

กฎของก๊าซ (THE GAS LAWS)

นำเสนอเมื่อ : 3 ม.ค. 2551

กฎของก๊าซ (THE GAS LAWS) โดย นาวาอากาศเอก อมร แสงสุพรรณ และนาวาอากาศเอก ชีระภาพ เสนาะวงษ์

ปัญหาด้านสรีรวิทยาการบินที่สำคัญ มักจะเกี่ยวข้องกับกฎเปลี่ยนแปลงของความกดบรรยากาศ ปริมาตรของก๊าซ และอุณหภูมิ ดังนั้นจึงจำเป็นต้องทำความรู้ และเข้าใจถึงธรรมชาติของก๊าซในเรื่องต่างๆ ซึ่งก็คือ กฎของก๊าซนั่นเอง

กฎของบอยล์ (Boyle's Law)

"ปริมาตรของก๊าซจะเปลี่ยนแปลงเป็นปฏิภาคกลับกับความกดดันของก๊าซนั้น

เมื่ออุณหภูมิคงที่"

นั่นคือ : $P_1 V_1 = P_2 V_2$

เมื่อ P_1 = ความกดดันของก๊าซครั้งแรก
 P_2 = ความกดดันของก๊าซครั้งหลัง
 V_1 = ปริมาตรของก๊าซครั้งแรก
 V_2 = ปริมาตรของก๊าซครั้งหลัง

ตัวอย่าง : บัลลูนลูกหนึ่งบรรจุก๊าซไว้ ๑,๐๐๐ ลบ.ซม. ที่ระดับน้ำทะเล ซึ่งมีความกดบรรยากาศ ๗๖๐ มม.ปรอท ครั้นเมื่อบัลลูน ลูกนั้นขึ้นไปอยู่ที่ระยะสูง ๑๕,๐๐๐ ฟุตจากระดับน้ำทะเล ซึ่งมีความกดดันของบรรยากาศ ๓๕๐ มม.ปรอท ก๊าซซึ่งบรรจุไว้จะกลายเป็น ๒,๐๐๐ ลบ.ซม. หากอุณหภูมิคงที่ตลอดเวลา

กฎของบอยล์ นำมาใช้อธิบายปรากฏการณ์ที่ก๊าซในโพรงต่างๆ ของร่างกาย เช่น หูชั้นกลาง โพรงไซนัส ปอด ทางเดินอาหารเกิดการขยายตัวขึ้นเมื่อทำการบินสู่ระยะสูงทำให้เกิดอาการปวดหู ปวดไซนัส หรือปวดท้องได้

กฎของดาลตัน (Dalton's Law)

"ความกดดันของก๊าซผสม

ย่อมเท่ากับผลบวกของความกดดันของก๊าซแต่ละอย่างที่เป็นส่วนประกอบของก๊าซผสมนั้น"

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

เมื่อ : P = ความกดดันของก๊าซผสม

P_1, P_2, \dots, P_n = ความกดดันของก๊าซแต่ละอย่าง

ตัวอย่าง : บรรยากาศประกอบด้วยก๊าซที่สำคัญคือ ออกซิเจน และไนโตรเจน

ที่ระดับน้ำทะเลมีความกดบรรยากาศ ๗๖๐ มม.ปรอท โดยเป็นความกดดันของออกซิเจน ๑๕๒ มม.ปรอท และของไนโตรเจน ๖๐๘ มม.ปรอท เป็นต้น

กฎของดาลตัน ใช้อธิบายปรากฏการณ์ของการเกิดภาวะพร่องออกซิเจน

ถึงแม้ว่าปริมาตรของออกซิเจนจะมีค่าคงที่ประมาณร้อยละ ๒๑ ในบรรยากาศก็ตาม แต่เมื่อขึ้นไปทีระยะสูงความกดบรรยากาศลดลง ทำให้ความกดดันของออกซิเจนลดลงเป็นสัดส่วนกัน จึงทำให้มีความกดดันของออกซิเจนไม่เพียงพอต่อความต้องการของร่างกาย

กฎของเฮนรี (Henry's Law)

"ปริมาณของก๊าซที่ละลายอยู่ในของเหลวจะเปลี่ยนแปลงเป็นปฏิภาคโดยตรงกับความกดดันของก๊าซที่กระทำเหนือของเหลว"

