



IDEAL GAZ QONUNLARI.

Kamalova Dilnavoz Ixtiyorovna*NDU “Fizika va astronomiya ” kafedrası professori***SHomurodova SHahzoda Akbar qizi***NDU “ Fizika va astronomiya ” yo’nalishi 2-bosqich talabasi*

Annotatsiya: Ushbu maqolada Mendeleyev–Klapeyron tenglamasi va uning ideal gazlar holatini tavsiflashdagi roli tahlil qilinadi. Gaz bosimi, hajmi, harorati va modda miqdori orasidagi bog‘lanish matematik formulalar asosida ochib beriladi. Shuningdek, gazlar holati tenglamasining qo‘llanilish sohasi, cheklovlari hamda amaliyotdagi ahamiyati ko‘rib chiqiladi. Maqola fizika va kimyo yo‘nalishida tahsil olayotgan talabalar uchun muhim nazariy asos bo‘lib xizmat qiladi.

Kalit so'zlar: Mendeleyev–Klapeyron tenglamasi, ideal gaz, bosim, hajm, harorat, gaz qonunlari, modda miqdori, umumiy holat tenglamasi, universal gaz doimiysi.

Аннотация: В данной статье рассматривается уравнение Менделеева–Клапейрона и его роль в описании состояния идеального газа. Раскрываются взаимосвязи между давлением, объемом, температурой и количеством вещества на основе математических зависимостей. Также анализируются области применения уравнения, его ограничения и практическое значение. Статья представляет собой важную теоретическую основу для студентов, изучающих физику и химию.

Ключевые слова: Уравнение Менделеева–Клапейрона, идеальный газ, давление, объем, температура, газовые законы, количество вещества, универсальная газовая постоянная.

Abstrakt : This article explores the Mendeleev–Clapeyron equation and its significance in describing the behavior of ideal gases. It explains the relationships between pressure, volume, temperature, and amount of substance through

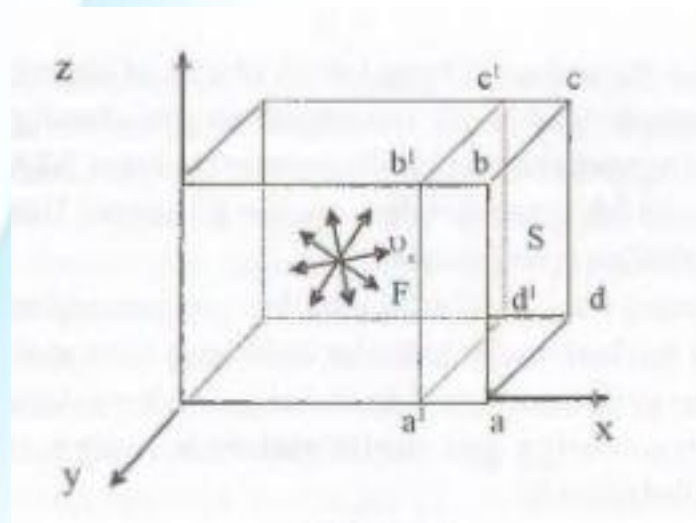


mathematical expressions. The application scope, limitations, and practical importance of the equation are also discussed. The article serves as a fundamental theoretical reference for students studying physics and chemistry.

Keywords: *Mendeleev–Clapeyron equation, ideal gas, pressure, volume, temperature, gas laws, amount of substance, universal gas constant, equation of state.*

