

Gazul ideal

Cuprins

1. Ce este gazul ideal. Ecuația termică de stare a gazului ideal.....	1
2. Legile gazului ideal	2
3. Distribuția moleculelor după viteze.....	7

1. Ce este gazul ideal. Ecuația termică de stare a gazului ideal.

Gazul ideal este un model fizic ale căruia caracteristici sunt următoarele:

- ✓ Este alcătuit dintr-un număr foarte mare de particule numite molecule ale căror dimensiuni se consideră neglijabile în raport cu volumul containerului pe care îl ocupă. Molecule sunt considerate puncte materiale.
- ✓ Moleculele sunt considerate identice.
- ✓ Mișcarea moleculelor respectă legile mecanicii clasice. Ca sistem acestea se mișcă haotic, fără a avea o direcție privilegiată de mișcare.
- ✓ Interacțiunile dintre molecule se consideră neglijabile.
- ✓ Moleculele interacționează cu pereții vasului în care sunt puse prin ciocniri perfect elastice, ceea ce determină presiunea.

Gazul ideal modelează destul de bine comportarea gazelor reale la presiuni reduse și temperaturi mari. Modelul gazului ideal presupune în esență considerarea moleculelor ca puncte materiale și considerarea comportării acestora în conformitate cu legile mecanicii clasice.

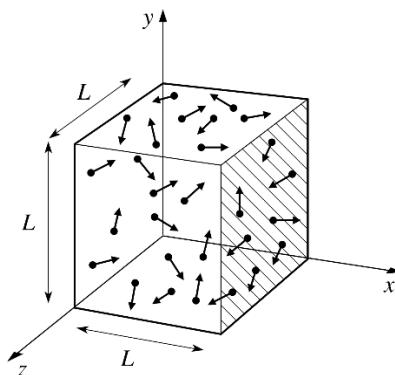


Figura 1

Ciocnirile moleculelor cu pereții vasului în care sunt puse determină presiunea gazului. Presiunea este unul din parametrii macroscopici care caracterizează gazul ideal închis într-o incintă. Considerând un vas de volum V în care se află un gaz ideal în echilibru termic la o temperatură T se demonstrează, luând în considerare ciocnirile perfect elastice ale moleculelor cu pereții, următoarea relație pentru presiunea gazului :

$$p = \frac{2}{3} n \frac{m_0 \bar{v}^2}{2} \quad (1)$$

Relația (1) se numește *formula fundamentală a teoriei-cinetico moleculară a gazului ideal*. Unde p reprezintă presiunea gazului, $n = \frac{N}{V} = \frac{\text{număr de molecule}}{\text{volum}}$ este concentrația moleculelor gazului, m_0 este masa unei molecule, iar \bar{v}^2 este viteza pătratică medie a unei molecule de gaz.

Termenul $\frac{m_0 \bar{v}^2}{2}$ reprezintă energia cinetică medie a mișcării de translație a unei molecule și conform teoremei de echipartitie a energiei pe grade de libertate este echivalent în medie cu o energie de $\frac{3}{2}kT$, unde $k = 1,38 \cdot 10^{23} J/K$ este constanta lui Boltzmann. Adică:

$$\frac{m_0 \bar{v}^2}{2} = \frac{3}{2}kT \quad (2)$$

Înlocuind (2) în (1) rezultă:

$$p = nkT \quad (3)$$

Care reprezintă ecuația termică de stare a gazului ideal. Această ecuație mai poate fi scrisă în forma:

$$p = nkT = \frac{N}{V}kT \rightarrow pV = NkT = vN_A kT = vRT \quad (N_A k = R)$$

- unde v este numărul de moli
- $N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \frac{\text{molecule}}{\text{mol}}$ este numărul lui Avogadro.
- $R = 8,31 J/mol K$ este constanta universală a gazelor

Adică:

$$pV = vRT \quad (4 - \text{ecuația Clapeyron-Mendeleev})$$

Ecuațiile (3) și (4) reprezintă două forme diferite ale *ecuației termice de stare a gazului ideal*. Presiunea, volumul, numărul de moli, temperatura se numesc parametrii de stare ai gazului ideal. În cazul gazelor reale, relația dintre acești parametrii este una foarte complicată, însă în cazul în care gazul poate fi aproximat cu un gaz ideal relația este cea dată de ecuația (4) sau (3).

