7

ก๊าซ

สารที่มีอยู่ในโลกนี้จะมีคุณสมบัติทางฟิสิกส์อย่างไรบ้างนั้น ขึ้นอยู่กับสถานะของสารนั้น ๆ ขณะนี้นับได้ว่าสารมีอยู่สามสถานะ คือ ของแข็ง ของเหลวและก๊าซ แต่ละสถานะจะมีคุณลักษณะพิเศษเฉพาะตัวด้วย เช่น

ตาราง 7-1 คุณสมบัติของสสารสถานะต่าง ๆ กัน

สถานะสสาร	**คุณสมบัติ**
ก๊าซ	ปริมาตรและรูปร่างขึ้นอยู่กับภาชนะที่บรรจุ
	ถูกอัดหรือกดได้
	การฟุ้งกระจายเป็นไปอย่างรวดเร็ว
	การไหลเป็นไปอย่างสม่ำเสมอ
ของเหลว	รูปร่างขึ้นอยู่กับภาชนะที่ใส่
	จะไม่มีการขยายออกไปจนเต็มภาชนะ
	ไม่ถูกอัดหรือกด
	ฟุ้งกระจายอย่างช้า ๆ
	การไหลเป็นไปอย่างสม่ำเสมอ
ของแข็ง	มีรูปร่างและปริมาตรคงที่
	ไม่ถูกอัดหรือกดได้
	ไม่มีการฟุ้งกระจาย
	ไม่มีการไหลเกิดขึ้น

สารบางชนิดสามารถอยู่ได้ทั้งสามสถานะ เช่น น้ำ มีได้ทั้งน้ำแข็ง น้ำเหลว และไอน้ำ เป็นต้น สารบางชนิดอยู่ได้ในสถานะเดียวเท่านั้น

7-1 คุณสมบัติของก๊าซโดยทั่วไปและเปรียบเทียบกับของเหลวและของแข็ง (General Properties of Gases and Comparison to Liquids and Solids)

สารใดอยู่ในสภาวะเป็นก๊าซ อนุภาคแต่ละอนุภาคจะอยู่ห่างกันและมีการเคลื่อนไหวอย่างรวดเร็วมาก ซึ่งตรงกันข้ามกับสารที่อยู่ในสภาวะเป็นของแข็ง อีกทั้งอนุภาคจะยึดกันเหนียวแน่น มีการดึงดูดระหว่างอนุภาคมาก และมีการเคลื่อนไหวช้ามาก สำหรับสารที่อยู่ในสภาวะเป็นของเหลวก็จะมีคุณลักษณะระหว่างของแข็งและก๊าซ กล่าวคือ อนุภาคแต่ละอนุภาคยังคงยึดเหนี่ยวซึ่งกันและกัน และการดึงดูดระหว่างกันยังคงอยู่ แต่การเคลื่อนไหวก็เป็นไปได้ง่ายเหมือนกัน จะขอกล่าวถึงคุณสมบัติของก๊าซพร้อมทั้งเปรียบเทียบกับของเหลวและของแข็ง ดังนี้

ตาราง 7-2 เปรียบเทียบคุณสมบัติ ก๊าซ ของเหลวและของแข็ง

คุณสมบัติ	ก๊าซ	ของเหลว	ของแข็ง
1. การจัดตัวของอนุภาค	กระจัดกระจายแผ่กว้าง	ไม่กระจัดกระจายกว้างนัก	อยู่ใกล้ชิดกัน
2. การเคลื่อนไหว	อิสระมาก (จะมากขึ้นถ้าอุณหภูมิมากขึ้น)	อิสระแต่ช้ากว่าก๊าซ	เล็กน้อย
3. การฟุ้งกระจาย	ง่าย	ช้ากว่าก๊าซ	ช้ากว่ามาก
4. รูปร่างและปริมาณ	พอดีกับภาชนะที่บรรจุ	พอดีกับภาชนะที่บรรจุมีปริมาตรคงที่	คงที่
5. การถูกกด	ง่าย	ยาก (เว้นแต่ต้องใช้ความดันสูง)	ยากมาก
6. ความแน่น	ต่ำ	สูง	สูง
7. การผสม	พร้อมที่จะถูกผสม	ต่ำกว่าก๊าซ	ช้ามาก

