

Determinarea raportului căldurilor molare ale gazelor

Scopul lucrării:

Scopul lucrării este determinarea exponentului adiabatic al aerului, presupus gaz ideal și supus unor transformări termodinamice simple.

I. Considerații teoretice

Căldura molară este cantitatea de căldură absorbită de un mol de substanță pentru a-și mări temperatura cu un grad:

$$C_m = \frac{1}{\nu} \cdot \frac{Q}{\Delta T} \quad (1)$$

În cazul gazelor, în funcție de felul în care are loc absorbția de căldură, la volum constant sau la presiune constantă, avem căldură molară la volum constant, C_v , și căldură molară la presiune constantă, C_p .

Prin definiție, căldura molară la volum constant este egală cu variația energiei interne în raport cu temperatura, la volum constant:

$$C_v = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_v \quad (2)$$

iar căldura molară la presiune constantă este egală cu variația entalpiei în raport cu temperatura, la presiune constantă:

$$C_p = \left(\frac{\partial H}{\partial T} \right)_p \quad (3)$$

Relația dintre C_v și C_p este dată de relația Robert-Mayer:

$$C_p - C_v = R \quad (4)$$

unde $R = 8,31 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$ este constanta generală (universală) a gazelor.

Raportul $\frac{C_p}{C_v}$ se notează cu γ și se numește exponent adiabatic, deoarece intervine în

legea transformării adiabatică. Transformarea adiabatică este transformarea în timpul căreia gazul nu schimbă căldură cu mediul înconjurător. Una din legile transformării adiabatică este:

$$p \cdot V^\gamma = \text{const.} \quad (5)$$

În teoria cinetico-moleculară a gazelor ideale, se arată că cele două călduri molare depind de numărul gradelor de libertate (i) ale particulelor din care este format gazul:

$$C_v = \frac{i}{2} R \quad (6)$$

$$C_p = \frac{i+2}{2} R \quad (7)$$

Deci, în cazul gazului ideal, valoarea exponentului adiabatic depinde de numărul gradelor de libertate (i) ale particulelor din care este format gazul, conform relației:

$$\gamma = \frac{i+2}{i} \quad (8)$$

Exponentul adiabatic este o funcție descrescătoare cu temperatura, iar în intervalul 0 – 2000 °C, pentru gaze biatomice poate fi folosită formula aproximativă:

$$\gamma = 1,4 - 0,5 \cdot 10^{-4} \cdot T \quad (9)$$

Determinarea exponentului adiabatic este foarte importantă, deoarece acesta are un rol important în procesele adiabatic, studiul curgerii gazelor prin tuburi cu viteze sonice, atingerea vitezelor supersonice în tuburi divergente, precum și în calculul vitezei de propagare a sunetului prin gaze, etc.

Pentru determinarea exponentului adiabatic al aerului, considerat gaz ideal, se va folosi metoda propusă de Clement-Desormes. Considerăm o masă de aer, m_0 , închisă într-un vas din sticlă de volum V_0 , ce comunică cu exteriorul și cu o pompă prin două robinete (Fig. 2). Presiunea din vas se poate măsura, în cm coloană lichid, cu ajutorul unui manometru cu apă atașat. Inițial, aerul de masă m_0 ocupă volumul vasului V_0 și se află la presiunea atmosferică, p_0 și temperatura mediului ambiant T_0 . Comprimăm aerul din vas, prin pomparea unei mase m de aer în vas. După stabilirea echilibrului termic cu exteriorul, presiunea aerului din vas este:

$$P_1 = P_0 + \rho \cdot g \cdot h_1 \quad (10)$$

unde h_1 este diferența de nivel între nivelele lichidului din ramurile manometrului, ρ este densitatea apei și g este accelerația gravitațională. În urma acestei comprimări, aerul de masă m_0 ocupă volumul $V < V_0$ la presiunea P_1 și temperatura T_0 . Această situație corespunde stării I de pe diagrama din Fig. 1. Printr-o destindere adiabatică, realizată prin deschiderea, urmată de închiderea rapidă a robinetului de comunicare cu exteriorul, se trece în starea II, în care în vas rămâne masa m_0 de aer la presiunea atmosferică p_0 și temperatura T mai mică decât temperatura mediului ambiant, T_0 .