Precizări

- Molul este o unitate fundamentală în SI și reprezintă cantitatea de substanță care conține un număr de entități elementare (atomi, molecule, ioni, etc) egale cu numărul lui Avogadro $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$ molecule.
- Un mol din orice substanță în aceleași condiții de presiune și temperatură ocupă același volum care se numește volum molar. Volumul molar în condiții normale de presiune și temperatură ($p_0 = \frac{10^5 N}{m^2}$, $t_0 = 0^\circ C$)
- Masa unui mol se numește masă molară și se notează cu μ (exemplu: $\mu_{H_2} = 2 g$; $\mu_{H_2O} = 18 g$).
- Numărul de moli se calculează astfel: $v = \frac{m}{\mu} = \frac{N}{N_A} = \frac{V}{V_\mu}$

2. Legile gazului ideal

Pornind de la ecuația termică de stare a gazului ideal se pot deduce transformările simple ale gazului ideal (Fig.2) :

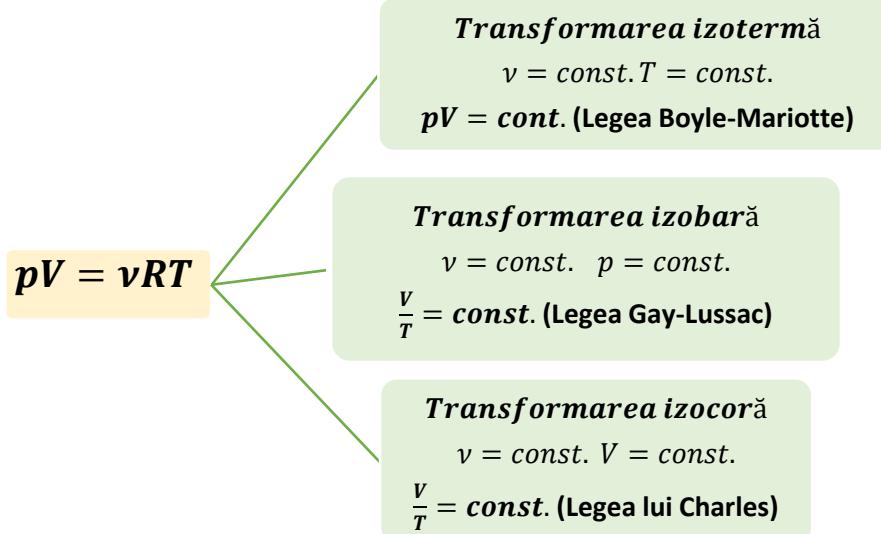


Figura 2

Transformarea izotermă

Un exemplu de transformare izotermă este ilustrat în desenul de mai jos. Într-un tub închis la un capăt și deschis la celălalt, aflat în atmosferă la temperatură constantă, izolăm o cantitate de gaz prin intermediul unei coloane de mercur. Dacă continuăm să turnăm mercur, acesta va comprima gazul care va suferi o transformare izotermă. Presiunea gazului va fi măsurată prin diferența de nivel a coloanei de mercur din cele două ramuri iar volumul gazului poate fi măsurat dacă tubul este gradat sau dacă utilizăm o riglă gradată:

$$p_{\text{gaz}} = \rho gh + p_{\text{atm}}$$

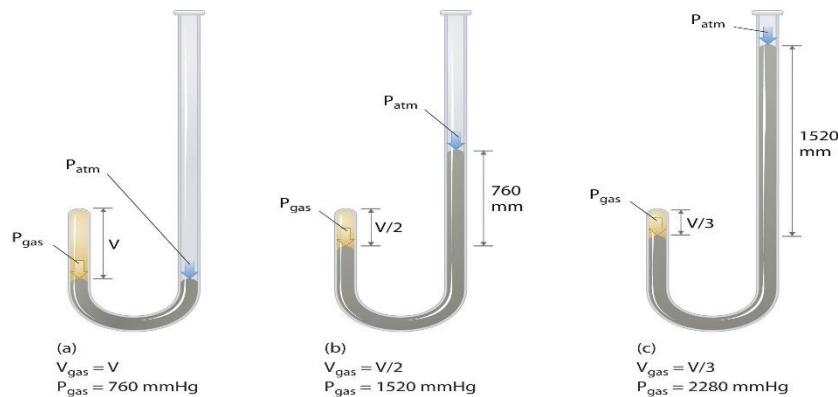
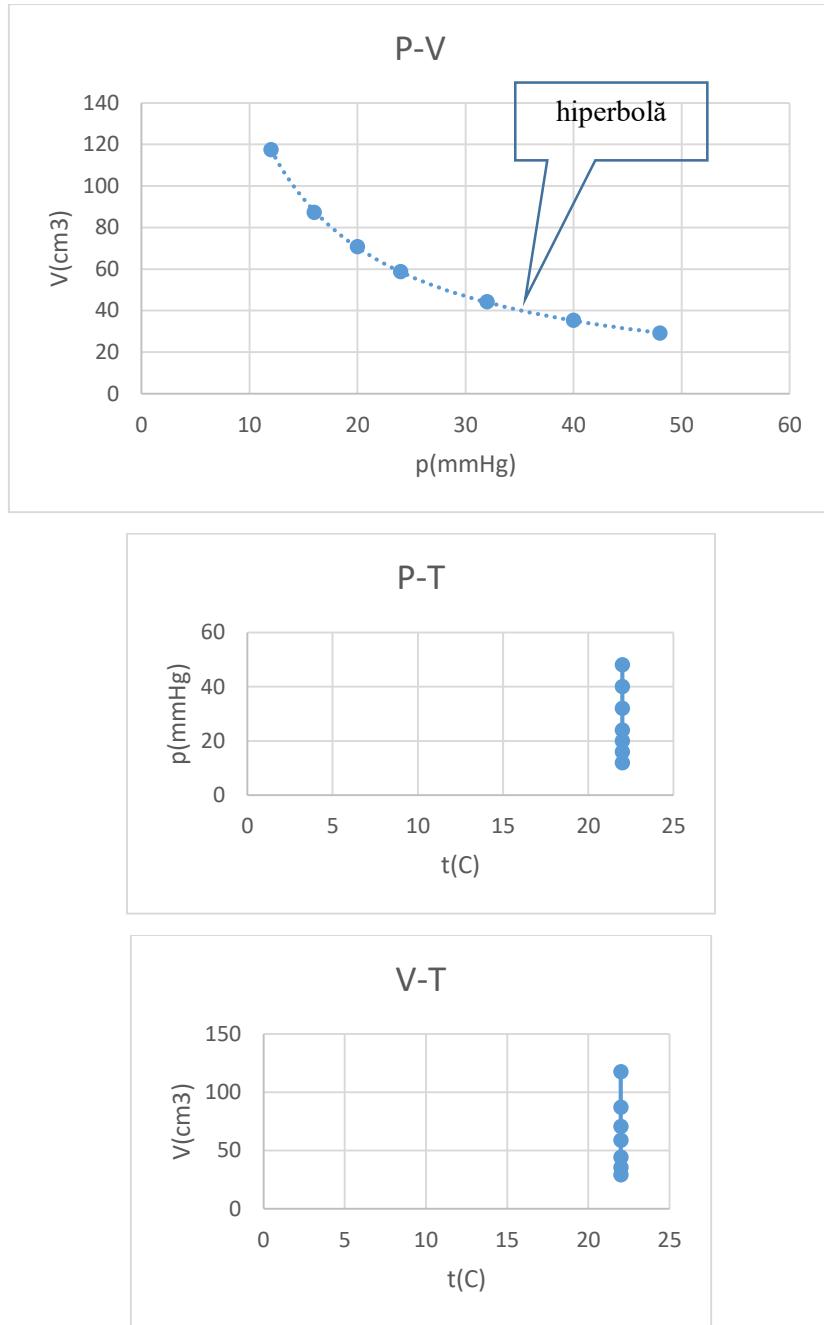


Figura 3

Dacă facem măsurările putem obține de exemplu datele experimentale din tabelul de mai jos:

$t(\text{C})$	$p(\text{mmHg})$	$V(\text{cm}^3)$	pV
22	12	117,5	1410
22	16	87,2	1395,2
22	20	70,7	1414
22	24	58,8	1411,2
22	32	44,2	1414,4
22	40	35,3	1412
22	48	29,1	1396,8

Reprezentarea grafică a acestor date în diferite tipuri de coordonate (p, V); (p, T); (V, T) conduce la reprezentarea unei transformări izoterme ca în figurile următoare:



Transformarea izocoră

O transformare izocoră poate fi obținută experimental utilizând dispozitivul prezentat în figura 4. Într-un balon de sticlă introdus într-un vas cu lichid se află închis un gaz. Volumul gazului este menținut constant prin intermediul unui dop fix. În interiorul gazului sunt conectați doi senzori, unul de temperatură iar celălalt de presiune. Temperatura gazului se poate modifica dacă încălzim vasul cu lichid sau dacă turnăm lichid fierbinte. Corespunzător se va observa și o modificare a presiunii.

