

## MOLEKULALAR TAQSIMOTI.

## Reja.

1. Gaz molekularining tezliklari bo'yicha taqsimlanishi. Maksvell taqsimoti.
2. Barometrik formula.
3. Gaz molekularining o'rtacha erkin yugurish yo'li.

**Tayanch so'z va iboralar:** nisbiy tezlik, extimollik, taqsimot funksiyasi, gaz zichligi, bosimni o'zgarishi, Maksvell qonuni, Bolsman taqsimoti, erkin yo'l uzunligi, to'qnashish, to'qnashish soni.

### **Gaz molekularining tezliklari bo'yicha taqsimlanishi. Maksvell taqsimoti.**

Muvozanat holatda turgan gaz molekulari agar gazga hech qanday tashqi kuchlar maydoni ta'sir etmayotgan bo'lsa, o'zaro to'qnashib turadi. Har bir to'qnashish jarayonida, energiya almashinuvi tufayli, molekula o'z tezligini ham miqdori bo'yicha, ham yo'nalishi bo'yicha o'zgartiradi.

Maksvell extimollik nazariyasidan foydalanib 1859 yilda gaz molekularining tezlikka qarab taqsimlanish qonunini aniqladi, uning fikricha:

1. Tezliklar ichida extimolli eng katta bo'lgan shunday  $\vartheta_e$  tezlik mavjudki, ko'pchilik molekular unga yaqin bo'lgan tezliklarda harakatlanadi. Tezligi  $\vartheta_e$  dan juda katta va juda kichik bo'lgan molekular oz miqdorni tashkil etadi.

2. Harakat tartibsiz bo'lgani uchun aniq bir tezlikda harakatlanayotgan molekular sonini hisoblab bo'lmaydi. Lekin ma'lum  $\vartheta$ ,  $\vartheta + d\vartheta$  oraliqdagi tezlikda harakatlanayotgan molekular sonini hisoblash mumkin. Buning uchun Maksvell nisbiy tezlikdan foydalanadi. Nisbiy tezlik u deb  $\vartheta$  oniy tezlikni extimolli eng katta bo'lgan  $\vartheta_e$  tezlikka nisbatiga aytiladi, Ya'ni

$$U = \vartheta / \vartheta_e \quad (3)$$

Maksvell taqsimotiga asosan  $\vartheta$ ,  $\vartheta + d\vartheta$  oraliqdagi tezlikka ega bo'lgan molekular soni  $dn = 4n u^2 e^{-u} du / \sqrt{\pi}$  (4)

bunda  $n$  - ideal gaz molekularining umumiy soni,  $f(\vartheta) = dn / nd\vartheta$  -

molekularning taqsimot funksiyasi.  $f(\vartheta)$  ning  $f(\vartheta)$

molekular oniy tezligiga bog'liqligini grafik ravishda ifodalasak 1-rasmdagidek ko'rinishdagi bog'lanishni olamiz. Molekular taqsimotining Maksvell qonunidan gaz holati uch hil tezlik bilan xarakterlanishi kelib chiqadi.

1. Eng katta extimolli tezlik

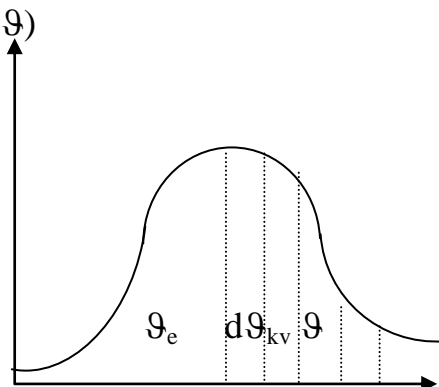
$$\vartheta_s = \sqrt{\frac{2RT}{\mu}} \approx 1,41 \sqrt{\frac{RT}{\mu}}$$

2. O'rtacha arifmetik tezlik.

$$\bar{\vartheta} = \sqrt{\frac{8RT}{\pi\mu}} \approx 1,60 \sqrt{\frac{RT}{\mu}}$$

3. O'rtacha kvadratik tezlik

$$\vartheta_{KB} = \sqrt{\frac{3RT}{\mu}} \approx 1,73 \sqrt{\frac{RT}{\mu}}$$

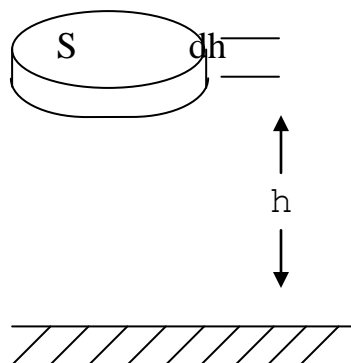


bu formulalari taqqoslasak,  $v_{kv} > v > v_e$  ekani ko`rinib turibdi. Masalan,  $0^\circ S$  haroratda kislorod molekulari uchun  $v_{kv} = 460$  m/s,  $v = 423$  m/s, va  $v_e = 377$  m/s qiymatga ega bo`ladi.

**Barometrik formula.** Atmosferadagi gaz molekulariga bir tomondan yerning tortishish kuchi ta'sir etsa, ikkinchi tomondan tartibsiz harakatdagi molekularning bosim kuchi ta'sir etadi. Bu ikki kuch atmosferada gaz molekularining ma'lum tartibda joylashishiga olib kelgan. Yerga yaqin joyda atmosfera zichligi katta bo`lib yerdan uzoqlashgan sari zichlik siyraklashib boradi.

