

1. NOȚIUNI TERMODINAMICE DE BAZĂ

1.1. Noțiuni despre structura discretă a substanței

Concepția atomistă despre substanță enunțată acum 2500 ani de către Leucip și Democrit, a fost confirmată în secolul al XVIII-lea odată cu descoperirea unor fenomene noi precum electroliza, radioactivitatea și emisia termoelectronică.

Conform acestei concepții, substanța este alcătuită din particule indivizibile și indestructibile numite atomi.

Mărimi caracteristice

Deoarece atomii au dimensiuni extrem de mici și, deci și mase foarte mici, s-a introdus o unitate de măsură specifică numită unitate atomică de masă.

- **Unitatea atomică de masă** (u) este mărimea egală cu a 12-a parte din masa izotopului de carbon

$$1u = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$$

- **Masa atomică relativă** a unei substanțe este numărul care arată de câte ori este mai mare masa atomică a ei decât a 12-a parte din masa atomică a izotopului de carbon $^{12}_6\text{C}$.

$$A_r(x) = \frac{m_x}{\frac{1}{12}m_c} = 12 \frac{m_x}{m_c}$$

- **Masa moleculară relativă** a unei substanțe este numărul care arată de câte ori este mai mare masa unei molecule din acea substanță decât a 12-a parte din masa atomică a izotopului de carbon $^{12}_6\text{C}$.

Observație:

- masa atomică relativă, respectiv masa moleculară relativă, sunt mărimi adimensionale (nu au unitate de măsură);

- **Molul** este cantitatea de substanță a cărei masă exprimată în grame conține atâtea entități elementare câți atomi sunt în 0,012 Kg de $^{12}_6\text{C}$. Molul este cantitatea de substanță exprimată în grame, numeric egală cu masa atomică moleculară relativă.

- **Masa molară** este masa unui mol.

$$\mu = \frac{m}{\nu} \qquad [\mu]_{SI} = \frac{\text{Kg}}{\text{mol}}$$

m = masa corpului

ν = cantitatea de substanță conținută în corp (nr. de moli/Kmoli)

- **Volumul molar** este volumul ocupat de un mol de substanță

$$V_\mu = \frac{V}{\nu} \qquad [V_\mu]_{SI} = \frac{\text{m}^3}{\text{mol}}$$

V = volumul ocupat de corp

ν = nr. de moli (Kmoli)

Experimental, se constată că volumul molar al unui gaz ideal, în condiții normale de presiune și temperatură ($T_0=273,15\text{K}$, $p_0=101,325\text{KPa}$) este:

$$V_{\mu_0} = 22,41 \cdot 10^{-3} \frac{m^3}{mol}$$

- **Numărul lui Avogadro** reprezintă numărul de entități elementare conținute într-un mol de substanță.

$$N_A = \frac{N}{\nu} \quad N_A = 6,022 \cdot 10^{23} mol^{-1}$$

Concluzie: între mărimile fizice enumerate există relația:

$$\nu = \frac{N}{N_A} = \frac{m}{\mu} \quad \nu = \frac{V}{V_{\mu_0}} \text{ numai pentru gaze}$$

1.2. Echilibrul termic. Temperatura. Scări de temperatură

Sistemul termodinamic este orice corp macroscopic sau ansamblu de corpuri microscopice (atomi, molecule) bine delimitat.

Corpurile exterioare, care nu fac parte din sistemul termodinamic considerat, definesc **mediul exterior**.

Sistemul termodinamic poate fi:

- **izolat** (nu interacționează și nu schimbă substanță cu mediul exterior);
- **închis** (între sistemul termodinamic și mediul exterior există schimb de energie dar nu și de substanță);
- **deschis** (între sistem și mediul exterior are loc și schimb de energie și de substanță).

Starea sistemului termodinamic reprezintă totalitatea proprietăților lui la un moment dat.

Parametrii de stare sunt mărimi fizice care descriu starea sistemului termodinamic la un moment dat.

Parametrii de stare sunt de două feluri:

- parametrii extensivi, când el este suma parametrilor subsistemelor care alcătuiesc sistemul termodinamic.

Ex: volumul, masa, energia internă.

- parametrii intensivi, când parametrii de aceeași natură care descriu subsistemele sunt identici.

Ex: presiunea, temperatura, densitatea.

Starea de echilibru termodinamic este acea stare a unui sistem termodinamic ai cărei parametri de stare nu se modifică în timp. Două sisteme termodinamice sunt în contact termic, dacă sunt îndeplinite simultan următoarele condiții:

- ansamblul celor două sisteme este izolat de mediul exterior;
- între cele două sisteme termodinamice este posibil schimbul de căldură, dar nu și de lucru mecanic.

