

GAZ QONUNLARI VA ABSOLYUT TEMPERATURA. IDEAL GAZ QONUNI. MOLEKULYAR SATHDAGI IDEAL GAZ QONUNI. AVOGADRO SONI.

Urinov Shavkatjon Abduqayumovich.

*Farg'ona "Temurbeklar maktabi"**harbiy litseyi fizika fani o'qituvchisi*

Annotatsoya: maqolada gaz qonunlari va absolyut temperatura va ideal gaz qonunlarini keng kamrovda yoritib beriladi

Kalit so'zlar: termodinamik xolat tenglamasi, termodinamik jarayon, absolyut nol temperatura, ideal gaz, kinetik energiya, izojarayonlar, bosimning termik koeffitsienti

Gaz qonunlari. O'zgarmas massada P, V, T lar tashqi ta'sirlar (mexanik, issiqlik) natijasida o'zgarishi mumkin. Agar fizik holatlari bo'yicha bir jinsli bo'lib, unda hech qanday kimyoviy reaksiyalar bormayotgan bo'lsa, parametrlaridan birining o'zgarishi natijasida boshqa parametrlarining o'zgarishi sodir bo'ladi. Bir jinsli sistemaning parametrlari (massa doimiy bo'lganda) bir-biriga funksional bog'liq bo'ladi:

$$f(p, V, t) = 0 \quad (1)$$

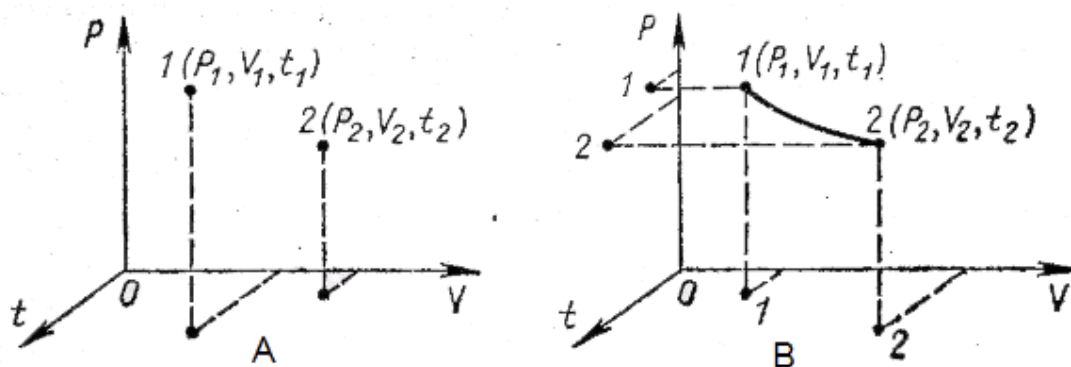
Bu (1) tenglama sistemaning **termodinamik holat tenglamasi** deyiladi yoki oddiy qilib, **holat tenglamasi**, deb ataladi. Bu tenglamani topish molekulyar fizikaning asosiy masalalaridan biridir.

Molekulyar fizikada (1) tenglamani topishning molekulalararo o'zaro ta'sirni hisobga olgan holda, yagona usuli ishlab chiqilgan bo'lib, ma'lum sistemalar ko'rilayotganda ko'pgina matematik qiyinchiliklarga duch kelinadi.

Molekulyar kinetik usul yordamida molekulalararo ta'sirni hisobga olmasa bo'ladigan kichik bo'lgan siyraklashtirilgan (ideal) gaz uchun holat tenglamasi topiladi.

Molekulyar fizika yana uncha ko'p siqilmagan gazlarning xossalarini bayon etish imkonini beradi. Zichligi katta bo'lgan gazlar va suyuqliklar uchun holat tenglamasining nazariy hisoblash haqidagi savolga hali hamon olimlar tomonidan javob yo'q.

Parametrlarining o'zgarishiga bog'liq bo'lgan sistema holatining o'zgarishiga **termodinamik jarayon** deyiladi.