După reînchiderea robinetului 2, aerul rămas în vas se încălzește până la temperatura T_0 absorbând căldură la volum constant din mediul înconjurător. Starea III din Fig. 1 corespunde stabilirii echilibrului termic al aerului din vasul de sticlă, când presiunea este:

$$P_2 = P_0 + \rho \cdot g \cdot h_2 \quad (11)$$

unde h_2 este noua diferență de nivel a lichidului din manometru.

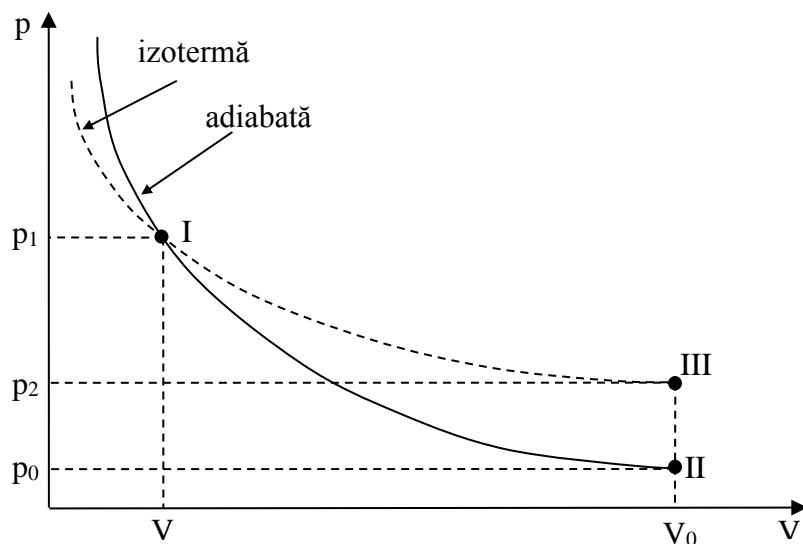


Fig. 1.

Deoarece transformarea, din starea I în starea II, este adiabată, ecuația Poisson, care descrie procesul, este:

$$(P_0 + \rho \cdot g \cdot h_1) \cdot V^\gamma = P_0 \cdot V_0^\gamma \quad (12)$$

Stările I și II se află pe o izotermă, deoarece temperatura este aceeași, T_0 , deci:

$$(P_0 + \rho \cdot g \cdot h_1) \cdot V = (P_0 + \rho \cdot g \cdot h_2) \cdot V_0 \quad (13)$$

Dacă se ridică la puterea γ relația (13) și se împarte cu relația (12), se obține:

$$\left(1 + \frac{\rho \cdot g \cdot h_1}{P_0}\right)^{\gamma-1} = \left(1 + \frac{\rho \cdot g \cdot h_2}{P_0}\right)^{\gamma} \quad (14)$$

Deoarece $\frac{\rho \cdot g \cdot h_1}{P_0} \ll 1$ și $\frac{\rho \cdot g \cdot h_2}{P_0} \ll 1$, se pot dezvolta ambii membri ai relației (14)

în serie de puteri:

$$(1+x)^n = 1 + nx + \frac{n(n-1)}{2!}x^2 + \frac{n(n-1)(n-2)}{3!}x^3 + \frac{n(n-1)(n-2)(n-4)}{4!}x^4 + \dots + x^n$$

Pentru $x \ll 1$ avem $(1+x)^n \approx 1 + nx$

Astfel se obține:

$$1 + (\gamma - 1) \frac{\rho \cdot g \cdot h_1}{P_0} = 1 + \gamma \frac{\rho \cdot g \cdot h_2}{P_0} \quad (15)$$

Din relația (15) se obține:

$$\gamma = \frac{h_1}{h_1 - h_2} \quad (16)$$

II. Metodica experimentală

II.1. Dispozitivul experimental

Dispozitivul experimental este prezentat în Fig. 2 și constă dintr-un vas care comunică prin robinetul 2 cu exteriorul, iar prin robinetul 1 comunică cu pompa. Presiunea din vas se poate măsura cu ajutorul unui manometru cu apă atașat.