7-2 คุณสมบัติโดยทั่วๆไปของก๊าซ (General Properties of Gases)

สารที่อยู่ในสถานะก๊าซ โมเลกุลจะไม่ยึดเหนี่ยวกัน ก่อให้เกิดการฟุ้งกระจายและเคลื่อนไหวโดยรวดเร็วทุกทิศทุกทาง ตรงกันข้ามกับของแข็งโมเลกุลจับกันอย่างหนาแน่นและเคลื่อนไหวน้อยมาก ส่วนโมเลกุลของของเหลวยึดเหนี่ยวกันไม่เหนียวแน่นนัก แต่ก็ไม่หลวมเท่ากับโมเลกุลของก๊าซและสามารถเคลื่อนไหวได้ดีกว่าโมเลกุลของของแข็ง ก๊าซมีลักษณะโปร่งแสงบางชนิดก็มีสี เช่น ก๊าซคลอรีน (สีเขียวอ่อน) ฟลูออรีน (สีเหลืองอ่อน) สรุปได้ว่าสถานะของก๊าซแตกต่างกว่าของแข็งและของเหลว อธิบายได้ดังนี้

1. ก๊าซไม่มีรูปร่างหรือปริมาตรแน่นอนขึ้นอยู่กับภาชนะที่ใส่ ส่วนของเหลวมีปริมาตรคงที่แต่ไม่มีรูปร่างแน่นอน สำหรับของแข็งมีรูปร่างและปริมาตรแน่นอน

2. ก๊าซพร้อมที่จะถูกอัดได้ เพราะโมเลกุลแต่ละอันอยู่ไกลกัน เมื่อถูกอัดจะทำให้โมเลกุลอยู่ใกล้กันง่ายขึ้น ส่วนของแข็งและของเหลวจะถูกอัดได้ต้องใช้ความดันสูง เพราะโมเลกุลอยู่ใกล้กันอยู่แล้ว

3. ก๊าซฟุ้งกระจาย (diffuse) ไปได้อย่างรวดเร็วและดีมากถ้ามีก๊าซสองชนิดจะผสมกันได้ดีเมื่อมันรวมกันได้ ส่วนของเหลวฟุ้งกระจายได้อย่างช้า ๆ บางครั้งของเหลวสองชนิดจะผสมกันได้ ถ้ามันเหมือนกันหรือคล้ายกัน ส่วนของแข็งไม่มีการฟุ้งกระจายเลย

4. ก๊าซมีความหนาแน่นน้อยกว่าของแข็งและของเหลว ทั้งนี้เนื่องจากระหว่างโมเลกุลมีที่ว่างมากและมีการเคลื่อนไหวอยู่ตลอดเวลา หน่วยที่ใช้วัดความหนาแน่นคิดเป็นกรัมต่อลิตร ความหนาแน่นของก๊าซจะแปรเปลี่ยนเป็นอย่างมากกับอุณหภูมิหรือความดัน

7-3 ทฤษฎีจลน์ของก๊าซ (The Kinetic Theory of Gases)

ทฤษฎีจลน์ของก๊าซสามารถอธิบายคุณสมบัติของสสารต่าง ๆ ได้ โดยเฉพาะความสัมพันธ์ระหว่างความร้อนและการเคลื่อนไหว ได้นำเอาทฤษฎีจลน์มาคิดในเรื่องของก๊าซ จึงเกิดข้อสมมติขึ้นดังนี้

1. โมเลกุลของก๊าซมีการเคลื่อนไหวอย่างรวดเร็ว โมเลกุลแต่ละโมเลกุลอยู่ห่างกันมากจึงไม่มีแรงกระทำต่อกัน ฉะนั้นการเคลื่อนไหวของแต่ละโมเลกุลจึงอยู่ในลักษณะอิสระและมีความหนาแน่นน้อย ก่อให้เกิดการฟุ้งกระจายได้ดี จึงทำให้ก๊าซกระจายไปเต็มภาชนะที่ใส่ ฉะนั้นการบีบหรืออัดก๊าซจึงเป็นไปได้อย่างง่าย

