

2-mavzu. Ideal va real gazlarning asosiy qonunlari

Reja:

1. Gazlar kinetik nazariyasining asosiy tenglamasi.

2. Ideal va real gazlar holatining tenglamalari.

3. Ideal gazning issiqlik holati tenglamasi.

4. Ideal gaz aralashmalari.

1. Gazlar kinetik nazariyasining asosiy tenglamasi.

XIX asr o'rtalarida M.V.Lomonosov tomonidan asos solingan gazlarning molekulyar kinetik nazariyasiga asosan ideal gazlarning empirik tarzda topilgan qonunlari molekulyar kinetik nazariyada (MKT) juda oddiy tushuntirishni topadi. Bunday holda, u gazning tuzilishi haqidagi soddalashtirilgan g'oyalardan kelib chiqadi. Bu bir qator sabablar, xususan, molekulalar orasidagi o'zaro ta'sir kuchlarini noto'g'ri bilish bilan bog'liq. Biroq, ma'lum bo'lishicha, hatto bunday soddalashtirilgan gaz modeli ham uning xatti-harakatlarini to'g'ri tavsiflovchi holat tenglamasini topishga imkon beradi.

Molekulyar kinetik nazariyada quyidagi ideallashtirilgan gaz modeli qabul qilingan - ideal gaz. Gaz molekulalari qattiq, mutlaq elastik sharlar deb hisoblanadi va molekulalarning o'lchamlari ular orasidagi o'rtacha masofaga nisbatan kichikdir. Bu shuni anglatadiki, molekulalarning ichki umumiy hajmi gazni o'z ichiga olgan idishning hajmidan ancha kichikdir. Molekulalar orasidagi o'zaro ta'sir faqat ular bir-biri bilan to'g'ridan-to'g'ri to'qnashganda namoyon bo'ladi. To'qnashuvlar orasida molekulalar inertsiya bilan harakat qiladi. Molekulalar harakati Nyuton mexanikasi qonunlariga bo'ysunadi.

Gaz holati tenglamasini topish uchun yana bir muhim soddalashtiruvchi farazni, ya'ni har qanday gaz molekulasining harakatini tasodifiy, xaotik deb hisoblash kerak.

Gazning idish devoriga ta'sir qiladigan bosimi gaz molekularining devorga ta'siri natijasidir. Agar idishda bir nechta molekular mavjud bo'lsa, ularning ta'siri kamdan-kam hollarda va tasodifiy ravishda bir-birini kuzatib boradi. Devor alohida deyarli bir zumda cheksiz kichik zarbalarga duchor bo'ladi. Agar tomirdagi molekular soni juda ko'p bo'lsa, ularning tomir devoriga ta'siri soni ham katta. Shu bilan birga, juda ko'p miqdordagi molekular tomir devoriga urildi. Bunday holda, individual ta'sirlarning juda zaif kuchlari devorga ta'sir qiluvchi sezilarli va deyarli doimiy kuchga to'g'ri keladi. Bu kuchning vaqt-o'rtacha qiymati, birlik maydoniga tegishli, termodinamika bilan bog'liq bo'lgan gazning bosimi. V hajmli idishda N bir xil ideal gaz molekulari bo'lsin va m_0 bitta molekulaning massasi bo'lsin. Molekulyar kinetik nazariya doirasida gazning p bosimi quyidagi ifoda bilan aniqlanishi ko'rsatilgan.

$$p = \frac{n \cdot m \cdot \omega^2}{3} \quad (2.1)$$

bu yerda p - ideal gazning idish devoriga bo'lgan absolyut (mutloq) bosimi;

n - hajm birligidagi molekular soni, ya'ni $n = \frac{N}{V}$;

V - ma'lum massadagi gazning hajmi;

N - shu hajmdagi molekular soni;

m - 1 ta molekulaning massasi (bir xil tarkibdagi gazlar uchun molekular massalari teng);

ω - molekula ilgari lanma harakatining o'rtacha kvadratik tezligi. O'rtacha kvadratik tezlik, gazni tashkil qiluvchi alohida molekularning ($\omega_1, \omega_2, \dots, \omega_n$) tezliklari orqali quyidagicha aniqlanadi

$$\omega = \sqrt{\frac{\omega_1^2 + \omega_2^2 + \omega_n^2}{n}} \quad (2.2)$$

(2.1) tenglikning surat va maxrajini 2ga ko'paytirib quyidagiga ega bo'lamiz:

$$p = \frac{2}{3} n \frac{m\omega^2}{2} \quad (2.3)$$

Fizika kursidan ma'lumki, (2.3) tenglikdagi $\frac{m\omega^2}{2}$ ifoda 1 ta molekulaning o'rtacha kinetik energiyasini ifodalaydi.

