

od tlaku (rovnica 7.2.5), za rovnakých okolností vyjadruje rovnováhu aj v plynnom skupenstve. Okrem toho aj tie zákony hydromechaniky, ktoré boli odvodené len pre kvapaliny nestlačiteľné alebo málo stlačiteľné, sú platné aj v aeromechanike v prípadoch, keď pri daných podmienkach nedochádza k väčším zmenám objemu plynu.

Malá hustota plynov však spôsobuje, že pre plyny platí aj niekoľko osobitných zákonov. Niektorými z nich sa budeme zaoberať už v nasledujúcich článkoch, s inými — pretože vlastnosti plynu sú veľmi závislé od jeho teploty — až v náuke o teple.

7.13. Zákon Boyle-Mariottov. Keď sa objem plynu V mení, mení sa obyčajne aj jeho tlak p . R. Boyle (r. 1660) a neskôršie nezávisle od neho E. Mariotte (r. 1679) zistili, že pri zmenách objemu plynu za stálej teploty, čiže pri tzv. *izotermických* zmenách, tlak plynu je nepriamo úmerný jeho objemu, $p = \frac{\text{const}}{V}$, alebo

$$pV = p_0V_0 \quad (1)$$

kde V_0 je napríklad začiatočný objem plynu a p_0 príslušný tlak.

Tento veľmi dôležitý zákon plyného skupenstva, o ktorom sa v náuke o teple presvedčíme, že je dôsledkom molekulovej štruktúry plynov, budeme stručne nazývať len *zákonom Boyleovým*.

Z Boyleovho zákona jednoducho vyplýva, že pri konštantnej teplote merná hmotnosť plynu s je priamo úmerná jeho tlaku p . Hmotnosť ľubovoľného množstva plynu za každého tlaku je:

$$sV = s_0V_0$$

Súčasne je:

$$pV = p_0V_0$$

Delením rovnice prvej rovnicou druhou dostávame:

$$s = \frac{p}{p_0} s_0 \quad (2)$$

Presnejšie merania však ukazujú, že Boyleov zákon je len približne platný fyzikálny zákon. Skutočnú závislosť tlaku plynu od jeho objemu dobre vystihuje len pri malých tlakoch a nie príliš nízkych teplotách. Odchýlky od Boyleovho zákona pri skutočných plynach najlepšie vyniknú, ak pre rôzne tlaky určíme príslušné hodnoty súčinu pV , ktorý podľa Boyleovho zákona má byť konštantný. Podľa meraní Regnaultových tento súčin pri troch plynach za

Tabuľka 7.4

Odchýlky od Boylovho zákona

p [atm]	pV v literatmosférach		
	Vzduch	CO ₂	H ₂
1	1,000	1,000	1,000
5	0,996	0,966	1,002
10	0,992	0,923	1,006
15	0,988	0,879	1,009
20	0,986	0,835	1,013

rôznych tlakov a pri laboratórnej teplote nadobúda hodnoty, ako sú uvedené v tabuľke 7.4.

Z tabuľky vyplýva, že veľmi značné odchýlky od Boylovho zákona javí kyslíčník uhličitý. Podobne sa chovajú aj iné plyny, ktoré možno pomerne ľahko skvapalniť. Pri všetkých plynoch, okrem He a H₂, je pri malých tlakoch zmenšenie objemu pomerne väčšie ako súčasné zväčšenie tlaku, takže spočiatku je $pV < p_0V_0$. Väčšina plynov je teda pri malých tlakoch stlačiteľnejšia ako podľa Boylovho zákona. Keď však tlak ďalej zväčšujeme, nakoniec sa pri všetkých plynoch súčin pV začne zväčšovať, čo značí, že pri veľkých tlakoch všetky plyny sú menej stlačiteľné ako podľa Boylovho zákona.