Atmosfera bosimini balandlik bo'yicha o`zgarishini ifodalovchi formulani keltirib chiqarish uchun atmosferada ixtiyoriy  $dh$  qatlam ajratib olamiz. Biror  $h$  balandlikdagi atmosfera bosimini  $p$  deb,  $h+dh$  balandlikdagi bosimi esa  $p+dp$  bo`lsin.  $dh$  qatlamning yuzasi  $S$  bo`lib uning ichida bir xil  $m$  massali  $n$  ta molekula joylashgan bo`lsin.

Bu xajmdagi molekularga ta'sir etuvchi bosim kuchlari va molekularning og`irlik kuchi tenglashsa qatlam muvozanat holatida bo`ladi. Muvozanat holat uchun quyidagi tenglama o`rinli



$$(p + dp) S + P = ps \quad (3)$$

1 ta molekulaning og`irlik kuchi  $P = mg$  bo`lsa  $n$  ta molekulaning og`irlik kuchi

$$P = nmg \quad (4)$$

(2) ifodadan  $n_0 = p/kT$ , ma'lumki  $n_0 = n/Sdh$  u holda  $P$  og`irlik kuchi uchun quyidagiga ega bo`lamiz.

$$P = n \cdot mg = n_0 s dh mg \quad (5)$$

Buni e'tiborga olib (3) dan quyidagini hosil qilamiz.

$$(p + dp)S + n_0 s \cdot mg dh = ps$$

bundan  $dp = -n_0 mg dh$

yoki  $dp = -p/kT mg dh$

buni boshqacha yozaylik

$$dp/p = -mg/kT dh \quad (6)$$

Agar Yer sirtidagi ya'ni  $h=0$  dagi atmosfera bosimini  $p_0$  deb belgilab biror  $h$  balandlikdagi bosimini  $p$  desak

$$dp/p = -mg/kT dh$$

bundan  $\ln p/p_0 = -mgh/kT$

yoki  $p/p_0 = e^{-mgh/kT}$

bundan  $p = p_0 e^{-mgh/kT} \quad (7)$

Bu atmosfera bosimining balandlik bo'yicha o`zgarishini ifodalovchi tenglama bo`lib barometrik formula deyiladi.

**Bolsman taqsimoti.** Molekular potensial energiyasi ularni qanday balandlikda turganligi bilan belgilanadi.  $h=0$  dagi xajm birligidagi molekular soni  $n_0$ ,  $h$  balandlikdagisi esa  $n_0^1$  deb belgilab  $p_0 = n_0 kT$ ,  $p = n_0^1 kT$  ekanligini hisobga olib xajmi birligidagi molekular sonini balandlikka qarab taqsimlanish qonunini topamiz. Barometrik formula  $p = p_0 e^{-mgh/kT}$  dan

$$\begin{aligned} n_0^1 kT &= n_0 kT e^{-mgh/kT} \\ n_0^1 &= n_0 e^{-mgh/kT} \end{aligned} \quad (8)$$

yoki chunki  $n_0^1 = n_0 e^{-Y_{er}/kT}$  (9),  $E_r = mgh$

Molekulalarni potensial energiya qiymatlari bo'yicha taqsimlanishini ko'rsatuvchi (9) ifoda Bolsman taqsimoti deb yuritiladi.

**Gaz molekularining o'rtacha erkin yugurish yo'li.** Tartibsiz harakatdagi gaz molekulari doimo bir- biri bilan to'qnashib turadi. Molekulalarning ikkita ketma-ket urilishlari orasida bosib o'tgan masofasi erkin yo'l uzunligi deyiladi.

Erkin yo'l uzunliklari  $\lambda_1, \lambda_2, \lambda_3, \dots$  turlicha bo'lganliklari uchun biz faqat molekular o'rtacha erkin yo'li uzunligini ya'ni  $\lambda$  ni hisoblashimiz mumkin.  $\vartheta$  tezlik bilan harakatlanayotgan  $r$  radiusli molekulani olib ko'raylik. Molekula o'z yo'lida markazlari harakat to'g'ri chizig'idan  $2r$  dan katta bo'lmagan masofada yotuvchi molekularga tegib o'tadi. Demak molekula vaqt birligida radiusi  $R=2r$  va  $\ell$  uzunligi son jixatdan molekulaning  $\vartheta$  tezligiga teng bo'lgan silindr ichida markazlari joylashgan  $z$  dona molekulaning barchasiga tegib o'tadi. Bunday silindr ichidagi molekular soni

$$z = n_0 V = \pi R^2 \ell n_0 = \pi R^2 \vartheta n_0 \quad (1)$$

molekulalarning vaqt birligidagi o'rtacha to'qnashishlar soni

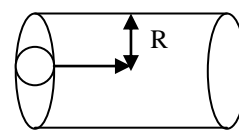
$$z = 4\pi r^2 \vartheta n_0 \quad (2)$$

Agar boshqa molekular ham harakatlanadi deb qaralsa

$$z = 4\sqrt{2} r^2 \bar{\vartheta} n_0 \quad (3)$$

Molekula erkin yo'lining o'rtacha uzunligi  $\lambda$

$$\lambda = \frac{\bar{\vartheta}}{z} = \frac{\bar{\vartheta}}{4\sqrt{2}\pi r^2 \bar{\vartheta} n_0} = \frac{1}{4\sqrt{2}\pi r^2 n_0} \quad (4)$$



$n_0 = p/kT$  bo'lgani (4) ifodadan  $\lambda \approx 1/r$  ekanini, ya'ni  $\lambda$ -bosimga teskari proporsional ekanligi ko'rinib turibdi.

