

- 7.1 สมบัติของก๊าซโดยทั่วไปและเปรียบเทียบกับของเหลวและของแข็ง
- 7.2 การวัดปริมาตร อุณหภูมิและความดัน
- 7.3 กฎของบอยล์
- 7.4 กฎของชาลส์
- 7.5 กฎของแก๊สลูสแซค
- 7.6 ทฤษฎีจลน์โมเลกุลของก๊าซ
- 7.7 กฎความดันย่อยของดาลตัน

บทนำ

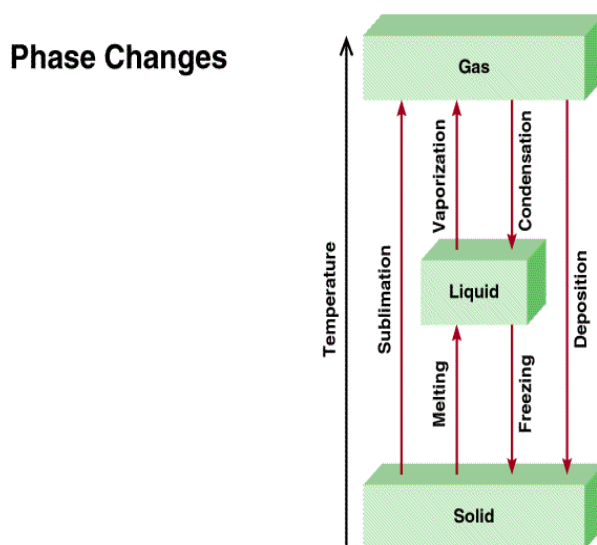
สาร โดยปกติแล้วที่พบอยู่บนโลกจัดแบ่งตามสถานะ ซึ่งเป็นสมบัติทางกายภาพ จะพบว่าสารมีอยู่ด้วยกันสามสถานะ คือ **ของแข็ง ของเหลวและก๊าซ** สารบางชนิดอาจอยู่ในสถานะก๊าซ ของเหลว หรือของแข็ง หรือทั้งสามสถานะก็ได้ ขึ้นอยู่กับชนิดของสาร ซึ่งพบว่าที่อุณหภูมิปกติ สารชนิดต่างๆ อาจมีสถานะเหมือนกันได้ ปัจจุบันได้มีผู้เสนอเพิ่มสถานะของสารอีก 2 สถานะ คือ **สถานะกึ่งของแข็งของเหลว** เช่น พวกผลึกเหลว (liquid crystals) กับ **สถานะพลาสมา (plasma)** เป็นสถานะของไอออนที่เป็นก๊าซ

สารแต่ละชนิดจะมีจุดเดือดและจุดหลอมเหลวต่างกัน ซึ่งเป็นสมบัติเฉพาะตัวของสาร การเปลี่ยนแปลงอุณหภูมิจะมีผลต่อการเปลี่ยนแปลงสถานะของสารด้วย

ของแข็ง (Solid) หมายถึงสารหรือสสารที่ขนาดและรูปร่างแน่นอน เนื่องจากโมเลกุลยึดเหนี่ยวกันอย่างแน่นหนา เปลี่ยนแปลงรูปร่างได้ยาก ปริมาตรไม่เปลี่ยนแปลงเมื่อได้รับแรงกดดันสูง ไม่มีการแพร่ เช่น เหล็ก หิน

ของเหลว (Liquid) หมายถึง สารหรือสสารที่ขนาดและรูปร่างไม่แน่นอน เนื่องจากโมเลกุลยึดเหนี่ยวกันอย่างหลวมๆ เปลี่ยนแปลงรูปร่างตามภาชนะ ปริมาตรเปลี่ยนแปลงเมื่อได้รับแรงกดดันและอุณหภูมิ มีการแพร่ เช่น ปรอท น้ำ

ก๊าซ (Gas) หมายถึง สารหรือสสารที่ขนาดและรูปร่างไม่แน่นอน เนื่องจากโมเลกุลยึดเหนี่ยวกันน้อยมาก และฟุ้งกระจาย อยู่อย่างอิสระ เปลี่ยนแปลงรูปร่างตามภาชนะ ปริมาตรเปลี่ยนแปลงเมื่อได้รับแรงกดดันและอุณหภูมิสูง มีการแพร่ เช่น ไฮโดรเจน ฮีเลียม ก๊าซออกซิเจน ก๊าซคาร์บอนไดออกไซด์ ก๊าซแอมโมเนีย



การเปลี่ยนสถานะของสาร

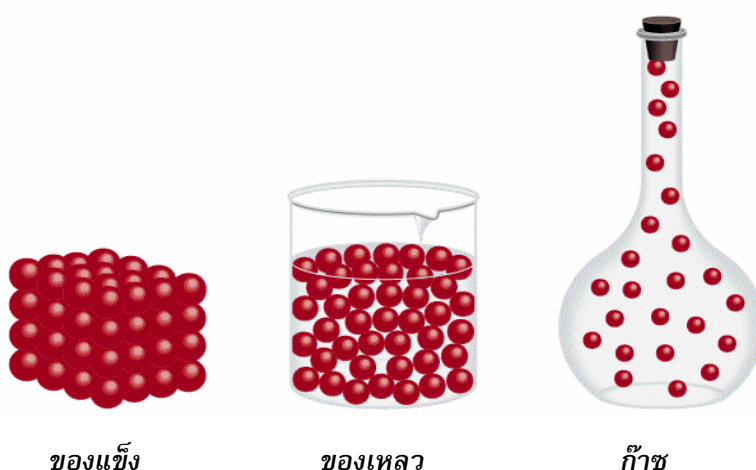
1. การเปลี่ยนสถานะของสารจากของแข็งเป็นของเหลว เนื่องจากได้รับความร้อนทำให้อนุภาคมีพลังงานจลน์ (ได้จากการเคลื่อนที่) เกิดการเคลื่อนไหวเร็วขึ้นมีการถ่ายเทพลังงานจลน์ให้กันและกันเมื่อถึงจุดจุดหนึ่งโมเลกุลก็จะเคลื่อนที่ห่างออกจากกัน แรงยึดเหนี่ยวน้อยลง เรียกว่าการละลาย การหลอมเหลว หรือ **การหลอม (Melting)**

2. การเปลี่ยนสถานะจากของเหลวเป็นก๊าซ เกิดจากอนุภาคได้รับพลังงานจลน์เพิ่มขึ้น อนุภาคห่างกัน จนไม่มีแรงยึดเหนี่ยวระหว่างกัน เรียกว่า **การระเหย (Vaporisation)**