Ideal gazlar kinetik nazariyasiga ko'ra, molekulalarning kinetik energiyasi bilan gaz harorati orasida ma'lum bog'lanish mavjud, ya'ni

$$\frac{m\omega^2}{2} = B \cdot T \quad (2.4)$$

bu yerda; B - proportsionallik koeffitsienti bo'lib, son jihatidan gazning harorati bir darajaga o'zgargandagi molekulaning kinetik energiyasini o'zgarishiga teng. Agar (2.3) tenglikdagi ifodalarning mos qiymatlarini keltirib qo'ysak, quyidagi ifodalar kelib chiqadi:

$$p = \frac{2}{3} \frac{N}{V} \cdot B \cdot T, \quad pV = \frac{2}{3} NBT \quad (2.5)$$

(2.5) tengliklar gazlar molekulyar kinetik nazariyasining termodinamikadagi ifodasi bo'ladi.

2. Ideal va real gazlar holatining tenglamalari.

Ideal gaz modeli, bosim va o'rtacha kinetik energiya o'rtasidagi bog'liqlik ideal gaz molekulalarining issiqlik harakati, gaz haroratining uning o'rtacha kinetik energiyasi bilan bog'liqligi zarralar, $p = nkT$ tenglama, Mendeleyev-Klapeyron tenglamasi.

Moddaning uchta agregat holatidan o'rganish uchun eng oddiyi gazsimon holatdir. Etarli darajada kam uchraydigan gazlarda molekulalar orasidagi masofa

molekulalarning o'lchamlaridan ancha katta (suyuqlik va qattiq moddalarda esa molekulalar juda jips joylashadi "qadoqlangan").

Shuning uchun bunday gazlarning molekulalari orasidagi o'zaro ta'sir kuchlari juda kichikdir.

Bunday noyob gazlarni tavsiflash uchun ideal gaz modelidan foydalaniladi. Ushbu model quyidagi taxminlarni keltirib chiqaradi.

1. Biz molekulalarning hajmini e'tiborsiz qoldiramiz. Boshqacha qilib aytganda, gaz molekulalari moddiy nuqtalar hisoblanadi.
2. Biz masofadagi joylashgan molekulalarning o'zaro ta'sirini e'tiborsiz qoldiramiz.
3. Molekulalarning bir-biri bilan va molekulalar joylashgan idish devorlari bilan to'qnashuvi mutlaqo elastik deb hisoblanadi.

Shunday qilib, ideal gaz –bu shunday gaz bo'lib gaz zarralari masofada o'zaro ta'sir qilmaydigan bir-biri bilan va idishning devorlari bilan mutlaqo elastik to'qnashuvlarni boshdan kechiradigan moddiy nuqtalar deb hisoblanadigan gazdir.

Ideal gazning termodinamik xarakteristikalarini bitta oddiy tenglama bilan tavsiflanadi. Universal gaz qonunining matematik yozuvi quyidagicha:

$$pV = nRT \quad (2.6)$$

Bu formula 1874 yilda D. I. Mendeleev tomonidan Avogadro qonuni va 1834 yilda B. P. E. Klapeyron tomonidan tuzilgan umumiy gaz qonuni ($pV / T = \text{const}$) ni birlashtirib olingan. Shuning uchun bu qonun Mendeleev-Klapeyron qonuni deb ataladi. Mohiyatan, ushbu qonun gazlarning xatti-harakatlarining tabiati bo'yicha ilgari qilingan barcha empirik xulosalarni yangi molekulyar kinetik nazariya doirasiga kiritish imkonini berdi.

U gazlar harakatining asosiy xususiyatlarini o'z ichiga oladi: p , V va T - gazning bosimi, hajmi va mutlaq harorati (Kelvin gradusida), R - barcha gazlar

uchun umumiy bo'lgan universal gaz doimiysi va n –ta gazning molekulari yoki atomlari soniga mutanosib bo'lgan raqam (gazning mollari soni deb ataladi - Avogadro qonuniga qarang).

Ushbu qonun qanday ishlashini tushunish uchun gazning harorati doimiy ekanligini tasavvur qilaylik. Bunday holda, tenglamaning o'ng tomonida doimiy qiymat olinadi. Bu o'zgarmas haroratda bosim va hajmning o'zgarmasligini aniqlamadi. Bosimning oshishi hajmning pasayishi bilan birga keladi va aksincha. Bu Boyle-Mariott qonunidan boshqa narsa emas - gazlarning harakatini tavsiflovchi eksperimental ravishda olingan birinchi formulalardan biri. Boshqa tomondan, doimiy bosimda (masalan, gaz bosimi atmosfera bosimiga teng bo'lgan shar ichida) haroratning oshishi hajmning oshishi bilan birga keladi. Va bu Charlz qonuni, gazlar harakatining yana bir eksperimental formulasi. Avogadro qonuni va Dalton qonuni ham universal gaz qonunining natijasidir.

