

ANDIJON DAVLAT UNIVERSITETI

Tabiatshunoslik va geografiya fakulteti

Kimyo yo'nalishi 2-kurs „B” guruh talabasi

Ashurov Sobirjonning Fizikaviy kimyo fanidan tayyorlagan

REFERATI

Mavzu: Gaz qonunlari

Tekshirda: katta o'qituvchi Xojimatov M

Andijon-2015

Mundarija:

I.Kirish.....	3
I.1 Gey-Lyussakning hajmiy nisbatlar qonuni.....	3
II.Asosiy qism.....	5
II.1 Termodinamikaning I qonuni.....	5
II.2 Termodinamikaning ikkinchi qonuni.....	7
II.3 Termokimyo qonunlari.	9
II.4 Gaz kinetik nazariyasining natijalari.....	11
II.5 Ideal gaz qonunlari.....	12
III.Xulosa.....	18
IV. Adabiyotlar.....	19

I.Kirish

I.1 Gey-Lyussakning hajmiy nisbatlar qonuni.

Fransuz olimi Gey-Lyussak (1778—1850) ta'riflagan hajmiy nisbatlar qonuni atom massalar haqidagi masalani yechishga katta yordam berdi. Bu qonun quyidagicha ta'riflanadi: *kimyoviy reaksiyaga kirishuvchi gazlarning hajmlari o'zaro va reaksiya natijasida hosil bo'ladigan gazlarning hajmlari bilan oddiy butun sonlar nisbati kabi nisbatda bo'ladi*. Masalan, 2 hajm vodorod 1 hajm kislorod bilan yuqori temperaturada reaksiyaga kirishganda 2 hajm suv bug'i hosil bo'ladi. Albatta, bunday reaksiyada ishtirok etgan gazlarning hajmlari bir xil bosim va bir xil temperaturada o'lchanilishi lozim.

Shved olimi Berselius Gey-Lyussak qonuniga asoslanib, bir xil temperatura va bir xil bosimda baravar hajmda olingan barcha oddiy gazlarning molekullari emas, atomlar soni o'zaro teng bo'ladi degan noto'g'ri xulosaga keldi. Berseliusning bu fikri to'g'ri bo'lganda edi, 2 hajm vodorod 1 hajm kislorod bilan reaksiyaga kirishganda 1 hajm suv bug'i hosil bo'lishi kerak edi. Vaholanki, tajribada 2 hajm suv bug'i hosil bo'ldi. Berselius 1 hajm kislorod 1 hajm vodorodga qaraganda 16 marta og'irligiga asoslanib, kislorodning atom massasini 16 deb topdi. Bundan tashqari, 1 hajm kislorod bilan 2 hajm vodorod reaksiyaga kirishishidan foydalanib, suvning formulasi H_2O ekanligini aniqladi, lekin nima uchun 1 hajm kislorod 2 hajm vodorod bilan reaksiyaga kirishganida 2 hajm suv bug'i hosil bo'lishini tushuntira olmadi. Buni Avogadro gipotezasigina izohlay oldi.

Italiyalik olim Amedeo Avogadro (1776—1856) hajmiy nisbatlar qonunini tushuntirish uchun 1811 yilda quyidagi gipotezani yaratdi: *bir xil sharoitda (bir xil temperatura va bir xil bosimda) va baravar hajmda olingan turli gazlarning molekullari soni o'zaro teng bo'ladi*. Oddiy gazlarning molekullari bir necha atomdan iborat bo'lishi mumkin. Avogadroning bu gipotezasi xilma-xil faktlar bilan tasdiqlandi va 1860 yildan boshlab Avogadro qonuni deb tan olindi.

Gey-Lyussakning hajmiy nisbatlar qonuni Avogadro qonuni asosida juda qulay izoxlanadi. Masalan, 2 hajm vodorod va 1 hajm kislorod o‘zaro birikib, 2 hajm suv bug‘i hosil qilishini quyidagicha izoxlash mumkin: kislorod va vodorodning har qaysi molekulasini ikki atomdan iborat; vodorodning ikki molekulasini kislorodning bitta molekulasini bilan birikib, bir molekula suv hosil qiladi; kislorodning ikkinchi atomi qolgan ikkita vodorod atomi bilan birikib, yana bir molekula suv hosil qiladi; shunday qilib,



reaksiyasi sodir bo‘ladi.

