

กฎของก๊าซ (THE GAS LAWS)

นำเสนอเมื่อ : 3 ม.ค. 2551

กฎของก๊าซ (THE GAS LAWS) โดย นาวาอากาศเอก ออมร แสงสุพรรณ และนาวาอากาศเอก ชีระภาพ เสนะวงษ์

ปัญหาด้านสรีรวิทยาการบินที่สำคัญ มักจะเกี่ยวข้องกับกฎเปลี่ยนแปลงของความกดบรรยากาศ ปริมาตรของก๊าซ และอุณหภูมิ ดังนั้นจึงจำเป็นต้องทำความรู้ และเข้าใจถึงธรรมชาติของก๊าซในเรื่องต่างๆ ซึ่งก็คือ กฎของก๊าซนั่นเอง

กฎของบอยล์ (Boyle's Law)

"ปริมาตรของก๊าซจะเปลี่ยนแปลงเป็นปฏิภาคกลับกับความกดดันของก๊าซนั้น

เมื่ออุณหภูมิคงที่"

นั่นคือ : $P_1 V_1 = P_2 V_2$

$P_2 = V_1$

เมื่อ P_1 = ความกดดันของก๊าซครั้งแรก

P_2 = ความกดดันของก๊าซครั้งหลัง

V_1 = ปริมาตรของก๊าซครั้งแรก

V_2 = ปริมาตรของก๊าซครั้งหลัง

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

กฎของบอยล์ นำมาใช้อธิบายปรากฏการณ์ต่างๆ ในโพรงต่างๆ ของร่างกาย เช่น หูชั้นกลาง โพรงไซนัส ปอด ทางเดินอาหารเกิดการขยายตัวขึ้นเมื่อทำการบินสู่ระยะสูงทำให้เกิดอาการปวดหู ปวดไซนัส หรือปวดท้องได้

กฎของดาลตัน (Dalton's Law)

"ความกดดันของก๊าซผสม

ย่อมเท่ากับผลบวกของความกดดันของก๊าซแต่ละอย่างที่เป็นส่วนประกอบของก๊าซผสมนั้น"

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

เมื่อ : P_t = ความกดดันของก๊าซผสม

P_1, P_2, \dots, P_n = ความกดดันของก๊าซแต่ละอย่าง

ตัวอย่าง : บรรยากาศประกอบด้วยก๊าซที่สำคัญคือ ออกซิเจน และไนโตรเจน

ที่ระดับน้ำทะเลมีความกดดันบรรยากาศ ๗๖๐ มม.ปรอท โดยเป็นความกดดันของออกซิเจน ๑๕๖ มม. ปรอท และของไนโตรเจน ๖๐๔ มม.ปรอท เป็นต้น

กฎของดาลตัน ใช้อธิบายปรากฏการณ์ของการเกิดภาวะพร่องออกซิเจน

ถึงแม้ว่าปริมาตรของออกซิเจนจะมีค่าคงที่ประมาณร้อยละ ๒๑ ในบรรยากาศก็ตาม

แต่เมื่อขึ้นไปสู่ระยะสูงความกดบรรยากาศลดลง ทำให้ความกดดันของออกซิเจนลดลงเป็นสัดส่วนกัน

จึงทำให้ความกดดันของออกซิเจนไม่เพียงพอต่อความต้องการของร่างกาย

กฎของเฮนรี (Henry's Law)

"ปริมาตรของก๊าซที่ละลายอยู่ในของเหลวจะเปลี่ยนแปลงเป็นปฏิภาคโดยตรงกับความกดดันของก๊าซที่กระทำเหนือของเหลว"

นั่นคือ : $P_1 A_1 = P_2 A_2$

$P_2 = A_1$

เมื่อ P_1 = ความกดดันของก๊าซครั้งแรก

P_2 = ความกดดันของก๊าซครั้งหลัง

A_1 = ปริมาตรของก๊าซที่ละลายอยู่ในของเหลวครั้งแรก

A_2 = ปริมาตรของก๊าซที่ละลายอยู่ในของเหลวครั้งหลัง

ตัวอย่าง : หากคนสูงหนึ่งมีก๊าซละลายอยู่ในเลือด ๑,๐๐๐ ลบ.ซม. ที่ระดับน้ำทะเล เมื่อคนผู้นั้นขึ้นไปอยู่สูง ๑๘,๐๐๐ ฟุต