#### Nazorat savollari

1. Gaz molekularning tezlikka qarab taqsimlanish qonuni.
2. Gaz holatini uch xil tezlik karakterlanishi.
3. Barometrik formula.
4. Bolsman taqsimoti.
5. Gaz molekularini o'rtacha erkin yugurish yo'li.

#### Adabiyotlar.

- |                 |                                 |
|-----------------|---------------------------------|
| 1. A-1.         | 4. A-5. 78-83                   |
| 2. A-3. 182-205 | 5. A-6. 72-77                   |
| 3. A-4. 286-301 | 6. A-8. 223-270. 7. A-9. 11-124 |

16- Ma'ruza.  
 TERMODINAMIKA I- BOSH QONUNI.  
 Reja.

1. Issiqlik miqdori va sig`imi.
2. Termodinamikani I- bosh qonuni.
3. Termodinamika I- bosh qonunini izo jarayonlarga qo`llanilishi.
4. Adiabatik jarayon.

**Tayanch so`z va iboralar:** issiqlik sig`im, harorat, energiya, o`zgarmas bosim, ichki energiya issiqlik miqdori, izotermik, izobarik, izoxorik, adiabatik, Puasson formulasi.

**Issiqlik miqdori va sig`imi.** Issiqlik deganda biz avvalo jismning isiganlik darajasi haqida tasavvur vujudga keltiramiz. Bir- biriga bevosita tegizilgan ikki jismning ko`proq istilganidan kamroq isitilgani tomon ko`rinmaydigan jarayon energiya uzatish amalga oshadi. Energiya uzatishning bu shakli issiqlik uzatish deb, uzatilgan energiya miqdori deb ataladi.

SI tizimida issiqlik miqdori- Joul hisobida o`lchanadi. Issiqlik miqdori kaloriya hisobida ham o`lchanadi. 1 kal.= 4,18 Joul. Biror modda birlik massasining haroratini 1K oshirish uchun kerak bo`ladigan issiqlik miqdoriga son jihatdan teng bo`lgan fizik kattalikka shu moddaning solishtirma issiqlik sig`imi (s) deyiladi. Molyar issiqlik sig`im (S) quyidagicha ifodalanadi.  $S = s \cdot \mu$

1. O`zgarmas hajmdagi ( $V = \text{const}$ , izoxorik jarayon) issiqlik sig`imi-  $c_v$ .

Bunday jarayonda gazga berilgan issiqlik miqdori molekulalarning ichki energiyasini o`zgarishiga sarflanadi, ya'ni gazning ichki energiyasi oshadi  $c_v = \Delta u$

Agar 1 mol gazning T haroratdagi ichki energiyasi  $u_0 = \frac{i}{2} RT$

va T+1 haroratdagi ichki energiya  $u_0^1 = \frac{i}{2} R (T+1)$

bo`lsa, u holda ichki energiyani o`zgarishi  $\Delta u = u_0^1 - u_0 = \frac{i}{2} R(T+1) - \frac{i}{2} RT = \frac{i}{2} R$

$C_v = \Delta u$  bo`lgani uchun o`zgarmas xajmdagi gazlarning molyar issiqlik sig`imi

$$C_v = \Delta u = \frac{i}{2} R$$

Solishtirma issiqlik sig`im  $s_v = C_v / \mu = \frac{i}{2\mu} R$

2. O`zgarmas bosimdagi issiqlik sig`im  $C_r$  (izobarik jarayon  $p = \text{const}$ ). Agar gaz o`zgarmas bosimda izdirilsa uni xajmi kengayadi. Tasharidan berilgan issiqlik energiyasining bir qismi gaz ichki energiyasini o`zgartirsa olgan qismi xajm kengayishida bajarilgan ishga sarflanadi.

$$C_r = \Delta u + \Delta A$$

$\Delta u = C_v$  va  $\Delta A = R$  ekanligini e'tiborga olsak

$C_r = C_v + R$  bu ifoda Mayer formulasi deyiladi.  $C_v = 1/2 \cdot R$  bo`lgani uchun

$$C_r = \frac{i}{2} \cdot R + R = \frac{i+2}{2} \cdot R$$

O'zgarmas bosimdagi issilik sistsimining o'zgarmas xajmdagi issiqlik sig'imiga nisbati  $\gamma = \frac{C_p}{C_v}$  bo'lib Puasson koeffitsiyenti deyiladi va u gaz tarkibidagi molekullarning erkinlik darajasigagina bog'liq.

**Termodinamikani birinchi bosh qonuni.** Biror tizim masalan gaz ichki energiyasini quyidagi usullar bilan o'zgartirish mumkin.