Două sau mai multe sisteme termodinamice sunt în **echilibru termic** dacă, atunci când sunt puse în contact termic, nu schimbă căldură între ele.

Principiul tranzitivității echilibrului termic:

Dacă sistemele termodinamice A și B sunt în echilibru termic, iar B este în echilibru termic un al treilea sistem termodinamic C, atunci sistemele termodinamice A și C sunt în echilibru termic.

Temperatura este mărimea fizică ce caracterizează starea de echilibru termic.

Temperatura este un parametru intensiv ce caracterizează gradul de încălzire al corpurilor.

Toate sistemele termodinamice aflate în echilibru termic au aceeași temperatură. Când se aduc în contact termic două corpuri cu temperaturi diferite, corpul care are temperatura mai mare va ceda căldură corpului cu temperatura mai mică.

Dispozitivele folosite pentru măsurarea temperaturii se numesc **termometre**. Orice termometru este caracterizat de o mărime termometrică. Ea poate fi: lungimea unei coloane de lichid, rezistența unui rezistor, volumul unui gaz la presiune constantă.

Scara de temperatură reprezintă corespondența între valoarea măsurată a mărimii termometrice ce caracterizează un termometru și valoarea temperaturii indicate de termometru.

În scara **Celsius**, temperaturile de reper sunt 0°C (temperatura de topire a gheții) și 100°C (temperatura de fierbere a apei) măsurate la presiune atmosferică normală.

Intervalul respectiv este împărțit în 100 părți egale, obținându-se gradul Celsius.

$$[t]_{SI} = {}^{\circ}\text{C}$$

În **scara Kelvin** sau **scara absolută**, punctul zero este limita inferioară 273,15. Temperatura absolută egală cu zero corespunde stării în care ar înceta agitația termică a moleculelor (practic nu poate fi atinsă).

În această scară nu există temperaturi negative.

$$[T]_{SI} = \text{K (Kelvin)}$$

Gradul Kelvin reprezintă $1/273,15$ din temperatura stării triple a apei.

$T(\text{K}) = t(^{\circ}\text{C}) + 273,15$ - corespondența între valoarea numerică a temperaturii în scara Celsius și valoarea numerică a acesteia în scara Kelvin.

Observație: $\Delta T = \Delta t$

2. PRINCIPIUL I AL TERMODINAMICII

2.1. Lucrul mecanic în termodinamică

Lucrul mecanic în termodinamică reprezintă energia pe care o schimbă sistemul termodinamic cu mediul exterior în cazul în care parametrii de poziție se modifică.

Într-un proces izobar lucrul mecanic schimbat de sistemul termodinamic cu mediul exterior este:

$$L = F \cdot d = pS(x_f - x_i) \quad \left| \begin{array}{l} S(x_f - x_i) = V_f - V_i \\ \Rightarrow L = p(V_f - V_i) \end{array} \right.$$

$$L = p\Delta V$$

$$[L]_{SI} = \text{J (Joule)}$$

Lucrul mecanic este o **mărime fizică de proces**, adică o mărime fizică asociată unei transformări. Lucrul mecanic depinde nu numai de stările inițială și finală, ci și de transformarea prin care sistemul termodinamic trece din starea inițială în starea finală.

Convenții de semn:

- lucrul mecanic „**cedat**” de sistemul termodinamic asupra mediului exterior se consideră pozitiv:

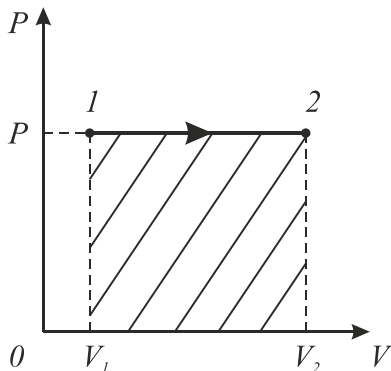
$$V_f > V_i \Rightarrow \Delta V > 0 \left| \begin{array}{l} L = p\Delta V \\ \Rightarrow L > 0 \end{array} \right.$$

- lucrul mecanic „primit” de sistemul termodinamic din exterior, se consideră negativ:

$$V_f < V_i \Rightarrow \Delta V < 0 \left| \begin{array}{l} L = p\Delta V \\ \Rightarrow L < 0 \end{array} \right.$$