Pre úplnosť a preto, že to budeme potrebovať už v náuke o vlnení, v tejto súvislosti — no zatiaľ bez odvodu — uvedieme aj zákon Poissonov, ktorý vyjadruje súvislosť objemu a tlaku plynu pri tzv. dejoch *adiabatických*. Adiabatickým dejom nazývame takú zmenu stavu látky, pri ktorej nedochádza k výmene tepla medzi látkou a jej okolím. Podľa Poissonovho zákona, ktorý odvodíme až v termodynamike (čl. 12.7), pri adiabatických zmenách stavu plynu je:

$$pV^\kappa = p_0V_0^\kappa \quad (3)$$

kde exponent κ sa nazýva *Poissonova konštanta* a rovná sa podielu merných tepiel plynu za konštantného tlaku a za konštantného objemu, $\kappa = c_p/c_v$.

Z Boylovho a Poissonovho zákona odvodíme ešte izotermický κ_t a adiabatický κ_a koeficient stlačiteľnosti plynu. Vo všeobecnosti koeficient stlačiteľ-

nosti je $\kappa = -\frac{1}{V} \frac{dV}{dp}$. Ak chceme odvodiť izotermický koeficient stlačiteľnosti plynu, podiel diferenciálov $\frac{dV}{dp}$ musíme počítať pomocou Boylovho zákona. Diferencovaním rovnice $pV = p_0V_0$ dostávame: $p dV + V dp = 0$, a preto

$$\kappa_t = -\frac{1}{V} \cdot \left(-\frac{V}{p} \right) = \frac{1}{p} \quad (4)$$

Pri počítaní adiabatického koeficientu stlačiteľnosti plynu diferencovaním rovnice $pV^\kappa = p_0V_0^\kappa$ dostávame: $\kappa pV^{\kappa-1} dV + V^\kappa dp = 0$, takže

$$\kappa_a = -\frac{1}{V} \cdot \left(-\frac{V^\kappa}{\kappa p V^{\kappa-1}} \right) = \frac{1}{\kappa p} \quad (5)$$

7.14. Daltonov zákon parciálnych tlakov. Zo skúsenosti vieme, že plyny sa zmiešavajú v každom pomere. Dalton r. 1802 zo svojich pokusov odvodil poznatok, že v zmesi plynov, ktoré na seba chemicky neúčinkujú, každý plyn sa správa tak, ako keby sám vyplňoval celý priestor, takže jeho tlak na steny sa prítomnosťou ostatných zložiek zmesi nepozmení.

Predstavme si, že sa pri určitej teplote nachádza niekoľko plynov v objemoch $v_1, v_2, \dots, v_n$ a ich tlaky sú $p_1, p_2, \dots, p_n$. Podľa Boylovho zákona v nádobe s objemom V by tlaky týchto plynov boli:

$$P_1 = \frac{p_1 v_1}{V}, P_2 = \frac{p_2 v_2}{V}, \dots, P_n = \frac{p_n v_n}{V}$$

Podľa Daltona, keď tieto plyny (za predpokladu, že na seba chemicky nepôsobia) dáme súčasne do tej istej nádoby s objemom V , výsledný tlak bude:

$$P = P_1 + P_2 + \dots + P_n = \frac{p_1 v_1}{V} + \frac{p_2 v_2}{V} + \dots + \frac{p_n v_n}{V} \quad (1)$$

alebo

$$PV = p_1 v_1 + p_2 v_2 + \dots + p_n v_n = \Sigma p_i v_i \quad (2)$$

Tlaky P_i sa nazývajú parciálnymi tlakmi zložiek plynnej zmesi. Rovnice (1) a (2) sú matematickým vyjadrením *Daltonovho zákona parciálnych tlakov*, podľa ktorých sa výsledný tlak plynnej zmesi rovná súčtu parciálnych tlakov zložiek.

7.15. Jednotky a meranie tlaku. Tlak sa vo fyzike a v technickej praxi vyjadruje pomocou rôznych jednotiek. Ich voľba závisí od veľkosti meraného tlaku a od toho, či tlak je vyvolaný vlastnou váhou kvapaliny alebo nejakou inou vonkajšou silou.

Základnou jednotkou tlaku v sústave SI je $1 \frac{\text{newton}}{\text{m}^2}$, vedľajšou jednotkou je $1 \text{ at} = 1 \text{ kp/cm}^2 = 0,9807 \cdot 10^5 \text{ N/m}^2$.