

Unità 6 • Approfondimento

La legge di Dalton e la legge di Graham

La legge di Dalton

I gas si trovano spesso miscelati fra loro come ad esempio nell'aria. Lo scienziato inglese John Dalton (1766-1844) studiò nei primi anni dell'800 le miscele gassose e arrivò alla conclusione che i gas ideali miscelati non interagiscono fra loro e quindi si comportano in modo indipendente l'uno dall'altro.

La legge di Dalton afferma che in una miscela di gas, la pressione totale è data dalla somma delle pressioni parziali di ogni singolo gas. La pressione parziale di un componente di una miscela di gas è la pressione che questo eserciterebbe qualora occupasse, da solo, il volume a disposizione dell'intera miscela.

Quindi per una miscela gassosa composta dai gas A , B , C la pressione totale si esprime matematicamente con questa relazione:

$$P_{\text{TOT}} = P_A + P_B + P_C$$

ESEMPIO 1 Una miscela di ossigeno e vapor acqueo a 25 °C ha una pressione totale di 0,98 atm. La pressione del vapor acqueo a questa temperatura è 0,032 atm. Secondo la legge di Dalton

$$P_{\text{TOT}} = P_{\text{ossigeno}} + P_{\text{vapor acqueo}}$$
$$0,98 \text{ atm} = P_{\text{ossigeno}} + 0,032 \text{ atm}$$

quindi

$$P_{\text{ossigeno}} = 0,98 \text{ atm} - 0,032 \text{ atm} = 0,948 \text{ atm}$$

Conoscere la pressione parziale di gas come l'ossigeno è molto importante per i subacquei [► figura 1] e per i medici anestesisti, che decidono la composizione delle miscele gassose usate per indurre l'anestesia.



OCEAN IMAGE PHOTOGRAPHY/SHUTTERSTOCK

◀ Figura 1

La miscela di gas respirati da un subacqueo deve avere l'ossigeno con una pressione parziale di 0,20 atm, uguale a quella dell'ossigeno atmosferico.

La legge di Graham

Se spruzziamo alcune gocce di profumo vicino alla parete di una stanza, dopo pochissimo tempo chi si trova dall'altro lato della stanza potrà distinguerne l'odore. Questo fenomeno è chiamato *diffusione*.

Possiamo osservare un fenomeno simile quando un gas passa attraverso i piccoli pori presenti nelle pareti di un contenitore.

Ad esempio i palloncini appena riempiti di elio svollazzano nell'aria, ma dopo alcuni giorni stanno vicini al pavimento o svollazzano a bassa quota: l'elio è uscito tramite i piccoli pori della plastica.

Il movimento di un gas attraverso piccoli fori è chiamato *effusione*.

Il chimico scozzese Thomas Graham (1805-1869) determinò che le velocità di diffusione e di effusione dei gas sono inversamente proporzionali alla radice quadrata delle loro masse molecolari relative. Quindi più un gas è leggero, più velocemente si diffonde (o effonde).

Matematicamente la legge di Graham riguardo a due generici gas *A* e *B* si esprime con questa formula:

$$\frac{v_A}{v_B} = \frac{\sqrt{\text{massa molecolare}_B}}{\sqrt{\text{massa molecolare}_A}}$$

Dove v_A e v_B sono le velocità di effusione dei gas *A* e *B*.

ESEMPIO 2 Se riempiamo due palloncini di volume uguale uno con elio, He, (massa molecolare = 4) e l'altro con ossigeno, O₂ (massa molecolare = 32), sappiamo dalla legge di Graham che l'elio, essendo più leggero, passerà all'esterno più velocemente. Ma quanto più velocemente?

$$\begin{aligned}\frac{v_{\text{He}}}{v_{\text{O}_2}} &= \frac{\sqrt{m_{\text{O}_2}}}{\sqrt{m_{\text{He}}}} \\ \frac{v_{\text{He}}}{v_{\text{O}_2}} &= \frac{\sqrt{32}}{\sqrt{4}} = \sqrt{8} \\ v_{\text{He}} &= \sqrt{8} \cdot v_{\text{O}_2} \\ v_{\text{He}} &= 2,8v_{\text{O}_2}\end{aligned}$$

L'elio è quindi 2,8 volte più veloce dell'ossigeno.