

# กฎของก๊าซ (THE GAS LAWS)

นำเสนอเมื่อ : 3 ม.ค. 2551

กฎของก๊าซ (THE GAS LAWS) โดย นาวาอากาศเอก อมร แสงสุพรรณ และนาวาอากาศเอก วีระภาพ เสนะวงษ์

ปัญหาด้านสรีรวิทยาการบินที่สำคัญ มักจะเกี่ยวข้องกับการเปลี่ยนแปลงของความกดบรรยากาศ ปริมาตรของก๊าซ และอุณหภูมิ ดังนั้นจึงจำเป็นต้องทำความเข้าใจถึงธรรมชาติของก๊าซในเรื่องต่างๆ ซึ่งก็คือ กฎของก๊าซนั่นเอง

## กฎของบอยล์ (Boyle's Law)

"ปริมาตรของก๊าซจะเปลี่ยนแปลงเป็นปฏิภาคกลับกับความกดตันของก๊าซนั้น

เมื่ออุณหภูมิคงที่"

นั่นคือ :  $P_1 V_1 = P_2 V_2$

$P_1 =$  ความกดตันของก๊าซครั้งแรก

$P_2 =$  ความกดตันของก๊าซครั้งหลัง

$V_1 =$  ปริมาตรของก๊าซครั้งแรก

$V_2 =$  ปริมาตรของก๊าซครั้งหลัง

ตัวอย่าง : บอลลูนลูกหนึ่งบรรจุก๊าซไว้ ๑,๐๐๐ ลบ.ซม. ที่ระดับน้ำทะเล ซึ่งมีความกดบรรยากาศ ๗๖๐ มม.ปรอท ครั้นเมื่อบอลลูน ลุกขึ้นในอุษณภูมิที่ระดับสูง ๑๘,๐๐๐ ฟุตจากระดับน้ำทะเล ซึ่งมีความกดตันของบรรยากาศ ๓๘๐ มม.ปรอท ก๊าซซึ่งบรรจุไว้จะกลายเป็น ๒,๐๐๐ ลบ.ซม. หากอุณหภูมิคงที่ตลอดเวลา

กฎของบอยล์ นำมาใช้อธิบายปรากฏการณ์ต่างๆ ในโพรงต่างๆ ของร่างกาย เช่น หูชั้นกลาง โพรงไซนัส ปอด ทางเดินอาหารเกิดการขยายตัวขึ้นเมื่อทำการบินสู่ระยะสูงทำให้เกิดอาการปวดหู ปวดไซนัส หรือปวดท้องได้

## กฎของดาลตัน (Dalton's Law)

"ความกดตันของก๊าซผสม

ย่อมเท่ากับผลบวกของความกดตันของก๊าซแต่ละอย่างที่เป็นส่วนประกอบของก๊าซผสมนั้น"

นั่นคือ :  $P_t = P_1 + P_2 + \dots + P_n$

เมื่อ :  $P_t =$  ความกดตันของก๊าซผสม

$P_1, P_2, \dots, P_n =$  ความกดตันของก๊าซแต่ละอย่าง

ตัวอย่าง : บรรยากาศประกอบด้วยก๊าซที่สำคัญคือ ออกซิเจน และไนโตรเจน

ที่ระดับน้ำทะเลมีความกดตันบรรยากาศ ๗๖๐ มม.ปรอท โดยเป็นความกดตันของออกซิเจน ๑๕๖ มม.ปรอท และของไนโตรเจน ๖๐๔ มม.ปรอท เป็นต้น

กฎของดาลตัน ใช้อธิบายปรากฏการณ์ของการเกิดภาวะพร่องออกซิเจน

ถึงแม้ว่าปริมาตรของออกซิเจนจะมีค่าคงที่ประมาณร้อยละ ๒๑ ในบรรยากาศก็ตาม

แต่เมื่อขึ้นไปสู่ระยะสูงความกดบรรยากาศลดลง ทำให้ความกดตันของออกซิเจนลดลงเป็นสัดส่วนกัน

จึงทำให้ความกดตันของออกซิเจนไม่เพียงพอต่อความต้องการของร่างกาย

## กฎของเฮนรี (Henry's Law)

"ปริมาตรของก๊าซที่ละลายอยู่ในของเหลวจะเปลี่ยนแปลงเป็นปฏิภาคโดยตรงกับความกดตันของก๊าซที่กระทำเหนือของเหลว"