Avogadrodan mustaqil ravishda Amper ham Avogadro xulosasiga o‘xshash xulosaga keldi. Amper o‘z gipotezasini quyidagicha ta’rifladi: bir xil sharoitda molekulalar orasidagi masofa hamma gazlarda ham bir xildir.

Avogadro qonunidan uchta xulosa kelib chiqadi:

- 1) *oddiy gazlarning (kislorod, vodorod, azot, xlor) molekulalari ikki atomdan iborat;*
- 2) *normal sharoitda bir mol miqdordagi gaz 22,4l hajmni egallaydi*
- 3) *bir xil sharoitda baravar hajmda olingan ikki gaz massalari orasidagi nisbat shu gazlarning molekulyar massalari orasidagi nisbatga teng.*

Avogadro qonuni hozirgi zamon kimyosining asosiy qonunlaridan biridir.

Oddiy gaz molekulalarining nechta atomdan iboratligi XIX asrning ikkinchi yarmiga borib aniqlandi. Buni hal qilish uchun issiqlikning kinetik nazariyasidan foydalanildi. Gazning o‘zgarmas bosimdagi issiqlik sig‘imini C_r , o‘zgarmas hajmdagi issiqlik sig‘imini C_v , bilan belgilasak, $C_r : C_v$ nisbatlar qiymati gaz molekulasini necha atomdan iborat ekanligiga bog‘liq bo‘ladi. Bir atomli gaz uchun $C_r:C_v$ nisbati 1,67 ga teng; molekulasini ikki atomli gaz uchun $C_r:C_v = 1,41$, uch atomli gaz uchun $C_r:C_v = 1,33$ bo‘ladi. Masalan, azot uchun $C_r:C_v$ nisbati 1,41 ga teng, demak, azot molekulasini ikki atomlidir.

Avogadro qonuniga muvofiq, bir xil temperaturada va bir xil bosimda, bir xil hajmdagi gazlar molekulalarining soni o‘zaro teng bo‘ladi. Har qanday moddaning gramm-molekulasidagi molekulalar soni bir xil, ya’ni $6,02 \cdot 10^{23}$ (Avogadro

soni)ga teng boladi. Bundan chiqadigan xulosa shuki, bir xil sharoitda gaz holatidagi har qanday moddaning gramm-molekulasi bir xil hajmni egallaydi. Haqiqatan ham, normal sharoitda (0°C temperatura va 1 atmosfera bosimda) 1 litr vodorod 0,0899 g, 1 litr kislorod 1,4289 g, 1 litr azot 1,2506 g keladi. Demak, 1 mol (2,016 g) vodorod 22,4 litr, 1 mol (32 g) kislorod = 22,4 litr, 1 mol (28 g) azot 22,4 litr hajmni egallaydi. Normal sharoitda har qanday gazning 1 gramm-molekulasi 22,4 litr hajmni egallaydi. Agar biror gazning normal sharoitdagi egallagan hajmini va og'irligini bilsak, u holda gazning molekular massasini topa olamiz.

Misol. Biror gazning 10 litri (n.sh.da) 7,14 g keladi. Shu *gazning molekular massasini toping.*

Yechish. Bu masalani yechish uchun 22,4 l gazning necha gramm kelishini topish kerak bo'ladi:

10 l gaz n.sh. d a ____7,14 g,

22,4 l gaz n.sh. d a ____x g.

Demak, gazning molekular massasi 16 ga teng. Bu gaz metan bo'lishi mumkin, chunki metanning molekular massasi 16 ga teng.

II.1 Termodinamikaning I qonuni:

Sistemaga berilgan issiqlik miqdori uning ichki energiyasining o'zgarishi (ΔU) va sistemaning tashqi kuchlar ustidan bajargan ishi (A) ga sarf bo'ladi.

Tashqi muhitdan ajralgan deb faraz qilingan modda yoki moddalar guruhi termodinamikada *sistema* nomi bilan yuritiladi. Sistemaning ichki energiyasi deganda moddaning umumiy energiya tutumini tushunish kerak.