1. Ish bajarish yo'li bilan, ya'ni  $\Delta u = \Delta A_1$  (1)

2. Issiqlik miqdorini uzatish yo'li bilan  $\Delta u = \Delta Q$  (2)

3. Issiqlik miqdorini uzatish va ish bajarish yo'li bilan  $\Delta u = \Delta Q + \Delta A_1$  (3)

Tashqi kuchlarning tizimga nisbatan bajargan ishi  $\Delta A_1$  tizimning tashqi kuchlarga qarshi bajargan ishiga teng.  $\Delta A_1 = -\Delta A$  (4)

U holda (3) dan  $\Delta u = \Delta Q - \Delta A$  yoki  $\Delta Q = \Delta u + \Delta A$

Demak tizimga berilgan issiqlik miqdori uning ichki energiyasini o'zgarishiga va tashqi kuchlarni yengishda bajarilgan ishga sarflanadi. Bu termodinamikaning birinchi bosh qonunidir. Ma'lumki 1 mol gaz ichki energiyasi  $U = i RT/2$   $C_v = iR/2$  bo'lganidan  $U = C_v T$

Ichki energiyani o'zgarishi esa  $\Delta u = C_v \Delta T$  (3)

Gaz xajmini o'zgarmas bosimda cheksiz kichik kengayishida bajariladigan elementar ish  $\Delta A = r \Delta V$  (4)

(1) va (4) ni (2) da o'yamiz  $\Delta Q = C_v \Delta T + p \Delta V$

Agar jarayon vaqtida tizimning ichki energiyasi o'zgarmasa, ya'ni  $\Delta u = 0$  bo'lsa  $\Delta Q = \Delta A$  (6) bo'ladi, ya'ni tizimga uzatilgan issiqlik miqdori bajarilgan ishga ekvivalent, (6) da agar  $\Delta Q = 0$  bo'lsa  $\Delta A = 0$ . Demak energiya sarf qilmay turib ish bajarish mumkin emas.

**Termodinamika birinchi bosh qonunini izo jarayonlarga qo'llanilishi.**

1. Izotermik jarayon.  $T = \text{const.}, dT = 0$

$dQ = C_v dT + p dV$  (1) dan  $dT = 0$  bo'lsa

$dQ = p dV$  (2)

demak bu jarayon tizimga berilgan issiqlik miqdori tashqi kuchlarni yengishda bajarilgan ishga sarflanadi.

$dA = p dV$  (3)

Holat tenglamasiga asosan

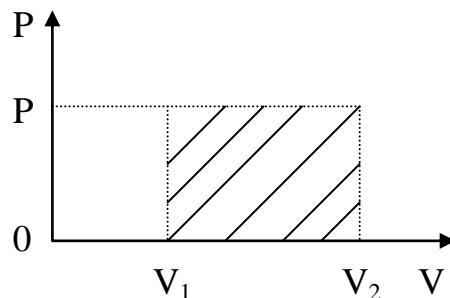
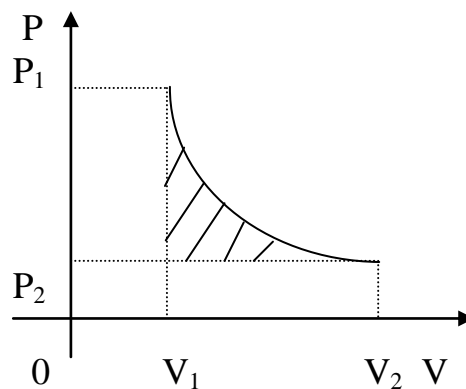
$Pv = RT$  (4)  $P = V RT/V$  (5)

(5) → (3)  $dA = RT dV/V$

tizim xajmi  $V_1$  dan  $V_2$  gacha o'zgarganda bajarilgan ish

$A = RT \int_{v_1}^{v_2} dv/v = RT \ln v_2/v_1$

Demak  $A = RT \ln V_2/V_1$



Boyl Mariot qonuniga asosan

$$V_2/V_1 = R_1/R_2 \text{ dan } A = RT \ln R_1/R_2$$

**Izobarik jarayon.**  $P = \text{const}$  Bu jarayonda tizimga berilgan issiqlik miqdori ichki energiyani o'zgarishiga va tashqi kuchlarni yengishda bajarilgan ishga sarflanadi  $dA = pdV$ . Tizim xajmi  $V_1$  dan  $V_2$  ga o'zgarganda bajariladigan ish

$$A = p \int_{V_1}^{V_2} dV = p(V_2 - V_1)$$

3. Izoxorik jarayon  $V = \text{const}$ ,  $dV = 0$

$$dQ = C_v dT + pdV \text{ dan } dV = 0 \text{ bo'lgani uchun}$$

$$dQ = C_v dT \quad \text{ya'ni } A = 0$$

Demak bu jarayonda tizimga berilgan issiqlik miqdori faqat ichki energiyani o'zgarishiga sarflanadi.

**Adiabatik jarayon.** Tizim holatining o'zgarishi moboynda atrofdagi jismlar bilan tizim orasida issiqlik almashish yuz bermasa, bu holdagi o'zgarishga adiabatik jarayon deyiladi.

Jarayonning adiabatik xarakterining matematik ifodasi  $dQ = 0$ , u holda termodinamikaning birinchi qonunini ifodasi

$$C_v dT + pdV = 0 \quad (1)$$

Bundan shunday xulosa chiqadiki adiabatik kengayish ( $dV > 0$ ) natijasida gaz soviydi ( $dT < 0$ ) va adiabatik siqilish ( $dV < 0$ ) natijasida gaz isiydi ( $dT > 0$ ).

Adiabatik jarayon uchun Puasson formulasi.

$$pv^\gamma = \text{const} \quad (4)$$

Puasson tenglamasi (4) ni  $TV^{\gamma-1} = \text{const}$  ko'rinishda ham yozish mumkin.