Ushbu qonun termodinamikada odatda moddaning holati tenglamasi deb ataladi, chunki u tashqi sharoitlar o'zgarganda materiya xususiyatlarining o'zgarishi tabiatini tavsiflaydi. To'g'ri aytganda, bu qonun faqat ideal gaz uchun to'g'ri keladi.

Ideal gaz haqiqiy gazning soddalashtirilgan matematik modelidir: molekularlar tasodifiy harakat qiladi deb hisoblanadi va molekularlar orasidagi to'qnashuvlar va molekularlarning tomir devorlariga ta'siri elastikdir, ya'ni ular tizimdagi energiya yo'qotishlari. Bunday soddalashtirilgan model juda qulaydir, chunki u juda yoqimsiz qiyinchilikni engib o'tishga imkon beradi - gaz molekulari orasidagi o'zaro ta'sir kuchlarini hisobga olish zarurati. Va bu o'zini oqlaydi, chunki tabiiy sharoitlarda ko'pchilik real gazlarning harakati ideal gazning xatti-harakatlaridan deyarli farq qilmaydi normal atmosfera sharoitida azot va kislorod kabi deyarli barcha tabiiy gazlarning xatti-harakatlaridagi og'ishlar idealning xatti-harakatlaridan. gaz 1% dan oshmaydi. Bu olimlarga ideal gaz holati tenglamasini

hatto juda murakkab nazariy hisob-kitoblarga ham xavfsiz kiritish imkonini beradi. Kelajakda, nazariy usullar takomillashgani sayin, ehtimol, molekulyar darajadagi xususiyatlarini hisobga olgan holda, haqiqiy gazlarning holatini tavsiflash uchun aniqroq tenglamalar olinishiga zaruriyat tug'ilgan. Ideal gaz modeli past bosim va yuqori haroratlarda haqiqiy gazlarning harakatini yaxshi tasvirlab bergan bo'lsa-da, boshqa sharoitlarda uning eksperiment bilan muvofiqligi ancha yomonroq. Xususan, bu haqiqiy gazlarning suyuqlik va hatto qattiq holatga o'tishi mumkinligi, ideal gazlar esa mumkin emasligida namoyon bo'ladi. Haqiqiy gazlarning past haroratdagi xatti-harakatlarini aniqroq tavsiflash uchun molekulalararo o'zaro ta'sir kuchlarini hisobga oladigan

Real gaz holatini yaxshiroq (nisbatan) harakterlovchi tenglama 1873 yilda golland fizigi Yan Diderik Van-der Vaals gaz modeli yaratildi. Bu modelda ichki energiya U nafaqat haroratning, balki hajmning ham funksiyasiga aylanadi.

Van der Vaals tenglamasi keng tarqalgan real gazlar holat tenglamalaridan biri bo'lib, u haqiqiy gazning xususiyatlarini tavsiflaydi, gaz ixcham shaklga ega va molekulalararo o'zaro ta'sirga ega bo'lib gazning asosiy xususiyatlarini hisobga oladi.

иссиқлик holatning tenglamasi (yoki oddiygina holat tenglamasi) bosim, hajm va harorat o'rtasidagi munosabatdir.

Bir mol gazi uchun van der Vaals tenglamasi quyidagi shaklga ega:

$$\left(p + \frac{a}{V_m^2}\right)(V_m - b) = RT \quad (2.7)$$

bu yerda

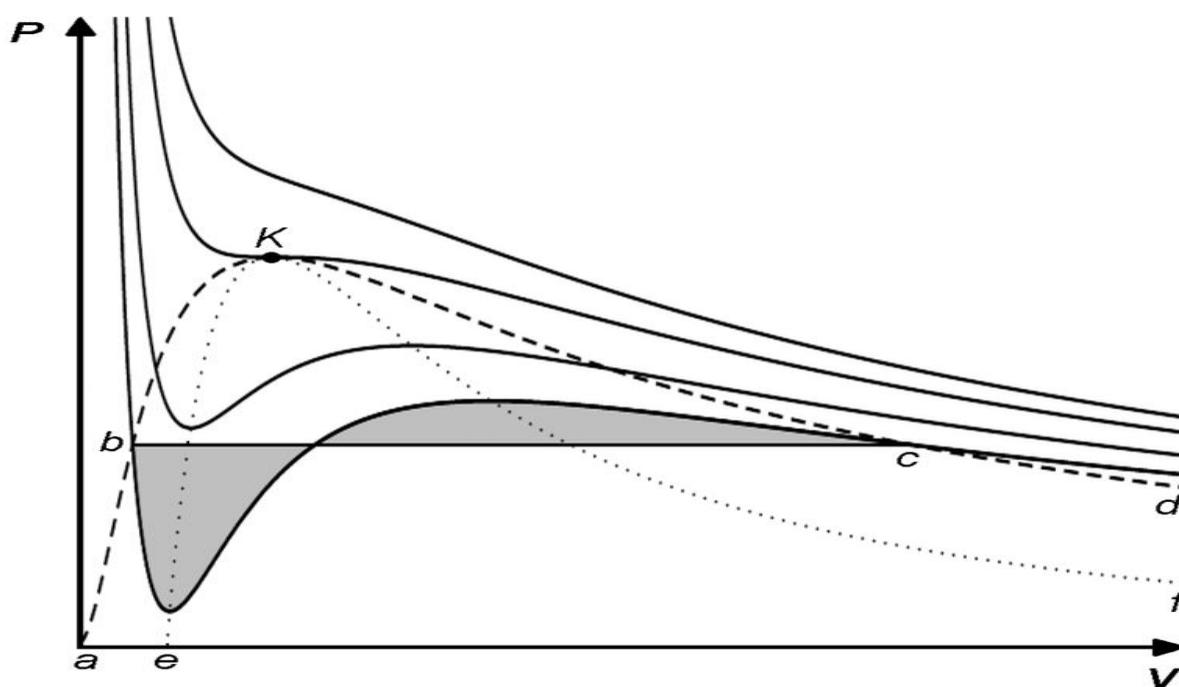
p - bosim,

V_m - molyar hajm,

T - mutlaq harorat,

R - universal gaz doimiysi.

Ko'rinib turibdiki, bu tenglama aslida ikkita tuzatishga ega ideal gaz uchun holat tenglamasi. a tuzatish molekulalar orasidagi tortishish kuchlarini hisobga oladi (devordagi bosim pasayadi, chunki chegara qatlami molekulalarini ichkariga tortuvchi kuchlar mavjud), b tuzatish umumiy hajmdir. gaz molekulalari.



Van der Waals gaz izotermilari: P - bosim; V - hajm; K - kritik nuqta; $abKcd$ - binodal (ikki fazali muvozanat maydonining chegarasi; binodalning qo'ng'irogi ostidagi maydon ikki fazali suyuqlik-bug' muvozanatining maydoni); eKf - spinodal (metastabil va termodinamik jihatdan beqaror holatlar mintaqalari orasidagi chegara; spinodal qo'ng'iroq ostidagi mintaqa - amalga oshirib bo'lmaydigan holatlar); bc - konnod (kondensatsiya chizig'i); $abKe$ - qizib ketgan suyuqlik maydoni; $dcKf$ - o'ta sovutilgan bug'ning hududi; izobar ostidagi va yuqorisidagi yamalgan figuralarning maydonlari tengdir (Maksvell qoidasi, 1875 yil)

Van der Waals tenglamasining kamchiliklari quyidagicha:

1. Haqiqiy moddalar uchun $\left\{\displaystyle k\text{Van der Vaals tenglamasining kamchiliklari}[8]\right.$

1. Haqiqiy moddalar uchun $k_{\text{crit}} > 2,67$.

2. Haqiqiy moddalar uchun $V_{\text{crit}} = 3b$.

3. Van der Vaals tenglamasi ikki fazali holatlar mintaqasidagi tajribaga mos kelmaydi.

Keyingi paytlarda yuqori bosim bilan ishlovchi issiqlik mashinalarining tez rivojlanishi sababli Van-der-Vaals tenglamasi yetarli aniqlik bermay qoldi. Shuning uchun rus olimlari M.P.Vukalovich va I.I.Novikovlar yuqoridagi tenglamani yanada rivojlantirib va aniqlik kiritib, o'zlarining quyidagi tenglamasini taklif qildilar (1946 y.) [5]:

$$\left(p + \frac{a}{g^2}\right)(g - \epsilon) = RT \left[1 - \frac{A_1 \cdot T}{g - \epsilon} - \frac{A_2 \cdot T}{(g - \epsilon)^2} \right] \quad (2.8)$$

bu yerda, $A_1(T)$ va $A_2(T)$ - haroratlarning ma'lum funktsiyalari;

"a" va " ϵ " - tuzatmalar, Van-der-Vaals tenglamasidagi ma'noga ega.

Bu tenglamada molekular orasidagi o'zaro tortish kuchi va molekular egallagan hajm tuzatmalari hisobga olinishi bilan birga molekularning birlashmalari ham hisobga olingan.

. V.P. Vukalovich va I.I.Novikovlarning fikricha, real gazlarda yuqori bosim ostida odatdagi yakka molekular bilan bir qatorda ikkilangan (va hatto uchlangan) molekular majmuasi ham uchraydi.

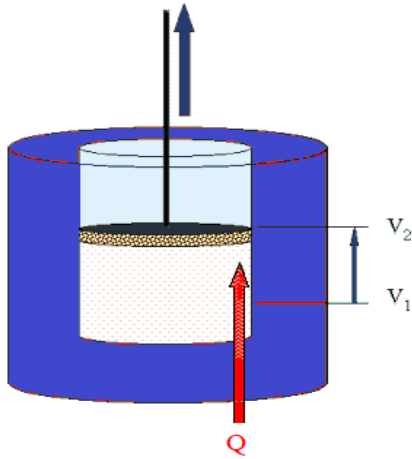
3.Ideal gazning issiqlik holati tenglamasi.