3. การเปลี่ยนสถานะจากของแข็งเป็นก๊าซ เกิดจากอนุภาคได้รับความร้อนสูงจนแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลหลุดจากกัน เรียกว่า **การระเหิด (Sublimation)**

7.1 สมบัติของก๊าซโดยทั่วไปและเปรียบเทียบกับของเหลวและของแข็ง

	ของแข็ง	ของเหลว	ก๊าซ
รูปร่าง	• มีรูปร่างที่แน่นอน	• ไม่มีรูปร่างเฉพาะ มีรูปร่างตามภาชนะที่บรรจุ	• รูปร่างที่ไม่แน่นอน
ปริมาตร	• มีปริมาตรที่แน่นอน	• มีปริมาตรที่แน่นอน	• ไม่มีปริมาตรแน่นอน
การจัดตัวของอนุภาค	• อยู่ชิดกันมาก มีแรงยึดเหนี่ยวกัน	• อยู่ไม่ชิดกันมากนัก มีแรงยึดเหนี่ยวกันหลวมกว่าของแข็ง	• ห่างกันมาก ไม่มีแรงยึดเหนี่ยวระหว่างอนุภาค ทำให้เคลื่อนที่ได้โดยอิสระ
การบีบอัด	• ยากมาก	• ยาก ต้องใช้ความดันสูง	• ง่าย
การฟุ้งกระจาย	• ยาก	• ง่ายกว่าของแข็ง	• ง่าย



รูปที่ 7.1 แสดงการจัดอนุภาคของสามสถานะ

ก๊าซ เป็นสสารที่สามารถฟุ้งกระจายได้เต็มภาชนะที่บรรจุและเปลี่ยนรูปร่างไปตามภาชนะที่บรรจุนั้น เช่น อากาศ มีก๊าซไนโตรเจนและก๊าซออกซิเจนเป็นองค์ประกอบสำคัญ เป็นต้น สมบัติที่สำคัญอย่างหนึ่งของก๊าซที่แตกต่างจากของแข็งและของเหลวก็คือ สามารถบีบอัดได้ (compressible) เช่น อากาศในถังที่ใช้ดำน้ำก็คืออากาศที่ถูกอัดให้อยู่ในปริมาตรเล็กๆจนมีความดันสูง เป็นต้น นักวิทยาศาสตร์เกี่ยวกับสถานะของสสารนั้นบางคนก็สนใจศึกษาทั้งสถานะก๊าซกับสถานะของเหลวจึงเรียกรวมสถานะทั้งสองนี้ว่าของไหล (fluids)

สมบัติทั่วไปของก๊าซ

1. อนุภาคของก๊าซอยู่ห่างกันมากกว่าของเหลวและของแข็ง
2. เคลื่อนที่ตลอดเวลา ทุกทิศทางอย่างไม่เป็นระเบียบ การแพร่จึงเร็วกว่าของเหลวและของแข็ง
3. แรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลมีค่าน้อย ทำให้ไม่มีรูปร่างและปริมาตรที่แน่นอน
4. ความดันและอุณหภูมิมีผลต่อสมบัติของก๊าซมากกว่าของเหลวและของแข็ง
5. ความหนาแน่นต่ำและฟุ้งกระจายได้ง่าย
6. ปริมาตรและรูปร่างไม่แน่นอน
7. มีลักษณะโปร่งแสง
8. เมื่อนำก๊าซมาผสมกัน อาจเกิดได้ 2 กรณี
 - ก. ถ้าไม่มีปฏิกิริยา จำนวนโมเลกุลก่อนและหลังจะเท่ากัน
 - ข. ถ้าเกิดปฏิกิริยา จำนวนโมเลกุลก่อนและหลังอาจเท่าหรือไม่เท่ากันก็ได้
9. ปริมาตรของก๊าซจะเปลี่ยนแปลงมากเมื่ออุณหภูมิและความดันเปลี่ยน

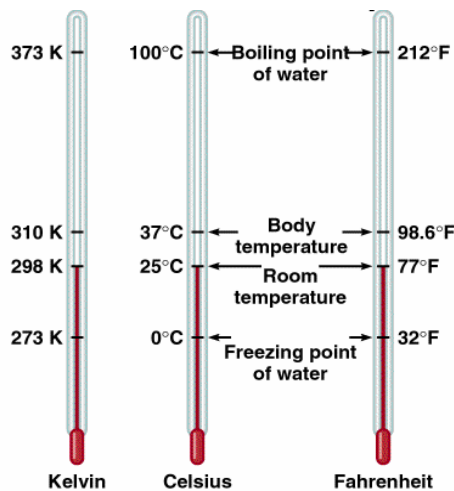
7.2 การวัดปริมาตร อุณหภูมิและความดัน

การกำหนดสถานะของก๊าซ มักต้องระบุปริมาตร อุณหภูมิและความดันด้วยเสมอ เนื่องจากว่าโมเลกุลของก๊าซมีการเคลื่อนที่ตลอดเวลา และฟุ้งกระจายได้ตามภาชนะที่บรรจุ ดังนั้นปริมาตรของก๊าซจึงเท่ากับปริมาตรของภาชนะที่บรรจุด้วย หน่วยวัดปริมาตรของก๊าซที่ใช้กัน ได้แก่ ลิตร ลูกบาศก์เดซิเมตร มิลลิลิตร ลูกบาศก์เซนติเมตรและลูกบาศก์เมตร

อุณหภูมิเป็นสมบัติตัวหนึ่งที่ใช้บอกระดับพลังงานของระบบ ถ้านำวัตถุสองอันที่มีอุณหภูมิต่างกันมาสัมผัสกัน ก็เกิดการถ่ายเทความร้อนจากวัตถุที่มีอุณหภูมิสูงกว่าไปยังวัตถุที่มีอุณหภูมิต่ำกว่า กระบวนการถ่ายเทความร้อนจะสิ้นสุดลง ณ จุดที่อุณหภูมิของวัตถุทั้งสองนี้เท่ากัน เรียกสมดุลนี้ว่า สมดุลทางความร้อน (*thermal equilibrium*)

