

Идеал және реал газдар. Олардың қасиеттері

№ 2 дәріс
2 академиялық сағат

Дәріс жоспары

1. «Идеал газ» ұғымы.
2. Бойль-Мариотт заңы
3. Гей-Люссак заңы.
4. Шарль заңы.
5. Авогадро заңы.
6. Идеал газ күйінің теңдеуі.
7. Газ қоспалары және олардың қасиеттері.
8. Газ қоспаларын беру әдістері.
9. Реал газдар және олардың қасиеттері.
10. Бойль температурасы туралы ұғым.
11. Ван-дер-Ваальс күй теңдеуі.
12. Термиялық коэффициенттер.

1. «Идеал газ» ұғымы: қысқаша тарихи мәлімет

Атмосфералық қысымның бар екені XVII ғасырда бірқатар эксперименттермен көрсетілді. Бұл проблеманы зерттеген ғалымдар: Герике, Жак Шарль, Роберт Бойль, Гийом Амонтон, Джон Дальтон, Гей-Люссак, Август Крёниг, Рудольф Клаузиус.

1802 жылы Гей-Люссак алғаш рет ашық баспада көлемдер заңын (Гей-Люссак заңын) жариялады, дегенмен Гей-Люссактің өзі, бұл заңды ашық жариясыз 1787 жылы Жак Шарль ашты деп есептеді. Оларға тәуелсіз заң 1801 жылы ағылшын физигі Джон Дальтонмен ашылды. Одан өзге, заң сапасы бойынша француз ғалымы Гийом Амонтонпен XVII ғасырдың аяғында сипатталды. Содан соң ол өз эксперименттерін жалғастырып, температура 0-ден 100 °C дейін өзгергенде ауа көлемі 0,375-ке сызықты артатынын белгіледі. Осындай тәжірибелерді басқа газдармен жүргізіп, Гей-Люссак бұл санның барлық газдар үшін тұрақты екенін ашты (әртүрлі газдар қыздыру кезінде әртүрлі кеңейеді деген пікірге қарсы).

1834 жылы осы заңдарды біріктіріп, Клапейрон идеал газ теңдеуін құрды. Осы заң молекулярлық-кинетикалық теорияны қолданумен 1856 жылы Август Крёнигпен және 1857 жылы Рудольф Клаузиуспен тұжырымдалды.

1. «Идеал газ» ұғымы: негізгі анықтамалары

Идеал газ — газдың математикалық моделі, молекулярлық-кинетикалық теория шеңберінде болжайды:

- 1) молекулалардың өзара әрекеттесуінің кинетикалық энергиясымен салыстырғанда олардың потенциалдық энергиясын ескермеуге болады;
- 2) Газ молекулаларының қосынды көлемі өте (ескермейтіндей) аз;
- 3) Молекулалар арасында тартылыс немесе тепкіш күштері, бөлшектердің өзара және ыдыс қабырғасымен соқтығысуы болмайды және т.б.

Идеал газдың кеңейтілген моделінде оның бөлшектерінің серпімді сфералар немесе эллипсоидалар пішінінде болатыны көрінеді, бұл тек үдемелі ғана емес, сонымен қатар айналымды-ауытқулы қозғалыстың, және бөлшектер соқтығысының орталықты ғана емес, шеткі соқтығыстарының энергиясын да есептеуге мүмкіндік береді.

Термодинамика шеңберінде идеал деп Клапейрон-Менделеев күйінің термиялық теңдеуіне тәуелді (бағынатын) газ аталады.

Классикалық идеал газ (оның қасиеттері классикалық механика заңдарынан шығады және Больцман статистикамен сипатталады) және **кванттық идеал газ** (қасиеттері кванттық механика заңдарымен анықталады, Ферма-Дирак немесе Бозе-Эйнштейн статистикамен сипатталады).