#### Nazorat savollari

1. Issiqlik miqdori.
2. Solishtirma issiqlik sig'imi.
3. Molyar issiqlik sig'imi.
4. O'zgarmas xajmdagi issiqlik sig'im.
5. O'zgarmas bosimdagi issiqlik sig'im.
6. Mayyor formulasi.
7. Ichki energiyani o'zgartirish usullari.
8. Termodinamika I-bosh qonuni.
9. Izotermik jarayonda bajarilgan ish.
10. Izobarik va izoxorik jarayonlarda bajarilgan ish.
11. Adiabatik jarayon. Adiabata chizig'i.

#### Adabiyot

- |                          |                          |
|--------------------------|--------------------------|
| 1. A-1.                  | 5. A-6. 77-83            |
| 2. A-3. 158-181          | 6. A-8. 39-77            |
| 3. A-4. 274-286, 248-254 | 7. A-9. 130-133, 144-147 |
| 4. A-5. 88-96            |                          |

17- Ma'ruza.  
**AYLANMA JARAYON**  
 Reja.

1. Qaytar va qaytmas jarayonlar.
2. Aylanma jarayon.
3. Issiqlik va sovitgich mashinalarini foydali ish koeffitsiyenti.
4. Karno sikli va uning foydali ish koeffitsiyenti.

**Tayanch soʻz va iboralar:** jarayon, sikl, isitgich, sovitgich, foydali ish koeffitsiyenti, izotermik, adiabatik, issiqlik miqdori, bajarilgan ish, toʻrt takt.

**Qaytar va qaytmas jarayonlar.** Biror jarayon avval bir yoʻnalishda soʻngra unga teskari boʻlgan yoʻnalishda sodir boʻlib, bunda tizim oʻzining boshlangʻich holatiga qaytib kelganda tashqi muhitda hech qanday oʻzgarish yuzaga kelmasa bunday jarayon qaytar jarayon deb ataladi.

Ideal sharoitda, yaʼni ishqalanishsiz va noelastik urilishsiz sodir boʻladigan hamma sof mexanik jarayonlar qaytuvchan boʻladi. Real sharoitda kuzatiladigan issiqlik harakati bilan bogʻliq boʻlgan har qanday jarayon qaytmas jarayondir.

**Aylanma jarayonlar.** Ketma-ket keluvchi bir necha jarayonlardan soʻng tizimning boshlangʻich holatiga qaytib kelishiga aylanma jarayon deyiladi. Gaz xajmini kengaytirib I holatdan II holatga keltiramiz. Bu jarayon davomida tizim tashqaridan  $Q_1$  issiqlik miqdori qolib ichki energiyasini  $U_1$  dan  $U_2$  gacha oʻzgartirgan boʻlsa termodinamika I - qonuniga asosan

$$Q_1 = (U_2 - U_1) + A_1 \quad (1) \quad A_1 \text{ (1,2,3,4,5,) yuzaga teng.}$$

Tizimning harakatini bir oz pasaytirgan holda I-holatga keltiramiz. U holda tizim tashqariga.  $Q_2$  issiqlik miqdori berib manfiy  $-A_2$  ish bajaradi.

$-Q_2 = (U_1 - U_2) + A_2 \quad (2) \quad -A_2 \text{ (1,2,3,4,5,) yuzaga teng}$  (10 va (2) tenglamani qoʻshamiz

$$Q_1 - Q_2 = A_1 - A_2$$

Bunda  $A_1 - A_2 = A$  boʻlib I sikl davomida bajarilgan ish  $A = Q_1 - Q_2$

Sikl davomida bajarilgan foydali ishchi jism isitgichdan va sovitgichdan olgan issiqlik miqdorining yitsindisiga (yaʼni isitgichdan olgan va sovitgichga bergan issiqlik miqdorining ayirmasiga) teng boʻladi

Ichki yonish dvigatellarida esa yoʻl ( benzol, kerosin, dizel yoʻl) bir vaqtda ham isitgich, ham ishchi jism vazifasini oʻtaydi. Maxsus urilmalar yoʻl va havo ralashmasini tayyorlab uni dvigatel silindrining ichiga kiritadi. Aralashma silindr ichida portlashsimon tarzda yonadi.

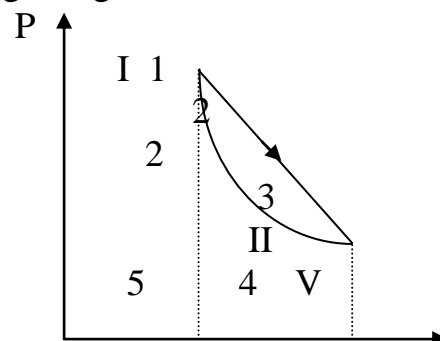
Issiqlik mashinalarini samaradorlik darajasi f.i.k. deb ataladigan kattalik bilan

aniqlanadi.

$$\eta = \frac{A}{Q_1} = \frac{Q_1 - Q_2}{Q_1}$$

Sovitish koeffitsiyenti

$$\theta = \frac{Q_2}{A} = \frac{Q_2}{Q_1 - Q_2}$$



## Karno sikli va uning ideal gaz uchun foydali ish koeffitsiyenti.

S. Karno (1796-1832) f.i.k. eng yuqori bo'lgan ideal issiqlik mashinasining sxemasini taklif etdi. Karno yaratgan mashina 2 ta izotermik va 2 ta adiabatik jarayonlardan iborat sikllik mashinadir.