การวัดอุณหภูมินั้น มีวิธีการวัดได้สองแบบ คือวัดค่าอุณหภูมิที่แท้จริงของวัตถุนั้นเลย ค่าอุณหภูมิที่อ่านได้นี้จะเรียกว่า *อุณหภูมิสัมบูรณ์ (absolute temperature)* ส่วนการวัดค่าอีกแบบหนึ่งคือ การวัดอุณหภูมิเทียบกับสมบัติหรือลักษณะของสารใดสารหนึ่ง ตัวอย่างเช่น กำหนดจุดเดือดหรือจุดเยือกแข็งของน้ำที่ความดันมาตรฐานเป็นจุดอ้างอิง ซึ่งอุณหภูมิที่

$$\begin{aligned}
 \text{อุณหภูมิ(K)} &= \text{อุณหภูมิ}^{\circ}\text{C} + 273.15 \\
 \Delta\text{อุณหภูมิ(K)} &= \Delta\text{อุณหภูมิ}^{\circ}\text{C} \\
 \text{อุณหภูมิ}^{\circ}\text{F} &= 9/5 \text{ อุณหภูมิ}^{\circ}\text{C} + 32 \\
 \text{อุณหภูมิ}^{\circ}\text{C} &= 5/9 \times (\text{อุณหภูมิ}^{\circ}\text{F} - 32) \\
 \text{อุณหภูมิ(R)} &= \text{อุณหภูมิ}^{\circ}\text{F} + 459.69
 \end{aligned}$$



รูปที่ 7.2 แสดงการเปรียบเทียบหน่วยวัดอุณหภูมิทั้งสามหน่วย

ความดัน (Pressure) คือแรงกดบนพื้นที่ 1 ตารางหน่วย หน่วยของความดัน
จึงเป็นหน่วยของแรงต่อหน่วยของพื้นที่

สมมติ บนพื้นที่ A ตารางเมตร มีแรงกด F นิวตัน

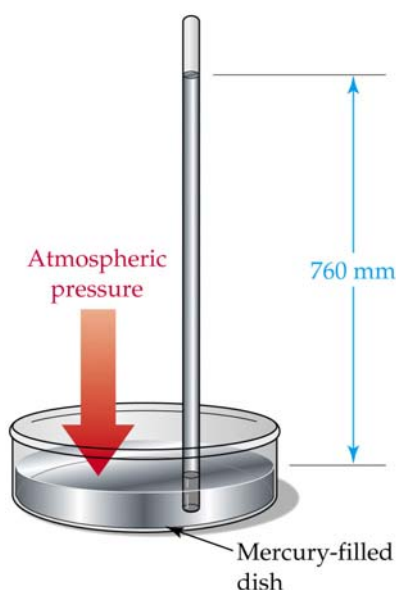
ดังนั้น บนพื้นที่ 1 ตร.ม. มีแรงกด F/A นิวตัน/ตารางเมตร

แรงกดบน 1 หน่วยพื้นที่ เรียกว่า **ความดัน**

ดังนั้น

$$P(\text{Pa}) = \frac{\text{Force(N)}}{\text{Area(m}^2\text{)}}$$

ในการศึกษาเพื่อวัดหาความดันก๊าซนั้น ครั้งแรกเป็นการวัดความดันของบรรยากาศ เมื่อ ค.ศ. 1643 โดยชาวอิตาลีเชื้อสายทอริริเซลเลียน (Evangelista Torricellian) ใช้อุปกรณ์ที่ประกอบด้วยหลอดแก้วยาว 1 เมตร บรรจุปรอทไว้เต็มคว่ำอยู่ในอ่างที่บรรจุปรอทไว้ดังรูป 7.3 น้ำหนักของปรอทในหลอดแก้วจะทำให้เกิดที่ว่างเป็นสุญญากาศภายในหลอดเหนือปรอทเรียกว่าสุญญากาศทอริริเซลเลียน ขณะเดียวกันปรอทภายในอ่างจะถูกแรงกดดันจากอากาศเหนืออ่างดันให้ปรอทในหลอดแก้วมีระดับสูงกว่าระดับปรอทนอกหลอดแก้ว ดังรูปที่ 7.3

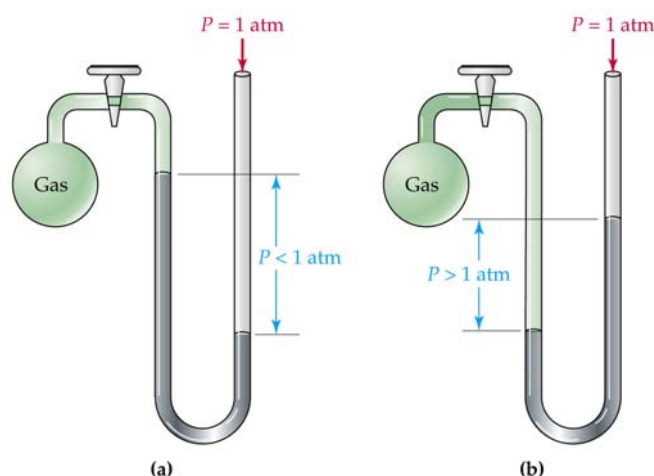


รูปที่ 7.3 อ่างปรอทที่ใช้สำหรับวัดความดันของก๊าซแบบบารอมิเตอร์ (barometer)

มีการกำหนดความดันมาตรฐาน ณ ระดับน้ำทะเล ที่ทำให้ปรอทในหลอดแก้วมีความสูง 760 มิลลิเมตร ดังนั้นความดันบรรยากาศมาตรฐานมีค่าเท่ากับ 760 mmHg หรือเรียกหน่วยวัดความดันนี้ว่า ทอร์ (torr) ความดันบรรยากาศในหน่วย SI จะได้

$$\begin{aligned} 1 \text{ atm} &= 760 \text{ mm-Hg} \\ &= 1.013 \times 10^5 \text{ Pa (หรือ } = 101,325 \text{ Pa)} \end{aligned}$$

มานอมิเตอร์ (Manometer) เป็นเครื่องมือวัดความดัน ที่ใช้สำหรับวัดความดันในย่านที่มีค่าความต่างของความดันไม่มากนัก ส่วนใหญ่จะทำด้วยแก้วหรือพลาสติกรูปตัว U ภายในบรรจุสารพวกปรอท, น้ำ, แอลกอฮอล์ หรือน้ำมัน หลักการของมานอมิเตอร์คือ



รูปที่ 7.4 มานอมิเตอร์

เนื่องจากอุณหภูมิ ความดัน และปริมาตรของก๊าซมีความสัมพันธ์กัน เพื่อความสะดวกในการเปรียบเทียบและอ้างอิง จึงกำหนดค่าอุณหภูมิและความดันมาตรฐาน ที่

อุณหภูมิมาตรฐาน คือ 0°C หรือ 273.15 K

ความดันมาตรฐาน คือ 1 atm หรือ $1.013 \times 10^5\text{ P}$

ใช้อักษรย่อ **STP (Standard Temperature and Pressure)** แทนอุณหภูมิมาตรฐานและความดันมาตรฐาน