2. พลังงานจลน์เฉลี่ยโมเลกุลของก๊าซเป็นสัดส่วนกับอุณหภูมิเคลวิน ณ อุณหภูมิที่กำหนดให้ก๊าซทั้งหลายจะมีพลังงานจลน์เฉลี่ยเท่ากัน ก๊าซบางชนิด ณ อุณหภูมิหนึ่งจะมีพลังงานสูง แต่ในอุณหภูมิเดียวกันก๊าซบางอย่างจะมีพลังงานต่ำกว่า

3. เนื่องจากโมเลกุลแต่ละโมเลกุลของก๊าซจะมีการเคลื่อนไหวห่างจากกันอย่างรวดเร็ว ดังนั้นแรงดึงดูดของโมเลกุลจะน้อยมาก จึงละเลยไม่คิดเสียได้

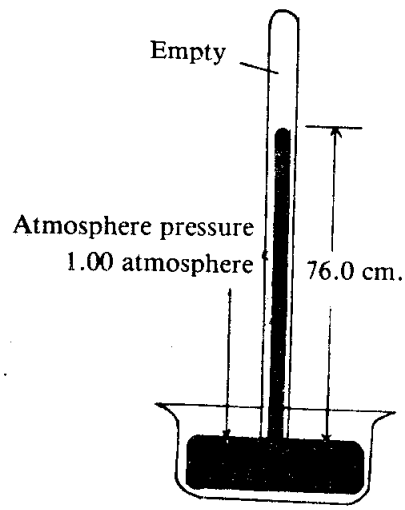
ข้อสังเกตดังกล่าวข้างบนนี้เป็นจริงสำหรับก๊าซสมบูรณ์แบบ (Ideal gases) ที่อุณหภูมิและความดันปกติ ก๊าซจึงจะมีสภาพเหมือนกับก๊าซสมบูรณ์แบบ ถ้าใช้ความดันสูงโมเลกุลของก๊าซเข้ามาใกล้กัน ปริมาตรของก๊าซก็จะเปลี่ยนไปและเกิดแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลเพิ่มขึ้น ณ อุณหภูมิต่ำโมเลกุลก๊าซจะเคลื่อนไหวช้าลง แรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลจะมากขึ้น

7-4 ความดันของก๊าซ (Pressure of Gases)

ขณะที่โมเลกุลของก๊าซกระทบกับข้างของภาชนะที่บรรจุ ทำให้เกิดความดัน ณ ตรงนั้น ค่าของความดันคิดเป็นค่าของแรงต่อหน่วยพื้นที่ซึ่งหน่วยเป็นปอนด์ต่อตารางนิ้ว ก๊าซต่าง ๆ ในบรรยากาศส่วนใหญ่เป็นก๊าซไนโตรเจน ถัดจากนั้นเป็นความดันมาตรฐานเรียกว่าความดันบรรยากาศ มีค่าเท่ากับหนึ่งบรรยากาศ ซึ่งเท่ากับ 14.7 ปอนด์ต่อตารางนิ้ว (psi) เครื่องมือที่ใช้วัดความดันของบรรยากาศเรียกบารอมิเตอร์ (barometer) ผู้ค้นพบบารอมิเตอร์ปรอทนี้คือ ชาวอิตาเลียน ชื่อ Evangelista Torricelli (1608 - 1647) เป็นนักฟิสิกส์และนักคณิตศาสตร์ บารอมิเตอร์นี้ประกอบไปด้วยหลอดแก้วซึ่งปลายปิดข้างหนึ่งยาวประมาณหนึ่งเมตร บรรจุปรอทให้เต็ม แล้วจุ่มลงในอ่างปรอท (รูป 7-1) ระดับปรอทในหลอดจะลดลงมาเท่ากับความดันบรรยากาศ ซึ่งทำให้ปรอทคงค้างอยู่ในหลอดได้ ความดันหนึ่งบรรยากาศ (เท่ากับ 14.7 ปอนด์ต่อตารางนิ้ว) หรือเท่ากับความสูงของปรอท 760 มิลลิเมตร หรือ 76 เซนติเมตร หรือ 29.9 นิ้ว บางทีวัดหน่วยความดันเป็น ทอร (torr) หน่วยทอรนี้ได้จากชื่อของทอรริเชลลิ (Torricelli) ผู้ประดิษฐ์บารอมิเตอร์ หนึ่งทอร์เท่ากับ 1 มิลลิเมตรปรอท ฉะนั้น