2. Бойль-Мариотт заңы

Бойль-Мариотт заңы – негізгі газдық заңдардың бірі, 1662 жылы Роберт Бойль ашқан және 1676 жылы Эдм Мариотт қайта ашты. Газдың изотермиялық процестегі беталысын сипаттайды.

Заң бойынша, газ температурасы мен массасы тұрақты кезде газ қысымы мен оның көлемінің көбейтіндісі тұрақты:

$$PV = \text{const} \text{ немесе } P_1 V_1 = P_2 V_2, \quad (1)$$

мұндағы P – газ қысымы;

V – газ көлемі

const – мәні газдың химиялық табиғатымен, массасымен және температурасымен анықталады.

Изотермиялық процеске қатысқан газдың бастапқы және соңғы күйінің байланысы келесі түрде жазылады:

$$P_1 / P_2 = V_2 / V_1 \quad (2)$$

Бұл заң қарастырылатын газ идеал деп есептелгенде ғана дұрыс.

3. Гей-Люссак заңы

Гей-Люссак заңы қысымның тұрақты кезіндегі меншікті көлем мен абсолютті температура арасындағы тәуелділікті белгілейді. Бұл заңды, эксперименттік жолмен, француз физигі Жозеф Луи Гей-Люссак 1802 жылы ашты. Гей-Люссак заңы бойынша: тұрақты қысым кезінде идеал газдың бірдей мөлшеріндегі көлем абсолютті температура: $V_{100} - V_0 = kV_0$, пропорционал өзгереді:

$$v_1 / v_2 = T_1 / T_2 \quad (3)$$

p - v - координаталар жүйесінде Гей-Люссак заңы абсцисса өсіне параллель түзумен беріледі. Бұл түзуді *изобара*, ал процесті – *изобаралық* немесе тұрақты қысымда өтетін процесс деп атайды.

4. Шарль заңы

Шарль заңы немесе Гей-Люссактің екінші заңы – идеал газ үшін қысым мен температураның қатынасын сипаттаушы негізгі газдық заңдардың бірі. Газ қысымының тұрақты көлем кезінде температураға тәуелділігі эксперименттік жолмен 1787 жылы Шарльмен және 1802 жылы Гей-Люссакпен белгіленді.

Шарль заңының тұжырымы: беркітілген масса мен көлемді газдың қысымы газдың абсолюттік температурасына тура пропорционал. Яғни, егер газ температурасы артса, онда оның қысымы да артады, егер осы кезде газдың массамы мен көлемі өзгермей қалса:

$$\frac{P}{T} = k \quad \text{немесе} \quad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad \text{және} \quad P_1 T_2 = P_2 T_1. \quad (4)$$

мұндағы P – газ қысымы,
 T – газ температурасы (Кельвинмен),
 k - константа.

Бұл заң дұрыс, өйткені температура заттың орташа кинетикалық энергиясының шамасы болып табылады. Егер газдың кинетикалық энергиясы жоғарыласа, оның бөлшектерінің ыдыс қабырғасына соқтығысуы жылдамырақ өтеді, және жоғары қысым тудырады.

5. Авогадро заңы

1811 жылы италия ғалымы Авогадро бірдей температуралар мен қысымдар кезінде әртүрлі идеал газдардың бірдей көлемдерінде молекула саны бірдей болатындығын ашқан.

Авогадро заңынан шығады, біріншіден: бірдей жағдайларда кез-келген газдың бір молі бірдей көлемге жайғасады.

Атап айтсақ: қалыпты жағдайларда, яғни 0 °С (273 К) және 101,3 кПа, газдың 1 молінің көлемі 22,4 л тең. Бұл көлем газдың молярлық көлемі деп аталады V_m .

екіншіден: Авогадро заңынан бірдей температура мен қысымдағы газдың тығыздығы олардың молекулалық массасына тура пропорционал екені шығады:

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

мұндағы- газдардың молекулярлық массалары.