Tizimni I ( $P_1, V_1, T_1$ ) holatdan izotermik jarayon bilan II ( $P_2, V_2, T_1$ ) holatga kengaytiramiz. Bunda tashqaridan olingan  $Q_1$  issiqlik miqdori xajmi kengayishda bajarilgan ishga sarflanadi.

$$Q_1 = A_1 = RT_1 \ln V_2 / V_1 \quad (1)$$

Endi tizimni II- holatdan boshlab adiabatik kengaytirib III ( $P_3, V_3, T_2$ ) holatga keltiramiz.

Bunda harorat  $T_1$  dan  $T_2$  gacha pasaygan bo'lsa, bajarilgan ish

$$A_2 = S_v(T_1 - T_2) \quad (2)$$

Tizimni III- holatdan IV holatgacha izotermik ravishda siqamiz. Bunda bajarilgan ish

$$A_3 = RT_2 \ln V_4 / V_3 \quad (3)$$

IV holatdagi gazni adiabatik siqib I- holatga keltiramiz. Bunda bajarilgan ish

$$A_4 = S_v(T_2 - T_1) \quad (4)$$

To'la sikl davomida bajarilgan ish

$$A = A_1 + A_2 + A_3 + A_4 = RT_1 \ln V_2 / V_1 + C_v(T_1 - T_2) + RT_2 \ln V_4 / V_3 + C_v(T_2 - T_1)$$

$$A = RT_1 \ln V_2 / V_1 + RT_2 \ln V_4 / V_3 = RT_1 \ln V_2 / V_1 - RT_2 \ln V_3 / V_4$$

Karno siklini f.i.k.

$$\eta = \frac{A}{Q_1} = \frac{RT_1 \ln V_2 / V_1 - RT_2 \ln V_3 / V_4}{RT_1 \ln V_2 / V_1} \quad (5)$$

Adiabatik jarayon uchun  $TV^{\gamma-1} = \text{const}$  ekanligini e'tiborga olib II-III va IV-I adiabatlar uchun quyidagi ifodalarga ega bo'lamiz

$$T_1 V_2^{\gamma-1} = T_2 V_3^{\gamma-1} \quad T_1 V_1^{\gamma-1} = T_2 V_4^{\gamma-1}$$

bunda  $V_2 / V_1 = V_3 / V_4$

U holda (6) ni (5) ga o'yib quyidagiga ega bo'lamiz

$$\eta = \frac{T_1 - T_2}{T_1} \quad \text{yoki} \quad \eta = \frac{T_1 - T_2}{T_1} * 100\% \quad T_1 = 400\text{K} \quad T_2 = 300\text{K} \quad \eta = 0,25$$

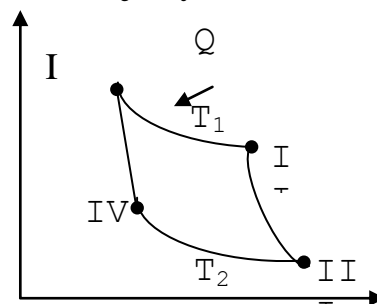
Karno sikli bo'yicha ishlaydigan mashina ideal mashina deyiladi. Bunday mashinaning f.i.k. isitgich bilan sovitgichlarning haroratiga bog'liq. Mashina f.i.k. ni oshirish isitgich haroratini oshirib, sovitgich haroratini pasaytirish kerak.

Nazorat savollari

1. Qaytar va qaytmas jarayonlar.
2. Aylanma jarayon. Sikl.
3. Issiqlik mashinasining foydali ish koeffitsiyenti.
4. Sovitgich mashinasining foydali ish koeffitsiyenti.
5. Karno sikli.
6. Karno siklini foydali ish koeffitsiyenti.

Adabiyotlar.

- |                 |                 |                |
|-----------------|-----------------|----------------|
| 1. A-1.         | 5. A-6. 83-85   |                |
| 2. A-3. 206-217 | 6. A-8. 82-104  |                |
| 3. A-4. 345-356 | 7. A-9. 128-144 | 4. A-5. 96-102 |





**REAL GAZLAR.**

Reja.

1. Termodinamikani ikkinchi bosh qonuni.
2. Entropiya.
3. Real gazlar. Van-der-Vaals tenglamasi.
4. Real gazning ichki energiyasi.

**Tayanch so'z va iboralar:** issiqlik miqdori, ichki energiya, entropiya, aylanma jarayon, extimollik, o'zaro ta'sir, nazariy izoterma, kritik izoterma, kritik holat, ichki energiya.

**Termodinamikani ikkinchi bosh qonuni.** Agar ishlovchi jismni biror tashqi manbadan olgan issiqlik miqdori  $Q_1$  bo'lib sovitgichga berilgan issiqlik miqdori  $Q_2$  bo'lsa bu mashinaning f.i.k.

$$\eta = \frac{Q_1 - Q_2}{Q_1} \cdot 100\%$$

Bunda agar  $Q_2=0$  bo'lsa  $\eta=100\%$  bo'ladi. Bu esa eng foydali mashinadir. Mashinaning f.i.k. 100% bo'lishi uchun ishlovchi jismning ichki energiyasi to'liq ishga aylanishi kerak. Buning uchun harorati past bo'lgan jism o'z energiyasini to'sridan to'g'ri harorati yuori bo'lgan jismga uzatishi kerak. Bu mumkin emas. Demak, issiqlik mashinalarining foydali ish koeffitsiyentlarini 100% ilib bo'lmaydi. Ichki energiyani bir yo'la ishga aylantiruvchi mashina urish mumkin emas. Bu termodinamikaning II-qonuni bo'lib, buni birinchi bo'lib fransuz fizigi Saadi Karno 1824 yilda isbotlab berdi.