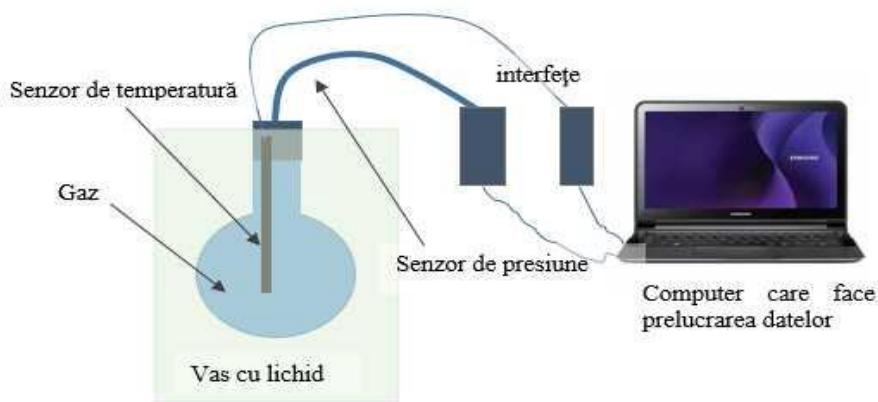


Figura 4

O transformare izocoră poate fi reprezentată în diferite tipuri de coordonate (p, T) , (V, T) , (V, p) aşa cum este arătat în figura 5.

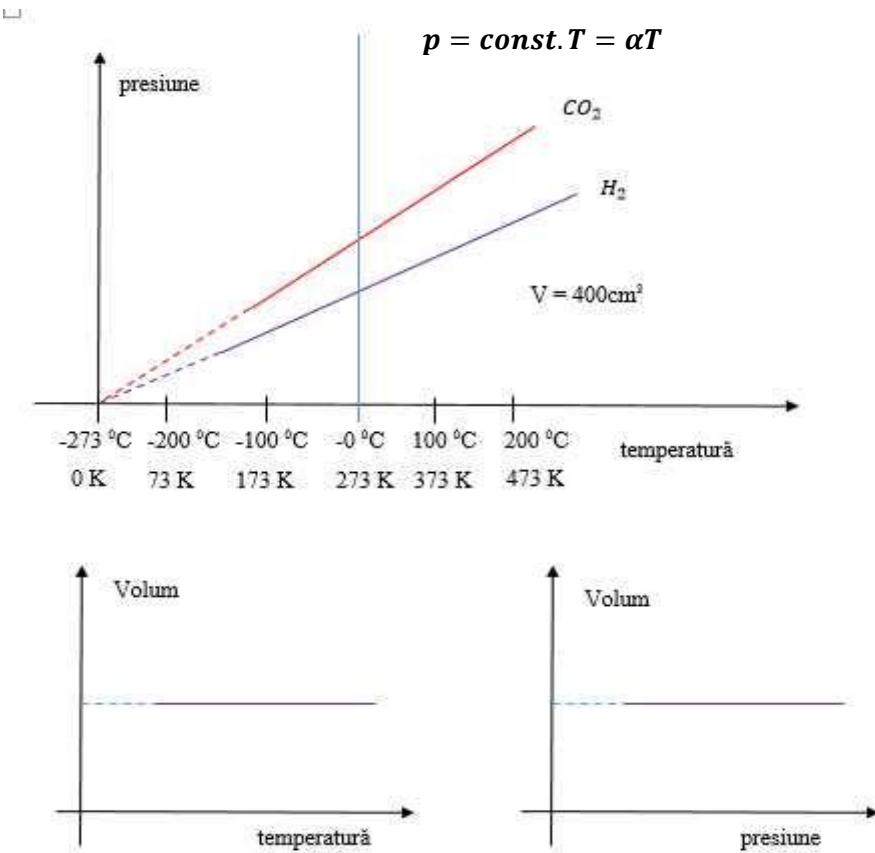


Figura 5

Transformarea izobară

O transformare la presiune constantă poate fi realizată folosind dispozitivul din figura 6. Într-un balon se află un gaz separat de exterior prin intermediul unei coloane de mercur care se poate deplasa liber. Inițial coloana de mercur se află într-o anumita poziție presiunea gazului din interior fiind echilibrată de presiunea atmosferică. Dacă se încălzește gazul, coloana de mercur se va deplasa deoarece pentru scurt timp presiunea gazului devine mai mare decât cea exterioară ceea ce determină deplasarea