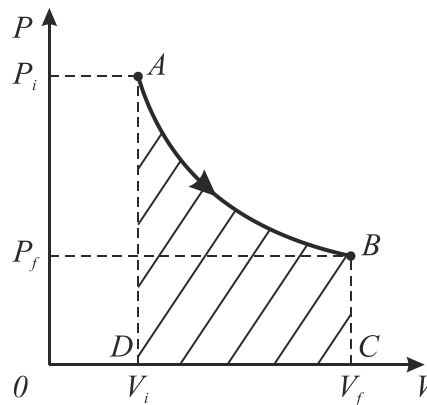
- dacă $\Delta V = 0$, înseamnă că sistemul termodinamic nu face schimb de energie sub formă de lucru mecanic cu mediul exterior $\Rightarrow L = 0$

Interpretarea geometrică a lucrului mecanic



$p = \text{const.}$ Lucrul mecanic efectuat de gaz pentru a trece din starea 1 în starea 2 este $L = p\Delta V$, adică aria cuprinsă între izobara 1,2 și axa volumelor.

Într-o transformare izotermă lucrul mecanic efectuat de gaz este egal cu aria S_{ABCD} de sub curba $p(V)$.



$$L = \int_{V_1}^{V_2} p dV = \int_{V_1}^{V_2} \frac{\nu RT}{V} dV = \nu RT \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V}$$

$$L = \nu RT \ln \frac{V_2}{V_1}$$

2.2. Energia internă a unui sistem termodinamic

Energia internă a unui sistem termodinamic este suma dintre energiile cinetice ale tuturor moleculelor din sistem, energiile potențiale determinate de interacțiunile dintre molecule și energiile potențiale datorate interacțiunii moleculelor cu câmpuri de forțe exterioare (gravitațional, electric, magnetic).

Energia internă este o **mărimă fizică de stare**, ea fiind definită pentru stările de echilibru termodinamic.

Energia internă este o **mărimă aditivă**, adică energia internă a unui sistem termodinamic este egală cu suma energiilor părților componente ale sistemului.

Energia internă este **funcție de temperatură**:

$$U = U(T)$$

$$[U]_{SI} = J$$

2.3. Căldura

Căldura este energia pe care o schimbă sistemul termodinamic cu mediul exterior, dependentă de diferența de temperatură și de procesul termodinamic.

$$[Q]_{SI} = J$$

Convenții de semn:

- căldura **primită** de sistemul termodinamic de la mediul exterior se consideră pozitivă.

$$Q_p > 0$$

- căldura **cedată** de sistemul termodinamic mediului exterior se consideră negativă.

$$Q_c < 0$$

Căldura este o **mărimă fizică de proces**. Căldura și lucrul mecanic sunt forme ale schimbului de energie între sistemul termodinamic și mediul exterior. Ele nu sunt „forme de energie”.

Căldura, ca și lucrul mecanic, depinde nu numai de starea inițială și finală, ci și de toate stările intermediare prin care trece sistemul termodinamic considerat.

În procesul **adiabatic**, sistemul termodinamic nu schimbă căldură cu mediul exterior ($Q=0$).

2.4. Principiul I al termodinamicii

Enunț 1: În orice transformare de stare variația energiei interne depinde doar de starea inițială și finală a sistemului termodinamic, fiind independentă de stările intermediare prin care trece sistemul.

$$\Delta U = U_f - U_i$$

Enunț 2: Căldura primită de sistemul termodinamic este egală cu suma dintre variația energiei interne a sistemului și lucrul mecanic efectuat de către sistem.

$$Q = \Delta U + L$$

Acest principiu este considerat legea conservării și transformării energiei în procesele termodinamice.

Observații:

- dacă sistemul termodinamic este izolat

$$(Q = 0, L = 0) \Rightarrow \Delta U = 0 \Leftrightarrow U_f - U_i = 0 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow U_f = U_i = \text{const.},$$

adică energia internă rămâne constantă;

- dacă sistemul termodinamic efectuează o transformare ciclică ($U_f = U_i$) $\Rightarrow \Delta U = 0$,

atunci $Q=L$. Aceasta înseamnă că sistemul termodinamic poate efectua lucru mecanic ($L>0$) numai dacă primește căldură din exterior ($Q>0$) și poate „primi” lucru mecanic de la mediul exterior numai dacă cedează căldură acestuia ($Q<0$).

Deci, este imposibilă construirea unui motor care să funcționeze ciclic ($\Delta U = 0$) fără să primească căldură de la mediul exterior (perpetuum mobile de speța I);

- dacă nu se face schimb de căldură cu mediul exterior (sistemul termodinamic se află într-un înveliș adiabatic) atunci variația energiei interne va fi egală cu lucrul mecanic schimbat de sistem cu mediul exterior ($\Delta U = -L$).