1-rasm

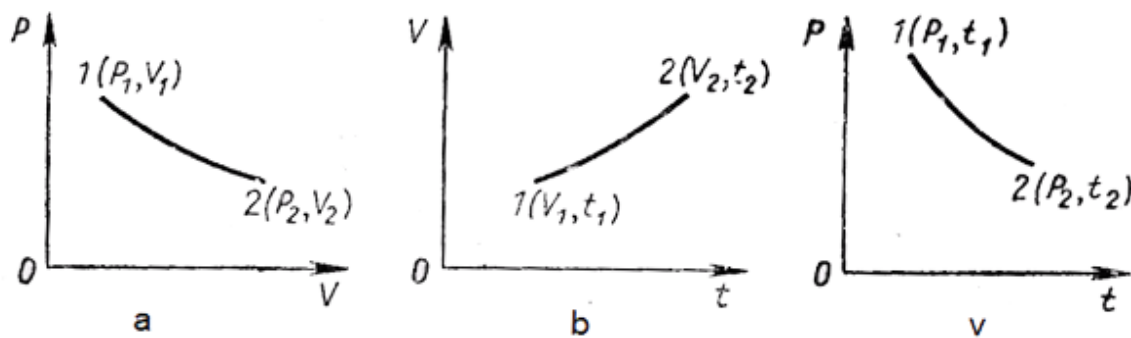
(1) tenglamaga muvofiq jism holatini t , V va P koordinatalar sistemasida nuqta bilan belgilash mumkin.

(1-rasm) da sistemaning ikki holati $1(P_1, V_1, t_1)$ va $2(P_2, V_2, t_2)$ nuqtalar bilan belgilangan. 1 holatdan 2 holatga o'tish, bir qator bir-biriga ketma-ket almashinuvchi oraliq holatlar orqali amalga oshiriluvchi termodinamik jarayon bilan amalga oshiriladi.

Har qaysi oraliq holatlari muvozanatli bo'lgan 1 holatdan 2 holatga bunday o'tishni tasavvur etish mumkin. Bunday jarayonlar P, V, t koordinatalar sistemasida muvozanatli hisoblanadi va uzluksiz chiziq bilan belgilanadi (1.B-rasm). Laboratoriya masshtabida muvozanatli jarayonlar cheksiz sekin boradi va bu holda bosim va temperaturani vaqtning har qaysi momentida o'zgarmas deb hisoblanadi.

Muvozanatli jarayonlar – ideallashtirilgan jarayonlardir. Bunday jarayonlarni o'rganish juda muhimdir, chunki ularning ko'p tavsiflari real jarayonlar uchun chegaraviy hisoblanadi.

(1.B- rasm) dagi egri chiziqni P, V ; t, V yoki t, P tekisliklarda proyeksiyalash mumkin. Shuning uchun amalda ko'pincha muvozanatli jarayonlarni ikki o'lchamli tasviridan foydalaniladi (4-rasm).



4-rasm

TEMPERATURANING ABSOLYUT NOLI. Selsiy shkalasidagi gaz bosimining temperaturaga bog'liqligi quyidagi ko'rinishda bo'ladi:

$$P = P_0(1 + \gamma t).$$

bu yerda P_0 — gazning $t = 0^\circ C = 273 K$ temperaturadagi bosimi.

Bu bog'liqlikning grafik ko'rinishi 9-rasmda keltirilgan.

Agar izoxorani davom ettirsak, u temperatura o'qi bilan $t = -273^{\circ}\text{C}$ nuqtada kesishadi va gaz bosimi bu nuqtada nolga teng bo'ladi.

$$P=0, \quad 0=P_0(1+\gamma t).$$

Lekin $P_0 \neq 0$ emas. Demak, $1+\gamma t=0$.

Bundan $t = -1/\gamma = -273,15^{\circ}\text{C} \approx -273^{\circ}\text{C}$ ekanligi kelib chiqadi.

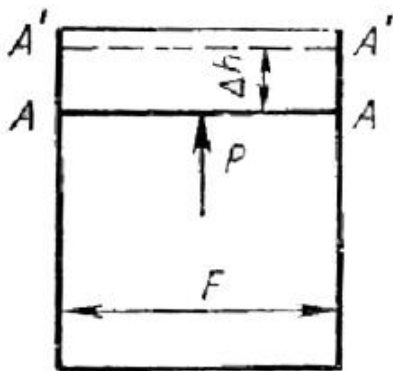
$t = -273^{\circ}\text{C}$ termodinamik shkalaning, yoki Kelvin shkalasining hisob boshi (noli) deb qabul qilingan. Bu shkala bilan hisoblanadigan temperatura termodinamik deyiladi. Bu shkalaning noli nol Kelvin deyiladi: $0\text{K} = 273^{\circ}\text{C}$.

Amalda 0K ga erishib bo'lmaydi, bu temperaturaga juda yaqin erishish mumkin. Hozirgi vaqtda 10^{-7}K ga teng temperaturaga erishilgan.