6. Идеал газ күйінің теңдеуі

Идеал газ күйінің теңдеуі (кейде Клапейрон немесе Менделеев-Клапейрон теңдеуі) — идеал газдың қысымы, молярлық көлемі, абсолюттік температурасы арасындағы тәуелділікті белгілейді:

$$p \cdot V_M = R \cdot T. \quad (6)$$

мұндағы p - қысым,

V_M – молярлық көлем,

R - әмбебап газ тұрақтысы

T - абсолюттік температура, К.

$$V_M = \frac{V}{\nu}$$

$$\nu = \frac{m}{M}$$

ν – зат саны, m - масса, M – молярлық масса болғандықтан, күй теңдеуі жазылады:

$$pV = mRT/M \quad \text{немесе} \quad PV = nRT \quad (n - \text{зат молі саны}) \quad (7)$$

Бұл Менделеев-Клапейрон теңдеуі.

Клапейрон теңдеуінде әмбебап емес газ тұрақтысы r бар, оны әрбір газ үшін өлшеу қажет:

$$pV = rT. \quad (8)$$

Менделеев r -дің ν -ге тура пропорционал екенін анықтады, пропорционалдық коэффициенті R ол әмбебап газ тұрақтысы деп атады.

7. Газ қоспалары және олардың қасиеттері

Техникада қасиеттері бойынша идеал газға жақын және жеке газдардың механикалық қоспасын көрсететін, газ тәріздес заттармен жұмыс істеледі, мысалы домналық және жарық газы, бу қазандарынан, іштен жану қозғалтқыштарынан шығатын, т.б. газдар. Ауада газ қоспасы болады (азоттан, оттегіден, көмірқышқыл газынан, су буынан, біратомды газдардан). Сондықтан тәжірибелік есептеулерді шешу үшін газ қоспасының негізгі параметрлерін анықтай білу қажет.

Газды қоспа дегеніміз – өзара ешқандай химиялық реакцияға түспейтін, жеке газдар қоспасы. Қоспадағы әрбір газдар басқа газдарға тәуелсіз өздерінің қасиеттерін толығымен сақтап қалады және бүкіл қоспаның көлеміне өзі жайғасқандай болады. Газ молекулалары ыдыстың қабырғасына қысым тудырады, бұл қысым парциалды (бөлшекті) деп аталады. Қоспа құрамына кіретін әрбір жеке газ Клапейронның күй теңдеуіне бағынады деп есептейміз, яғни идеал газ болып табылады.

Идеал газдардың газ қоспасы Дальтон заңына бағынады. Осы заң бойынша газ қоспасының жалпы қысымы қоспаны құрайтын жеке газдардың парциалдық қысымдарының қосындысына тең:

$$P = P_1 + P_2 + P_3 + \dots + P_n = \sum_{i=1}^n P_i$$

мұндағы — парциалдық қысымдар.

8. Газды қоспаның берілу тәсілдері.

Газ қоспасы массалық, көлемдік және молярлық үлеспен беріле алады.

Массалық үлес дегеніміз әрбір газ массасының қоспаның жалпы массасына қатынасы:

$$g_1 = m_1/m; g_2 = m_2/m; \dots; g_n = m_n/m \quad (9)$$

мұндағы g_1, g_2, \dots, g_n – массалық үлестер;

m_1, m_2, \dots, m_n – әрбір газ массасы;

m – бүкіл қоспа массасы.

Массалық үлестер қосындысы бірге тең :

$$g_1 + g_2 + \dots + g_n = \sum_{i=1}^n g_i = 1 \quad (10)$$

Барлық газ массаларының қосындысы қоспа массасына тең :

$$m_1 + m_2 + \dots + m_n = \sum_{i=1}^n m_i = m \quad (11)$$

Көлемдік үлес. Әрбір газдың парциалдық көлемінің газ қоспасының жалпы көлеміне қатынасы :

$$b_1 = v_1 / v; b_2 = v_2 / v; \dots; b_n = v_n / v \quad (12)$$

мұндағы b_1, b_2, \dots, b_n – көлемдік үлестер;

v_1, v_2, \dots, v_n - әрбір газдың парциалдық (келтірілген) көлемі;

V – газ қоспасының көлемі.