2.5. Coeficienții calorici. Relația Robert Mayer

Coeficienții calorici sunt mărimi fizice care stabilesc legătura între cantitatea de căldură schimbată de un corp și variația temperaturii sale.

Există trei coeficienți calorici:

- **Capacitatea calorică** este mărimea fizică scalară egală cu căldura schimbată de un corp pentru a-și varia temperatura cu un grad.

$$C = \frac{Q}{\Delta T} \quad [C]_{SI} = \frac{[Q]_{SI}}{[\Delta T]_{SI}} = \frac{J}{K}$$

Capacitatea calorică este o caracteristică termică a corpului respectiv.

- **Căldura specifică** este mărimea fizică scalară egală cu căldura necesară unității de masă a unui corp pentru a-și varia temperatura cu un grad.

$$c = \frac{Q}{m \cdot \Delta T} \quad [c]_{SI} = \frac{[Q]_{SI}}{[m]_{SI} [\Delta T]_{SI}} = \frac{J}{Kg \cdot K}$$

Căldura specifică este o caracteristică termică a materialului din care este alcătuit corpul.

$$C = m \cdot c$$

- **Căldura molară** este mărimea fizică scalară egală cu căldura necesară unui mol de substanță pentru a-și varia temperatura cu un grad.

$$C_{\mu} = \frac{Q}{\nu \Delta T} \quad [C_{\mu}]_{SI} = \frac{[Q]_{SI}}{[\nu]_{SI} \cdot [\Delta T]_{SI}} = \frac{J}{mol \cdot K}$$

Căldura molară este o caracteristică termică a substanței.

$$C_{\mu} = \mu \cdot c$$

Relația Robert-Mayer stabilește legătura dintre căldurile molare sau căldurile specifice ale unui gaz ideal la presiune constantă și la volum constant.

$$C_p = C_v + R \quad \text{sau} \quad c_p = c_v + R$$

Observații:

- la solide și lichide $C_v \square C_p$ și $c_v \square c_p$

- la gaze $C_p > C_v$, și respectiv $c_p > c_v$

Raportul $\gamma = \frac{C_p}{C_v}$ este numit **exponent adiabatic**.

3. LEGILE GAZULUI IDEAL

3.1. Legea transformării generale (Clapeyron-Mendeleev)

Transformarea generală a unei cantități constante de gaz ideal ($\nu = const$) este orice transformare în care se modifică toți parametrii de stare (p, V, T).

$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$ este ecuația transformării generale, unde p_1, V_1, T_1 sunt parametrii stării inițiale, iar p_2, V_2, T_2 parametrii stării finale.

Ecuația Clapeyron-Mendeleev stabilește o relație între parametrii de stare ai unei mase constante de gaz ideal și mai este denumită și ecuația **termică de stare**.

$$pV = \nu RT \quad \text{sau} \quad pV = \frac{m}{\mu} RT$$

$$R = \frac{p_0 V_{\mu_0}}{T_0} = \frac{1,01356 \cdot 10^5 \text{ N/m}^2 \cdot 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 / \text{mol}}{273,15 \text{ K}}$$

$$R = 8,31 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} - \text{constantă reală a gazelor}$$

Dependența densității de temperatură, presiune și densitatea sa în condiții fizice normale.

$$\left. \begin{array}{l} \rho = \frac{m}{V} \\ pV = \frac{m}{\mu} RT \end{array} \right\} \Rightarrow \left. \begin{array}{l} \rho = \frac{p\mu}{RT} \\ \rho_0 = \frac{p_0\mu_0}{RT_0} \end{array} \right\} \Rightarrow \rho = \rho_0 \frac{p \cdot T_0}{p_0 \cdot T}$$

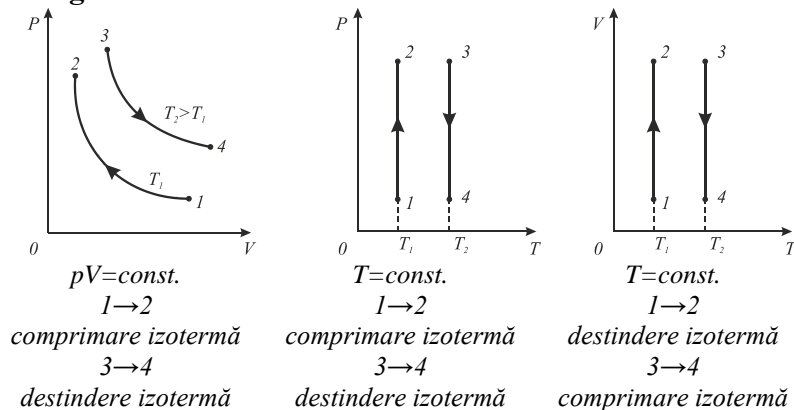
3.2. Legea transformării izoterme (Boyle Mariotte)

Transformarea izotermă a unei cantități constante de gaz ideal este orice transformarea în care temperatura se păstrează constantă.