ตารางที่ 7.1 แสดงหน่วยวัดความดัน

Unit	Atmospheric Pressure	Scientific Field Used
Pascal (Pa); kilopascal (kPa)	$1.01325 \times 10^5\text{ Pa}$ 101.325 kPa	SI unit; Physics, Chemistry
Atmosphere (atm)	1 atm	Chemistry
Millimeters of mercury (mmHg)	760 mmHg	Chemistry, Medicine, Biology
Torr	760 torr	Chemistry
Pounds per square inch (psi or lb/in ²)	14.7 lb/in^2	Engineering
Bar	1.01325 bar	Meteorology, Chemistry

จำนวนโมล (mole, n) กำหนดให้ โมล เป็นหน่วยของปริมาณสาร โดยกำหนดว่า “สารใด ๆ จำนวน 1 โมล จะมีอนุภาคของสารนั้น 6.02×10^{23} อนุภาค”

ดังนั้น
$$n = \frac{N}{6.02 \times 10^{23}}$$

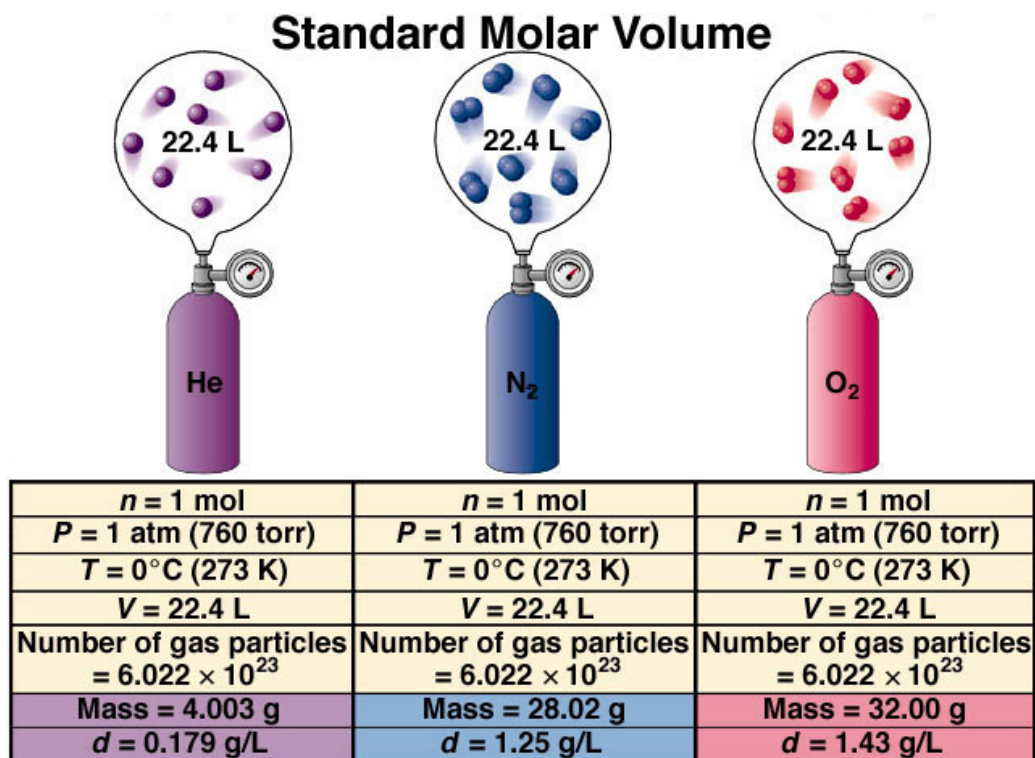
เมื่อ N คือ จำนวนอนุภาคของสารนั้นๆ

มวลของสารที่เท่ากับมวลเชิงอะตอม (กรณีเป็นอะตอม) หรือมวลเชิงโมเลกุล (กรณีเป็นโมเลกุล) ที่มีหน่วยเป็นกรัม คือปริมาณสาร 1 โมล แสดงว่าจำนวนโมลของสารใดๆ ได้จากมวลของสารนั้น(หน่วยเป็นกรัม)หารด้วยมวลเชิงอะตอมหรือมวลเชิงโมเลกุลของสาร

นั่นคือ
$$n = \frac{m}{M}$$

เมื่อ m คือ มวลของสารมีหน่วยเป็นกรัม

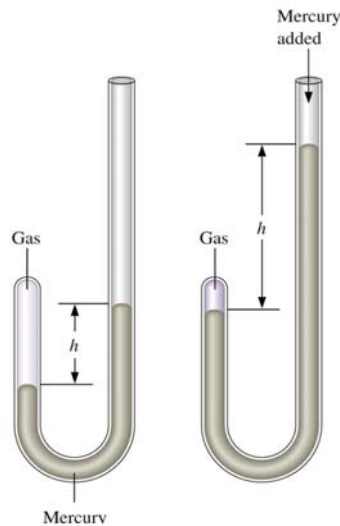
M คือ มวลเชิงโมเลกุล หรือมวลเชิงอะตอมของสาร



ตารางที่ 7.2 แสดงปริมาตรโมลมาตรฐานของก๊าซฮีเลียม ก๊าซไนโตรเจนและก๊าซออกซิเจน

7.3 กฎของบอยล์ (Boyle's Law)

ในปี ค.ศ. 2204 โรเบิร์ต บอยล์ (Robert Boyle) นักวิทยาศาสตร์ชาวอังกฤษ ได้ทำการศึกษาความสัมพันธ์ระหว่างความดันของก๊าซกับปริมาตรของก๊าซด้วยเครื่องมือ ดังรูป 7.5 ขณะที่อุณหภูมิกงตัว เมื่อเพิ่มปริมาณปรอทลงไปในทางด้านปลายเปิดของหลอดทางขวามือ จะทำให้ปริมาตรของก๊าซภายในหลอดทางด้านซ้ายมีลดลง การเพิ่มปริมาณปรอทเป็นการเพิ่มแรงกด (คือความดัน) ภายนอกแก่ก๊าซ เมื่อถึงสถานะสมดุลนั้นความดันภายนอก (ความดันของอากาศรวมกับความดันจากน้ำหนักปรอท) เท่ากับความดันของก๊าซภายในหลอด



รูปที่ 7.5 หลอดแก้วรูปตัว J ที่โรเบิร์ต บอยล์ ใช้ทำการทดลอง

ทดลองพบว่า ณ อุณหภูมิกงที่ ปริมาตรของก๊าซที่มีมวลคงที่จะแปรผกผันกับความดัน เช่น ถ้าเพิ่มความดันเป็น 2 เท่า ปริมาตรจะลดลงครึ่งหนึ่งของปริมาตรเดิม หรือถ้าลดความดันลงครึ่งหนึ่ง ปริมาตรก็จะเพิ่มขึ้นเป็น 2 เท่า แสดงว่า ความดันภายนอกเป็นสัดส่วนผกผัน (inverse proportion) กับปริมาตรของก๊าซ สามารถสรุปเป็น **กฎของบอยล์** ได้ว่า