Газдың парциалдық көлемі - оның температурасы және қысымы газдар қоспасының температурасы мен қысымына теңескен кезде осы газдың алатын көлемі. Әрбір газдың парциалдық көлемі Бойль- Мариотт заңы бойынша анықталады. Тұрақты температурада :

$$v_1 = p_1 v / p; \quad v_2 = p_2 v / p; \quad v_n = p_n v / p \quad (13)$$

Теңдеулерді қосып аламыз

$$v_1 + v_2 + \dots + v_n = \sum_1^n v_i = v \quad (14)$$

Яғни, қоспаны құрайтын газдардың парциалдық көлемінің қосындысы газ қоспаларының көлеміне тең.

Көлемдік үлестер қосындысы бірге тең :

$$b_1 + b_2 + \dots + b_n = \sum_1^n b_i = 1 \quad (15)$$

Қоспаның молдік үлеспен берілуі оның көлемдік үлеспен берілуіне тең болады. Шынында да, егер мольдік үлесті әрбір газдың зат мөлшерінің M_1 газ қоспасының киломоль санына қатынасы деп алатын болсақ, онда

$$\mu_i = m_i / M_i, \quad \text{және} \quad \mu = m / M, \quad (16)$$

жазуға болады:

$$\frac{M_i}{M} = \frac{m_i}{m} \frac{\mu}{\mu_i} = \frac{\rho_i v_i \mu}{\rho v \mu_i} \quad (17)$$

Авогадро заңы бойынша, бірдей қысым мен температуралар кезінде

$$\rho_i / \rho = \mu_i / v = b_i \quad (18)$$

Массалық үлес пен көлемдік үлес арасындағы қатынас. Қандай да бір газдың және бүкіл қоспаның арасында, Авогадро заңы және Клапейрон-Менделеев теңдеуі негізінде, меншікті көлемдер, тығыздықтар, молекулалық массалар және газ тұрақтылары арасында мынадай байланыстар бар :

$$\rho_i / \rho = v / v_i = \mu_i / \mu = R / R_i, \quad (19)$$

мұндағы μ_i - әрбір газдың молекулярлық массасы; μ - газ қоспасының молекулярлық массасы.

Бұлай жазуға да болады:

$$g_i = m_i / m = \rho_i v_i / \rho v = (\rho_i / \rho) \cdot b_i \quad (20)$$

Соңғы екі қатынас, массалық және көлемдік үлестерді байланыстыратын бірнеше теңдеулер жазуға мүмкіндік береді :

$$g_i = (v / v_i) b_i = (\mu_i / \mu) b_i = (r / r_i) b_i \quad (21)$$

$$b_i = (\rho / \rho_i) g_i = (v_i / v) g_i = (r_i / r) g_i = (\mu / \mu_i) g_i \quad (22)$$

Газ қоспасының газ тұрақтысы әрбір газдың массалық үлесінің оның газ тұрақтысына көбейтіндісіне тең :

$$r_i = \sum g_i r_i = g_1 r_1 + g_2 r_2 + \dots + g_n r_n \quad (23)$$

Қоспаның меншікті газ тұрақтысын анықтауға арналған тағы бір теңдеу

$$r = \sum g_i r_i = 8314,2 (g_1 / \mu_1 + g_2 / \mu_2 + \dots + g_n / \mu_n) \quad (24)$$

Қоспаның газ тұрақтысын қоспаның белгілі молярлық массасы бойынша анықтауға болады : $r = 8,314 / \mu$.

