันของแก๊สจะเป็นเท่าใดก็ตาม ค่าอัตราส่วน  $PV/RT$  เรียกว่า ค่าแฟกเตอร์การอัดของแก๊ส (compressibility factor) สำหรับแก๊สจริงจะมีพฤติกรรมเช่นเดียวกับแก๊สอุดมคติได้ก็ต่อเมื่อความดันต่ำมากๆ และอุณหภูมิสูงเท่านั้น เพราะเมื่อความดันเพิ่มขึ้นจะมีพฤติกรรมที่เบี่ยงเบนไปจากแก๊สอุดมคติอย่างมาก ดังนั้น แก๊สจริงจำนวน 1 โมลเท่ากันเมื่อมีความดันสูงขึ้น ค่า  $PV/RT$  จะไม่เท่ากับ 1 และจะแตกต่างกันไปตามแต่ละชนิดของแก๊ส จากการติดตามสมบัติต่างๆ ของแก๊สที่วัดได้จากการทดลอง ได้แก่  $P$ ,  $T$ ,  $V$  และ  $n$  จะพบว่าค่า  $PV/RT$  ของแก๊สจริงขึ้นกับความดัน ซึ่งถ้าเขียนกราฟระหว่าง  $PV/RT$  กับ  $P$  จะได้กราฟดังภาพที่ 5.9 ซึ่งในกรณีของแก๊สอุดมคติ (เส้นประ) ค่า  $PV/RT$  จะคงที่เท่ากับ 1 เสมอ เส้นประที่ปรากฏมีความชันเป็นศูนย์ทุกช่วงความดัน



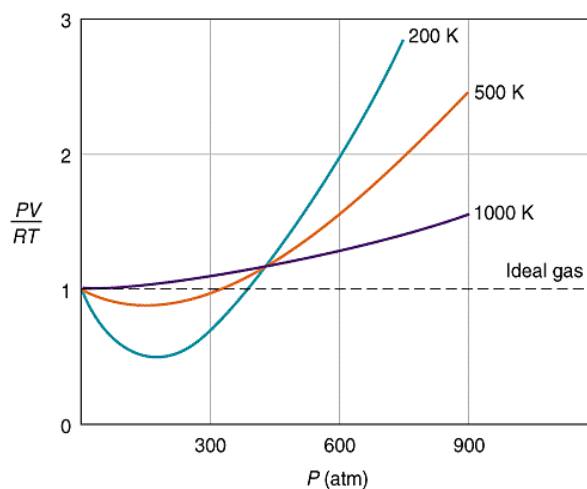
ภาพที่ 5.9 กราฟระหว่าง  $PV/RT$  กับ  $P$  ของแก๊สจริงบางชนิด

ที่มา: Brown et al. Chemistry. 2009. p421

แก๊สจริง 4 ชนิดคือ  $N_2$ ,  $H_2$ ,  $CH_4$  และ  $CO_2$  ที่อุณหภูมิ  $0^\circ C$  ถ้าแก๊สเหล่านี้ประพฤติตนเช่นเดียวกับแก๊สอุดมคติ เส้นกราฟจะเป็นเส้นตรงเหมือนเส้นประ แต่จากการทดลองพบว่าแก๊สทุกชนิดไม่เป็นเช่นนั้น จากกราฟภาพที่ 5.9 ในช่วงความดันน้อยๆ ( $<1 atm$ ) แก๊สเหล่านี้มีค่า  $PV/RT$  ใกล้เคียงกับ 1

นั่นคือ ผลคูณของ PV ไม่เปลี่ยนแปลงมากนัก แต่เมื่อความดันสูงขึ้น จะเกิดการเบี่ยงเบนไปเรื่อยๆ แรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลสามารถเกิดขึ้นได้เมื่อโมเลกุลอยู่ใกล้กันมากขึ้น ที่ความดันสูงๆ แก๊สจะมีความหนาแน่นสูงขึ้นและโมเลกุลอยู่ใกล้ชิดกันมากขึ้น

แรงระหว่างโมเลกุลจึงมีผลต่อพฤติกรรมของแก๊สจริง ช่วงความดันระหว่าง 1-200 atm แก๊ส  $N_2$  มีค่า PV/RT น้อยกว่า 1 หลังจากนั้นจะมีค่า PV/RT มากกว่า 1 และเพิ่มขึ้นเรื่อยๆ ตามความดันที่เพิ่มขึ้น ส่วน  $CH_4$  ในช่วงความดัน 1-200 atm ค่า PV/RT จะลดลงแล้วค่อยๆ เพิ่มขึ้นมากกว่าหนึ่งที่ความดันประมาณ 400 atm และ  $CO_2$  มีลักษณะคล้ายกับ  $CH_4$  แต่ค่า PV/RT ของ  $CO_2$  จะลดลงมากกว่าของ  $CH_4$  แก๊สจริงทุกตัวจะมีแนวโน้มค่า PV/RT เพิ่มขึ้นและค่า PV/RT สูงกว่า 1 เมื่อความดันสูงมากขึ้นเรื่อยๆ