1 บรรยากาศ (atm) = 760 มิลลิเมตร = 760 ทอร

รูป 7-1 บารอมิเตอร์ปรอท



ในเรื่องราวของก๊าซมีตัวแปรเปลี่ยนได้สี่ค่า คือ ปริมาตร อุณหภูมิ ความดันและปริมาณของก๊าซ

ปริมาตรของก๊าซขึ้นอยู่กับภาชนะที่บรรจุ มักจะใช้วัดหน่วยเป็นลิตรหรือจะใช้วัดหน่วยอื่นก็ได้

อุณหภูมิของก๊าซวัดเป็นสเกลของเคลวิน

ความดันของก๊าซคิดเป็นแรงต่อหน่วยพื้นที่ ได้มีหน่วยของความดันหลายชนิด เช่น บรรยากาศ, มิลลิเมตรของปรอท, ทอร เป็นต้น

ปริมาณของก๊าซ หมายถึงจำนวนก๊าซที่มีอยู่ซึ่งวัดเป็นโมล

อุณหภูมิและความดันมาตรฐาน หมายถึงที่ $0^{\circ}C$ (หรือ 273 เคลวิน) และ 1 บรรยากาศ (หรือ 760 ทอร)

7-5 กฎของบอลย์ (Boyle's Law)

คศ. 1660 โรเบิตบอลย์ นักฟิสิกส์-เคมีชาวอังกฤษ ได้ทำการทดลองพบว่าถ้าทำให้ก๊าซจำนวนหนึ่งมีอุณหภูมิคงที่ แล้วทำให้ความดันลดลงจะทำให้ก๊าซมีปริมาตรเพิ่มขึ้น ตรงกันข้ามถ้าเพิ่มความดัน ก๊าซจำนวนนี้จะมีปริมาตรลดลง นั่นหมายความว่าปริมาตรของก๊าซจะเป็นสัดส่วนผกผันกับความดัน ถ้าให้อุณหภูมิคงที่

$$V \propto \frac{1}{P} \quad \text{(เมื่ออุณหภูมิคงที่)}$$

เมื่อ K = ค่าคงที่ P = ความดัน V = ปริมาตร $V = \frac{K}{P}$

หรือ $PV = K$ (7-1)

ดังนั้นผลคูณระหว่างความดันกับปริมาตรของก๊าซใดที่อุณหภูมิหนึ่งจะมีค่าคงที่

ถ้าให้ก๊าซจำนวนหนึ่งมีอุณหภูมิคงที่ แต่ให้ความดันของก๊าซเปลี่ยนจาก $P_{เก่า}$ เป็น $P_{ใหม่}$ และปริมาตรจะเปลี่ยนแปลงไปจาก $V_{เก่า}$ เป็น $V_{ใหม่}$

∴ จากสมการ (7-1) เขียนได้เป็น

$$P_{เก่า} \times V_{เก่า} = K$$

$$P_{ใหม่} \times V_{ใหม่} = K$$

นั่นคือ $P_{ใหม่} \times V_{ใหม่} = P_{เก่า} \times V_{เก่า}$ _____(7-2)

หรือ $$V_{ใหม่} = \frac{P_{เก่า} \times V_{เก่า}}{P_{ใหม่}}$$ _____(7-3)