Agar 1- rasmda ko'rsatilgan idishga ideal gaz to'ldirilgan deb faraz qilib uni qizdirsak, ya'ni gazga issiqlik miqdori bersak, gazning holati o'zgaradi. Idishdagi ideal gaz uchun (2.5) tenglikning dastlabki (isitilmagan) va

$$p_1 V_1 = \frac{2}{3} N B T_1,$$

isitilgandan keyingi holatlari uchun quyidagini yozamiz:

$$p_2 V_2 = \frac{2}{3} N B T_2 \quad (2.9)$$



1-rasm. Idishga ideal gaz to'ldirilgan

bu yerda p_1, V_1, T_1 - gazning dastlabki holatidagi ko'rsatkichlari;

p_2, V_2, T_2 - gazning isitilgandan keyingi ko'rsatkichlari.

Yuqoridagi ikkala tenglikning bir-biriga mos ravishda nisbatini olib, quyidagilarni

$$\frac{p_1 V_1}{p_2 V_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

hosil qilamiz.

(2.10)

Tenglik tomonlari ko'rsatkichlari o'rnini almashtirib ifodani ixtiyoriy miqdordagi ideal gaz uchun ham yozish mumkin. Masalan, 1kg gaz uchun mos ravishda yozish

mumkin,

$$\frac{p \mathcal{G}}{T} = const$$

(2.11)

(2.11) tenglikdan ko'rinib turibdiki, $\frac{p \mathcal{G}}{T}$ ifoda gaz uchun o'zgarmas miqdor ekan. Bu o'zgarmas miqdor gaz doimiysi deb yuritiladi va R bilan ifodalanadi,

ya'ni:

$$\frac{p \mathcal{G}}{T} = R, \quad p \mathcal{G} = RT$$

(2.12)

Oxirgi (2.12) tenglik **ideal gazning issiqlik holatining termik tenglamasi** yoki soddaroq holatda, 1kg ideal gaz uchun holat tenglamasi deyiladi. Bu tenglama

1kg har qanday holatdagi ideal gaz uchun harorat, bosim va hajm orasidagi bog'lanishni ifodalaydi. Ba'zi holatlarda (2.12) **tenglikni Klapeyron tenglamasi** deb ham yuritiladi.

Gaz doimiysi - R gazni tavsiflovchi kattalik bo'lib, u faqat gazning ximiyaviy tarkibiga bog'liqdir.

Agar (2.12) tenglikdagi \mathcal{G} ning o'rniga $\mathcal{G} = \frac{V}{m}$ qiymatini qo'ysak, ixtiyoriy (G kg) miqdordagi ideal gaz uchun gaz holati tenglamasini olamiz, ya'ni;

$$p \frac{V}{m} = RT, \quad pV = mRT \quad (2.13)$$

(2.9) tenglikdagi kattaliklar quyidagi o'lchov birliklarida o'lchanadi, p (N/m²), T (K), V (m³) va m (kg). U holda

$$R = \frac{p\mathcal{G}}{T} = \left[\frac{N / m^2 \cdot \frac{m^3}{kg}}{K} \right]; \quad R = \left[\frac{N \cdot m}{kg \cdot K} \right]; \quad R = \left[\frac{J}{kg \cdot K} \right].$$

Gaz doimiysining fizik ma'nosi – 1 kg gazni 1 gradusga isitilganda uning kengayishidagi bajargan ishidir.

Bir kilomol gaz uchun holat tenglamasi. Avagadro qonuniga ko'ra, bir xil bosim va haroratda, teng idishlarda joylashgan har qanday ideal gazlar bir xil miqdordagi molekullar soniga ega, ya'ni $P_1 = P_2$; $V_1 = V_2$; $T_1 = T_2$ bo'lsa $N_1 = N_2$ bo'ladi.

Avagadro qonunidan quyidagi xulosa kelib chiqadi, bir xil bosim va haroratda ikki xil gazning zichliklari (ρ) va molekulyar massalari (μ) bir biri bilan to'g'ri proporsionallikda bog'lanadi, ya'ni; bilan to'g'ri proporsionallikda bog'lanadi,

$$\frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{\mu_1}{\mu_2}$$

ya'ni;

Ma'lumki, $\rho = \frac{1}{\mathcal{G}}$ bo'lganligi uchun,

$$\frac{\mathcal{G}_1}{\mathcal{G}_2} = \frac{\mu_2}{\mu_1} \quad (2.14)$$

Ya'ni, bir xil bosim va haroratdagi ikki xil gaz uchun solishtirma hajmlarning nisbati, ular molekulyar massalarining nisbatiga teskari proporsionaldir. (2.14) tenglikdan quyidagini yozish mumkin,

$$\mu_1 \mathcal{G}_1 = \mu_2 \mathcal{G}_2 = \dots = \mu_n \mathcal{G}_n = const$$

bu yerda, \mathcal{G} - 1 kg gazning egallagan hajmi; μ - shu gazning molekulyar massasi; $\mu \mathcal{G}$ - gazning molekulyar massasiga teng bo'lgan kilogramm (ya'ni μ kg) gazning egallagan hajmi.