จากระดับน้ำทะเลซึ่งมีความกดบรรยากาศลดลงเหลือ ๓๘๐ มม.ปรอท ทำให้ปริมาณของก๊าซที่สามารถละลายอยู่ในเลือดลดลงเหลือเพียง ๕๐๐ ลบ.ซม. ส่วนก๊าซที่เหลืออีก ๕๐๐ ลบ.ซม. จะแยกตัวออกจากเลือดแล้วหลุดลอยออกไปเป็นฟองก๊าซ

กฎของเฮนรี ใช้อธิบายปรากฏการณ์ที่ก๊าซซึ่งละลายอยู่ในของเหลวในรงกาย

แยกตัวออกมาเป็นฟองก๊าซไปรบกวนการทำงานของร่างกายส่วนต่างๆ

กฎของชาร์ลส์ (Charles' Law)

"ความกดดันของก๊าซจะเปลี่ยนแปลงเป็นปฏิภาคโดยตรงกับอุณหภูมิของก๊าซนั้น เมื่อปริมาตรคงที่"

นั่นคือ : $P_1 T_1 = P_2 T_2$

$P_2 = T_1$

เมื่อ P_1 = ความกดดันของก๊าซครั้งแรก

P_2 = ความกดดันของก๊าซครั้งหลัง

T_1 = อุณหภูมิของก๊าซครั้งแรก

T_2 = อุณหภูมิของก๊าซครั้งหลัง

ตัวอย่าง : ออกซิเจนในปอดมีปริมาตร ๕๕๐ มล.ที่ระดับน้ำทะเล เมื่อทำการบินที่ระดับสูง ๑๘,๐๐๐ ฟุต ซึ่งมีอุณหภูมิ ๒๕ องศาเซลเซียส

อุณหภูมิมาตรฐานที่ระดับน้ำทะเล คือ ๑๕ องศาเซลเซียส ความดันบรรยากาศและอุณหภูมิที่ระดับสูงต่างๆ และในการคำนวณตามกฎนี้ เราอาจแทนเป็นองศา K ซึ่ง

๑ องศาเซลเซียส มีค่าเท่ากับ ๒๗๓.๑๕ องศา K) ความกดดันของออกซิเจนในปอดจะเหลือเพียง ๑๖๖ ปอนด์ต่อตารางนิ้ว

กฎนี้มีความสำคัญต่อสรีรวิทยาของมนุษย์เนื่องจากปริมาณของออกซิเจนที่ละลายในเลือดขึ้นอยู่กับอุณหภูมิของเลือดซึ่งการที่ความกดดันของออกซิเจน

ในเลือดลดลงเมื่อขึ้นไปสู่ระยะสูง ถึงแม้ว่าจะยังไม่ได้มีการเปิดใช้เลยก็ตาม

กฎการแพร่ของก๊าซ (Law of Gaseous Diffusion)

"ก๊าซของเหลวที่ซึมผ่านเยื่อที่ซึมผ่านได้ (Permeable Membrane)

จะกระจายออกจากบริเวณที่มีความกดดันสูงไปสู่วัสดุที่มีความกดดันต่ำ จนกระทั่งความกดดันเท่ากัน"

กฎของฟิคอธิบายอัตราการแพร่ของก๊าซและของเหลวผ่านเยื่อที่ซึมผ่านได้เขาไปในปกติกับก๊าซในระบัสโตยิตีที่ไหลเวียนมาพบที่ปอด

และระหว่างก๊าซในกระแสเลือดกับเซลล์ต่างๆ ของร่างกาย ในความนำเอาออกซิเจนไปใช้ประโยชน์

บรรณานุกรม

• นาวาอากาศเอก ชีระภาพ เสนะวงษ์

• นาวาอากาศเอก ออมร แสงสุพรรณ

แสดงการขยายตัวของก๊าซตามกฎของบอยล์

[ดูภาพทั้งหมดในเรื่องนี้]