Molekular sistemalarni nazariy o'rganishning katta qiyinchiliklar bilan bog'liq ekanligi tushunarli, chunki buning uchun har bir molekulaga boshqa barcha molekulalar tomonidan ta'sir qiluvchi barcha kuchlarni nazarga olish kerak bo'ladi. Agar molekularlarning harakati sof mexanikaviy bo'lib, mexanika qonunlariga bo'ysunadi deb faraz qilinsa, u holda har qanday molekular sistemani to'la tavsiflash uchun g o'yo barcha molekulalarning berilgan kuchlar ta'siridagi harakati to'g'risidagi masalani yechish kerak. Ya'ni, shu ushbu sistemadagi molekulalar soniga teng bo'lgan harakat tenglamalarni yozish va yechish kerak bo'ladi. Agar 1 m^3 gazda odatdagi sharoitda $2,7 \cdot 10^{19}$ ta molekula bo'lishi hisobga olinsa, u holda bunday ulkan sonidagi tenglamalarni yechish u yoqda tursin, hatto yozishning o'zi ham mumkin emasligi ravshan bo'lib qoladi. Zarralarning soni bunchalik katta bo'lganida ularning harakatini xarakterlovchi kattaliklarning o'rtacha qiymatlarinigina, masalan, ularning o'rtacha tezligi, o'rtacha energiyasi va shu kabilarni bilish bilan cheklanish mumkin ekan. Molekular sistemalarni o'rganishda biz shu usuldan foydalanamiz. Har qanday moddaning uch agregat holatidan eng soddasi gazsimon holatidir. Chunki, bu holda molekulalar orasidagi ta'sir qiluvchi kuchlar juda kichik bo'lib, ularni nazarga olinmasligi mumkin. Shuning uchun biz molekular fizikani bayon qilishni gazlarning 29 xossalari o'rganishdan boshlaymiz. Buning uchun dastlab biz: a) molekulalarni o'zaro ta'sir kuchi juda kichik emas, balki batamom yo'q deb faraz qilamiz. b) sodda bo'lishi uchun molekulalarning o'lchamlarini ham nazarga olmaymiz, ya'ni ularni moddiy deymiz. v) o'zaro ta'sirlashmaydigan moddiy nuqtalar to'plami singari xossalarga ega, deb qaraymiz. Gaz molekulalari sirti S bo'lgan idish devoriga F -kuch bilan ta'sir etadigan bo'lsa, u holda idish devoriga gaz molekulari beradigan bosim P quyidagicha ifodalanadi.

$$P = \frac{F}{S}$$



Bunda molekulalar $v_x \Delta t$ masofaga siljiydi. Agar idish devori sirtini S desak u holda molekulalar harakatlanadigan idish hajmi $S \Delta t$ ga tengboiadi. Agar idishning birlik hajmida n tamolekula bo'lsa, ko'rsatilgan hajmda $n S v_x \Delta t$ molekula bo'ladi. Biroq ularning yarmi chapdan o'ngga harakatlanadi va qatlamga tushadi. Ikkinchi yarmi esa qatlamdan teskari tomonga harakat qiladi va qatlamga tushmaydi. Demak, $v_x \Delta t$ vaqt ichida qatlamga chapdan o'ngga — $\frac{1}{2} n S v_x \Delta t$ molekulalar kiradi. Ularning har biri $m v_x$ impulsiga ega (m -molekula massasi) va ularning qatlamga olib kirayotgan umumiy impulsi:

$$\frac{1}{2} n S m v_x^2 \Delta t$$

ayni shu paytda qatlamdan o'ngdan chapga harakatlanadigan molekulalar impulsi teskari ishorali bo'lib, ammo teng bo'ladi. Umumiy impulsning o'zgarishi

$$\frac{1}{2} n S m v_x^2 \Delta t - (-\frac{1}{2} n S m v_x^2 \Delta t) = \frac{1}{2} n S m v_x^2 \Delta t$$

Qatlam impulsini o'zgarishini $F \Delta t$ desak, u holda

$$F \Delta t = n S m v_x^2 \Delta t$$

Ifodani har ikkala tomonini $S \Delta t$ bo'lamiz. U holda:

$$P = n m v_x^2$$

tenglik hosil bo'ladi.