mercurului până cand se va ajunge din nou la echilibru, presiunea din interior egalând din nou presiunea atmosferică (care nu se modifică).

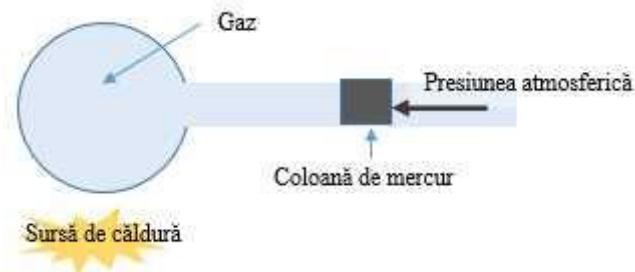


Figura 6

O transformare izobară poate fi reprezentată în diferite tipuri de coordonate (V , T) figura 7. În Fig.7a este reprezentată transformarea izocoră a hidrogenului la trei presiuni constante ($p = 0,75; 1; 2$ atm). În Fig.7b este reprezentată transformarea izobară a unor gaze diferențiate (care au număr de moli diferenți) dar aflate la aceeași presiune de 1 atm.

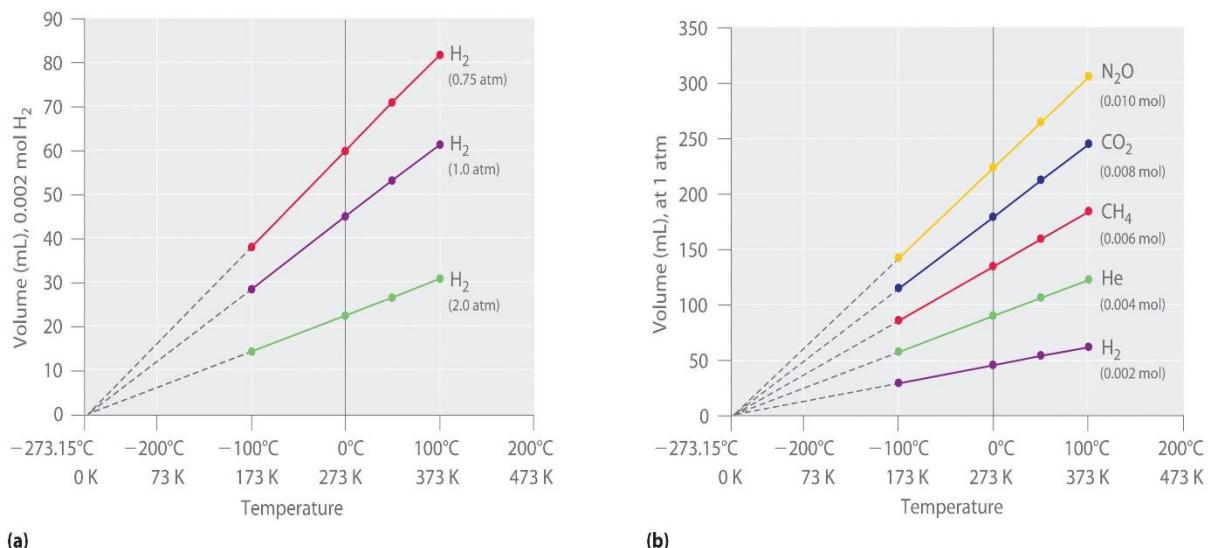


Figura 7

În Fig.8 este reprezentată o transformare izobară a unui gaz în coordonate (p , T) și (p , V).