"ที่อุณหภูมิกงหนึ่ง ก๊าซจำนวนหนึ่งมีปริมาตร (V) เป็นสัดส่วนผกผันกับความดันของก๊าซ (P) (ความดันภายในหลอดแก้ว)" หรือเขียนเป็นความสัมพันธ์ได้เป็น

$$\text{เมื่ออุณหภูมิกงที่} \quad v \propto \frac{1}{p}$$

k เป็นค่าคงที่ $V = \frac{k}{P}$ หรือ $PV = k$

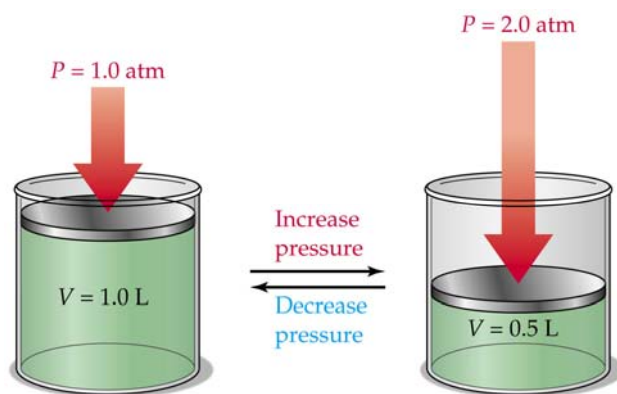
ดังนั้นเมื่อเปลี่ยนความดันหรือปริมาตร เช่น เปลี่ยนความดันจาก P_1 ที่มีปริมาตรเป็น V_1 เป็น P_2 มีปริมาตร V_2 จะหาความสัมพันธ์ได้

$P_1 V_1 = k$ และ $P_2 V_2 = k'$

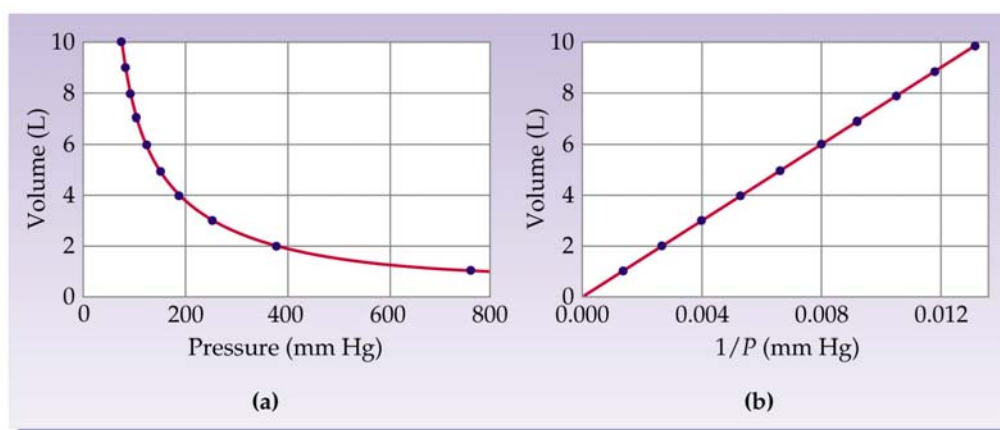
$k = k'$

ดังนั้น

$P_1 V_1 = P_2 V_2$



รูปที่ 7.6 แสดงความสัมพันธ์ระหว่างปริมาตรกับความดัน ที่อุณหภูมิคงที่



รูปที่ 7.7 กราฟแสดงความสัมพันธ์ระหว่าง

(a) ปริมาตรกับความดัน (b) ปริมาตรกับ $1/P$

ตัวอย่าง ที่อุณหภูมิคงที่ ก๊าซชนิดหนึ่งวัดปริมาตรได้ 350 cm^3 ที่ 750 mmHg ถ้าให้ก๊าซนี้ขยายตัวจนมีปริมาตร 400 cm^3 ความดันสุดท้ายควรเป็นเท่าใด

$$\begin{aligned} P_2 &= \frac{P_1 V_1}{V_2} \\ &= \frac{750 \times 350}{400} \end{aligned}$$

ดังนั้น ความดันสุดท้ายควรเป็น $= 656.25 \text{ mmHg}$.

7.4 กฎของชาร์ลส์ (Charles's Law)

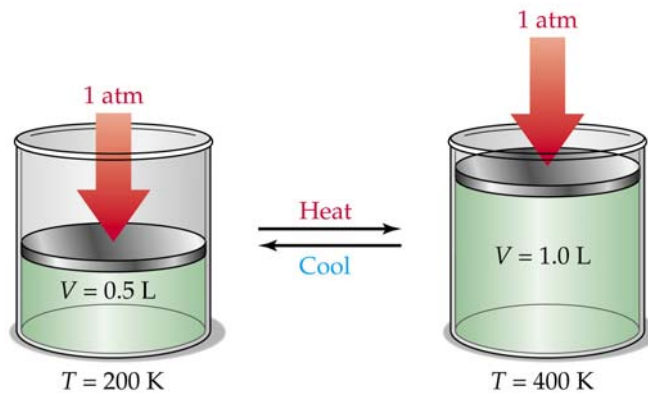
ในปี ค.ศ. 1787 ชาร์ลส์ (Jacques Alexandre Charles) นักฟิสิกส์ชาวฝรั่งเศสได้ศึกษาผลการเปลี่ยนแปลงอุณหภูมิต่อปริมาตร ณ ความดันของก๊าซและจำนวนโมล (n) คงที่ ก๊าซต่างๆ มีปริมาตร(V) เพิ่มขึ้นเมื่ออุณหภูมิ(T) เพิ่มขึ้น ที่ความดันคงที่ (P) การขยายตัวของก๊าซเป็นการขยายตัวเชิงปริมาตรอันเนื่องจากอุณหภูมิเปลี่ยนไป โดยอุณหภูมิที่ใช้เป็นอุณหภูมิสัมบูรณ์หรือหน่วยเคลวิน จึงสามารถสรุปเป็น กฎของชาร์ลส์ได้ว่า "เมื่อความดันและจำนวนโมลคงที่ ปริมาตรของแก๊สจะเป็นปฏิกิริยาโดยตรง กับ อุณหภูมิสัมบูรณ์" และสามารถเขียนความสัมพันธ์เป็น