Bu formulaga gaz molekulalarining bosimini hisoblash formulasi deyiladi. Gaz bosimi uchun formuladan har bir molekulaning v — tezligi kvadrati yo'nalishlar



bo'yicha tezliklar kvadratlarini yig'indisiga teng bo'ladi. $v^2 = v_x^2 + v_y^2 + v_z^2$ ko'rinishda ifodalash mumkin. Molekulalar harakati batamom tartibsiz bo'lganligi tufayli uchala koordinata o'qlari bo'yicha tezliklar kvadratlarning o'rtacha qiymatlari bir-biriga teng deb faraz qilish mumkin.

$$\text{Ya'ni,} \quad v_x^2 = v_y^2 = v_z^2$$

U holda tenglik $v_x^2 = \frac{v^2}{3}$ deb yozish mumkin va buni formulaga qo'ysak:

$$P = \frac{v^2}{3} n m$$

Bu tenglikning o'ng qismini 2 ga ko'paytirib bo'lamiz.

$$P = \frac{2}{3} v^2 n \frac{m}{2} = \frac{2}{3} n E_k$$

$$\frac{2}{3} v^2 \frac{m}{2} = \theta, \frac{2}{3} v^2 \frac{m}{2} = kT$$

bu yerda $1,38 \cdot 10^{23} \frac{J}{K}$ Bolsman doimiysi bu yerda $E_k = \frac{mv^2}{2}$ bo'lib, gaz molekulalarning o'rtacha kinetik energiyasini bildiradi va formulada esa ideal gazlar kinetik nazariyasining asosiy tenglamasi deb ataladi. Demak, gazning bosimi birlik hajmdagi molekulalarning ilgarilanma harakati o'rtacha kinetik energiyasigato'g'ri proporsional ekanini ko'rsatadi. 4. Ideal gazlar kinetik nazariyasining asosiy tenglamasi

$$P = \frac{2}{3} v^2 n \frac{m}{2}$$

Ideal gaz bosimi birlik hajmidagi gaz molekulalari o'rtacha kinetik energiyasining $2/3$ qismiga teng formuladagi n gaz molekulalarining zichligi, ya'ni hajmi birligidagi gaz molekulalarining soni.

$n = \frac{N}{V}$, bu yerda N – idishdagi gaz molekulalari soni hamda $v^2 \frac{m}{2}$ – gaz molekulalarining ilgarilanma harakat kinetik energiyasidir.

Hozirgi zamon termometr hisobi gaz termometri yordamida aniqlanadigan ideal gaz shkalasiga asoslangan. Muzning erish nuqtasidagi gaz temperaturasidagi bosimni P_0 deb belgilaymiz.

$$\frac{P_k}{P_0} = \frac{T_k}{T_0}$$



nisbatni tajribada oson aniqlash mumkin va uning qiymati:

$$\frac{P_k}{P_0} = 1,3661; \text{ shuningdek, temperaturalar nisbatining qiymati ham } \frac{T_k}{T_0} =$$

1,3661 ga teng.

$$T_k - T_0 = 100$$

qismga bo'lib topilgan. Keyinchalik bu farqlar $T_k - T_0 = 373,15 - 273,15$ daraja deb belgilandi. Biroq jismning temperaturasini o'lchash uchun gaz termometrni o'sha jismga tegizish bilan muvozanatlashish harorati kutiladi va

$$T = \frac{275,15}{P_0} P$$

formuladan topildi. Amalda gaz termometrlaridan kam foydalaniladi. Ammo boshqa termometrlar gaztermometri yordamida darajalanadi. Agar temperatura shkalasining nolida termometrik kattalik nolga aylansa, bunday shkala absolut (mutlaq) shkala, yoki absolut temperatura deyiladi. Absolut temperaturadan boshlangan Kelvin temperaturasi Kelvinda o'lchanib, "K" bilan belgilanadi. Dastlabki shkala Selsiy shkalasi deyiladi va "C" bilan belgilanadi. Ular orasida $t = T - 273,15$ bog'lanish bor. Xulosa qilib aytganda, issiqlik va harorat orasida juda muhim bog'lanishlar bo'lib, haroratni aniqlash metodlari yaratilgandan keyin issiqlik to'g'risidagi tushunchalar mukammal o'rganildi. Ideal gaz uchun temperatura molekulalar o'rtacha kinetik energiyasining $2/3$ qismiga teng deb hisoblash qulay. Chunki bu gaz bosimi uchun formulaning ko'rinishini soddalashtiriladi. Ya'ni agar formuladan $\frac{2}{3} v^2 \frac{m}{2}$ deb belgilasak quyidagi ko'rinishni oladi.