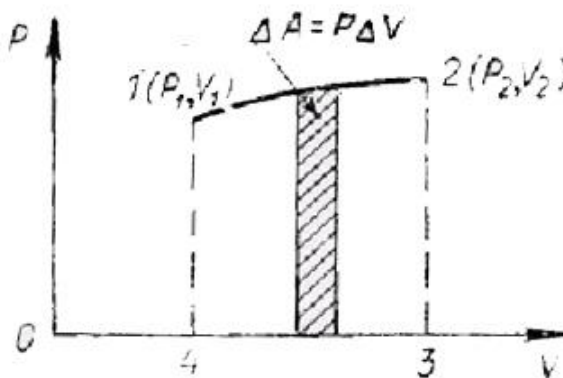
Hamma gaz qonunlari bu eksperimental qonunlardir. Bu yerda ilmiy bilimlar manbai kuzatish va eksperimental amaliyotdir. Hamma gaz qonunlari ma'lum sharoitlarda bajariladi, ya'ni ular qo'llanishning ma'lum chegaralariga ega.

Ixtiyoriy izojarayon diagrammada chiziq bilan belgilanadi. Bir xil izochiziqlar hech kesishmaydilar.

SISTEMA KENGAYISHIDA BAJARILGAN ISH VA UNIVERSAL GAZ DOIMIYSINING FIZIK MA'NOSI



5-rasm



6-rasm

5-rasmda devorlar va vaznsiz qo'zg'aluvchan AA porshenga ega bo'lgan silindr va uning ichidagi sistema tasvirlangan.

Tashqi jismlar porshenga P bosim bilan ta'sir qilsin, bu rasmda ko'rsatilmagan. Bunda, albatta, sistema ham porshenga xuddi shunday bosim bilan ta'sir ko'rsatadi. Endi sistema kengayishi ro'y berib, buning natijasida porshen kichik Δh masofaga ko'tarilsinki, bunda bosim o'zgarmas bo'lib qolsin. (Kengayish isitish hisobiga ham, porshen ustidagi yukning o'zgarishi hisobiga ham o'zgarishi mumkin). Bunda sistema tashqi jismlar qarshiligini yengishda ish bajaradi:

$$\Delta A = f \Delta h,$$

bunda $f = F \cdot R$ — porshenga ta'sir etayotgan sistema kuchi (F — porshen yuzasi). U holda:

$$\Delta A = pF\Delta h$$

Lekin $F\Delta h$ kattalik ΔV hajmga teng. Kengayishda bajarilgan elementar ishni quyidagicha yozamiz:

$$\Delta A = p\Delta V \quad (1)$$

Yoki cheksiz kichik kattaliklarga o'tib,

$$dA = pdV \quad (2)$$

ko'rinishda yozishimiz mumkin.

Umumiy holda hajmning V_1 dan V_2 gacha muvozanatli o'zgarishida ish quyidagi integral orqali aniqlanadi:

$$A_{1,2} = \int_{V_1}^{V_2} pdV \quad (3)$$

rqsonst bo'lganda $A=r(V_2-V_1)$ bo'ladi.

6-rasmda P, V koordinatalar sistemasida jismning 1 (r_1, V_1) holatdan 2 (r_2, V_2) holatga muvozanatli o'tishi keltirilgan. Unda elementar ish

$$\Delta A = p\Delta V$$

ga taaluqli yuza shtrixlab ko'rsatilgan. Ko'rinib turibdiki, kengayishda bajarilgan ish (3) grafik tarzda P, V diagrammadagi shakl yuzasi kabi tasvirlanadi. Bu 1 2 3 4 bilan chegaralangan yuzaga tengdir.

Ko'p amaliy masalalarni yechishda gazlarning molekulyar soni birday bo'lgan porsiyalari olinadi. Shuning uchun turli hisoblashlarda mol tushunchasidan foydalaniladi. Grammlar hisobida olingan G` massasi nisbiy molekulyar massasiga (m_{nis}) teng bo'lgan modda miqdori mol deyiladi.

Bu tarifdan ko'rinadnki, ixtiyoriy moddaning bir mol massasi (molyar massa)

$$\mu = m_{nis} [g / mol] = m_{nis} 10^{-3} [kg / mol]$$

bo'ladi.

XBS da mol asosiy birliklardan biridir. Ko'pincha, moddaning kilomol tushunchasidan ham foydalaniladi: 1kmolq1000 mol.