นั่นคือ :  $P_1 A_1 = P_2 A_2$

$P_1 =$  ความกดตันของก๊าซครั้งแรก

$P_2 =$  ความกดตันของก๊าซครั้งหลัง

$A_1 =$  ปริมาตรของก๊าซที่ละลายอยู่ในของเหลวครั้งแรก

$A_2 =$  ปริมาตรของก๊าซที่ละลายอยู่ในของเหลวครั้งหลัง

ตัวอย่าง : หากคนสูงหนึ่งมีก๊าซละลายอยู่ในเลือด ๑,๐๐๐ ลบ.ซม. ที่ระดับน้ำทะเล เมื่อคนผู้นั้นขึ้นไปอยู่สูง ๑๘,๐๐๐ ฟุต จากระดับน้ำทะเลซึ่งมีความกดตันบรรยากาศลดลงเหลือ ๓๘๐ มม.ปรอท ทำให้ปริมาณของก๊าซที่สามารถละลายอยู่ในเลือดลดลงเหลือเพียง ๕๐๐ ลบ.ซม. ส่วนก๊าซที่เหลืออีก ๕๐๐ ลบ.ซม. จะแยกตัวออกจากเลือดแล้วหลุดลอยออกไปเป็นฟองก๊าซ

กฎของเฮนรี ใช้อธิบายปรากฏการณ์ที่ก๊าซซึ่งละลายอยู่ในของเหลวในรงกาย

แยกตัวออกมาเป็นฟองก๊าซไปรบกวนการทำงานของร่างกายส่วนต่างๆ

## กฎของชาร์ลส์ (Charles' Law)

"ความกดตันของก๊าซจะเปลี่ยนแปลงเป็นปฏิภาคโดยตรงกับอุณหภูมิของก๊าซนั้น เมื่อปริมาตรคงที่"

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

$P_1 =$  ความกดตันของก๊าซครั้งแรก

$P_2 =$  ความกดตันของก๊าซครั้งหลัง

$T_1 =$  อุณหภูมิของก๊าซครั้งแรก

$T_2 =$  อุณหภูมิของก๊าซครั้งหลัง

ตัวอย่าง : ออกซิเจนในปอดที่ระดับน้ำทะเลมีความกดตัน ๘๕๐ ปอนด์ต่อ ตร.นิ้ว เมื่อทำการบินที่ระยะสูง ๑๘,๐๐๐ ฟุต ซึ่งมีอุณหภูมิ ๒๕ องศาเซลเซียส (อุณหภูมิมาตรฐานที่ระดับน้ำทะเล คือ ๕๐ องศาเซลเซียส ตามความแตกต่างของบรรยากาศและอุณหภูมิที่ระดับสูงต่างๆ และในการคำนวณตามกฎนี้ เราจัดอุณหภูมิเป็นองศา K ซึ่ง ๑ องศาเซลเซียส มีค่าเท่ากับ ๒๗๓.๑๕ องศา K) ความกดตันของออกซิเจนในปอดจะเหลือเพียง ๑๖๖ ปอนด์ต่อตร.นิ้ว

กฎนี้มีความสำคัญต่อสรีรวิทยาของมนุษย์เนื่องจากปริมาณออกซิเจนที่เข้าสู่ปอดและไปเลี้ยงร่างกายขึ้นกับความกดตันของออกซิเจน

ในเลือดลงมือขึ้นสู่ระยะสูง ถึงแม้ว่าจะยังไม่ได้มีการบินเลยก็ตาม

## กฎการแพร่ของก๊าซ (Law of Gaseous Diffusion)

"ก๊าซของเหลวที่ซึมผ่านเยื่อที่ซึมผ่านได้ (Permeable Membrane)

จะกระจายออกจากบริเวณที่มีความกดตันสูงไปสู่วัสดุที่มีความกดตันต่ำ จนกระทั่งความกดตันเท่ากัน"

กฎของฟิคอธิบายการแพร่ของก๊าซในของเหลวและในของแข็ง และในกรณีของก๊าซในของแข็งโดยทั่วไปแล้วการแพร่ของก๊าซจะช้ากว่าการแพร่ของของเหลวและของแข็ง

## บรรณานุกรม

- นาวาอากาศเอก วีระภาพ เสนะวงษ์
- นาวาอากาศเอก อมร แสงสุพรรณ

แสดงการขยายตัวของก๊าซตามกฎของบอยล์

[ดูภาพทั้งหมดในเรื่องนี้]