$$P = n\theta$$

Ammo bunday ko'rinishda temperaturani energiya birligida SI-sistemasida o'zlashtirish kerak. Temperaturani bunday birlikda 36 o'lchash noqulay. Masalan, muzning erish temperaturasi $5,65 \cdot 10^{-14} = 5,65 \cdot 10^{-21}$ j ga teng bo'lar edi. Shuning uchun temperaturani graduslar bo'yicha aniqlashda Bolsman doimiylik koeffitsient kiritildi.

$$\frac{2}{3} v^2 \frac{m}{2} = kT$$

yoki

$$v^2 \frac{m}{2} = \frac{2}{3} kT$$



deb belgilab olindi.

Bu formuladan $v^2 \frac{m}{2} = E_k$ molekulalarning ilgarilanma harakat o'rtacha kinetik energiyasi. Gaz molekulalarining harakatini 3ta tashkil etuvchiga ajratishini aytgan edik. Har bir tashkil etuvchiga $-\frac{1}{3}kT$ energiya mos keladi. Bu yerda k Bolsman doimiyligi bo'lib:

$$k = \frac{R}{N} = \frac{8,31 * 10^3 \frac{J}{kmol} * grad}{6,02 * kmol^{-1}}$$

Bu yerda: N - Avagadro soni, R - gaz doimiysi deyiladi. Demak, temperatura molekulalar harakatining o'rtacha energiyasi bilan aniqlangani uchun, u bosim singari statistik kattalikdir. Norm al sharoitda gaz param etrlari $T = 273 K, P_0 = 101325pa, V = 22,4 * 10^{-3}m^3$ - bir mol gaz hajmi.

$$\overline{E} = \frac{m\bar{v}^2}{2} = \frac{3}{2} * \frac{R}{N} * T$$

Formulada molekulalar tezligi kvadratining o'rtacha qiymati uchun quyidagi formulani olamiz:

$$\bar{v}^2 = \frac{3}{m} * \frac{R}{N} * T$$

Ideal gazning holat tenglamasi. Ideal gaz qonunlari

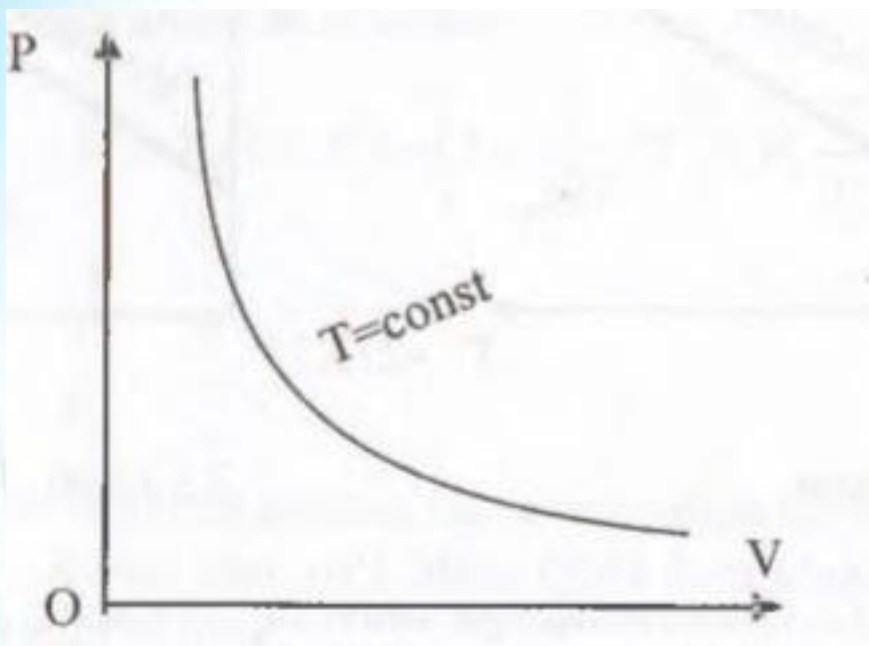
Boyl-Mariott qonuni

Temperatura o'zgarmas bo'lgan ($T = const$) izotermik gaz protsesslarini o'rganib, ingliz olimi Boyl (1662-y) va fransuz olimi Mariott (1667- y) bir-biridan mustaqil holda, keyinchalik ularning nomi bilan ataluvchi qonuniyatni yaratishdi.

Gazning massasi va temperaturasi o'zgarmas boiganda (m va T o'zgarmas), uning bosimi hajmiga teskari proporsional ravishda o'zgaradi. Boshqacha aytganda, gazning bosimi P ni hajmi V ga ko'paytmasi o'zgarmas kattalikdir.

$PV = const$ bu ifoda Boyle-Mariott qonunining matematik ifodalanishidir. Gaz massasi m va temperaturasi T - o'zgarmaganda, P bilan V orasidagi bog'lanish grafik usulda teng yonli giperbola bilan tasvirlanadi.

Boyle-Mariott qonuni tasvirlovchi egri chiziq o'zgarmas temperaturaga tegishli bo'lgani uchun bu egri chiziq deb yuritiladi. Ammo Boyle-Mariott qonuni taqribiy qonundir. Chunki real gazlar Boyle-Mariott qonuni beradigan natijaga qaraganda kamroq siqiladi. Biroq, uy temperaturasiga yaqin temperaturalarda va atmosfera bosimidan ko'p farq qilmaydigan bosimlarda ko'pchilik gazlar Boyle-Mariott qonuniga yetarli darajadagi aniqlik bilan bo'ysunadilar.



Gey-Lyussak qonuni

Izobarik ($P = const$) va izoxorik ($V = const$) gaz protsesslarini o'rganib, fransuz fizigi Gey-Lyussak 1802-yilda o'z nomi bilan atalgan quyidagi ikki qonunni aniqladi. Berilgan massali gaz uchun o'zgarmas bosimda ($P = const$) gazning hajmi temperaturaning o'zgarishi bilan chiziqli o'zgaradi.

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

bu yerda V_0 - gazning 273 K dagi hajmi, V - gazning T temperaturadagi hajmi, α - hajmiy kengayish koeffitsienti.

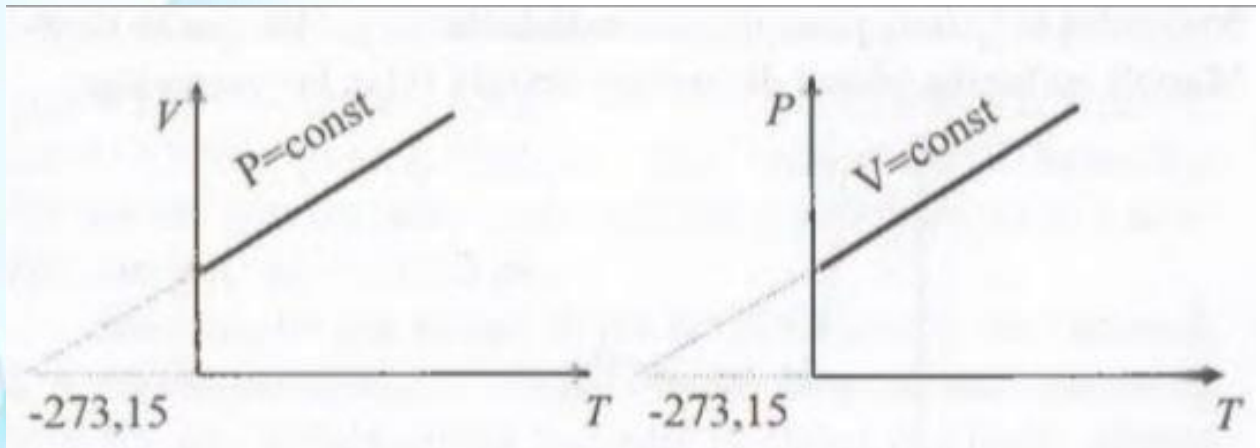
Berilgan massali gaz uchun o'zgarmas hajmda ($V = const$) gazning bosimi temperaturaning o'zgarishi bilan chiziqli o'zgaradi:

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

Bu yerda P_0 - gazning 273 K dagi bosimi,

P - gazning T, K temperaturadagi bosimi,

γ - gaz bosimining termik koeffitsientlari barcha gazlar uchun,



formulalarga muvofiq, izobarik va izoxorik protsesslar grafiklarda temperaturalar o'qiga qiya bo'lgan va uni $T = 273K$ nuqtalarda kesib o'tuvchi to'g'ri chiziqlar (izobarlar va izoxorlar) bilan ifodalanadi. $T = 273K$ nuqta termodinamik shkala deb ataluvchi temperaturalar yangi shkalasining sanoq boshi deb qabul qilish mumkin. Bu shkala termodinamik shkala (Kelvin shkalasi) deb ataladi. Termodinamik temperatura (bu temperatura avval absolyut temperatura deb yuritilgan) Selsiy shkalasi bo'yicha o'lchangan t temperatura bilan quyidagicha bog'lanishda bo'ladi.

$$T = +273,15^\circ K \approx t + 273^\circ K$$

ga teng bo'ladi:

formuladan absolyut nolga teng boigan temperaturada

$$V = V_0 \left(1 + \frac{-273}{273} \right) = 0$$

ya'ni absolyut nolda barcha moddalar o'zining fizikaviy, kimyoviy, termodinamik xossalarini yo'qotadi. Bu xulosa past temperaturalarda eksperimental gaz qonunlarini qo'llash mumkin emas degan fikmi yana bir marta tasdiqlaydi.



Haqiqatan ham, past temperaturalarda modda gazsimon holatda boiishi mumkin emas, u suyuq holatga, hatto qattiq holatga o'tadi.

Termodinamik temperatura yordamida formulani yana sodda ko'rinishga keltirish mumkin:

$$V = V_0(1 + \gamma t) = \left(1 + \frac{1}{273} T\right) = V_0 \frac{T}{T_0}$$

Binobarin,

$$\frac{V}{V_0} = \frac{T}{T_0}$$

ya'ni o'zgarmas bosimda gazning hajmi termodinamik temperaturaga proporsional. Xuddi shu yo'l bilan formulani o'zgartirib, quyidagi nisbatini olamiz:

$$\frac{P}{P_0} = \frac{T}{T_0}$$

bu temperatura avval absolut temperatura deb yuritilgan.

Ya'ni, o'zgarmas hajmda gazning bosimi absolut temperaturasiga proporsional va formulalar ham Boyle-Mariott va GeyLyussak qonunlarining matematik ifodalanishidir.

FOYDALANILGAN ADABIYOTLAR RO'YXATI

1. G'ulomov, A. M., Abduqodirov, M. M. Umumiy fizika kursi: Molekulyar fizika. – Toshkent: O'qituvchi, 2001.
2. Klementyev, L. M. Molekulyar fizika va termodinamika. – Toshkent: O'qituvchi, 1990.
3. Karimov, T. A., Nurmatov, D. I. Molekulyar fizika va issiqlik. – Toshkent: Fan, 2010.
4. Demidovich, B. P., Fizika darsliklari va masalalar to'plami (molekulyar fizika bo'yicha) – Moskva: Nauka, 1985.
5. Savelyev, I. V. Fizika kursi: Molekulyar fizika va termodinamika. – Moskva: Nauka, 1983.
6. Abdurahimov, M., To'xtayev, U. Fizika: Molekulyar fizika bo'limidan masalalar to'plami. – Toshkent: TDPU, 2016.