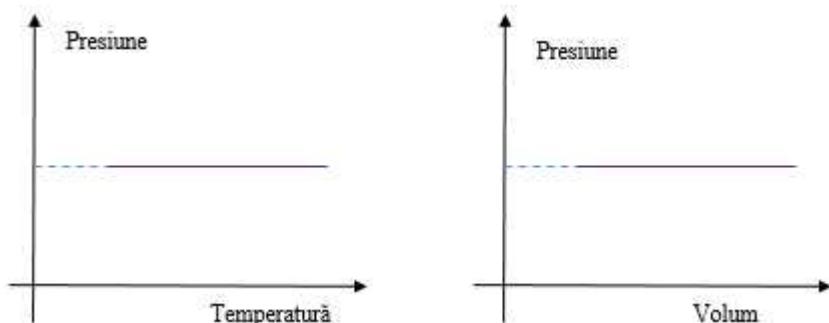
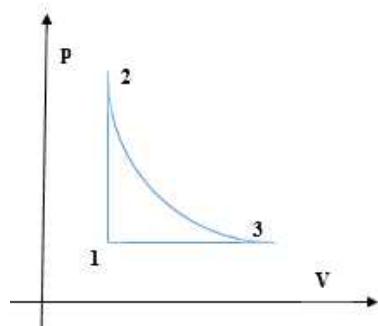


Figura 8

Aplicație

Se consideră graficul din Fig. 9 care reprezintă un proces ciclic al unui gaz ideal.

- Identificați transformările.
- Reprezentați ciclul în coordonate (V, T) și (p, T)



- 1-2 transformare izocoră ($V=\text{const.}$), 2-3 transformare izotermă ($T = \text{const.}$), 3-1 transformare izobară ($p = \text{const.}$)
- b)

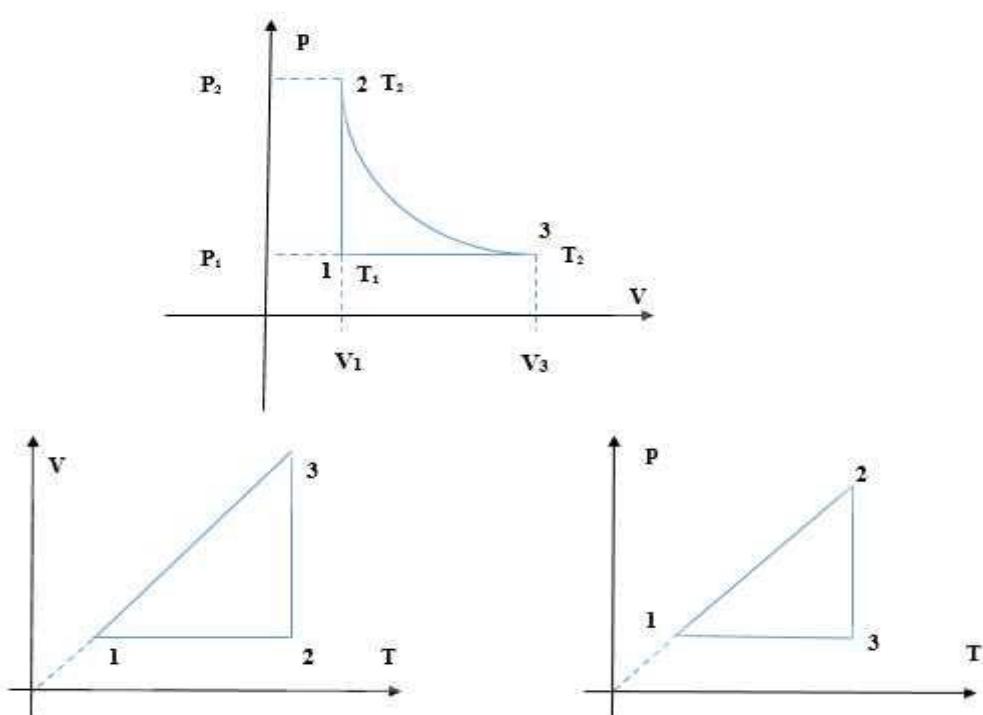


Figura 10

3. Distribuția moleculelor după viteze

Ciocnirile moleculelor unui gaz ideal sunt foarte numeroase ($\sim 10^9 \text{ cionciri/s}$) astfel încât vitezele acestora se modifică tot timpul atât ca valoare cât și ca orientare (Fig.11)

Dacă se reprezintă grafic raportul dintre numărul moleculelor care au o anumită viteză (în modul) și numărul total de molecule, $\frac{N(v)}{N}$, se obține o funcție, numită funcție de distribuție după viteze, a cărei reprezentare grafică este curba reprezentată în Fig.12. Pe această curbă se identifică viteza cea mai probabilă v_p (viteza pe care o au cele mai multe molecule), viteza medie a moleculelor v_{av} și viteza pătratică medie v_{rms} .