ภาพที่ 5.10 กราฟระหว่าง PV/RT กับ P สำหรับแก๊สไนโตรเจนที่อุณหภูมิต่างๆ  
ที่มา: Brown et al. Chemistry, 2009. p421

จากการเขียนกราฟหาค่าของ PV/RT กับ P ของแก๊ส  $N_2$  ที่อุณหภูมิต่างๆ (ดังภาพที่ 5.10) จะพบว่า ยิ่งอุณหภูมิต่ำ ค่าของ PV/RT ของ  $N_2$  จะมีค่าเข้าใกล้แก๊สอุดมคติมากขึ้น ดังนั้นจึงสามารถสรุปได้ว่า เมื่อความดันยิ่งต่ำและอุณหภูมิต่ำ แก๊สจริงจะมีพฤติกรรมใกล้เคียงกับแก๊สอุดมคติ

พฤติกรรมของแก๊สจริงที่เบี่ยงเบนไปจากแก๊สอุดมคติเกิดจากแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลที่เรียกว่า แรงแวนเดอร์วาลส์ (van der Waals force) โดยนักฟิสิกส์ชาวเนเธอร์แลนด์ชื่อ วาลส์ (Johannes Diderik van der Waals, ค.ศ.1873) ได้ศึกษาความสัมพันธ์เพื่ออธิบายพฤติกรรมของแก๊สจริง โดยอาศัยสมการของแก๊สอุดมคติ

สมการแวนเดอร์วาลส์ เขียนได้เป็น

$$P = \frac{nRT}{(V - nb)} - a\left(\frac{n}{V}\right)^2 \quad \text{.....(5.50)}$$

หรือ

$$\left[ P + a\left(\frac{n}{V}\right)^2 \right] (V - nb) = nRT \quad \text{.....(5.51)}$$

เมื่อ  $P$  = ความดันแก๊ส (atm)

$V$  = ปริมาตรแก๊ส (L)

$T$  = อุณหภูมิสัมบูรณ์ (K)

$n$  = จำนวนโมลของแก๊ส (mol)

$a$  และ  $b$  = ค่าคงที่แวนเดอร์วาลส์ (ซึ่งเป็นค่าคงที่เฉพาะสำหรับแก๊สแต่ละชนิด ตารางที่ 5.2)

ตารางที่ 5.2 ค่าคงที่แวนเดอร์วาลส์ของแก๊สจริง

แก๊ส	$a$ (atm L <sup>2</sup> /mol <sup>2</sup> )	$b$ (L/mol)
He	0.034	0.02370
Ne	0.211	0.0171
Ar	1.35	0.0322
Kr	2.32	0.0398
Xe	4.19	0.0511
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
CO <sub>2</sub>	3.59	0.0427
CH <sub>4</sub>	2.25	0.0428
NH <sub>3</sub>	4.17	0.0371
H <sub>2</sub> O	5.46	0.0305

ที่มา: ดัดแปลงจาก Brown et al. Chemistry. 2009. p423

### แบบฝึกหัด

- จงบอกสมบัติทางกายภาพของแก๊ส
- CO<sub>2</sub> มีปริมาตร 1.40 ลิตรที่ 2.25 atm ถ้าความดัน 4.5 atm ปริมาตรของ CO<sub>2</sub> มีค่าเท่าใดที่อุณหภูมิคงที่
- แก๊สไนโตรเจน 10 L ลิตรอุณหภูมิ -25°C ต้องเพิ่มอุณหภูมิเป็น 3 เท่าจึงจะมีปริมาตร 30 ลิตรใช่หรือไม่
- แก๊ส Ar 0.1 atm 10°C จะมีความดันกี่ mmHg ที่ 293 K
- แก๊ส He 0.150 ลิตรที่ 50°C ความดัน 700 mmHg จะมีปริมาตรเท่าใดที่ STP
- จงคำนวณหาความดันกี่ mmHg ของแก๊ส Ar 0.10 โมล ที่ -20°C ในภาชนะ 10 ลิตร
- แก๊สซัลเฟอร์ไดออกไซด์ (SO<sub>2</sub>) 740 mmHg ที่ 25°C มีปริมาตร 250 mL จะหนักกี่กรัม
- แก๊ส O<sub>2</sub> หนัก 28.0 กรัม มีความดัน 800 mmHg ที่อุณหภูมิ 27°C จะมีปริมาตรกี่ลิตร