Oddiy moddalardan bir mol birikma hosil bo'lganida ajralib chiqadigan yoki yutiladigan issiqlik miqdori shu birikmaning *hosil bo'lish issiqligi* deyiladi.

Agar hosil bo'lish issiqligi 25°C va 760 mm simob ustunida aniqlangan bo'lsa, u *modda hosil bo'lishining standart issiqligi* deyiladi va Q bilan belgilanadi.

Agar sistema bir xolatdan ikkinchi xolatga o'tsa, sistemaning ichki energiyasi o'zgaradi :

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

Kimyoviy jarayon paytida sistema xech kanday ish bajarmasa, ya'ni sistemaning xajmi o'zgarmasa, sistemaga o'zgarmas xajmda berilgan issiklik ($-Q_v$) sistemaning ichki energiyasining o'zgarishiga sabab bo'ladi :

$$-Q_v = \Delta U$$

Demak, reaksiyaning o'zgarmas xajmdagi issiklik effekti sistema ichki energiyasining o'zgarishiga teng .

Reaksiyaning termodinamik issiklik effekti ΔH va termokimyoviy issiklik effekti qarama-qarshi ishora bilan tengdir:

$$\Delta H = -Q_p \quad \text{yoki} \quad \Delta U = -Q_v.$$

Sistemaning fizik va kimyoviy xossalari to'plami shu sistemaning holati deb ataladi. Bu xossalardan birortasi o'zgarishi boshqalarining ham o'zgarishiga sabab bo'ladi, chunki ular turli qonuniyatlar asosida o'zaro bog'langan. Sistemaning o'z-o'zicha o'zgara oladigan parametrlar mustaqil o'zgaruvchilari deyiladi. Turli xolatda ularning soni turlicha bo'lishi mumkin. Agar ma'lum massalik biror gazni kuzatsak, uning xolati ikkita mustaqil o'zgaruvchi - v va t yoki p va t ga bog'liq bo'ladi. Agar mustaqil o'zgaruvchilar qiymati o'zgarmas bo'lsa, sistemaning termodinamik xossalarida xech qanday o'zgarish hosil bo'lmaydi.

Masala shartida ma'lum bir qiymatni qayd etuvchi o'zgaruvchan kattalikka parametr deyiladi. Termodinamikada parametrlar sistemaning xolatini ifodalash uchun xizmat qiladi. Harorat (t), bosim (p) va xajm (v) parametrlardir. Sistemaning boshlang'ich holatidan oxirgisiga o'tishi qanday holatda sodir bo'lishidan qat'iy nazar istalgan parametrning o'zgaruvchanligi shundayligicha qoladi. Holat parametrlari o'zaro bog'langan. Ular orasidagi bog'lanish holat tenglamasi orqali ifodalanadi. Termodinamikada ideal gazning holat tenglamasi keng qo'llaniladi:

$$pV=nRT$$

bu yerda n-gazning mollar soni, R-universal gaz doimiysi.

Termodinamikada qo'llaniladigan asosiy tushunchalardan biri jarayon tushunchasidir. Jarayon tushunchasi aloxida olingan sistemalarning xolatini o'zgarishini ifodalovchi tushunchadir. Termodinamik jarayonlar to'rt xil bo'lib, ular quyidagilardir; izobarik, izoxorik, izotermik va adiabatik jarayonlar.

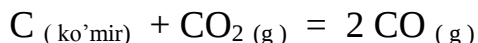
II.2 Termodinamikaning ikkinchi qonuni.

Entropiya nima ?

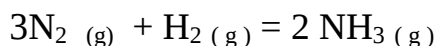
Entropiya- muvozanat xolatida turgan xar qanday sistemadagi moddalarning xarakatlanganligini ifodalovchi kattalik .