ตัวอย่าง ก๊าซจำนวนหนึ่งมีปริมาตร 95 มิลลิลิตร มีความดัน 720 ทอร ณ อุณหภูมิ 30°C จะมีปริมาตรเท่าใด ที่ความดันมาตรฐานและอุณหภูมิที่ 30°C

วิธีทำ เมื่ออุณหภูมิคงที่

$V_{ใหม่}$ = ? $V_{เก่า}$ 95 cc

$P_{ใหม่}$ = 760 torr $P_{เก่า}$ 720 torr

จากสมการ (7-3) $V_{ใหม่} = \frac{P_{เก่า} \times V_{เก่า}}{P_{ใหม่}}$

$= \frac{720 \times 95}{760}$ cc

∴ จะมีปริมาตร = 90 cc

ตอบ 90 cc

7-6 กฎของชาลส์ (Charles' Law)

คศ. 1787 นักฟิสิกส์ชาวฝรั่งเศส คือ Jacques Charles (1746 - 1823) พบความสัมพันธ์ระหว่างปริมาตรและอุณหภูมิ ณ ความดันคงที่ ซึ่งต่อมารู้จักกันในนามของกฎชาลส์ (Charles's Law) สำหรับอุณหภูมินั้นเขาใช้องศาสัมบูรณ์หรือองศาเคลวิน ดังนั้นถ้ามีองศาเซลเซียสจะต้องเปลี่ยนเป็นองศาเคลวิน วิธีเปลี่ยนก็นำเอาค่า 273 มาบวกองศาเซลเซียส เช่น

$$K = {}^{\circ}C + 273$$

กฎของชาลส์กล่าวว่า ถ้าให้ความดันไอของก๊าซจำนวนหนึ่งคงที่ ปริมาตรของก๊าซนั้น ๆ จะเป็นสัดส่วนโดยตรงกับองศาเคลวิน เช่น ก๊าซจำนวนหนึ่งปริมาตรเพิ่มขึ้นเป็นสองเท่า

อุณหภูมิจะเพิ่มเป็นสองเท่าด้วยถ้าความดันคงที่ เช่น ถ้าให้ V แทนด้วยปริมาตร T แทนด้วยอุณหภูมิ P แทนด้วยความดัน ตามกฎของชาลส์ $V \propto T$ (เมื่อ P คงที่)

$$V = KT$$

$$\text{หรือ } \frac{V}{T} = K \qquad \text{(7-4)}$$

ถ้าให้ก๊าซจำนวนหนึ่งมีความดันคงที่ แต่ให้ปริมาตรของก๊าซเปลี่ยนจาก $V_{เก่า}$ เป็น $V_{ใหม่}$ และอุณหภูมิเปลี่ยนจาก $T_{เก่า}$ เป็น $T_{ใหม่}$

ฉะนั้นตามกฎของชาลส์

$$\frac{V_{เก่า}}{T_{เก่า}} = K$$

$$\frac{V_{ใหม่}}{T_{ใหม่}} = K$$

$$\text{นั่นคือ } \frac{V_{เก่า}}{T_{เก่า}} = \frac{V_{ใหม่}}{T_{ใหม่}} = K \qquad \text{(7-5)}$$

$$\text{หรือ } V_{ใหม่} = \frac{V_{เก่า}\, T_{ใหม่}}{T_{เก่า}} \qquad \text{(7-6)}$$

ตัวอย่าง ก๊าซชนิดหนึ่งมีปริมาตร 100 มิลลิลิตร ที่ความดันหนึ่งบรรยากาศ อุณหภูมิ 27°C จงคำนวณหาปริมาตรของก๊าซนี้ที่ 13°C ความดันหนึ่งบรรยากาศ

วิธีทำ ความดันคงที่ คือ 1 บรรยากาศ

$V_{เก่า} = 100 \quad T_{เก่า} = 27^{\circ}C + 273 = 300^{\circ}K$

$V_{ใหม่} = ? \quad T_{ใหม่} = 13^{\circ}C + 273 = 290^{\circ}K$

จากสมการ (7-6)

$$V_{ใหม่} = \frac{V_{เก่า} \times T_{ใหม่}}{T_{เก่า}}$$

$$= \frac{100 \times 290^{\circ}K}{300^{\circ}K}$$

$$= 96.66 \text{ มิลลิเมตร}$$

ตอบ 96.66 มิลลิลิตร

7-7 กฎของเกย์ลัสแสค (Gay - Lussac's Law)