Shunday qilib, kilogramm-molekula yoki **kilomol deb kilogrammlar soni gazning molekulyar massasiga teng bo'lgan gaz miqdoriga aytiladi**. Masalan, 1 kmol kislorod = 32 kg; 1 kmol azot = 28 kg ;1 kmol metan =16 kg.

Bir xil haroratda va bosimda har qanday ideal gaz teng (bir xil) hajmni egallaydi. Bu hajmni Ω bilan belgilaymiz. U holda

$$\mu \cdot V = \Omega, \quad \text{m}^3/\text{kmol}. \quad (2.15)$$

Fizik me'yoriy (normal) sharoit ($p= 760$ mm.sim.ust. va $T = 273$ °K) uchun $\Omega = 22,4$ m³/kmol.

Bir xil sharoitda turgan 1 kilomol har qanday gazning egallagan hajmlari teng ekanligidan foydalanib, gazning me'yoriy sharoitdagi solishtirma hajmini yoki uning zichligini aniqlab olish mumkin:

$$\mathcal{g} = \frac{\Omega_M}{\mu} = \frac{22,4}{\mu}, \quad \text{m}^3/\text{kg} \quad (2.16)$$

$$\rho = \frac{\mu}{\Omega_M} = \frac{\mu}{22,4}, \quad \text{kg} / \text{m}^3 \quad (2.17)$$

Kilomol tushunchasi bilan tanishganimizdan so'ng, shu gaz miqdori uchun holat tenglamasini yozamiz. Buning uchun (2.16) tenglikka qaytamiz, ya'ni $pV=mRT$. Agar bunda biz $m\mu$, ya'ni gazni m kg emas, μ kg deb olsak, hamda bosim va haroratni me'yoriy sharoitda desak, gaz holati tenglamasini quyidagicha

yoʻzish mumkin,

$$p\Omega_m = \mu RT \quad (2.17)$$

Tenglikni oʻzgartirib yozamiz, yaʼni: $\mu R = \frac{p\Omega_m}{T}$ (2.18)

(1.30 2.18) tenglikdagi koʻpaytma $\mu R = R_y$ bilan belgilanadi va u **universal gaz doimiysi** deb yuritiladi, R_y ning son qiymatini meʼyoriy sharoit uchun aniqlaymiz, yaʼni $p = 101325 \text{ N/m}^2$, $\Omega = 22,4 \text{ m}^3/\text{kmol}$, $T = 273 \text{ }^\circ\text{K}$.

$$\mu R = R_y = \frac{p\Omega}{T} = \frac{101325 \cdot 22,4}{273} = 8314 \text{ j/kmol.K} \quad (2.19)$$

Shunday qilib, Avagadro qonunidan kelib chiqadigan xulosa shuki, **har qanday ideal gazning 1 kilomolini egallagan hajmlarigina teng boʻlib qolmay, balki ularning universal gaz doimiylari ham tengdir.**

Universal gaz doimiysining son qiymatini (2.17) tenglikka keltirib qoʻyib, quyidagiga ega boʻlamiz:

$$p\Omega = 8314 \cdot T$$

Olingan tenglik, **1 kmol gaz uchun holat tenglamasi** deyiladi. Bu tenglama birinchi marta D.I.Mendeleyev tomonidan taklif qilinganligi uchun uning nomi bilan yuritiladi, yaʼni **Mendeleyev tenglamasi** deyiladi.

Universal gaz doimiysining amaliy ahamiyati shundan iboratki, agar ixtiyoriy gazning molekulyar massasi maʼlum boʻlsa, uning gaz doimiysini aniqlash mumkin:

$$R = \frac{R_y}{\mu} = \frac{8314}{\mu} \text{ j/kg.K} \quad (2.20)$$

Eslatma: Texnikada ishlatiladigan baʼzi bir gazlarning molekulyar massalari, gaz doimiysi va boshqa karakteristiklari ushbu oʻquv qoʻllanmaga ilova qilingan (1 jadval).3.Real gaz holatining tenglamalari.

4. Ideal gaz aralashmalari.

Gaz aralashmalarining xossalari. Amaliyotda, masalan ichki yonuv dvigatellarini, qozon qurilmalarini va x.k.larni hisoblashlarda hamda ko'p texnologik jarayonlarda ishchi jism sifatida sof holdagi bir atomli gazlar emas, gaz aralashmalari qo'llaniladi.