Егер қоспаның көлемнің құрамы берілсе, онда (21) теңдеуден аламыз:

$$R = \frac{1}{\sum b / R_i} = 1 / (b_1 / R_1 + b_2 / R_2 + \dots + b_m / R_n) \quad (25)$$

9. Реал газдар және олардың қасиеттері

Реал газдар идеал газдардан бұл газдардың молекулаларының ақырғы дербес көлемдерінің болуымен ерекшеленеді және өзара электромагниттік және кванттық табиғаты бар өзара әрекеттесу күштерімен байланысты болады. Бұл күштер кез-келген молекулалар арасында кез – келген жағдайларда болады және молекулалар арасындағы қашықтықтың артуымен азаяды. Молекулалардың аз қашықтыққа жақындауы кезінде тартылыс күштері күрт төмендейді және өте үлкен мәндерге жеткен итеру күштеріне өтеді. Молекулалардың арасында өзара әрекеттесу күштерінің болуына байланысты идеал газдар заңы ешқандай жағдайларда реал (нақты) газдарға қатаң қолданыла алмайды. Яғни реал газ Клапейрон-Менделеевтің идеал газ күйі теңдеуімен сипаттала алмайды. Реал газдардың әртүрлі қасиеттерін тәжірибелік есептеу кездерінде, сығылу коэффициенті аталатын, қатынас қолданылады:

$$pV/RT = C, \quad (26)$$

Идеал газдар үшін кез-келген жағдайларда $pv = RT$ және $C = 1$ болатындықтан, сығылу коэффициенті реал газ қасиеттерінің идеал газдар қасиеттерінен ауытқуын көрсетеді. C -ның мәні реал газдар үшін қысым мен температураға тәуелді бірден үлкен және кем бола алады және тек қана өте аз қысымдар мен жоғары температураларда ол бірге теңеседі.

10. Бойль температурасы туралы ұғым

- Клапейрон-Менделеев теңдеуінен кез-келген тұрақты температурада pV -нің p -ға тәуелділігі қысым өсіне параллель тік кескінделуі керек екенін байқаймыз. Шын мәнінде барлық газдардың изотермалары, тіпті төменгі қысым аймағында да қисықтарды көрсетеді.
- Ордината өсінде минимум нүктелі ($p = 0$) изотермаға сәйкес температура, Бойль температурасы деп аталады.
- Бойль нүктесінен басталатын изотерма, біраз бойлықта абсцисса өсіне параллель, тіке болады, яғни бұл жерде заң сақталады

$$pV/p_0V_0 = \text{const.} \quad (27)$$

- Бойль температурасынан жоғары басталатын барлық изотермалар, үдемелі қисықтар түрінде болады. Ауа үшін Бойль температурасы 54°C тең.
- Нақты газдардың қасиеттері, сандық және сапалық қатынаста, өздерінің идеал газдарынан ерекшеленеді.
- Идеал газдар заңдары негізінде нақты газдар үшін алынған барлық нәтижелерді, өте үлкен сиреу кезінде дұрыс және жуықталған деп қарастыру қажет ($p \rightarrow 0$).

1. Ван-дер-Ваальс күй теңдеуі

Ван-дер-Ваальс күй теңдеуі реал газдар қасиеттерін талдамалы сипаттаудың бірінші қадамының бірі. Бұл теңдеу реал газдардың сапалық ерекшеліктерін, олардың идеал газдардан айырмашылығын көрсетеді.

Өзара әрекеттесу күштері қатты және сұйық денелерде өте үлкен және газ тәріздес күйден сұйық күйге өтуге жақын газдарда жоғары.

Демек, газ күйі қаншалықты сұйыққа өту аймағынан алыс болса, соншалықты молекулалар арасындағы қашықтық үлкен болады, яғни олардың арасындағы өзара әрекеттесу күші аз және реал газ күйінің идеалға жақындығы соншалықты жақын. Және керісінше, газ күйі сұйық аймағына жақын болған сайын, өзара әрекеттесу күші үлкен және оның идеал газ күйінен ауытқуы мәндірек. Сонымен, реал газдар қасиеттерін зерттеу кезінде молекулалар мен оның көлемі арасындағы өзара әрекеттесу күштерін ескеру қажет.