นั่นคือ : $P_1 A_1 = P_2 A_2$

เมื่อ $P_1 = A_2$

เมื่อ P_1 = ความกดดันของก๊าซครั้งแรก

P_2 = ความกดดันของก๊าซครั้งหลัง

A_1 = ปริมาตรของก๊าซที่ละลายอยู่ในของเหลวครั้งแรก

A_2 = ปริมาตรของก๊าซที่ละลายอยู่ในของเหลวครั้งหลัง

ตัวอย่าง : หากคนหนึ่งดำน้ำลงไปในน้ำลึก ๑,๐๐๐ ลบ.ซม. ที่ระดับน้ำทะเล เมื่อคนผู้นั้นขึ้นไปอยู่ที่ระยะสูง ๑๕,๐๐๐ ฟุต จากระดับน้ำทะเลซึ่งมีความกดบรรยากาศลดลงเหลือ ๓๕๐ มม.ปรอท ทำให้ปริมาณของก๊าซที่สามารถละลายอยู่ในเลือดลดลงเหลือเพียง ๕๐๐ ลบ.ซม. ส่วนก๊าซที่เหลืออีก ๕๐๐ ลบ.ซม. จะแยกตัวออกจากเลือดแล้วหลุดลอยออกไปเป็นฟองก๊าซ

กฎของเฮนรี ใช้อธิบายปรากฏการณ์ที่ก๊าซซึ่งละลายอยู่ในของเหลวในร่างกาย

แยกตัวออกมาเป็นฟองก๊าซไปรบกวนการทำงานของร่างกายส่วนต่างๆ

กฎของชาร์ลส์ (Charles' Law)

"ความกดดันของก๊าซจะเปลี่ยนแปลงเป็นปฏิภาคโดยตรงกับอุณหภูมิของก๊าซนั้น เมื่อปริมาตรคงที่"

นั่นคือ : $P_1 T_1 = P_2 T_2$

เมื่อ $P_1 = T_2$

เมื่อ P_1 = ความกดดันของก๊าซครั้งแรก

P_2 = ความกดดันของก๊าซครั้งหลัง

T_1 = อุณหภูมิของก๊าซครั้งแรก

T_2 = อุณหภูมิของก๊าซครั้งหลัง

ตัวอย่าง : ออกซิเจนในถังประจําเครื่องบินมีความกดดัน ๕๕๐ ปอนด์ต่อ ตร.นิ้ว เมื่อทำการบินที่ระยะสูง ๑๕,๐๐๐ ฟุต ที่มีอุณหภูมิ ๒๑ องศาเซลเซียส (อุณหภูมิมาตรฐานที่ระดับน้ำทะเล คือ ๕๙ องศาเซลเซียส ตามตารางแสดงผลรวมของบรรยากาศและอุณหภูมิที่ระยะสูงต่างๆ และในภาชนะที่ปิดสนิทไว้ที่อุณหภูมิเป็นองศา K ๕๑ องศาเซลเซียส มีค่าเท่ากับ ๒๗๓ องศา K) ความกดดันของออกซิเจนในถังจะเหลือเพียง ๓๕๖ ปอนด์ต่อ ตร.นิ้ว

กฎนี้มีความสำคัญต่อสรีรวิทยาของมนุษย์เนื่องจากปริมาณของออกซิเจนที่ละลายในเลือดขึ้นอยู่กับอุณหภูมิของเลือดและใช้ปริมาณที่เรียกว่าความกดดันของออกซิเจน

ในเลือดลดลงเมื่อขึ้นไปสู่ระยะสูง ถึงแม้ว่าจะยังไม่ได้มีการใช้เทคโนโลยีก็ตาม

กฎการแพร่กระจายของก๊าซ (Law of Gaseous Diffusion)

"การแพร่กระจายของก๊าซผ่านเยื่อที่ซึมผ่านได้ (Permeable Membrane) จะกระจายออกจากรวมถึงพื้นที่ความกดดันสูงไปสู่อบริเวณที่มีความกดดันต่ำ จนกระทั่งความกดดันเท่ากัน"

กฎของฟิคอธิบายการแพร่กระจายของก๊าซ ระหว่างอากาศที่หายใจเข้าไปในปอดกับก๊าซในกระแสเลือดที่ไหลเวียนมาอยู่ที่ปอด และระหว่างก๊าซในกระแสเลือดกับเซลล์ต่างๆ ของร่างกาย ในการนำเอาออกซิเจนไปใช้ประโยชน์



[ดูภาพทั้งหมดในเรื่องนี้]



บรรณานุกรม

- นาวาอากาศเอก ชีระภาพ เสนาะวงษ์
- นาวาอากาศเอก อมร แสงสุพรรณ