1811 yilda italiya kimyogari A. Avogadro shunday tasavvurni aytgan: bir xil bosim va bir xil temperaturalarda olingan bir xil hajmli turli gazlar bir xil molekula soniga teng (Avogadro qonuni). Bu qonun kinetik nazariya natijasidir. Bir xil molekulalar soniga ega bo'lgan modda miqdori kabi, Avogadro qonuniga muvofiq, turli gazlar moli bir xil sharoitda bir xil hajmga egadir. Bundan ixtiyoriy ideal gazning bir moli uchun yozilgan doimiy C kattalik barcha gazlar uchun universal ekanligi kelib chiqadi:

$$(PV/T)=C \quad (4)$$

bu yerda $Sqconst$. Uni universal gaz doimiysi deb ataymiz va R bilan belgilaymiz. Mos holda bir mol ideal gaz uchun holat tenglamasi quyidagi ko'rinishda yoziladi:

$$PV=RT \quad (5)$$

Agar gaz massasi m , uning molyar massasi μ bo'lsa, ixtiyoriy gaz massasi uchun holat tenglamasi

$$PV = \frac{m}{\mu} RT \quad (6)$$

ko'rinishni oladi. Bu yerda $mG' \mu$ - gazdagi mollar soni. (6) tenglama fanga XIX asrning ikkinchi yarmida fransuz olimi B. Klapayron va rus olimi D.N. Mendeleyev ishlari natijasida kirib keldi. Ideal gazlar Klapayron - Mendeleyev tenglamasi orqali tasvirlash mumkin bo'lgan gazlardir.

1 mol gaz uchun Klapayron Mendeleyev tenglamasini yozamiz:

$$PV = RT$$

Doimiy bosimda bu tenglamani differensiallab:

$$PdV = RdT \quad (7)$$

ga ega bo'lamiz. Biroq (2) ga muvofiq $PdVq dA$ ga teng. Shuning uchun

$$R = (dA/dT)_p \quad (8)$$

Shunday qilib, universal gaz doimiysi son qiymat jihatidan bir mol gazni bir gradus Kelvinga qizdirganda izobarik kengayishda bajarilgan ishga teng. Bu kattalik $JG'(mol \cdot K)$ larda o'lchanadi. R kattalikni normal sharoit uchun yozilgan (5) tenglama bo'yicha hisoblash qulay:

$$R = p_0 V_0 / T_0 \quad (9)$$

Normal sharoitda 1 mol gazning bosimi, temperaturasi va hajmi quyudagi qiymatlarga teng:

$$p = 101\,325\,Pa, \quad T_0 = 273,15\,K \quad \text{va} \quad V = 0,022414\,m^3/mol.$$

R ning qiymati XBS va SGS sistemasida:

$$R = 8,314\,J/(mol \cdot K), \quad R = 8,314 \cdot 10^7 \text{erg}/(mol \cdot K) \quad \text{ga teng.}$$

(1 kal = 4,1868 J) ligidan,

$$R = 1,987 \approx 2 \text{kal}/(mol \cdot K) \quad (10)$$

deb yoza olamiz.

Molekulyar kinetik nazariyaning asosiy tenglamasi

Har qanday moddaning uch agregat holatidan eng soddasi uning gazsimon holatidir, chunki bu holatda molekullar orasidagi o'zaro ta'sir kuchlari juda kichik bo'lib, ularni ba'zi hollarda umuman nazarga olmaslik ham mumkin. Shu sababli molekulyar fizikani bayon qilishni biz gazlarning xossalari o'rganishdan boshlaymiz. Bunda biz dastlab molekullararo kuchlarni va ularning o'lchamlarini nazarga olmaymiz, ya'ni gazni o'zaro ta'sirlashmaydigan moddiy nuqtalar to'plami deb olamiz.

Yuqoridagi talablarga javob beruvchi, ya'ni o'zaro ta'sirlashmaydigan moddiy nuqtalar to'plami kabi xossalarga ega bo'lgan gaz **ideal gaz** deb ataladi. Oldindan shuni aytib o'tish lozimki, ideal gaz uchun topilgan nazariy xulosalar siyraklashgan gazlar uchun aniqlangan tajriba ma'lumotlari xulosalariga deyarli mos keladi.

Gazning holatini aniqlovchi asosiy kattaliklardan biri uning **bosimidir**. Chunki, gaz o`zi turgan idish devorlariga bosim berish xossasi bilan o`zining mavjudligini namoyon qiladi. Gazning idish devorlariga bosimi gaz molekulalarining idish devorlari bilan cheksiz to`qnashuvlari natijasidir. Garchi har bir alohida to`qnashuv vaqtida devor molekulalari bilan o`zaro ta`sir kuchi noma`lum bo`lsada, gazning barcha molekulalarini birgalikda ta`sir qilgandagi o`rtacha kuchini va u orqali gazning bosimini aniqlash mumkin. Molekulyar kinetik nazariya gazning bosimi uchun quyidagi ifodani beradi (I- bobdagi 8, 9 va 10 masalalarga e`tibor bering):

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

bu yerda m_0 - molekulaning massasi, n -hajm birligidagi molekulalar soni, $\sqrt{\bar{g}^2}$ - molekulalarning o`rtacha kvadratik tezligi. (1) ifodaning o`ng qismini ikkiga bo`lib va ko`paytirib quyidagini olamiz.