คศ. 1802 โจเซส - เกย์ลัสแสค ได้ตีพิมพ์ผลงานการทดลองซึ่งรู้จักกันในชื่อของกฎเกย์ลัสแสค กล่าวว่าถ้าก๊าซจำนวนหนึ่งมีปริมาตรคงที่ ความดันของก๊าซจะเป็นปฏิภาคส่วนตรงต่ออุณหภูมิเคลวิน เช่น ถ้าก๊าซชนิดหนึ่งเมื่อเพิ่มอุณหภูมิเคลวินเป็นสองเท่า ความดันจะเพิ่มเป็นสองเท่าด้วย ถ้าปริมาตรคงที่ แต่ถ้าอุณหภูมิเคลวินลดลงเหลือครึ่งหนึ่ง ความดันก็จะลดลงครึ่งหนึ่งด้วย

นั่นคือ $P \propto T$ (เมื่อปริมาตรคงที่)

หรือ $P = KT$

$$K = \frac{P}{T} \qquad \text{(7-7)}$$

ถ้าก๊าซนี้มีความดันและอุณหภูมิต่าง ๆ กัน อาจเขียนสมการได้ดังนี้

$$\frac{P_{ใหม่}}{T_{ใหม่}} = K = \frac{P_{เก่า}}{T_{เก่า}} \qquad \text{(7-8)}$$

$$\frac{P_{ใหม่}}{T_{ใหม่}} = \frac{P_{เก่า}}{T_{เก่า}} \qquad \text{(7-9)}$$

ตัวอย่าง อุณหภูมิของก๊าซ 1 ลิตร ณ อุณหภูมิความดันมาตรฐานถูกเปลี่ยนเป็นอุณหภูมิ 200°C ของก๊าซปริมาตรเดียวกัน จงคำนวณหาความดันของก๊าซในแบบของทอร

วิธีทำ เมื่อ V คงที่

$P_{เก่า} = 760$ torr อุณหภูมิ $T_{เก่า} = 0 + 273 = 273^\circ K$

$P_{ใหม่} = ?$ อุณหภูมิ $T_{ใหม่} = 200 + 273 = 473^\circ K$

$$\therefore P_{ใหม่} = \frac{760 \times 473}{273}$$

∴ ความดันของก๊าซเมื่ออุณหภูมิ 200°C = 1320 ทอร

ตอบ 1320 ทอร

ได้มีการรวมกฎของบอลย์ กฎของชาลส์และกฎของเกย์ลัสแสคเข้าด้วยกัน ซึ่งเขียนเป็นสูตรได้ดังนี้

$$\frac{P_{ใหม่}\, P_{ใหม่}}{T_{ใหม่}} = \frac{P_{เก่า}\, V_{เก่า}}{T_{เก่า}} \qquad \text{(7-10)}$$

ตัวอย่าง ก๊าซชนิดหนึ่งมีปริมาตร 500 ml ณ 760 torr อุณหภูมิ 0°C ถ้าเปลี่ยนก๊าซจำนวนนี้ที่ 10 บรรยากาศ อุณหภูมิที่ 100°C จะมีปริมาตรเท่าใด

วิธีทำ

จากสูตร $$\frac{V_{ใหม่}\, P_{ใหม่}}{T_{ใหม่}} = \frac{P_{เก่า}\, V_{เก่า}}{T_{เก่า}}$$

$$V_{ใหม่} = \frac{P_{เก่า}\, V_{เก่า} \times T_{ใหม่}}{P_{ใหม่}\, T_{เก่า}}$$

$$V = \frac{1 \times 500 \times 373^{\circ}C}{10 \times 273^{\circ}K}$$

∴ ปริมาตรของก๊าซที่ 10 บรรยากาศ อุณหภูมิ 100°C = 68.3 มิลลิลิตร

ตอบ 68.3 มิลลิลิตร

7-8 กฎความดันย่อยของดาลตัน (Dalton's Law of Partial Pressure)