Enunț: presiunea unei cantități constante de gaz ideal, menținut la temperatură constantă, variază invers proporțional cu volumul gazului.

$$pV = \text{const.} \quad \text{sau} \quad p_1 V_1 = p_2 V_2$$

Reprezentări grafice



3.3. Legea transformării izobare (Gay-Lussac)

Transformarea izobară a unei cantități constante de gaz ideal este orice transformare în care presiunea se păstrează constantă.

Enunț 1: variația relativă a volumului unui gaz menținut la presiunea constantă este direct proporțională cu temperatura.

$$\frac{V - V_0}{V_0} = \alpha t$$

$V_0 =$ volumul gazului la temperatura 0°C

$V =$ volumul gazului la temperatura t

$\alpha =$ coeficient de dilatare izobară (are aceeași valoare pentru toate gazele)

$$\alpha = \frac{1}{273,15} \text{ grad}^{-1}$$

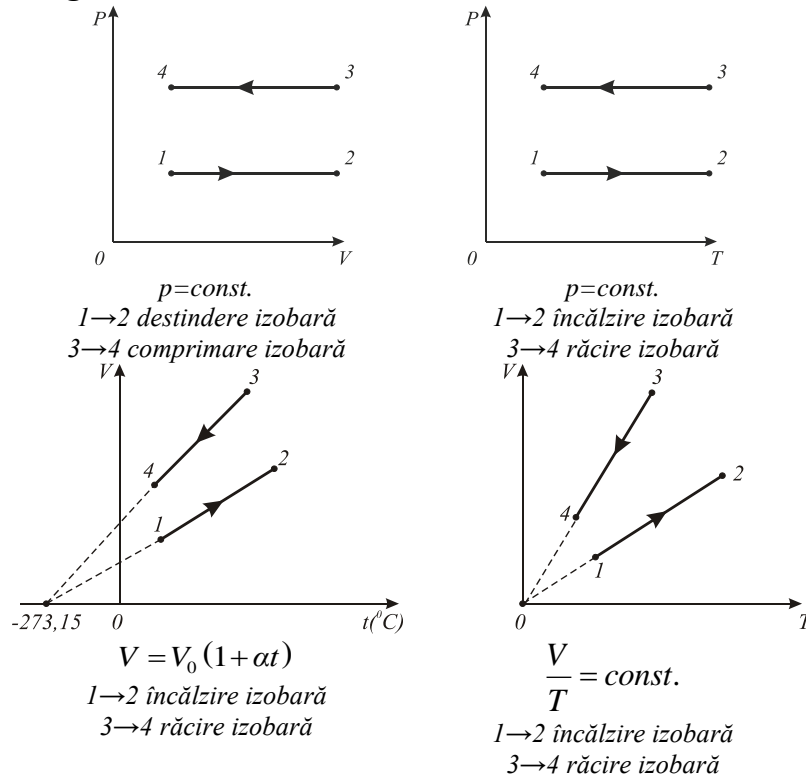
Enunț 2: Volumul unei cantități de gaz ideal menținut la presiune constantă crește liniar cu temperatura gazului.

$$V = V_0(1 + \alpha t)$$

Enunț 3: Într-o transformare izobară, raportul dintre volumul și temperatura absolută a gazului este constant.

$$\frac{V}{T} = \text{const.} \quad \text{sau} \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Reprezentări grafice



3.4. Legea transformării izocore (Charles)

Transformarea izocoră a unei cantități constante de gaz ideal este orice transformare în care volumul se păstrează constant.

Enunț 1: Variația relativă a presiunii unui gaz menținut la volum constant este direct proporțională cu temperatura.

$$\frac{p - p_0}{p_0} = \beta t$$

p_0 = presiunea gazului la temperatura 0°C

p = presiunea gazului la temperatura t

β = coeficient termic al presiunii (are aceeași valoare pentru toate gazele)

$$\beta = \frac{1}{273,15} \text{ grad}^{-1} \alpha$$

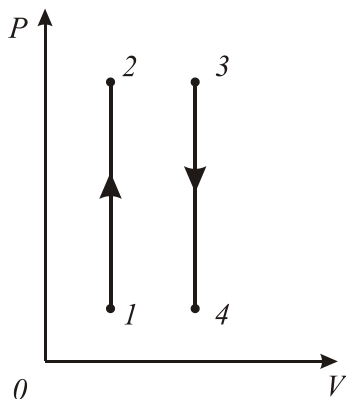
Enunț 2: Presiunea unei cantități constante de gaz ideal menținut la volum constant crește liniar cu temperatura.