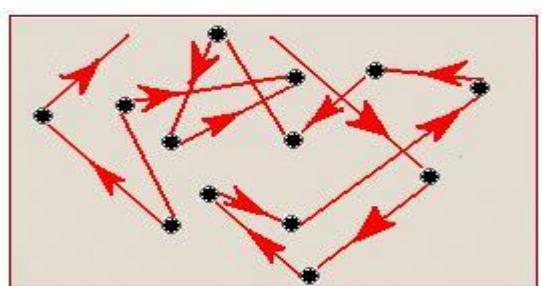


Figura 11

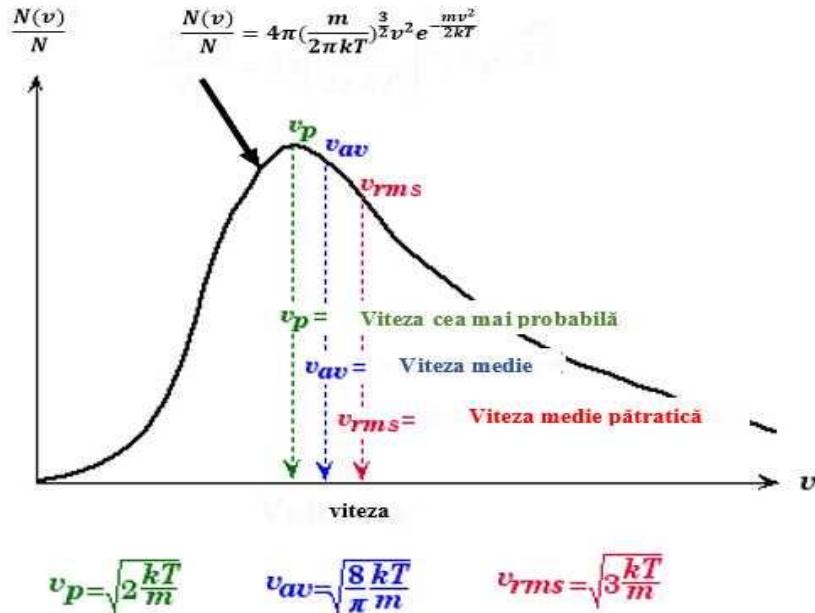


Figura 12

- ✓ Viteza cea mai probabilă: viteza cu care se mișcă cele mai multe dintre molecule
- ✓ Viteza medie: este media vitezelor moleculelor.

$$v_{av} = \frac{\sum_{i=1}^N v_i}{N}$$

- ✓ Viteza pătratică medie:

$$v_{rms} = \sqrt{\bar{v}^2} = \sqrt{\frac{\sum_{i=1}^N v_i^2}{N}}$$

Funcția de distribuție a moleculelor după viteza depinde de temperatura gazului. În figura 13 sunt reprezentate asemenea funcții de distribuție după viteze pentru azot aflat la temperaturi diferite. Se observă că maximul funcțiilor de distribuție se deplasează spre viteze mai mari, adică dacă crește temperatura vitezele moleculelor cresc, inclusiv viteza cea mai probabilă, viteza medie, viteza pătratică medie.

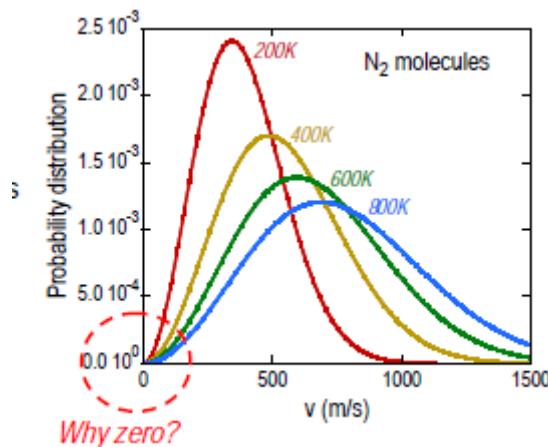


Figura 13