**Entropiya.** Harorati  $T$  bo'lgan isitgichdan ishlovchi jismga berilgan issiqlik miqdori  $Q$  desak,  $Q/T$  kattalik keltirilgan issiqlik miqdori deyiladi. Ma'lumki issiqlik mashinasining f.i.k.

$$\eta = (Q_1 - Q_2) / Q_1 \quad (1)$$

Karno sikl bo'yicha ishlaydigan issiqlik mashinasini f.i.k.

$$\eta = (T_1 - T_2) / T_1 \quad (2)$$

(1) va (2) dan  $(Q_1 - Q_2) / Q_1 = (T_1 - T_2) / T_1$  bundan  $Q_1/T_1 = Q_2/T_2$

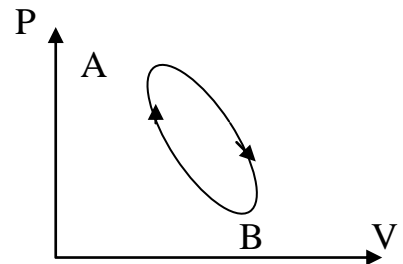
Agar  $Q_2$  ni sovitgich tomonidan ishlovchi jismga berilgan issiqlik miqdori desak, u holda  $Q_2 < 0$  shuning uchun  $Q_1/T_1 = -Q_2/T_2$  yoki  $Q_1/T_2 + Q_2/T_2 = 0$ . Demak qaytuvchan Karno siklida keltirilgan issiqlik miqdorlarining yig'indisi nolga teng bo'ladi.

Nazariy tekshirishlarning ko'rsatishicha har qanday qaytuvchan aylanma jarayonda jismga beriladigan keltirilgan issiqlik miqdori uchun quyidagi tenglama o'rinli

$$\oint dQ/T = 0$$

Tizimning A holatdan B holatga aytuvchan ravishda o'tishdagi keltirilgan issiqlik miqdorini yig'indisini ifodalovchi  $dQ/T$  integral jismning dastlabki va oxirgi

holatlari bilangina aniqlanib jarayonning o'tish yo'lichiga bog'liq emas. Bu hol jismning holati bilan xarakterlanuvchi va A holatda  $S_A$ , V holatda  $S_V$  qiymatlarga



ega bo`ladigan qandaydir S kattalikning mavjudligini ko`rsatadi. Shu bilan birga  $S_V - S_A$  ayirma

$$S_V - S_A = \int dQ/T$$

ya'ni A va V holatlar orasida o`tdigan qaytuvchan ixtiyoriy jarayondagi keltirilgan issiqlik miqdorlarining yig`indisiga teng  $S_V - S_A$  ayirma holatning funksiyasi bo`lgan biror S fizik kattalikning ayirmasidir. Bu fizik kattalik entropiya deyiladi.

Bolsmanning ko`rsatishicha, S entropiya holat extimolligining logarifmiga proporsionaldir.

$$S = k \ln W$$

bunda W-berilgan holatning extimolligi,  $k = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{N/k}$  Bolsman doimiysi.

**Real gazlar. Van-der- Vaals tenglamasi.** Ma'lumki gazlarning molekulyar kinetik nazariyasi molekular orasidagi ta'sir kuchlarini hisobga olmaydi va molekularning o`lchamlari molekular orasidagi o`rtacha masofaga nisbatan nazarga olmasa bo`ladigan darajada kichik deb hisoblanadi. Bu model ideal gazga mos keladi. Real gazlarni harakteri bosim uncha yuqori bo`lmagan harorat esa yetarlicha yuqori bo`lgan hollardagina

$$PV_0 = RT \quad (1)$$

Tenglama bilan qancha yaxshi tavsiflanadi.

Bosim ortishi va harorat pasayishi bilan bu tenglamadan qancha chetlashishlar kuzatiladi. Chunki bunday hollarda molekular xajmi (molekula radiusi  $10^{-10} \text{m}$ ) va ular orasidagi o`zaro ta'sirni ham hisobga olish zarur.

Real gazlarning xarakterini ifoda etish uchun berilgan juda ko`p tenglamalar ichida Niderlandiyalik fizik Van- der-Vaalsning 1873 yilda aniqlagan tenglamasi eng sodda bo`lishi bilan birga juda yaxshi natijalar berdi.

Bu tenglama (1) ga molekular orasidagi o`zaro ta'sirni va molekular hajmini hisobga olgan holda hosil qilingan bo`lib quyidagi ko`rinishga ega.