$$p = p_0(1 + \beta t)$$

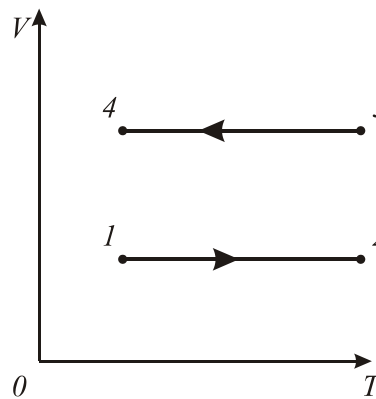
Enunț 3: Într-o transformare izocoră, raportul dintre presiunea și temperatura absolută a gazului este constant.

$$\frac{P}{T} = \text{const.} \quad \text{sau} \quad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

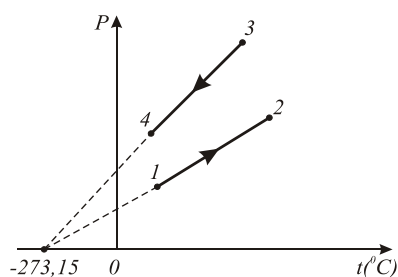
Reprezentări grafice



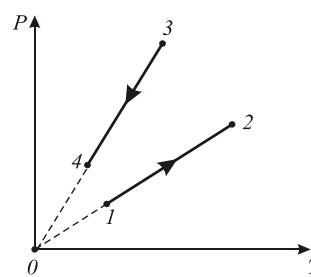
$V = \text{const.}$
 $1 \rightarrow 2$ încălzire izocoră
 $3 \rightarrow 4$ răcire izocoră



$V = \text{const.}$
 $1 \rightarrow 2$ încălzire izocoră
 $3 \rightarrow 4$ răcire izocoră



$p = p_0(1 + \beta t)$
 $1 \rightarrow 2$ încălzire izocoră
 $3 \rightarrow 4$ răcire izocoră



$\frac{P}{T} = \text{const.}$
 $1 \rightarrow 2$ încălzire izocoră
 $3 \rightarrow 4$ răcire izocoră

3.5. Transformarea adiabată – ecuația Poisson

Transformarea adiabată este transformarea în care sistemul termodinamic nu schimbă căldură cu mediul exterior.

Sistemul termodinamic trebuie să fie izolat termic de mediul exterior printr-un înveliș adiabetic.

Când procesele termodinamice se produc rapid, ele pot fi considerate procese adiabate.

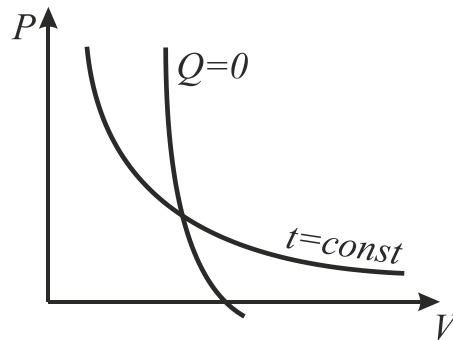
Ecuația Poisson, care descrie transformarea adiabată, are trei forme:

$$pV^\gamma = \text{const.} \quad \text{sau} \quad p_1V_1^\gamma = p_2V_2^\gamma$$

$$TV^{\gamma-1} = \text{const.} \quad \text{sau} \quad T_1V_1^{\gamma-1} = T_2V_2^{\gamma-1}$$

$$Tp^{\frac{1-\gamma}{\gamma}} = \text{const.} \quad \text{sau} \quad T_1p_1^{\frac{1-\gamma}{\gamma}} = T_2p_2^{\frac{1-\gamma}{\gamma}}$$

- panta adiabatei este mai mare decât a izotermei.



4. APLICAREA PRINCIPIULUI I AL TERMODINAMICII LA TRANSFORMĂRILE GAZULUI IDEAL

4.1. Energia internă a gazului ideal (monoatomic, biatomic, poliatomic)

$$U = U(T)$$

Adică, energia internă a unui gaz ideal, depinde numai de temperatura gazului fiind independentă de presiunea și volumul său.