จอห์น ดาลตันมีความสนใจทางอุตุนิยมวิทยา ดังนั้นเขาจึงต้องศึกษาเรื่องของก๊าซด้วย ต่อมาเมื่อ ค.ศ. 1801 เขาได้ประกาศกฎเกี่ยวกับความดันในชื่อของกฎความดันย่อยของดาลตัน (Dalton's Law of Partial Pressure) ซึ่งกล่าวว่า "ถ้านำก๊าซหลายชนิดมารวมกัน ความดันรวมจะเท่ากับความดันย่อยของแต่ละก๊าซรวมกัน" เช่น มีขวดแก้วซึ่งมีความจุหนึ่งลิตร บรรจุก๊าซผสมระหว่างออกซิเจนและไนโตรเจน โดยออกซิเจนมีความดัน 250 ทอร ไนโตรเจนมีความดัน 300 ทอร ฉะนั้นความดันรวมของก๊าซผสมจำนวนนี้เท่ากัน 250+300 ทอร เท่ากับ 550 ทอร์ร จากกฎความดันย่อยของดาลตันอาจเขียนสมการทางคณิตศาสตร์ได้ดังนี้

$$P\ รวม = P_1 + P_2 + P_3 + ...$$

เมื่อ $P_1\ P_2\ P_3$ คือความดันย่อยของแต่ละก๊าซในก๊าซผสม

ความรู้เรื่องของกฎความดันย่อยของดาลตันมีความเกี่ยวข้องทางอ้อมในเรื่องของการเพิ่มเซลเม็ดเลือดแดงในร่างกายของคน ปกติแล้วปริมาตรของก๊าซไนโตรเจนและออกซิเจนจะคงที่ในบรรยากาศปกติ แต่ถ้าสถานที่เปลี่ยนระดับความสูงจากพื้นดินค่าของความดันย่อยแต่ละก๊าซจะลดลง อาทิเช่นความดันบรรยากาศ ณ ระดับน้ำทะเลมีค่าเท่ากับ 760 ทอร และผลบวกของความดันก๊าซต่าง ๆ ยกเว้นออกซิเจนเท่ากับ 600 ทอร ฉะนั้นค่าของความดันย่อยของออกซิเจนจะเท่ากับ 160 ทอร (ได้จาก 760 - 600 ทอร)

นอกจากนี้ยังพบว่าเมืองต่าง ๆ ที่อยู่บริเวณใกล้แถบภูเขารอคกี้ ความดันบรรยากาศบริเวณนั้นมีค่าเท่ากับ 630 ทอร และผลบวกของความดันย่อยของก๊าซอื่นมีค่าเท่ากับ 510 ทอร ดังนั้นความดันย่อยของก๊าซออกซิเจนเท่ากับ 120 ทอร (ได้จาก 630 - 510 ทอร)

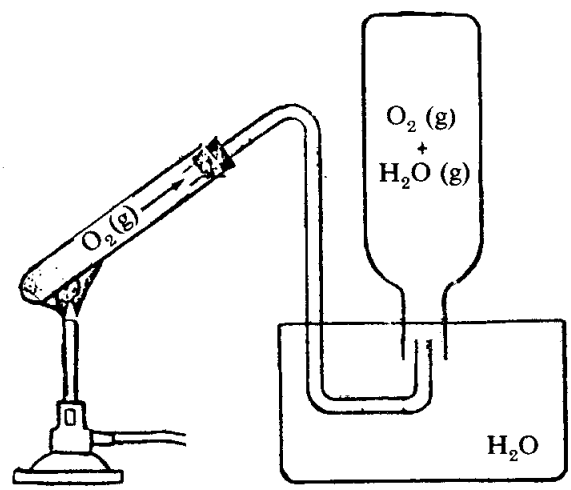
ร่างกายมนุษย์ต้องการปริมาณออกซิเจนจำนวนหนึ่งสำหรับก่อให้เกิดเมตาบอลิซึ่ม แต่เมื่อสถานที่เปลี่ยนแปลงคืออยู่สูงจากระดับเดิม จำนวนเซลเม็ดเลือดแดงจะเพิ่มขึ้น เช่น พบว่าที่ระดับน้ำทะเลคนที่มีสุขภาพดีจะมีเซลเม็ดเลือดแดงประมาณ 4.2 ล้าน/หนึ่ง ลบ.ซม. ของเลือด แต่ถ้าสถานที่เปลี่ยนโดยสูงจากเดิมไปอีกหนึ่งไมล์ เซลเม็ดเลือดแดงจะมีค่าเท่ากับ 5.4 ล้าน/หนึ่ง ลบ.ซม.