Masalan, suyuqlik bug'ga o'tganda entropiya ortadi, bug' kondensatlanib suyuq yoki kristall xolatga o'tsa entropiya kamayadi. Shuningdek, kimyoviy jarayonlarda xam entropiya ortishi yoki kamayishi mumkin.

a) Entropiya ortadi :



b) Entropiya kamayadi :



Kattik jismlarda entropiya kam o'zgaradi. Entropiyaning o'zgarishi :

$$\Delta S = S_2 - S_1 = \frac{Q}{T}$$

Bolsman nazariyasiga muvofik mikroxolatlar soni bilan entropiya orasida quyidagicha bog'lanish mavjud :

$$S = \frac{R}{N} * \ln w$$

N - Avogadro soni; R - universal gaz doimiysi;

W - mikroxolatlar soni.

$$\Delta S = R * \ln \frac{\text{ИККИНЧИ ХОЛАТДАГИ ТАРТИБСИЗЛИК}}{\text{БИРИНЧИ ХОЛАТДАГИ ТАРТИБСИЗЛИК}}$$

Birligi: kJ G' mol.grad.

Tabiiy jarayonlar ikkita xarakatlantiruvchi kuch ta'sirida amalga oshishi mumkin.

1) xar kanday sistema o'zining energiya zapasini kamaytirishga va jarayon paytida o'zidan issiklik chiqarishga intiladi. Bunday jarayon paytida entalpiya o'zgarishi manfiy ($\Delta N < 0$) bo'ladi.

2) sistemaning tartibsizligi o'zining eng yuqori xolatiga o'tishga intiladi . Bu jarayon xaroratga va entropiya o'zgarishi ΔS ga bog'lik .

Agar modda bir xolatdan ikkinchi xolatga o'tganda uning energiya zapasi o'zgarmasa (ya'ni $\Delta N \geq 0$ bo'lsa), unday jarayon entropiya o'zgarishiga bog'liq bo'ladi va bu entropiya ortadigan tomonga yo'naladi (Ya'ni $\Delta S > 0$ bo'ladi).

Agar sistemaning tartibsizlik darajasi o'zgarmasa (ya'ni $\Delta S=0$), jarayonning yunalishi entalpiya kamayish tomon ($\Delta H < 0$) bo'ladi.

Kimyoviy jarayon paytida bir vaqtning o'zida xam entalpiya, xam entropiya o'zgarishi mumkin. Bunday xollarda o'zgarmas bosimlarda sodir bo'ladigan jarayonlarni xarakatlantiruvchi kuchi - izobar potensialining o'zgarishi deyiladi.

$$\Delta G = \Delta H - T * \Delta S$$

$\Delta G < 0$ bo'lsa, o'z o'zicha boradigan jarayon bo'ladi.

$\Delta G > 0$ bo'lsa, ayni sharoitda borishi mumkin bo'lmagan jarayondir.

$$\Delta G^0 = \sum \Delta G^0_{\text{maxs.}} - \sum \Delta G^0_{\text{dast.modda}}$$

ΔG^0 - standart izobar potensial

$$\Delta H^0 = \sum \Delta H^0_{\text{maxs.}} - \sum \Delta H^0_{\text{dast.modda.}}$$

$$\Delta S^0 = \sum \Delta S^0_{\text{max.}} - \sum \Delta S^0_{\text{dast.modda.}}$$

$$\Delta G = 0 \text{ muvozanat xolatida } \Delta H = T \cdot \Delta S$$

$$T = \Delta H / \Delta S$$

II.3 Termokimyo qonunlari.

Barcha termodinamik hisoblar termokimyo qonunlariga asoslangan. Termokimyoga oid ikkita qonun kashf etilgan bo'lib, biri Lavuazye–Laplas qonuni va ikkinchisi Gess qonunidir. Bu qonunlar energiya saqlanish qonunidan kelib chiqadi.

Lavuazye–Laplas qonuni.

1784 yilda Lavuazye va Laplas kashf etgan birinchi qonun quyidagicha ta'riflanadi.

Har qaysi kimyoviy birikma uchun parchalanish issiqligi uning hosil bo'lish issiqligiga teng, lekin ishorasi qarama-qarshi bo'ladi.

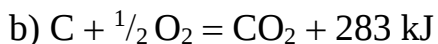
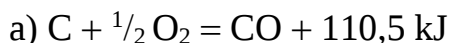
Masalan:



Gess qonuni.