$U = \nu C_v T$ - ecuația calorică de stare a gazului ideal

Pentru **gazul monoatomic**:

$$C_v = \frac{3R}{2}, C_p = \frac{5R}{2} \Rightarrow \begin{cases} \Delta U = \frac{3}{2} \nu R \Delta T \\ \Delta U = \frac{3}{2} p \Delta V \end{cases}$$

Pentru **gazul biatomic**:

$$C_v = \frac{5R}{2}, C_p = \frac{7R}{2} \Rightarrow \begin{cases} \Delta U = \frac{5}{2} \nu R \Delta T \\ \Delta U = \frac{5}{2} p \Delta V \end{cases}$$

Pentru **gazul poliatomic**:

$$C_v = \frac{6}{2} R, C_p = \frac{8}{2} R \Rightarrow \begin{cases} \Delta U = \frac{6}{2} \nu R \Delta T \\ \Delta U = \frac{6}{2} p \Delta V \end{cases}$$

4.2. Aplicații ale principiului I la transformările simple ale gazului ideal

Transformarea izocoră

$$\begin{aligned}V &= \text{const.} \\L &= 0 \\ \Delta U &= \nu C_v \Delta T \\ Q &= \Delta U\end{aligned}$$

Transformarea izobară

$$\begin{aligned}p &= \text{const.} \\L &= p \Delta V = \nu R \Delta T \\ \Delta U &= \nu C_v \Delta T \\ Q &= \nu C_p \Delta T\end{aligned}$$

Transformarea izotermă

$$\begin{aligned}T &= \text{const.} \\ \Delta U &= 0 \\ L &= \nu RT \ln \frac{V_2}{V_1} = \nu RT \ln \frac{p_1}{p_2} \\ Q &= L\end{aligned}$$

Transformarea adiabată

$$\begin{aligned}Q &= 0 \\ \Delta U &= \nu C_v \Delta T \\ L &= -\Delta U\end{aligned}$$

Observație: În rezolvarea problemelor, pentru calcularea celei de-a treia mărimi (Q , L , ΔU) se va ține cont de principiul I al termodinamicii:

$$Q = \Delta U + L$$

5. MOTOARE TERMICE

5.1. Randamentul unui motor termic

Motorul termic este o instalație care transformă căldura primită, rezultată în urma arderii unui combustibil, în lucru mecanic util.

Mărimea fizică ce caracterizează un motor termic este **randamentul**.

$$\eta = \frac{L}{Q_p} \quad \text{sau} \quad \eta = \frac{Q_p - |Q_c|}{Q_p} = 1 - \frac{|Q_c|}{Q_p}$$

Randamentul nu are unitate de măsură (este o mărime fizică adimensională).

$$\eta < 1$$

Motorul termic absoarbe căldură de la o sursă cu temperatura mai ridicată, efectuează lucru mecanic și cedează căldură unei alte surse, aflată la o temperatură mai scăzută.

Acest tip de transformare în care sistemul termodinamic schimbă căldură cu două termostate de temperaturi diferite se numește **transformarea bitermă**.

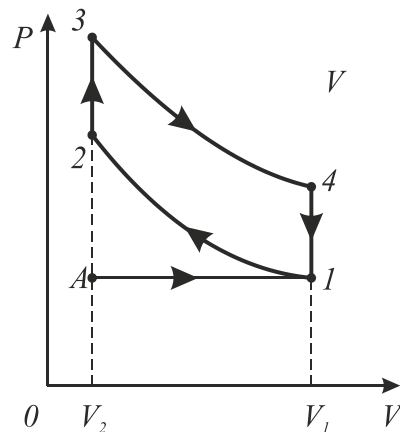
5.2. Motorul Otto (motorul cu aprindere prin scânteie)

Motorul Otto folosește drept combustibil amestecul de vapori de benzină și aer.

Funcționează în patru timpi:

- timpul 1 (**admisia**)
- timpul 2 (**compresia**)
- timpul 3 (**aprinderea și detenta**)
- timpul 4 (**evacuarea**)

Ciclul de funcționare este format din două adiabate (1→2, 3→4) și două izocore (2→3 și 4→1).



Fluidul de răcire primește căldură în transformarea 2→3 și cedează căldură în transformarea 4→1. În transformările 1→2 și 3→4 nu face schimb de căldură deoarece acestea sunt adiabate.