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

formuladagi $\frac{m_0 \bar{g}^2}{2}$ - kattalik bitta gaz molekulasining o`rtacha kinetik energiyasini bildiradi. Demak, ideal gazning bosimi hajm birligidagi gaz molekulalarining o`rtacha kinetik energiyasining uchdan ikki qismiga teng ekan. (2) tenglama ko`pincha ideal gazlar kinetik nazariyasining asosiy tenglamasi deb ataladi.

Shuni ta`kidlab o`tish lozimki, gazning bosimi-gazning ko`p sonli molekulalaridan tashkil topganligi bilan bog`liq bo`lgan, uni butunligicha xarakterlovchi, bevosita tajribada o`lchanadigan statistik ma`noga ega bo`lgan makroskopik kattalikdir. Shuning uchun bir yoki bir necha molekula hosil qilgan bosim haqida gapirish ma`noga ega bo`lmaydi.

Gaz holatidagi moddaning xossalari, ayniqsa juda katta bosim va uncha kichik bo`lmagan temperaturalarda ancha oddiydir. Masalan, bir xil boshlang`ich bosim va temperaturalarda olingan O_2 , N_2 va H_2 kabi gazlar katta bosim (100 atm dan katta) larda siqiluvchanligi va issiqlikdan kengayishi bo`yicha bir-biridan farq qiladilar. Atmosfera 1 atm ga yaqinlashganda gazlardagi bu farq kamayib ketadi. Shuning uchun real gazlarning chegaraviy holati kabi ideal gaz tushunchasi kiritiladi.

Atmosfera bosimidan deyarli farq qilmaydigan bosimlarda ayniqsa vodorod va geliy ideal gazga yaqindir.

Ideal gaz xossalari umumiyli shu bilan tushuntiriladiki, o`lchamlari va o`zaro ta`sir kuchlariga bog`liq bo`lgan turli modda molekulalarining individual xususiyatlari gaz kuchli siyraklashtirilganda moddaning termik xossalari bog`liq bo`lmay qoladi.

Holat tenglamasi $f(p, V, t) = 0$ dagi har bir parametрни boshqa ikki parametr funksiyasi kabi qarash mumkin: $V = V(p, t)$, $p = p(V, t)$ va $t = t(V, p)$.

Parametrlaridan biri o'zgarmas bo'lganda boradigan jarayonlar **izojarayonlar** deyiladi: izobarik $p=const$, izoxorik $V=const$ va izotermik $t=const$.

Ideal gaz qonunlari

Solishtirma og'irliklari kichik bo'lgan gazlarning xossalari ideal gaz temperatura shkalasini aniqlashga olib keldi. Bunday gazni temperaturani doimiy saqlagan xolda siqsak, bosim oshishiga olib keladi. Xuddi shunday, agar doimiy temperaturada gaz kengaytirilsa, uning bosimi oshadi. Gaz xajmi gazning bosimi va temperaturasiga bog'liq. Doimiy temperaturada gaz xajmining bosimiga ko'paytmasi o'zgarmasdir. Bu natija eksperimental tarzda Robert Boyl (1627-1691) tomonidan aniqlanib, Boyl-Mariott qonuni sifatida ma'lumdur:

$$PV = const \quad (\text{doimiy temperaturada})$$

Bu doimiy temperaturada gazning yoki bosimi, yoki xajmi o'zgarganida boshqa kattaliklari ham o'zgarishini, biroq bunda PV ko'paytma doimiy qolishini bildiradi. 17-4 formulaga ko'ra doimiy xajmda kichik zichlikli gazning absolyut temperaturasi uning bosimiga proportsionaldir. Bundan tashqari doimiy bosimda kichik zichlikli gazning absolyut temperaturasi uning xajmiga proportsionaldir. Bu natijalar eksperimental tarzda Jak CHarlz (1746-1823) va Jozef Gey-Lassak (1778-1850) tomonidan aniqlandi. Biz bu ikkita natijani