1840 yilda G.I.Gess termokimyoning ikkinchi qonunini tajriba asosida kashf etdi. *Reaksiyaning issiqlik effekti jarayonida ishtirok etayotgan moddalarning dastlabki va oxirgi holatlariga bog'liq bo'lib reaksiyaning qanday usulda olib*

borilishiga bog'liq emas. Masalan, CO_2 ni ikki usulda hosil qilinsin. Birinchi usul quyidagi ikki bosqichdan iborat bo'lsin:



jami: 393,5 kJ

Ikkinchi usulda reaksiyani bosqichsiz (bir yo'la) olib borilsin.



Demak, har ikki usulda CO_2 ning hosil bo'lishi issiqlik effekti +393,5 kJ ga teng.

Termodinamika nuqtai-nazardan kimyoviy reaksiyaning issiqlik effekti uning *entalpiyasi* ΔH deb yuritiladi va u issiqlik effektiga teskari ishoraliidir.

$$\Delta H = -Q \quad \Delta H = -393,5 \text{ kJ G' mol.}$$

Yuqoridagi kimyoviy reaksiyalarda ayrim bosqichlarning entalpiyalari yig'indisi umumiy jarayonning entalpiyasiga teng. Kimyoviy reaksiyaning entalpiyasini topish uchun reaksiya mahsulotlarining hosil bo'lish entalpiyalari yig'indisidan dastlabki moddalarning hosil bo'lish entalpiyalari yig'indisini ayirib tashlash kerak:

$$\Delta H = \Sigma \Delta H_{\text{maxs}} - \Sigma \Delta H_{\text{dast.mod.}}$$

Bu yerda ΔH – reaksiyaning entalpiyasi $\Sigma \Delta H_{\text{maxs}}$ – reaksiya mahsulotining hosil bo'lish entalpiyalari yig'indisi $\Sigma \Delta H_{\text{dast.mod.}}$ – dastlabki moddalarning hosil bo'lish entalpiyalari yig'indisi.

II.4 Gaz kinetik nazariyasining natijalari.

Asosiy tenglamalardan foydalanib, gaz qonunlarini chiqarish mumkin.

1. Boyle-Mariott qonuni

$$P = nkT = \frac{N_A}{V_M} kT \quad pV_M = N_A kT \quad T = \text{const} \quad K, N_A \text{ lar doimiy sonlar.}$$

Shuning uchun $PV_M = \text{const}$ bo'ladi.

2. Gay-Lyussak qonuni

$$P = \frac{N_A}{V_M} kT \quad \text{dan} \quad I_1 = \frac{N_A}{p} kT \quad V_M^1 = \frac{N_A}{p} kT; \quad V_M^2 = \frac{N_A}{p} kT_2 \quad \frac{V_M^1}{V_M^2} = \frac{T_1}{T_2}$$

yoki $\frac{V_M^1}{T_1} = \frac{V_M^2}{T_2}$

3. Sharl - qonuni.

$$p = \frac{N_A}{V_M} kT \quad \text{ni gazni ikki xoli uchun}$$

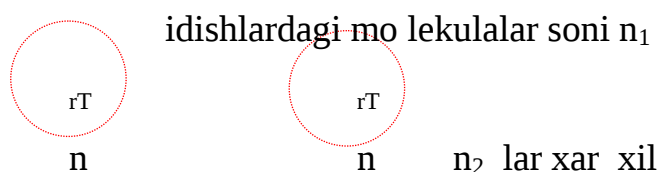
$$p_1 = \frac{N_A}{V_M} kT \quad \text{va} \quad p_2 = \frac{N_A}{V_M} kT_2 \quad \text{yozamiz}$$

$$\frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2} \quad \text{yoki} \quad \frac{p}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \quad \text{va x.k.}$$

4. Avagadro qonuni.

Bir xil xajmli 2 ta idishdagi gazning bosimi va xarorati bir xil bo'lsa, ularning molekulalari xam bir xil bo'ladi.

Aytaylik



bo'lsin. Shuning uchun $p = n_1 kT$

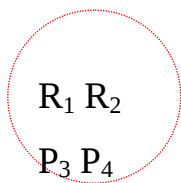
$p = n_2 kT$ yoza olamiz.

$$n_1 = \frac{P}{kT}; \quad n_2 = \frac{P}{kT}$$

demak, $n_1 = n_2$ ekan.