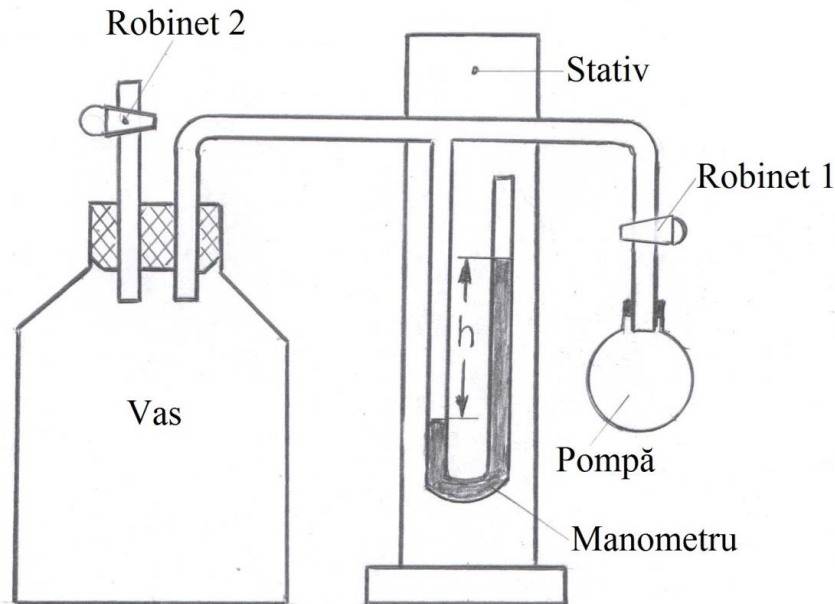


Fig. 2.

II.2. Modul de lucru

- i. Având robinetele 1 și 2 deschise, se verifică dacă presiunea aerului din vasul de sticlă este aceeași, cu presiunea atmosferică (apa are același nivel în ambele brațe ale manometrului);

- ii. Se închide robinetul 2, se deschide robinetul 1 și se pompează aer în vasul de sticlă, până când diferența de nivel din manometru devine 20-22 cm;
- iii. Se închide robinetul 1 și se așteaptă stabilirea echilibrului termic cu mediul;
- iv. Când aerul din vasul de sticlă ajunge la temperatura mediului ambiant, diferența de nivel din manometru se stabilește la valoarea h_1 . Se citește această valoare și se introduce în tabelul 1;
- v. Se deschide repede robinetul 2, până când presiunea aerului devine egală cu presiunea atmosferică p_0 , apoi se închide la loc. Se așteaptă încălzirea gazului până la temperatura mediului ambiant;
- vi. La stabilirea echilibrului termic, se citește denivelarea h_2 din manometru și se introduce în tabelul 1.
- vii. Se repetă aceste operații de 5 ori.

Tabelul 1.

h_1 (cm)	h_2 (cm)	γ	$\bar{\gamma}$	Δh (cm)	$\frac{\Delta\gamma}{\gamma}$ (%)	$\Delta\gamma$	$\Delta\bar{\gamma}$	$\bar{\gamma} \pm \Delta\bar{\gamma}$

II.3. Prelucrarea datelor experimentale

- i. Se calculează exponentul adiabatic cu relația (16);
- ii. Se calculează:

$$\bar{\gamma} = \frac{\gamma_1 + \gamma_2 + \gamma_3 + \gamma_4 + \gamma_5}{5} \quad (17)$$

- iii. Eroarea relativă se calculează cu relația:

$$\frac{\Delta\gamma}{\gamma} = \frac{(h_1 + h_2)\Delta h}{h_1(h_1 - h_2)} \quad (18)$$

- iv. Se calculează cu relația: $\Delta\gamma = a \cdot \gamma$, deoarece $\frac{\Delta\gamma}{\gamma} = a$;

- v. Se calculează:

$$\Delta\bar{\gamma} = \frac{\Delta\gamma_1 + \Delta\gamma_2 + \Delta\gamma_3 + \Delta\gamma_4 + \Delta\gamma_5}{5} \quad (19)$$

- vi. Rezultatele obținute se introduc în tabelul 1;
- vii. Rezultatul final se scrie sub forma:

$$\gamma = \bar{\gamma} \pm \Delta\bar{\gamma} \quad (20)$$

Bibliografie

1. P. Pășcuță, L. Pop, M. Boșca, Fizică. Lucrări practice, Ed. U. T. Press, Cluj-Napoca, 2013.
2. I. Cosma, O. Pop, A. Terțan, E. Hanga, I. Boscovitz, I. Lupșa, E. Papp, P. Lucaci, I. Pop, Fizica - Îndrumător pentru lucrări de laborator, Ed. Tehnică Cluj-Napoca, 1979;
3. <http://www.phys.utcluj.ro/PersonalFile/Cursuri/BarleaCurs.html>;