กฎความดันย่อยของดาลตันยังนำไปใช้ประโยชน์โดยตรงอีก เช่นเมื่อต้องการเก็บก๊าซโดยวิธีให้แทนที่น้ำ (พิจารณาจากรูป 7-2) จะเห็นได้ว่าการเติมก๊าซแบบนี้จะพบว่ามีความดันของก๊าซอยู่สองชนิดคือ ความดันก๊าซและความดันไอน้ำอีกส่วนหนึ่ง ฉะนั้นถ้าอยากทราบความดันของก๊าซที่แท้จริงต้องนำเอาความดันไอน้ำไปหักออก ซึ่งเขียนเป็นแบบความรู้ทางคณิตศาสตร์ดังนี้

$$P_{total} = P_{gas} + P_{water}$$ (มาจากกฎความดันย่อยของดาลตัน)

หรือ $$P_{gas} = P_{total} - P_{water}$$

รูป 7-2 การเก็บก๊าซออกซิเจนโดยแทนที่น้ำ



ตัวอย่างวิธีคำนวณโดยใช้ความรู้เรื่องกฎความดันย่อยของดาลตัน

เตรียมก๊าซออกซิเจนโดยการเก็บก๊าซเหนือน้ำได้ก๊าซมีปริมาตร 210 ลูกบาศก์เซนติเมตรที่ 22°ซ ความดัน 750 ทอร จงคำนวณหาปริมาตรของก๊าซออกซิเจนแห้งที่อุณหภูมิและความดันมาตรฐาน* (standard temperature and pressure, STP)

วิธีทำ

ความดันทั้งหมดในขวดเก็บก๊าซซึ่งแทนที่น้ำ	=	750 ทอร
แต่ความดันไอน้ำที่ 22°ซ	=	20 ทอร
∴ ความดันของออกซิเจนแห้ง	=	750 – 20 ทอร
	=	730 ทอร
ปริมาตรของก๊าซออกซิเจนที่เก็บได้ ($V_{เก่า}$)	=	210 ทอร
อุณหภูมิตอนแรกเก็บก๊าซออกซิเจน ($V_{เก่า}$)	=	22 + 273°A
	=	295°A

ต้องการเปลี่ยนก๊าซนี้ให้เป็นที่ความดันและอุณหภูมิมาตรฐานคือ $V_{ใหม่}$ = ? $P_{ใหม่}$ 760 ทอร์ร $T_{ใหม่}$ 273

จากสูตร

$$\frac{V_{ใหม่}\ P_{ใหม่}}{T_{ใหม่}} = \frac{V_{เก่า}\ P_{เก่า}}{T_{เก่า}}$$

$$V_{ใหม่} = \frac{V_{เก่า} \times P_{เก่า} \times T_{ใหม่}}{T_{เก่า} \times P_{ใหม่}}$$

$$= \frac{210 \times 730 \times 273}{760 \times 295}$$

∴ ปริมาตรของก๊าซออกซิเจน = 187 ลูกบาศก์เซนติเมตร

ตอบ 187 ลูกบาศก์เซนติเมตร

---

* ได้แก่ ที่ 0°C (273 K) และหนึ่งบรรยากาศ (760 ทอร)