5. Dalton qonuni.

Bir xil xaroratda idish ichidiga o'zaro kimyoviy reaksiyaga kirishmaydigan gazlarning natijali bosimi xar bir gazning bosimlarini yigindisiga teng bo'ladi.



1 gaz uchun $P_1 = n_1 kT$

2 gaz uchun $P_2 = n_2 kT$

3 gaz uchun $P_3 = n_3 kT$

4 gaz uchun $P_4 = n_4 kT$

$$P_1 + P_2 + P_3 + P_4 = (n_1 + n_2 + n_3 + n_4) kT \quad (1)$$

Idishdagi xamma gaz molekulalarini konsentratsiyasi n desak, aralashmani bosimi gaz uchun

$$P = n kT \quad (2)$$

(1) va (2) solinsa $R = P_1 + P_2 + P_3 + P_4$; $n_1 + n_2 + n_3 + n_4$

6. Klayperon tenglamasi.

$$p = nkT = \frac{N_A}{V_M} kT = \frac{N_A}{V_M} \frac{R}{V_M} T = \frac{RT}{V_M} \quad \text{gazni ikki xoli uchun}$$

$$\frac{p_1 V_{M1}}{T_1} = \frac{p_2 V_{M2}}{T_2} \quad \text{va x.k.}$$

II.5 Ideal gaz qonunlari.

1860 yilda Germaniyaning Karlsrue shahrida chaqirilgan kimyogarlarning Xalqaro s'ezdida «atom», «molekula» va «ekvivalent» tushunchalariga aniq ta'rif berildi. Shundan keyin atom va molekula tushunchalari asosida atom-molekulyar ta'limot yaratildi. Gaz holatidagi moddani tavsiflash faqat ekvivalentlar qonuni bilan cheklanmaydi; Avogadro, Sharl, Gey-Lyussak va Boyle-Mariott qonunlariga ham bo'ysunadi. Avogadro qonuni: **o'zgarmas bosim va o'zgarmas temperaturada hamma gazlarning baravar hajmida bir xil miqdorda**

molekulalar (yoki gazning mol miqdorlari) bo‘ladi. Binobarin, har qanday gazning hajmi uning mol sonlariga proporsionaldir:

$$V=(\text{const}\cdot n)_{R,T} \text{ yoki } V_1/V_2=n_1/n_2$$

bunda: n_1 va n_2 — gazning V_1 va V_2 hajmlardagi mol sonlari, R, T indeksleri shu fizik kattaliklar doimiy qolgan holatini anglatadi.

Sharl — Gey-Lyussak qonuniga muvofiq:

a) o‘zgarmas bosimda o‘zgarmas gaz massasidan hajmi gazning absolyut temperaturasi proporsional bo‘ladi:

$$V=(\text{const}\cdot T)_{R,m} \text{ yoki } \frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

bu yerda: $T-273.15 \text{ K}$ uni darajaning Kelvin shkalasi deyiladi (K harfi bilan yoziladi).

b) o‘zgarmas hajmda o‘zgarmas gaz massasining bosimi gazning absolyut temperaturasi proporsional bo‘ladi:

$$P=(\text{const}\cdot T)_{V,m} \text{ yoki } \frac{P_1}{P_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

Gazning bosimi, hajmi va temperaturasi orasidagi bog‘lanish ideal gazning holat tenglamasi yoki *Klapeyron tenglamasi* bilan ifodalanadi:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{PV}{T}$$

Fizikada gazning normal holati deb, uning $T=273,15 \text{ K}$ va $P=101,325 \text{ kPa}$ bosimdagi holati qabul qilingan.

Gazning hajmini normal sharoitga keltirish uchun formuladan kelib chiqadigan tenglamadan foydalaniladi:

$$V_0 = \frac{P \cdot V \cdot I \cdot 273.15}{P_0 T}$$

Bu formulada V gazning tajriba sharoitidagi bosim R va temperatura T (273,15K dagi) hajmi. Yuqorida keltirilgan tenglamaning chap tomoni bir mol gazga ta'luqli bo'lib, o'ng tomoni esa gazning massasiga bog'liq bo'ladi. Xaqiqatdan ham $R=101,325 \text{ kPa}$, $T=273,15 \text{ K}$ da $V_0=22,414 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$ (yoki 22,4 l) bo'ladi. Bu hajm gazning molyar hajmi (ba'zan K ko'rinishda belgilanadi) deb ataladi. Tenglamaning chap tomonini R harfi bilan belgilaymiz. U holda bir mol ideal gaz uchun:

$$PV=RT$$

p mol gaz uchun $RV=pRT$ yoki $RV = m/M \cdot RT$ ga ega bo'lamiz.