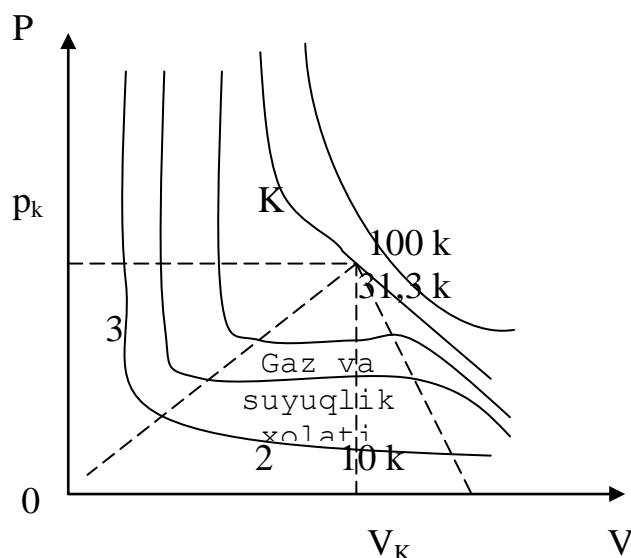
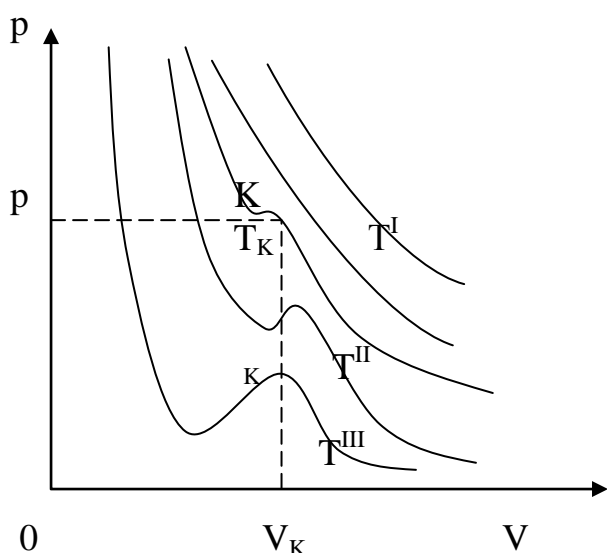
$$\left( P + \frac{a}{V_0^2} \right) (V_0 - b) = RT \quad (2)$$

bunda  $\frac{a}{V_0^2}$  - molekulyar bosim,

b- gazni siqilmaydigan qismini xajmi.

r- gazni idish devorlariga ko`rsatadigan bosimi.

a,b - Van-der-Vaals doymiyilari bo`lib gazlarni tabiatiga bog`liq bo`lib, ular tajribada aniqlanadi. Van-der-Vaalsning (2) tenglama  $V_0$  ga nisbatan uchinchi darajali algebraik tenglamadir. T ning har hil qiymatlari uchun R ning  $V_0$  ga bog`lanish grafigini chizsak bir nechta izotermalarga ega bo`lamiz. Bunda  $T^I > T^{II} > T^{III} > \dots$ . Bunday izoterma nazariy izoterma deyiladi.



Karbonat anhidrid (SO<sub>2</sub>) uchun Irlandiyalik olim T. Endryus (1813-1885) tomonidan tajribada olingan izotermalarni Van-der-Vaals nazariy izotermalari bilan taqqoslashning ko'rsatishicha Van-der-Vaals izotermalaridagi burilishlar soxasi moddaning gazsimon holatdan suyuq holatga yoki aksincha suyuq holatdan gazsimon holatga o'tishiga mos keladi.

1-2 holatda modda faqat gaz holatda

2-3 gazni suyuqlikka aylanishi

3-4 suyuqlik holatini o'zgarishi

Kritik izoterma burilishlar soxasi o'rnida faqat K burilish nuqtasigina bo'ladi. K nuqta kritik nuqta deyiladi. Kritik nuqtadagi moddani holati kritik holat deyiladi. Kritik holat parametrlari.

$$T_k = 8a/27Rb; P_k = a/27b^2; V_k = 3b$$

Agar temperatura kritik haroratdan (T<sub>k</sub>) past bo'lsa biror bosim yordamida gazni suyultirish mumkin.

Kritik haroratni mavjudligi tabiatdagi hamma gazlarni ham suyuqlikka aylantirish mumkin degan xulosaga olib keladi. Masalan. Geliy T<sub>k</sub>=5,30 K da, Azot T<sub>k</sub>=1260 K da, Vodorod T<sub>k</sub>=33,2 K suyu holatga o'tadi.

**Real gazlarning ichki energiyasi.** Real gazning ichki energiyasini hisoblashda molekullarning o'zaro ta'sirlanish potensial energiyasini ham e'tiborga olish kerak. Ichki bosim ( $R_u = a/V_m^2$ ) kuchlari 1 mol gazning xajmi V<sub>m1</sub> dan V<sub>m2</sub> gacha kengayganda bajargan ish

$$A = \int_{V_{m1}}^{V_{m2}} P_u dV_m = \int_{V_{m1}}^{V_{m2}} \frac{a}{V_m^2} dV_m = -\frac{a}{V_m}$$

U holda real gazning ichki energiyasi molekullar kinetik energiyalari va potensial energiyalarining yig'indisi tarzida ifodalanadi.

1 mol real gazning ichki energiyasi

$$U_{\text{real}} = C_v T + (-a/V_m) = C_v T - a/V_m$$

Demak real gaz ichki energiyasi harorat va bosimga bog'liq.

### Nazorat savollari

1. Termodinamikani ikkinchi bosh qonuni.
2. Entropiya haqida tushuncha.
3. Real gazlar.
4. Van-der-Vaals izotermalari.
5. Kritik holat.
6. Real gaz ichki energiyasi.

### ADABIYOTLAR

- |                 |                 |
|-----------------|-----------------|
| 1. A-1.         | 5. A-5. 97-111  |
| 2. A-2.         | 6. A-6. 83-93   |
| 3. A-3. 217-248 | 7. A-8. 82-131  |
| 4. A-4. 324-375 | 8. A-9. 180-198 |