Ko'p hollarda ishchi jism sifatida bir biri bilan o'zaro reaksiyaga kirishmaydigan gaz aralashmalari ishlatiladi. Issiqlik texnikasida bular asosan atmosfera havosi, tabiiy gazlardir.

Boyl-Mariott va Gey-Lyussak qonunlarini gaz aralashmalariga ham tadbiq etish mumkin. Shuning uchun gaz aralashmalari uchun holat tenglamasini quyidagicha yozish mumkin, $pV_{ar} = m_{ar} R_{ar} T$.

Bu yerda, p - aralashmaning umumiy bosimi;

V_{ar} - aralashmaning hajmi;

R_{ar} - aralashmaning gaz doimiysi;

m_{ar} - aralashmaning massasi.

Gaz aralashmalarining asosiy xususiyatlarini Dalton qonuni yaxshi ifodalaydi.

Bu qonunga muvofiq, aralashmadagi har bir gaz idishda boshqa gazlar yo'q holdagidek tutadi va o'zining bosim ulushini (partsiyal bosimini) hosil qiladi.

Shunday qilib, aralashma tarkibidagi har bir gaz uchun uning partsiyal bosim bog'liq holda holat tenglamasini yozish mumkin:

$$p_i V_{ar} = m_i R_i T \quad (2.21)$$

bu yerda, V_{ar} - aralashmaning egallagan hajmi;

p_i - alohida olingan gazning partsiyal bosimi;

m_i va R_i - mos holda alohida olingan gazning massasi va gaz doimiysi.

Dalton qonuniga binoan, aralashmaning bosimi (p) alohida olingan gazlarning partsiyal bosimlarining yig'indisiga teng bo'ladi.

$$p = p_1 + p_2 + \dots + p_n = \sum_1^n p_i \quad (2.22)$$

bu yerda, p_1, p_2, \dots, p_n - alohida olingan gazlarning partsiyal bosimlari.

Gaz aralashmasining tarkibi. Gaz aralashmasining tarkibi, asosan, 2 xil usul bilan berilishi mumkin, ya'ni aralashmaning massa ulushi (hissasi) va aralashmaning hajm ulushi (hissasi).

a) alohida olingan (bir) gaz massasini aralashmaning umumiy massasiga nisbati, aralashmadagi gazning massa ulushi (hissasi) deyiladi va "g" bilan belgilanadi.

$$g_i = \frac{m_i}{m_{ar}}$$

bu yerda, m_{ar} - aralashmaning umumiy massasi.

$$m_{ar} = m_1 + m_2 + \dots + m_n \quad (2.23)$$

Massa bo'laklarining yig'indisi 1 ga teng: $g_1 + g_2 + \dots + g_n = \sum_{i=1}^n g_i = 1$

b) alohida olingan gazning keltirilgan hajmini aralashma egallagan umumiy hajmga nisbati, aralashmadagi gazning hajm bo'yicha ulushi (hissasi) deyiladi va

“r” harfi bilan belgilanadi. $r_i = \frac{V_i}{V_{ar}}$

bu yerda, V_{ar} - aralashmaning egallagan hajmi;

$$V_{ar} = V_1 + V_2 + \dots + V_n = \sum_{i=1}^n V_i \quad (2.24)$$

Hajm bo'laklarining yig'indisi ham 1 ga teng: $r_1 + r_2 + \dots + r_n = \sum_{i=1}^n r_i$. Ba'zi hollarda, gaz aralashmasining tarkibi kilomollar soni orqali ham berilishi mumkin. Bu usul ham, r_i - keltirilgan hajm aralashma tarkibidagi alohida olingan gazning (aralashma haroratida va bosimida) egallangan hajm ulushlari orqali ifodalash usulidan deyarli farq qilmaydi.

Agar aralashma tarkibidagi gazlarning zichligi (ρ_i) yoki molekulyar massalari berilgan bo'lsa, hajm ulushlarida (r_i) berilgan aralashma tarkibini massa

ulushlarida (g_i) ifodalash mumkin, ya'ni

$$g_i = \frac{r_i \cdot \rho_i}{\sum_{i=1}^n r_i \rho_i}, \quad g_i = \frac{r_i \cdot \rho_i}{\sum_{i=1}^n r_i \mu_i}, \quad (2.25)$$

Aksincha, gaz aralashmasining tarkibi massa ulushlari bo'yicha berilgan bo'lib, hajm ulushlariga o'tish lozim bolsa, u holda quyidagi ifodadan foydalanish mumkin:

$$r_i = \frac{\frac{g_i}{\rho_i}}{\sum_{i=1}^n \frac{g_i}{\rho_i}}, \quad r_i = \frac{\frac{g_i}{\mu_i}}{\sum_{i=1}^n \frac{g_i}{\mu_i}} \quad (2.26)$$

Aralashmaning o'rtacha molekulyar massasi. Ma'lumki, gaz aralashmasining molekulasi (masalan, "havo" degan molekula) yo'q. Shuning uchun, aralashmaning o'rtacha molekulyar massasi deyilganda, aralashmaning faraz qilingan (o'rtachalashtirilgan) molekulyar massasini tushunish kerak.