เมื่อ n และ P คงที่ $V \propto T$

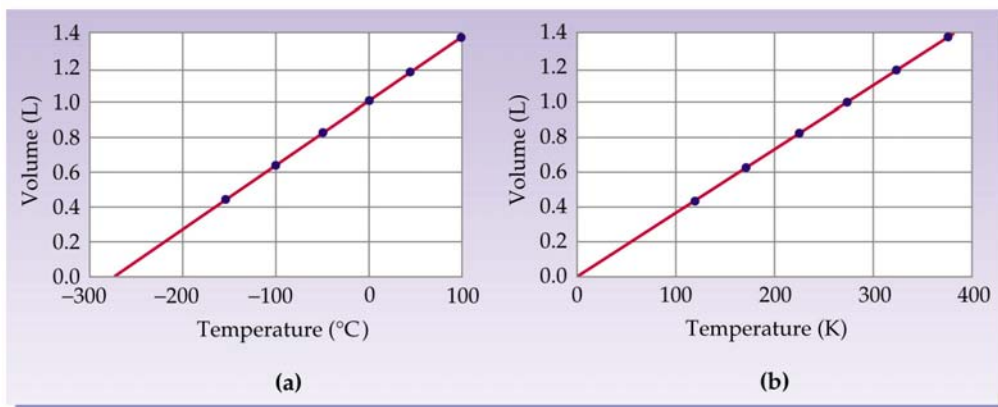
k เป็นค่าคงที่ $V = kT$ หรือ $\frac{V}{T} = k$

และ
$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \frac{V_n}{T_n} = k$$

ถ้าเขียนกราฟแสดงความสัมพันธ์ระหว่างปริมาตรของก๊าซ(ที่ความดันคงที่) ของก๊าซใดๆ กับอุณหภูมิ จะได้เส้นตรงตัดแกนอุณหภูมิที่จุดตัด -273.15 องศาเซลเซียสหรือ 0 เคลวิน ดังรูปที่ 7.8 (a) และ (b) ตามลำดับ



รูปที่ 7.7 แสดงความสัมพันธ์ระหว่างปริมาตรกับอุณหภูมิ ที่ความดันคงที่



รูปที่ 7.8 กราฟแสดงความสัมพันธ์ระหว่างปริมาตรกับอุณหภูมิ

(a) ปริมาตรกับอุณหภูมิมองศาเซลเซียส (b) ปริมาตรกับอุณหภูมikelvin

ตัวอย่าง ก๊าซชนิดหนึ่งมีปริมาตร 80.00 cm^3 ที่ 45°C ถ้าเปลี่ยนอุณหภูมิเป็น 25°C ก๊าซนี้จะมีปริมาตรเท่าใด กำหนดให้ความดันคงที่

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

$$\frac{80\text{cm}^3}{318\text{K}} = \frac{V_2}{298\text{K}}$$

$$V_2 = \frac{80\text{cm}^3 \times 298\text{K}}{318\text{K}} = 74.97 \text{ cm}^3$$

ดังนั้น ก๊าซนี้ควรมีปริมาตรเท่ากับ 74.97 cm^3

7.5 กฎของเกย์-ลุสแซค (Gay-Lussac's Law)

ในปี ค.ศ. 1802 โจเซฟ เกย์-ลุสแซค (Joseph Gay-Lussac) ได้ศึกษาหาความสัมพันธ์ระหว่างความดันของก๊าซกับอุณหภูมิ โดยที่ปริมาตรคงที่ พบว่า “ความดันของก๊าซใด ๆ จะแปรผันโดยตรงกับอุณหภูมิ เมื่อปริมาตรคงที่” แสดงความสัมพันธ์ได้ดังนี้

เมื่อ V คงที่ $P \propto T$

k เป็นค่าคงที่ $P = kT$ หรือ $\frac{P}{T} = k$

และ

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = \frac{P_n}{T_n} = k$$

ตัวอย่าง ก๊าซชนิดหนึ่ง ณ อุณหภูมิ 35°C มีความดัน 760 torr ถ้าวัดอุณหภูมิเป็น 25°C ความดันของแก๊สนี้จะเป็นเท่าใด

$$\begin{aligned}\frac{P_1}{T_1} &= \frac{P_2}{T_2} \\ \frac{760\text{Torr}}{308\text{K}} &= \frac{P_2}{298\text{K}} \\ P_2 &= \frac{760\text{Torr} \times 298\text{K}}{308\text{K}} = 735\text{ Torr}\end{aligned}$$

ดังนั้น ก๊าซนี้ควรมีความดันเท่ากับ 735 Torr

จากผลการทดลองของเกย์ - ลุสแซคทำให้อะมาดีโอ อะโวกาโดร (Amadeo Avogadro) เสนอกฎที่เรียกว่า กฎของอโวกาโดร ขึ้นมาว่า “ภายใต้สภาวะที่อุณหภูมิและความดันคงที่ ก๊าซ ที่มีปริมาตรเท่ากันจะมีจำนวนโมเลกุลเท่ากัน” หรือกล่าวได้อีกนัยหนึ่งว่า ที่ อุณหภูมิและความดันของก๊าซคงที่ปริมาตรของก๊าซใด ๆ จะแปรผันตรงกับจำนวนโมลของก๊าซนั้น (ก๊าซที่มีปริมาตรเท่ากัน จะมีจำนวนโมลเท่ากัน) ดังรูปที่ 7.9 เขียนความสัมพันธ์ได้ดังนี้

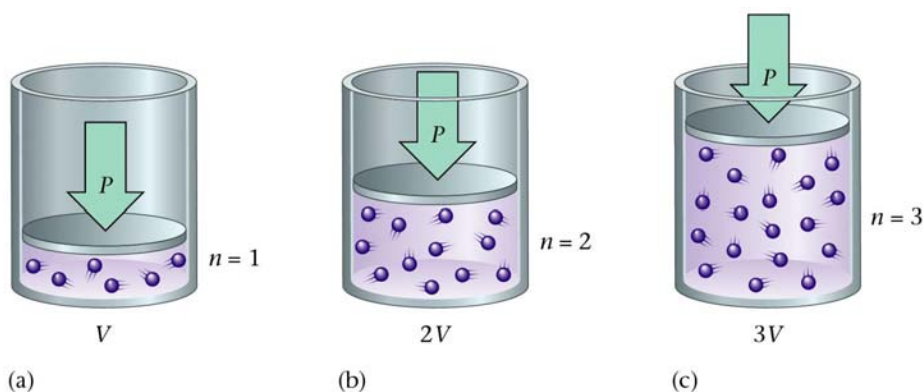
เมื่อ T และ P คงที่

$$V \propto n$$

k เป็นค่าคงที่ $V = kn$ หรือ $\frac{V}{n} = k$

และ

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} = \frac{V_n}{n_n} = k$$



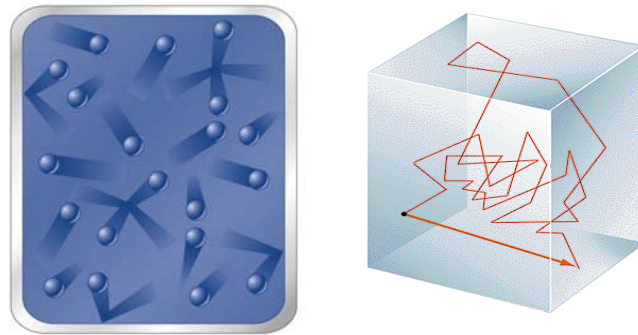
รูปที่ 7.9 แสดงความสัมพันธ์ระหว่างปริมาตรกับจำนวนโมล ที่อุณหภูมิและความดันคงที่