$$PV = RT$$

deb birlashtirishimiz mumkin. Bu yerda R musbat qiymatga ega bo'lgan doimiydir. Biz quyida bu doimiy gaz molekulalari soniga proportsional bo'lishini ko'rishimiz mumkin. Aytaylik, bir xil xajmli ikkita idishda bir xil temperatura va bosimda bir xil gaz bo'lsin. Bu ikkala idishni bitta sistema kabi qarasak, ikki marta oshgan xajmda gazning miqdori ikki baravar oshadi, biroq temperatura va bosim o'zgarmaydi. SHunday qilib, gaz miqdorini ikki marta oshirgan xolda $\frac{PV}{T}qR$ ni ikki marta oshirdik. Biz bu formuladagi R ni gaz molekulalar sonini k doimiyga ko'paytirib $R = kN$ ifoda etish mumkin. U xolda 17-6 formula quyidagi ko'rinishga keladi:

$$PV = kNT$$

bu yerdagi k doimiy Bol tsman doimiysi deyiladi. Eksperimental aniqlanishicha bu doimiy barcha gazlar uchun bir xil qiymatga ega:

$$k = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J/K} = 8,617 \cdot 10^{-5} \text{ eV/K}$$

Ko'pincha gaz miqdori molda ifodalanadi. Bir mol gazdagi molekulalar soni Avogadro soni N_A deyiladi. Bir mol 0,012 kg uglerod-12 da mavjud bo'lgan atom va molekulalar soniga ega modda miqdori kabi aniqlanadi. Avogadro soni:

$$N_A = (6,022045 \pm 0,000031) \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}, \text{ yoki } N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Mol ta'rifiga ko'ra bir moldagi moddaning grammlar soni moddaning molekulyar massasiga teng.

Bir mol moddadagi molekular soni:

$$N = nN_A$$

U xolda 17-7 formula

$$PV = nNAkT = nRT$$

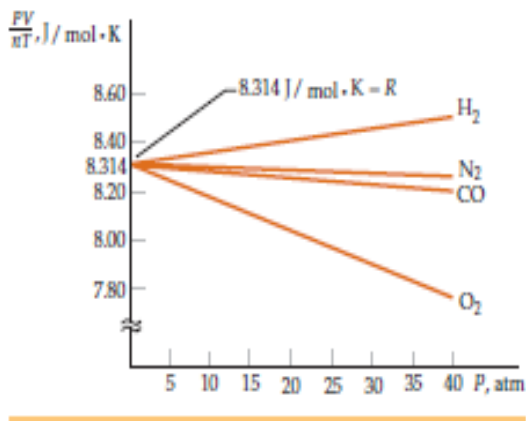
ko'rinishga keladi. Bu yerda $R = N_A k$ ga teng bo'lib, universal gaz doimiysi deyiladi. Universal gaz doimiysining qiymati barcha gazlar uchun bir xildir.

$$R = 8,314 \text{ J/(mol} \cdot \text{K)} = 0,08206 \text{ l} \cdot \text{atm/(mol} \cdot \text{K)} = 1,986 \text{ kal/mol} \cdot \text{K)}.$$

17-8-rasmda bir necha gazlar uchun $\frac{PV}{nT}$ ning bosimga bog'liqligi ko'rsatilgan. Barcha gazlar uchun $\frac{PV}{nT}$ nisbat bosimning katta qismida o'zgarmasdir. Grafikda katta farqni ko'rsatayotgan kislorod ham 0 va 5 atm orasida 1 foizgagina o'zgaradi. Ideal gaz $\frac{PV}{nT}$ barcha bosimlarda doimiy qolgan gaz kabi aniqlanadi. Ideal gazning bosimi, xajmi va temperaturasi bir-biriga bog'liqdir:

$$PV = nRT \quad (\text{ideal gaz qonuni})$$

17-13-tenglama uchta P, V va T o'zgaruvchilarni bog'lab, ideal gaz qonuni yoki ideal gaz xolat tenglamasi deyiladi. Bu kichik solishtirma og'irlikli (shuning uchun kichik bosimli) real gazlarni ham ifoda etishi mumkin. Agar yuqori solishtirma og'irlikli gazlar qo'llanilsa, formulaga tuzatma kiritish kerak. 20-bobda shunday tuzatishlar kiritiladigan Van-der-Vaal s tenglamasi muhokama qilinadi. Ixtiyoriy zichlikli berilgan miqdorli gaz uchun P, V va T larni bog'lovchi xolat tenglamasi mavjuddir. SHunday qilib, berilgan miqdordagi gaz xolati uchta o'zgaruvchining ixtiyoriy ikkitasi qiymati bilan to'liq aniqlanadi.