Ван-дер-Ваальс өзінің теңдеуіне екі түзету енгізді, ол реал газдың идеал газдан ауытқуын ескереді.

Молекулалардың өз көлеміне тәуелді, бірінші түзету:

Клапейрон теңдеуін келесі түрде көруге болады:

$$V = rT/p \tag{28}$$

- Қысымның артуы кезінде көлем v төмендейді, егер $p \rightarrow$, онда $v \rightarrow 0$. Бұл, молекулалар шексіз аз көлемді алатын, идеал газдың анықтамасымен толығымен сәйкес келеді.
- Молекулалары соңғы көлемді алатын реал газды қарастырсақ және молекулалар арасындағы саңылаулар көлемін ескерсе, онда молекулалардың қозғалысы үшін еркін көлем $v - b$ тең, мұндағы $b = v_{\text{мол}} + v_{\text{аз}}$. b шамасы — газды сығуға болатын ең аз көлем.

- Бұл жағдайларда Клапейрон теңдеуі келесі түрде болады:

$$v - b = r T / p \quad (29)$$

- Егер алынған тәуелділікте қысым p артатын болса және ұмтылса, онда еркін көлем ($v - b$) нөлге ұмтылады немесе $v - b$, яғни $p \rightarrow$ кезінде газ көлемі b шамасына ұмтылады, ол молекулалардың өзінің көлеміне тәуелді. Әрбір газ үшін b шамасы белгілі бір сандық мәнде болады.
- Клапейрон теңдеуі бойынша идеал газ теңдеуі келесідей анықталатын болғандықтан

$$p = r T / v, \quad (30)$$

- ал нақты газ үшін — b шамасын ескергенде:

$$p = r T / (v - b), \quad (31)$$

- онда бірдей температуралар кезінде нақты газдардың қысымы жоғары болады.
- Бұл реал газда идеал газға қарағанда, еркін көлемнің төмен болуымен түсіндіріледі, яғни молекулалардың еркін өту ұзындығыда аз болады, бұл реал газ молекулаларының ыдыс қабырғасына көп рет соғылуына әкеледі, яғни қысымның артуына.

екінші түзету: молекулалар арасындағы өзара әрекеттесу күштерінің әсерін ескереді.

- Реал газда молекулалар арасында өзара әрекеттесу күші бар болған кезде, ыдыс қабырғасына соғу күші төмен болады, өйткені ыдыс қабырғасына жақын барлық молекулалар ылыс ішіндегі көрші молекулалармен тартылады. Демек, реал газдан түсетін қысым идеал газ қысымымен салыстырғанда, молекулалар арасындағы өзара әрекеттесу күштерін ескеретін, қысымға енгізілген түзетуді көрсететін Δp шамасына аз болады. Бұл түзету Δp тартылатында, тартушыда молекулалар санына тура пропорционал, немесе газ тығыздығының квадратына тура пропорционал, немесе оның меншікті көлемінің квадратына кері пропорционал:

$$\Delta p = a\rho^2 = a/v^2 \quad (32)$$

- мұндағы — күй параметрлеріне тәуелсіз, әрбір газ үшін белгілі бір сандық мәнді қабылдайтын пропорционалдық коэффициенті.
- Екінші түзетуді енгізе отырып, аламыз

$$p = \frac{rT}{v-b} - \Delta p \quad \text{немесе} \quad p = \frac{rT}{v-b} - \frac{a}{v^2} \quad (33)$$