7.6 ทฤษฎีจลน์โมเลกุลของก๊าซ (Kinetic molecular theory of gases)

จากผลงานของแมกซ์เวลล์ โบลต์ซมานน์ และนักวิทยาศาสตร์อีกหลายคนได้กลายมา เป็นทฤษฎีสำคัญที่ใช้อธิบายพฤติกรรมของก๊าซ ที่เรียกว่า **ทฤษฎีจลน์โมเลกุลของก๊าซ (Kinetic molecular theory of gases)** หรือเรียกว่า **ทฤษฎีจลน์ของก๊าซ**

ทฤษฎีจลน์โมเลกุลของก๊าซ มีข้อสมมติที่สำคัญคือ

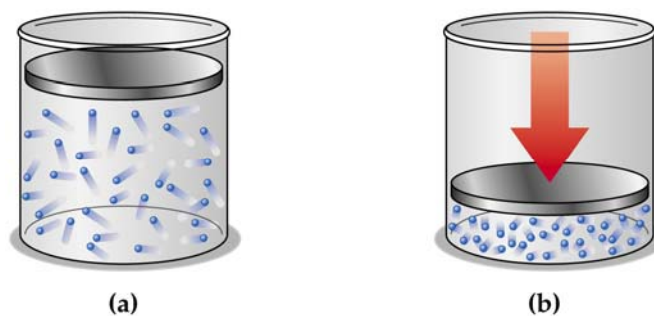
1. ก๊าซประกอบด้วยอนุภาคเล็กๆ ที่เรียกว่าโมเลกุล อยู่ห่างกันมาก และไม่มีแรงยึดเหนี่ยวระหว่างกัน
2. โมเลกุลของก๊าซเคลื่อนที่ตลอดเวลาอย่างไม่เป็นระเบียบและชนกันบ่อยครั้งมาก การชนระหว่างโมเลกุลเป็นการชนแบบยืดหยุ่น มีการถ่ายเทพลังงานจากโมเลกุลหนึ่งไปอีกโมเลกุลหนึ่ง ทำให้โมเลกุลไม่มีการสูญเสียพลังงานจลน์และโมเมนตัม ดังรูปที่ 7.10



รูปที่ 7.10 แสดงการเคลื่อนที่ของอนุภาคของก๊าซอุดมคติ

3. โมเลกุลของก๊าซไม่มีแรงดึงดูดและแรงผลักร่วมกันปริมาตรของโมเลกุลของก๊าซนั้นเล็กมากเมื่อเปรียบเทียบกับที่ว่างทั้งหมดที่มันบรรจุอยู่
4. แต่ละโมเลกุลของก๊าซเคลื่อนที่ได้อย่างอิสระในแนวเส้นตรงจนกว่า จะวิ่งไปชนกับโมเลกุลอื่นหรือผนังของภาชนะที่บรรจุ การชนกันนี้เป็นการชนแบบยืดหยุ่นสมบูรณ์ เมื่ออุณหภูมิคงที่อัตราเร็วเฉลี่ยของโมเลกุลของก๊าซชนิดหนึ่งๆ จะ คงที่
5. โมเลกุลของก๊าซมีพลังงานจลน์ค่าหนึ่ง เท่ากับ $\frac{1}{2} m v^2$ เมื่อ m คือ มวลของโมเลกุล และ v คือ อัตราเร็วในการเคลื่อนที่ของโมเลกุล

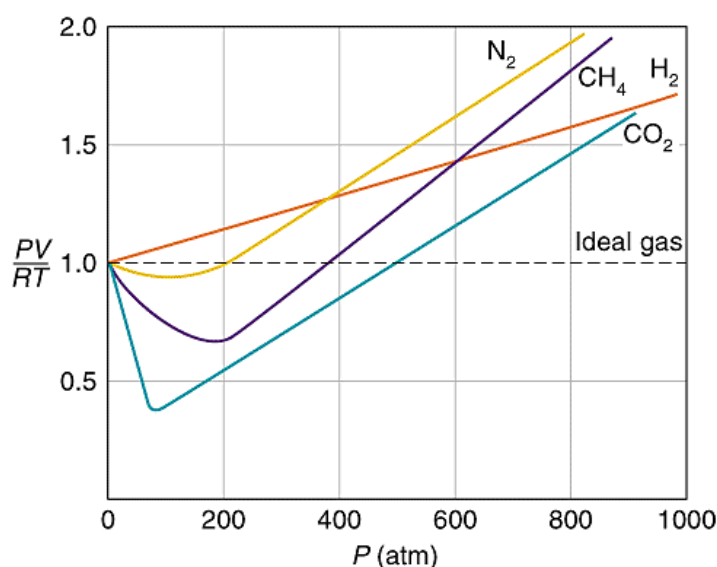
ที่อุณหภูมิเดียวกัน ก๊าซทุกชนิดจะมีพลังงานจลน์เฉลี่ยเท่ากัน พลังงานจลน์เฉลี่ยของก๊าซ จะแปรผันตรงกับอุณหภูมิเคลวิน ก๊าซที่มีสมบัติครบถ้วนตามทฤษฎีจลน์เรียกว่า ก๊าซอุดมคติ (Ideal Gases) ซึ่งไม่มีจริง ก๊าซจริงอาจมีสมบัติใกล้เคียงกับก๊าซสมบูรณ์ได้ ถ้าอยู่ในระบบที่อุณหภูมิสูงและความดันต่ำ ก๊าซส่วนใหญ่โดยเฉพาะก๊าซเฉื่อยที่อุณหภูมิห้อง ความดัน 1 บรรยากาศ มีสมบัติใกล้เคียงกับก๊าซอุดมคติ