Bu tenglama *Klapeyron-Mendeleev tenglamasi* nomi bilan yuritiladi (bu yerda: m - gazning massasi, M — uning mollekulyar massasi. $m:M=p$ —mol soni). Bu tenglamadagi R —gazning ununiversal doimiysi deb ataladi. Uying qiymatini hisoblash qiyin emas.

1) 1 mol gaz standart sharoitda (273,15 K va 1 atm. bosimda) 22,4 l hajmni egallashidan foydalanib, R ning qiymatini hisoblaymiz:

$$R = \frac{P_0 V_0}{273.15} = \frac{1 \text{ атм} \cdot 22,4 \text{ л}}{1 \text{ моль} \cdot 273,15 \text{ К}} = 0,08206 \text{ л} \cdot \text{атм} \cdot \text{моль}^{-1}$$

2) 1 atmosfera —Yernng tortish kuchi tezlanishi $g=980,67 \text{ sm} \cdot \text{s}^{-2}$ bo'lgan joyidagi 76 sm simob ustuni bosimiga teng, ya'ni:

$$1 \text{ atm} = 0,76 \text{ m} \cdot 13,595 \cdot 10^3 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3} \cdot 980,67 \text{ m} \cdot \text{s}^{-2} = 101325 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-1} \cdot \text{s}^{-2} = 101325 \text{ Nm}^{-2} = 101,325 \text{ kPa}.$$

Binobarin,

$$R = \frac{P_0 V_0}{273,15} = \frac{101325 \text{ H} \cdot \text{m}^{-2} \cdot 22,414 \cdot 10^3 \text{ m}^3}{1 \text{ mоль} \cdot 273,15 \text{ K}} = 8,3144 \text{ H} \cdot \text{m} \cdot \text{mоль}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} = 8,3144 \text{ Ж} \cdot \text{mоль}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

bo'ladi.

Endi ideal gaz uchun ta'rif beramiz: xar qanday bosim va xar qanday temperaturada Klapeyron Mendeleev tenglamasiga bo'ysunadigan gaz, ideal gaz deb ataladi.

Universal gaz doimiysining fizik ma'nosi: R ning qiymati o'zgarmas bosimda 1 mol gaz 1° isitilganda uning kengayishi uchun bajaradigan ishga tengdir. Faraz qilaylik temperaturasi T bo'lgan 1 mol gaz P bosimda (T+1) temperaturaga qadar isitilsin. U holda gazning dastlabki va oxirgi holatlari uchun Klapeyron tenglamasi quyidagicha yoziladi:

$$R \cdot V_1 = RT; \quad PV_2 = R(T+1)$$

Agar, RV_2 dan RV_1 ni ayirib tashlasak,

$$RV_2 - RV_1 = R(T+1) - RT = R(V_2 - V_1) = R\Delta v = R$$

kelib chiqadi.

Mendeleev-Klapeyron tenglamasidan foydalanib, gaining

molekular massasini topish. Normal bo'lmagan sharoitda

gazning molekular massasini topish uchun Mendeleyev-Klapeyron tenglamasidan foydalaniladi:

$$PV = nRT$$

Bu yerda P — bosim, V — hajm, n — mollar soni, R — universal

gaz doimiysi, T — absolut shkaladagi temperature:

bu yerda m — gazning massasi, M — gazning molekular massasi.

ni hisoblaymiz.

Agar gazning hajmi V , bosimi atm bilan ifodalansa,

$$R = P^\circ V^\circ = 22,4 = 0,082 \text{ atm. l/grad, mol}$$

bo'ladi. Gazning hajmi ml, bosimi esa mm simob ustuni bilan

ifodalansa, SI sistemasida $R = 8,31 \text{ J/mol K}$ bo'ladi.