- Осыдан Ван-дер-Ваальс теңдеуі келесі түрге енеді

$$(p + a/v^2)(v-b) = rT.$$

- Бұл теңдеуді Ван-дер-Ваальс 1873 ж. жариялады.
- a/v^2) шамасын ішкі қысым деп атайды, сұйықтар үшін ол үлкен мәнге ие (су үшін температура 293 К кезінде $a/v \approx 10800$ бар); газдар үшін ішкі қысым салыстырмалы көп емес және газдың қысымы мен температурасына тәуелді.
- Ван-дер-Ваальс теңдеуі нақты заттардың сұйық және газ тәріздес күйдегі беталысын дәл айқындайды, екіфазалық күй үшін ол қолданылмайды.
- 1 кмоль газ үшін Ван-дер-Ваальс теңдеуі жазылады:

$$(p + a_\mu / v_\mu^2)(v_\mu - b_\mu) = 8314,2T \quad (34)$$

- Ван-дер-Ваальс күй теңдеуімен анықталатын нақты газ үшін, параметрлердің негізгі жеке тумалары келесі түрде болады:

$$\left(\frac{\partial p}{\partial v} \right)_T = -\frac{rT}{(v-b)^2} + \frac{2a}{v^2}$$

$$\left(\frac{\partial v}{\partial T} \right)_p = \frac{r}{p - \frac{a}{v^2} + \frac{2ab}{v^2}}$$

$$\left(\frac{\partial v}{\partial T} \right)_v = \frac{v-b}{r}$$

12. Термиялық коэффициенттер

Жеке туындының $(\partial v / \partial p)_T$ көлемге V қатынасы тұрақты температурадағы қысымның артуымен көлемнің өзгеру жылдамдығын сипаттайды. Бұл қатынасты денені *сығудың изотермиялық коэффициенті* деп атайды:

$$\beta_T = -1 / v(\partial v / \partial p)_T$$

Теңдіктің оң жағындағы минус таңбасы β_T оң шама болып алынуы үшін қойылған, өйткені $(\partial v / \partial p)_T$ барлық уақытта теріс.

- Жеке туындының $(\partial v / \partial p)_T$ көлемге V қатынасы, көлем тұрақты болып қалатын болса, қыздыру кезіндегі көлемнің өзгеру жылдамдығын сипаттайды. Бұл қатынасты дененің *кеңеюінің термиялық коэффициенті* деп атайды:

$$\alpha_p = 1 / v(\partial v / \partial T)_p$$

- Жеке туындының қысымға P қатынасы, егер дене көлемі тұрақты болып қалатын болса, температура артқан кездегі қысымның өзгеруінің қарқындылығын сипаттайды. Бұл қатынасты жылулық *серпімділік коэффициенті* немесе *қысымның термиялық коэффициенті* деп атайды:

$$\gamma_T = 1 / p(\partial p / \partial T)_T$$

- Термиялық коэффициент арасында тәуелділік бар $\beta_T = \alpha_p / \gamma_T p$

Осыдан қысымның термиялық коэффициенті тең болады

$$\gamma_T = \frac{1}{p} \frac{\alpha_p}{\beta_T}$$

- Коэффициенттер α_p, β_T экспериментті анықталады. Идеал газдар үшін

$$\alpha_p = \beta_T = 1 / T = 1 / 273,15$$

Бақылау сұрақтары:

1. Идеал газ күйінің теңдеуі.
2. Бойль-Мариотт заңы.
3. Идеал газ үшін Гей-Люссак заңы.
4. Шарль заңы.
5. Авогадро заңы.
6. Идеал газ күйінің әмбебап теңдеуі.
7. Газ қоспасының берілу әдістері.
8. Газ қоспаларының негізгі қасиеттері.
9. Ван-дер-Ваальс күй теңдеуі.
10. Ван-дер-Ваальс енгізген түзетулер.
11. Реал газдардың идеал газдардан айырмашылығы.
12. Бойль температурасына анықтама беріңіз.
13. Қандай термиялық коэффициенттерді білесіз?
14. Термиялық коэффициенттер арасындағы математикалық байланысты түсіндіріңіз.