Randamentul motorului Otto poate fi exprimat în funcție de **raportul de compresie**.

$$\frac{V_1}{V_2} = \varepsilon$$

$$\eta = 1 - \frac{|Q_{4 \rightarrow 1}|}{Q_{2 \rightarrow 3}} = 1 - \frac{\nu C_v (T_4 - T_1)}{\nu C_v (T_3 - T_2)} = 1 - \frac{T_4 - T_1}{T_3 - T_2}$$

Ecuatiile adiabatelor 1→2 și 3→4 sunt:

$$T_1 V_1^{\gamma-1} = T_2 V_2^{\gamma-1} \Rightarrow T_2 = T_1 \left(\frac{V_1}{V_2} \right)^{\gamma-1} \Rightarrow T_2 = T_1 \varepsilon^{\gamma-1}$$

$$\left. \begin{array}{l} T_4 V_4^{\gamma-1} = T_3 V_3^{\gamma-1} \\ V_4 = V_1 \\ V_3 = V_2 \end{array} \right| \Rightarrow T_4 V_1^{\gamma-1} = T_3 V_2^{\gamma-1} \Rightarrow T_3 = T_4 \varepsilon^{\gamma-1}$$

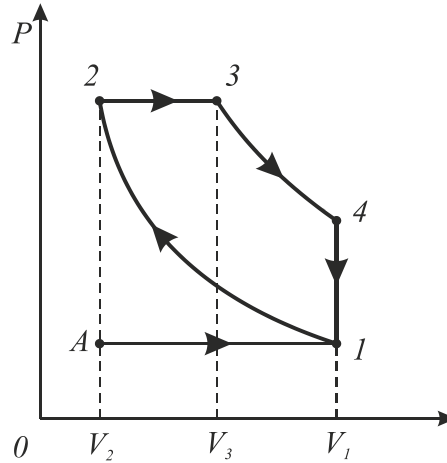
$$\Rightarrow \eta = 1 - \frac{T_4 - T_1}{\varepsilon^{\gamma-1} (T_4 - T_1)} \Rightarrow \eta_0 = 1 - \frac{1}{\varepsilon^{\gamma-1}}$$

5.3. Motorul Diesel (motorul cu aprindere prin compresie)

Motorul Diesel folosește drept combustibil motorină care este pulverizată lent cu ajutorul pompei de injecție.

Funcționează tot în patru timpi, dar spre deosebire de motorul Otto, unde aprinderea amestecului carburant are loc datorită scânteii produse de bujie, la motorul Diesel aprinderea se produce datorită compresiei puternice ($p \approx 50 \text{ atm}$) când temperatura atinge valori de ordinul 800°C .

Ciclul de funcționare este format din două adiabate (1→2 și 3→4), o izobară (2→3) și o izocoră (4→1).



Fluidul de răcire primește căldură în transformarea 2→3 și cedează căldură în transformarea 4→1. În transformările 1→2 și 3→4 nu face schimb de căldură deoarece acestea sunt adiabate.

Randamentul motorului Diesel poate fi exprimat în funcție de rapoartele de compresie:

$$E = \frac{V_1}{V_2} \left| \begin{array}{l} \Rightarrow \frac{\rho}{\varepsilon} = \frac{V_3}{V_1} \\ \rho = \frac{V_3}{V_2} \end{array} \right.$$

$$\eta = 1 - \frac{|Q_{4 \rightarrow 1}|}{Q_{2 \rightarrow 3}} = 1 - \frac{\nu C_v (T_4 - T_1)}{\nu C_p (T_3 - T_2)} \quad \gamma = \frac{C_p}{C_v}$$

$$\begin{array}{l} 1 \rightarrow 2: T_1 V_1^{\gamma-1} = T_2 V_2^{\gamma-1} \Rightarrow T_2 = T_1 \varepsilon^{\gamma-1} \\ 2 \rightarrow 3: \frac{V_2}{T_2} = \frac{V_3}{T_3} \Rightarrow T_3 = T_2 \frac{V_3}{V_2} \\ \frac{\rho}{\varepsilon} = \frac{V_3}{V_2} \end{array} \left| \begin{array}{l} \\ \\ \end{array} \right. \Rightarrow T_3 = T_1 \cdot \varepsilon^{\gamma-1} \cdot \rho$$

$$3 \rightarrow 4: \begin{array}{l} T_3 V_3^{\gamma-1} = T_4 V_4^{\gamma-1} \\ V_4 = V_1 \end{array} \left| \begin{array}{l} \\ \end{array} \right. \Rightarrow T_4 = T_3 \left(\frac{V_3}{V_1} \right)^{\gamma-1}$$

$$T_4 = T_1 \varepsilon^{\gamma-1} \rho \left(\frac{\rho}{\varepsilon} \right)^{\gamma-1} = T_1 \rho^\gamma$$

$$\eta = 1 - \frac{1}{\gamma} \cdot \frac{\rho^{\gamma-1}}{\varepsilon^{\gamma-1} (\rho - 1)}$$

Observație: Atât la motorul Otto cât și la motorul Diesel singurul timp în care se produce lucru mecanic util este timpul 3.