รูปที่ 7.11 แสดงปริมาตรที่เพิ่มขึ้นโดยอนุภาคของก๊าซเอง

(a) ที่ความดันต่ำ อนุภาคมีการเคลื่อนที่คล้ายก๊าซอุดมคติ (b) ที่ความดันสูง

พฤติกรรมของก๊าซจริง เมื่อเทียบกับก๊าซอุดมคติ พบว่าก๊าซอุดมคติ 1 โมล จะมีอัตราส่วน PV/RT เท่ากับ 1 เสมอ แต่ในความเป็นจริง ก๊าซจริงจะมีส่วนเบี่ยงเบนไปจากค่านี้ ดังกราฟที่แสดงในรูปที่ 7.12



รูปที่ 7.12 แสดงพฤติกรรมของก๊าซจริงกับก๊าซอุดมคติ

7.8 กฎความดันย่อยของดาลตัน (Dalton's Law of Partial Pressure)

ในปี ค.ศ.1801 จอห์น ดาลตัน ทำการทดลองก๊าซผสมและเสนอกฎว่า เมื่อมีก๊าซตั้งแต่ 2 ชนิดขึ้นไปผสมอยู่ในภาชนะเดียวกันโดยไม่ทำปฏิกิริยากัน ก๊าซแต่ละชนิดจะก่อให้เกิดความดันเสมือนหนึ่งว่าก๊าซนั้นบรรจุอยู่เต็มภาชนะแต่ลำพัง และความดันรวมจะมีค่าเท่ากับความดันของก๊าซทุกชนิดรวมกัน ความดันเนื่องจากก๊าซแต่ละชนิดในก๊าซผสมเรียกว่า **ความดันย่อย (partial pressure)**

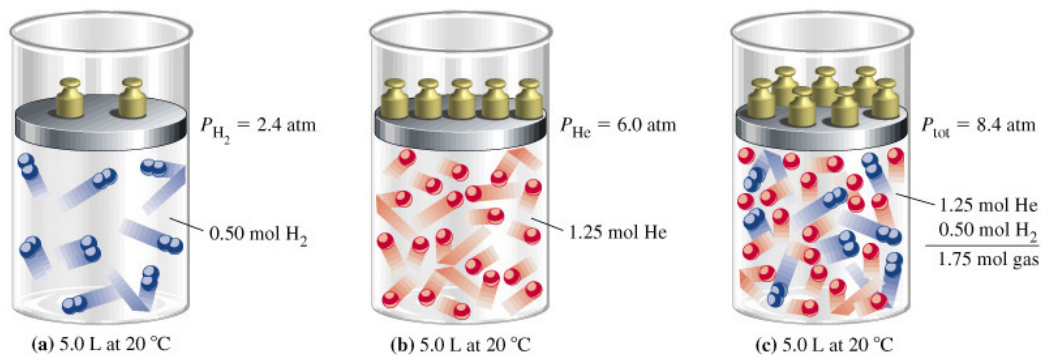
เป็นกฎที่เกี่ยวกับก๊าซผสม ซึ่งกล่าวไว้ว่า "เมื่อมีก๊าซตั้งแต่ 2 ชนิดขึ้นไปผสมอยู่ในภาชนะเดียวกันโดยไม่ทำปฏิกิริยากัน ก๊าซแต่ละชนิดจะก่อให้เกิดความดันเสมือนหนึ่งว่าก๊าซนั้นบรรจุอยู่เต็มภาชนะแต่ลำพัง และความดันรวมจะมีค่าเท่ากับความดันของก๊าซทุกชนิดรวมกัน" เมื่อ $P_1, P_2, P_3, \dots, P_n$ คือ ความดันย่อย

ก๊าซผสมบรรจุในปริมาตร (V) ที่อุณหภูมิ (T) คงที่ ความดันรวม (P_t) เท่ากับผลรวมของความดันย่อยของก๊าซต่างๆ ในก๊าซผสม

$$P_t = P_1 + P_2 + P_3 + P_4 + \dots$$

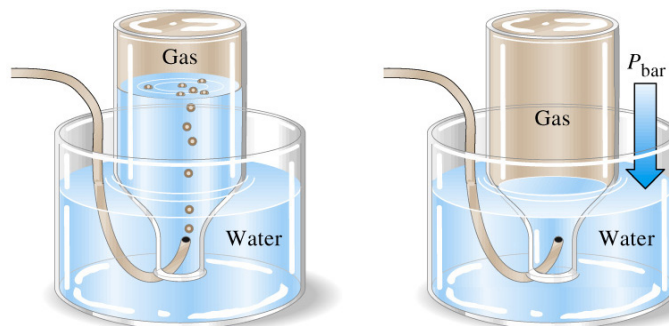
$$n_t = \text{จำนวนโมลของก๊าซทั้งหมด} = n_1 + n_2 + n_3 + \dots$$

ถ้าบรรจุ H_2 0.50 โมล ความดัน 2.4 atm และ He 1.25 โมล มีความดัน 6.0 atm ในภาชนะที่มีความจุ 5 ลิตร ที่ $20^\circ C$ จะพบว่าความดันรวมของก๊าซของก๊าซผสมนี้จะมีค่าเท่ากับ $2.4 + 6.0 = 8.4$ atm ดังรูปที่ 7.13



รูปที่ 7.13 ความดันรวมจากความดันย่อยของก๊าซผสม

การเก็บก๊าซเหนือน้ำ (แทนที่น้ำ) ดังรูป การเก็บก๊าซออกซิเจนที่เกิดขึ้นจากปฏิกิริยา พบก๊าซสองชนิดที่อยู่เหนือน้ำที่มี คือไอน้ำและก๊าซออกซิเจน



ความดันรวมจะเท่ากับความดันของก๊าซออกซิเจนรวมกับความดันของไอน้ำ ดังนั้น

$$P_{\text{รวม}} = P_{\text{ออกซิเจน}} + P_{\text{ไอน้ำ}}$$

$$P_{\text{ออกซิเจน}} = P_{\text{รวม}} - P_{\text{ไอน้ำ}}$$

ตัวอย่างเช่น การเก็บแก๊ส O_2 โดยการแทนที่น้ำ ได้ปริมาตรเท่ากับ 84 cm^3 ความดันวัดได้ 748 mmHg ที่อุณหภูมิ 30°C จงหาปริมาตรของ O_2 ที่ STP ถ้าความดันไอ น้ำคือ 31.8 mmHg

วิธีทำ:
$$P_{O_2} = P_t - P_{H_2O} = 748 - 31.8 = 716.2\text{ mmHg}$$

หาปริมาตรของ O_2 ที่ STP จาก

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

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

$$V_2 = \frac{716.2 \times 84 \times 273}{303 \times 760} = 71.3\text{ cm}^3$$

ดังนั้น ปริมาตรของออกซิเจนที่ STP มีค่าเท่ากับ 71.3 cm^3