Misol. Benzolni 600 ml miqdordagi bug'ining 87°C va $83,2$

KPa bosimdagi massasi 1,3 g ga teng. Benzolning nisbiy molekular

massasini toping.

$$44,08 \text{ g n.sh. da } 22,4 /$$

$$5,5 \text{ gn.sh. da } x \text{ l}$$

Mendeleyev-Klapeyron tenglamasidagi n ning o'rniga — ni

$$\text{qo'ysak, } PV = nRT$$

kelib chiqadi. Bundan

$$M = m_{RI}$$

$$PV = 760 \cdot 22400/273 = 62400 \text{ mm. ml / grad, mol}$$

Yechish. Bu masalani 2 xil usul bilan yechish mumkin:

1-usul: Mendeleyev-Klapeyron tenglamasidan foydalanib,

gazning molekular massasi topiladi:

$$M = \frac{mRT}{PV} = \frac{1,3 \cdot 8,31 \cdot 360}{83,2 \cdot 0,600} \sim$$

$$PV = 83,2 \cdot 0,600 \sim$$

$$P \cdot V$$

2- usul: 1) $P \cdot V_1 = RT$ formuladan gazning n. sh. dagi hajmi

topiladi:

$$V_0 = 0,3735 \text{ l}$$

$$P = T = 101,325 \cdot 360$$

2) 1,3 g gazning n. sh. dagi hajmi 0,3735 l ekanligini bilgan

holda 22,4 gazning massasi, ya'ni gazning molekular massasi

hisoblanadi

$$0,3735 \text{ l} \cdot \frac{1,3 \text{ g}}{0,3735 \text{ l}} = 1,3 \text{ g kelsa,}$$

$$22,4 \text{ l} \cdot \frac{1,3 \text{ g}}{0,3735 \text{ l}} = 78 \text{ g.}$$

$$\text{bundan } x = 2 \text{ l } t \quad c = 78 \text{ g. } 0,3735$$

III.1 Xulosa

Fransuz olimi Gey-Lyussak (1778—1850) ta'riflagan hajmiy nisbatlar qonuni atom massalar haqidagi masalani yechishga katta yordam berdi. Italiyalik olim Amedeo Avogadro (1776—1856) hajmiy nisbatlar qonunini tushuntirish uchun 1811 yilda quyidagi gipotezani yaratdi: *bir xil sharoitda (bir xil temperatura va bir xil bosimda) va baravar hajmda olingan turli gazlarning molekulalari soni o'zaro teng bo'ladi*. Avogadro qonunidan uchta xulosa kelib chiqadi:

1) *oddiy gazlarning (kislorod, vodorod, azot, xlor) molekulalari ikki atomdan iborat;*

2) *normal sharoitda bir mol miqdordagi gaz 22,4l hajmni egallaydi*

3) *bir xil sharoitda baravar hajmda olingan ikki gaz massalari orasidagi nisbat shu gazlarning molekulyar massalari orasidagi nisbatga teng.*

Klapeyron-Mendeleev tenglamasi $RV=pRT$ yoki $RV = m/M \cdot RT$:

Xar qanday bosim va xar qanday temperaturada Klapeyron Mendeleev tenglamasiga bo'ysunadigan gaz, *ideal gaz* deb ataladi.

IV. ADABIYOTLAR:

1. X.U.Usmonov, X.R.Rustamov, X.R.Raximov. Fizikaviy ximiya. «O‘qituvchi» nashriyoti. Toshkent. 1974 y.
2. X.Raximov. Fizikaviy va kolloid ximiya. «O‘qituvchi» nashriyoti. Toshkent-1978 y.
3. V.M.Glazov. Основы физической химии. Учеб. Для вузов. Изд. «Высшая школа». Москва 1981 г.
4. H.R.Rustamov. Fizik kimyo. Toshkent «O‘zbekiston» 2000 y.
5. K.I. Yevstratova, N.A.Kupina, Ye.Ye. Malaxova. Fizicheskaya i kolloidnaya ximiya. Izd. «Высшая школа». Москва 1990 г.
6. O.M.Poltorak. Termodinamika v fizicheskoy khimii. Moskva Izd. «Высшая школа» 1991 г.
7. www.ziyonet.uz
8. www.arxiv.uz
9. www.chemistry.ru