Real gazlarda $\frac{PV}{nT}$ ning R ga bog'liqligi. Gaz miqdori o'zgarsa, uning bosimi o'zgaradi. Barcha gazlar uchun $\frac{PV}{nT}$ nisbat bir xil, 8,314 J/(mol · K) qiymatga keladi, bunda biz gazning solishtirma og'irligini va shuning bilan birga bosimini kamaytiramiz. Bu qiymat universal gaz doimiysi R dir.

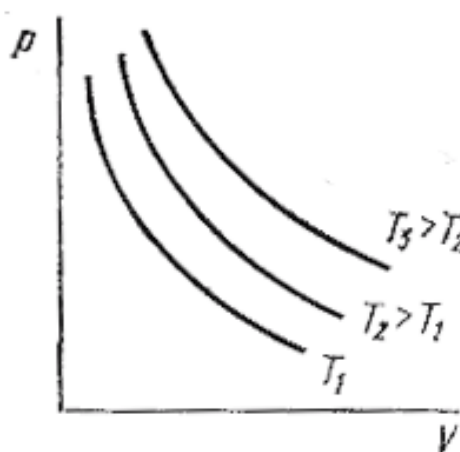
IZOTERMIK JARAYON. BOYL-MARIOTT QONUNI. O'zgarmas

temperaturada boradigan jarayon **izotermik jarayon** deyiladi.

Gaz hajmining bosimga bog'liqligini angliyalik olim R. Boyle (1627—1691) va fransiyalik olim E. Mariott (1620—1684), bir-biriga bog'liq bo'lmagan holda, 1667 yilda eksperimental tarzda topdilar.

Boyle-Mariott qonuni: temperatura o'zgarmas bo'lganda berilgan massali gaz uchun gaz hajmining bosimga ko'paytmasi doimiy kattalikdir:

$$PV = \text{const} \quad (m = \text{const}; T = \text{sonst da}).$$



Gazning ixtiyoriy ikki holati uchun Boyle-Mariott qonunini $P_1 V_1 = P_2 V_2$ yoki $PV = P_0 V_0$ ko'rinishda yozish mumkin. Bu yerda V_0 — normal bosim ($P_0 = 1,01 \cdot 10^5 \text{ Pa}$) da berilgan gaz massasining hajmi.

R, V koordinatalarda izotermik jarayon grafigi egri chiziqdan iboratdir. Bu egri chiziq **izoterma** deb ataladi.

7-rasm

Temperatura oshishi $T_2 > T_1$, $T_3 > T_2$ bilan izoterma yuqoriga ko'tariladi.

IZOBARIK JARAYON. GEY-LYUSSAK QONUNI. Doimiy bosimda gaz holatining o'zgarishiga **izobarik jarayon** deyiladi. Agar gaz hajmi $T_0 = 273 \text{ K}$ temperaturada V_0 , T temperaturada esa V bo'lsa, u holda gazlarning hajmiy kengayish koeffitsiyenti

$$\beta = \frac{V - V_0}{V_0 \Delta T}$$

formula bilan aniqlanadi.

Gazlarning issiqlikdan kengayishini o'rgana turib, fransiyalik olim Gey-Lyussak (1778—1850) 1802-yilda doimiy bosimda gazlarning issiqlikdan kengayish koeffitsiyenti hamma gazlar uchun bir xil va u

$$\beta = \frac{1}{273} \text{ K}^{-1}$$

ga tengligini aniqladi.

Bu Gey-Lyussak qonunini ta'riflash imkonini beradi: doimiy bosimda gazlarning ayrim massasini 1 K ga qizdirishda bu gazning hajmi $T_0 = 273 \text{ K}$ dagi gazning hajmidan $1/273$ ga oshadi.

Qonundan ko'rinib turibdiki, T_0 temperaturadagi gazning hajmi V_0 ni bilgan

holda, T temperaturadagi gazning hajmi V ni aniqlash mumkin:

$$V = V_0(1 + \beta \Delta T).$$

$T_0 = 273 \text{ K}$, $\beta = (1/273) \text{ K}^{-1}$ ekanligini hisobga olgan holda, ixtiyoriy

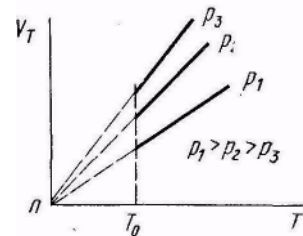
temperaturadagi gazning hajmi

$$V = V_0 \beta T \quad (1)$$

ga tengligi topiladi va bu tenglamani quyidagicha yozish mumkin:

$$V/V_0 = T/T_0$$

Doimiy bosimda gaz hajmining temperaturaga bogʻliqlik grafigi 6-rasmda berilgan.