O'rtacha molekulyar massa quyidagicha aniqlanadi:

$$\mu_{ap} = r_1 \mu_1 + \dots + r_n \mu_n = \sum_{i=1}^n r_i \mu_i \quad (2.27)$$

yoki (2.27) ifodani hisobga olgan holda yozish mumkin:

$$\mu_{ap} = \frac{1}{\sum_{i=1}^n \frac{g_i}{\mu_i}} \quad (2.28)$$

Aralashmaning gaz doimiysi (R_{ar}) ma'lum bo'lsa, o'rtacha molekulyar massani universal gaz doimiysi orqali sodda yo'l bilan hisoblash ham mumkin (2.28 tenglikka qaralsin):

$$\mu_{ap} = \frac{8314}{R_{ap}} \quad (2.29)$$

Aralashmaning gaz doimiysi. Aralashma massa ulushlari orqali

berilganda uning gaz doimiysini Dalton qonunidan kelib chiqadigan tenglik orqali aniqlash mumkin. Bunda aralashmaning massasi G_{ar} кг,

$$m_{ar} = m_1 + m_2 + m_3 + \dots + m_n$$

U holda aralashma tarkibidagi alohida olingan gaz uchun holat tenglamalarini yozish mumkin:

$$P_1 V_{ar} = m_1 R_1 T$$

$$P_2 V_{ar} = m_2 R_2 T$$

.....

$$P_n V_{ar} = m_n R_n T$$

Tengliklarning o'ng va chap tomonlarini o'zaro qo'shib quyidagini hosil qilamiz:

$$(p_1 + p_2 + \dots + p_n) V_{ar} = (m_1 R_1 + m_2 R_2 + \dots + m_n R_n) T$$

$$p V_{ar} = m_{ar} R_{ar} T .$$

bu yerda, $p_1 + p_2 + \dots + p_n = p$ ekanligidan,

Demak, aralashma uchun R_{ar} ni hisobga olgan holda holat tenglamasini quyidagicha yozish mumkin:

$$p V_{ar} = m_{ar} R_{ar} T \quad (2.30)$$

Bu oxirgi ikkala tenglikni chap tomonlari o'zaro tengligidan quyidagi tenglik kelib chiqadi, ya'ni

$$m_{ar} R_{ar} = \sum_1^n m_1 R_1 + m_2 R_2 + \dots + m_n R_n$$

yoki

$$R_{ar} = \frac{m_1}{m_{ar}} R_1 + \frac{m_2}{m_{ar}} R_2 + \dots + \frac{m_n}{m_{ar}} R_n . \quad (2.31)$$

Bu tenglikdan, $\frac{m_1}{m_{ar}} = g_1, \quad \frac{m_2}{m_{ar}} = g_2, \quad \dots, \quad \frac{m_n}{m_{ar}} = g_n$

Demak, $R_{ar} = g_1 R_1 + g_2 R_2 + \dots + g_n R_n \quad (2.32)$

Partsiyal bosim. Aralashma tarkibiga kiruvchi alohida olingan gazning

partzial bosimi, gaz tarkibining qanday usulda berilishiga qarab, asosan, ikki xil usul bilan aniqlanadi:

a) aralashma tarkibi hajm bo'laklari bo'yicha berilgan, u holda partzial bosim,

$$p_i = \frac{V_i}{V_{ar}} \cdot p = r_i \cdot p . \quad (2.33)$$

b) aralashma tarkibi massa bo'laklari bo'yicha berilgan holda,

$$p_i = g_i \frac{R_i}{R_{ar}} \cdot p . \quad (2.34)$$

Ba'zi hollarda aralashma tarkibi tashkil etuvchi gazlarning kilomollar soni orqali berilishi ham mumkin, u holda

$$p_i = \frac{\mu_i}{\mu_{ar}} \cdot p . \quad (2.35)$$

bu yerda, μ_i - i - nchi gazning (1 ta gazning) kilomollar soni;

μ_{ar} - aralashmadagi jami kilomollar soni;

p - aralashmaning umumiy bosimi.

Nazorat savollari va topshiriqlar

1.. Ideal va real ishchi jism uchun holat parametrlari orasidagi funktsional bog'lanishlarni keltiring. 2.Gaz doimiysi nima? 3.Gaz aralashmasi uchun holat tenglamasini keltiring va tenglamaga kiritilgan har bir kattaliklar fizik ma'nosini ayting. 4. Gaz aralashmasi uchun partzial bosim va partzial hajm qanday aniqlanadi ? 5. Gaz aralashmasi uchun gaz doimiysi, komponentlarning massaviy va xajmiy ulushlari qanday aniqlanadi ?