rasm

IZOXORIK JARAYON. SHARL QONUNI. Oʻzgarmas hajmda gaz holatining oʻzgarishi jarayoniga **izoxorik jarayon** deyiladi. Tajribalar shuni koʻrsatadiki, izoxorik jarayonda gaz bosimi temperatura ortishi bilan oshar ekan. Turli gazlarning bosimlarini isitilganda oʻlchab, fransuz olimi J. Sharl (1746—1823) 1787-yilda quyidagi qonuniyatni oʻrnatdi: oʻzgarmas hajmda gaz bosimi 1 K ga isitilganda $T_0 = 273 \text{ K}$ temperaturadagi bosimdan $1/273$ qiymatga ortadi.

Gaz 1 K ga isitilganda bosim qanchaga kattalashishini koʻrsatuvchi γ koeffitsient **bosimning termik koeffitsiyenti** deyiladi:

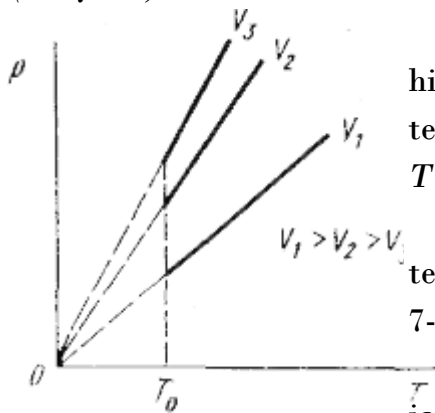
$$\gamma = \frac{p - p_0}{p_0 \Delta T}$$

bu yerda p_0 , p lar gazning T_0 va T temperaturalaridagi bosimlaridir.

Bosimning termik koeffitsiyenti γ barcha gazlar uchun bir xil va $(1/273) \text{ K}^{-1}$ ga teng.

Gazlarning T temperaturadagi P bosimini ularning T_0 temperaturadagi P_0 bosimini bilgan holda topish mumkin:

$$P = P_0(1 + \gamma \Delta T).$$

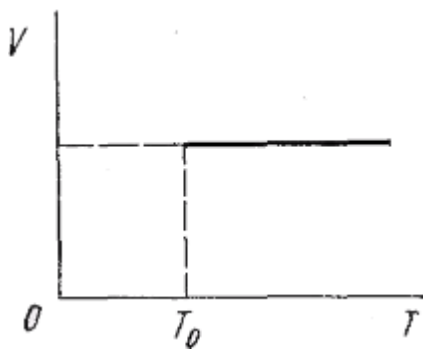


9-rasm

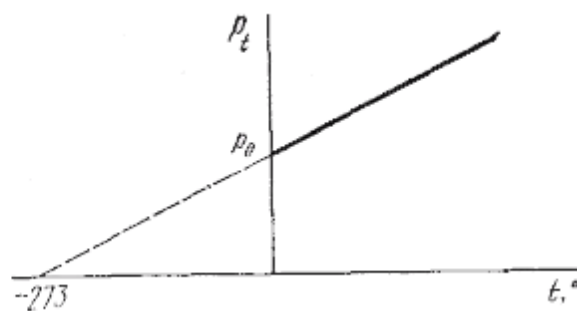
$T_0 = 273 \text{ K}$ va $\gamma = (1/273) \text{ K}^{-1}$ ligini hisobga olgan holda, ixtiyoriy temperaturadagi gazning bosimi $P = P_0 \gamma T$ yoki $P/P_0 = T/T_0$ deyish mumkin.

Doimiy hajmda gaz bosimining temperatura bogʻliqlik grafigi 7-rasmda keltirilgan.

8-rasmda V , T koordinatada izoxorik jarayon grafigi T oʻqqa parallel toʻgʻri chiziq orqali keltirilgan.



10-rasm



11-rasm

ADABIYOTLAR RO'YHATI

1. Qambarov F .F. Ionnaya implantasiya v metallic.M: Nauka I texnika, 1980-164 bet
2. Beliy A.V. Karpenko G. D. Mishkin N. K. Struktura I metodi sozdanoya iznosostoykix poverxnostnix slova. M: Nauka I texnika, 1991-175 bet
3. Beliy A.V.Kukareko V A Lobodaeva O V, Taran I I , Shix S. K . Ionno-luchevaya obrabotka metallov, splavov I keramicheskix materialov. M: Nauka I texnika, 1997-186 bet