

Қарағанды техникалық университеті

*Дәріс барлық мамандыққа
арналған*

Дәріс тақырыбы: Термодинамика негіздері

Физика кафедрасының аға оқытушысы,

физика магистрі: Копбалина Қ.Б.

Жоспар:

1. Термодинамика. Термодинамикалық параметрлер.
2. Идеал газдың ішкі энергиясы. Ішкі энергия өзгерісі
3. Жылу мөлшері. Жылу алмасу және оның түрлері
4. Термодинамикадағы жұмыс
5. Термодинамиканың бірінші заңы
6. Термодинамиканың бірінші заңың әртүрлі процестерге қолдану
7. Термодинамиканың екінші бастамасы
8. Карно циклі

Термодинамика - термодинамикалық тепе-теңдік күйдегі макроскопиялық жүйенің жалпы қасиетін және осы күйлердің аралығында өтетін процестерді зертейтін физиканың бір бөлімі.

Термодинамикалық параметрлер - термодинамикалық жүйелердің қасиеттерін сипатайтын негізгі физикалық шамалар.

Қысым

P
[Па]

Температура

T
[K]

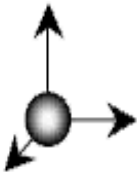
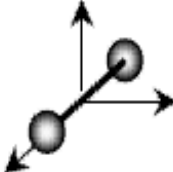
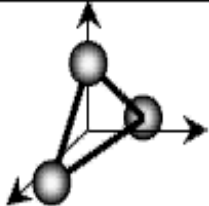
Көлем

V
[м³]

Ішкі энергия – жүйенің термодинамикалық күйінің бір мәнді функциясы. Бұл жүйе бір күйден екінші күйге өткендегі ішкі энергияның өзгерісі осы күйлердегі ішкі энергиялардың мәндерінің айырымымен ғана анықталып, ал оның өту жолына тәуелсіз.

Ішкі энергияға жүйенің қозғалысының кинетикалық және сыртқы өрістердегі жүйенің потенциалдық энергиялары тиісті емес.

Еркіндік дәреже саны бұл – жүйенің кеңістіктегі орнын толық анықтайтын тәуелсіз айнымалылардың (координаталардың) саны.

Еркіндік дәреже саны	Біратомды газ	Екіатомды газ	Көпатомды газ
			
Ілгерлемелі	3	3	3
Айналмалы	—	2	3
Барлығы	3	5	6

Молекулалардың еркіндік дәрежелері бойынша энергияның бірқалыпты таралу заңы

$$\langle E_i \rangle = \frac{\langle E_0 \rangle}{3} = \frac{1}{2} kT$$

Молекуланың орташа энергиясы

$$\langle E \rangle = \frac{i}{2} kT$$

мұндағы i - молекуланың ілгерілемелі, айналмалы және екі еселенген тербелмелі еркіндік дәреже сандарының қосындысы:

$$i = i_{\text{ілг}} + i_{\text{айн}} + 2i_{\text{терб}}$$

1 моль газдың ішкі энергиясы:

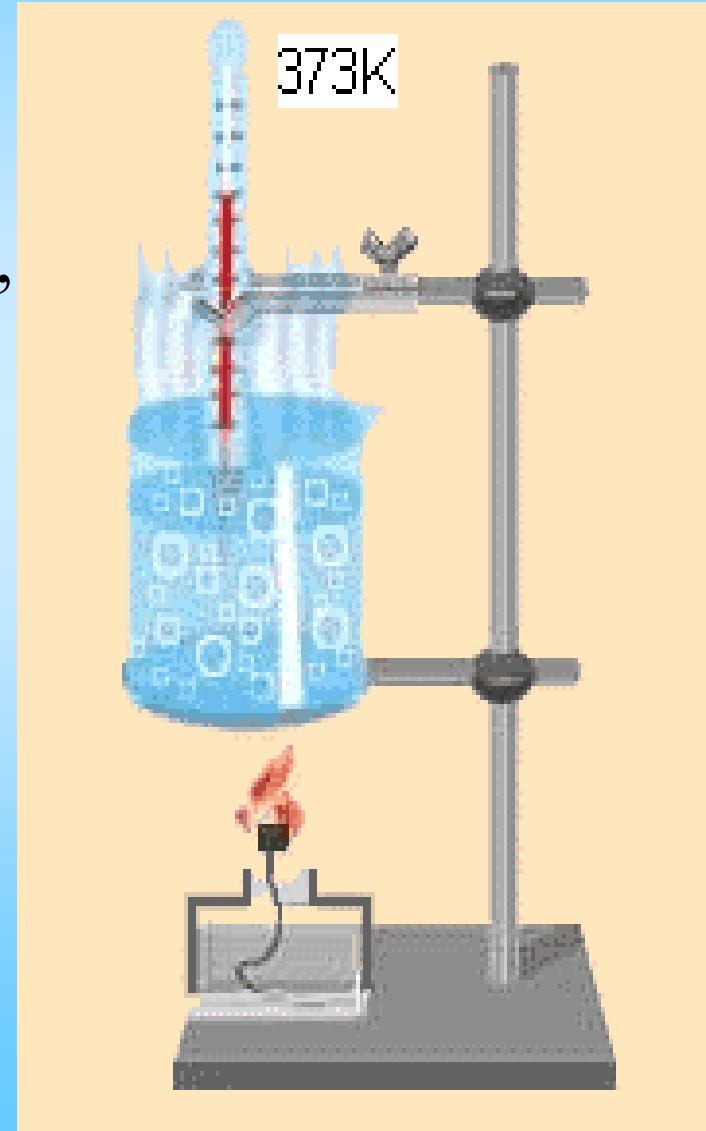
Идеал газдағы молекулалар өзара әсерлеспейді, бір моль газға берілген ішкі энергия N_A молекуланың кинетикалық энергияларының қосындысына тең болады:

$$U_m = \frac{i}{2} kTN_A = \frac{i}{2} RT$$

m массалы газдың ішкі энергиясы:

$$U = \frac{m}{M} \frac{i}{2} RT = \nu \frac{i}{2} RT$$

M – мольдік масса,
 ν – зат мөлшері.



Термодинамиканың бірінші бастамасы

Тәжірибенің көрсетуі бойынша энергияның сақталу заңына сәйкес жүйенің бір күйден екінші күйге өтуінің кез келген жолы кезінде ішкі энергияның өзгерісі $\Delta U = U_2 - U_1$ бірдей болады және жүйенің алған жылу мөлшерінің

Q және сыртқы күштерге қарсы жұмсалған жұмысының A айырымына тең:

$$\Delta U = Q - A \quad \text{немесе} \quad Q = \Delta U + A$$

Дифференциалдық түрде

$$\delta Q = dU + \delta A$$

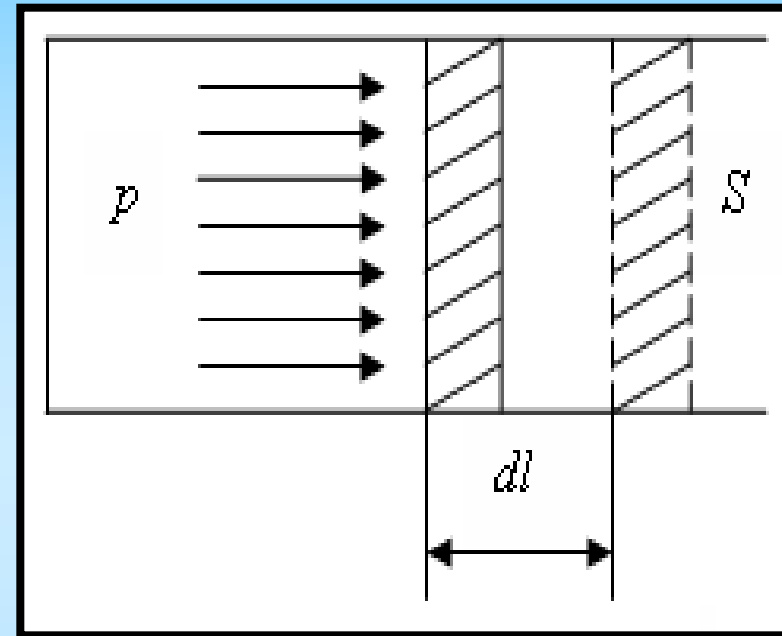
Газ көлемінің өзгерісі кезіндегі жұмысы

Идеал газдың ұлғаю жұмысы

Егер газ ұлғая отырып поршеньді шексіз аз қашықтығына жылжытатын болса, онда мынадай жұмыс жасалады:

$$\delta A = Fdl = PSdl = PdV$$

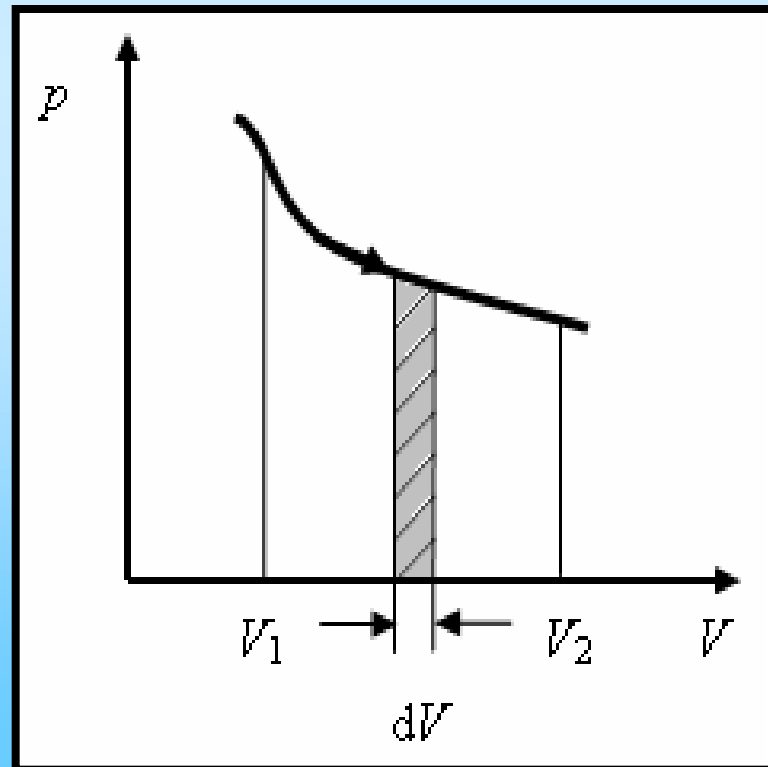
мұндағы S – поршеннің ауданы, $Sdl = dV$ - жүйе көлемінің өзгерісі.



Газдың көлемі V_1 -ден V_2 -ге дейін өзгергендегі толық жұмыс формуласын интегралдау арқылы анықталады:

$$A = \int_{V_1}^{V_2} P dV.$$

Жұмыстың графикалық бейнеленуі



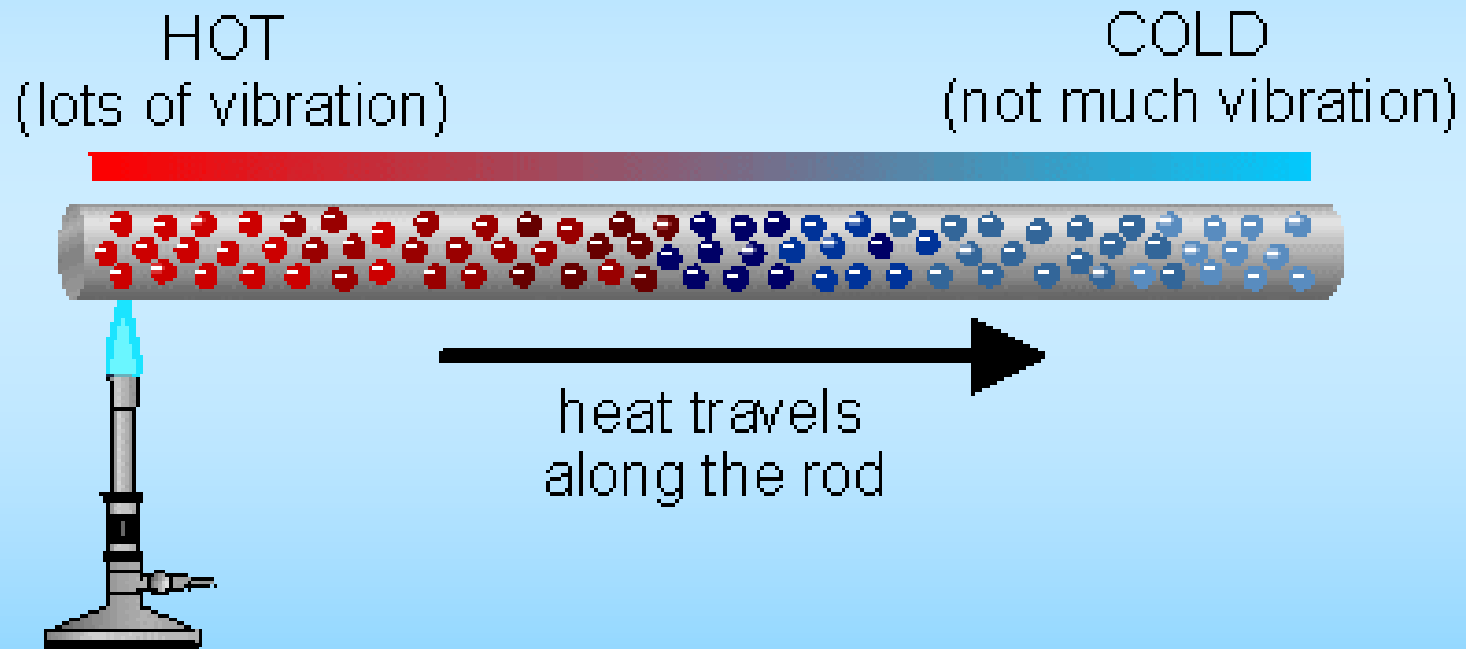
Жылудың берілу түрлері

1. Конвекция
2. Жылу өткізгіштік
3. Сәуле шығару

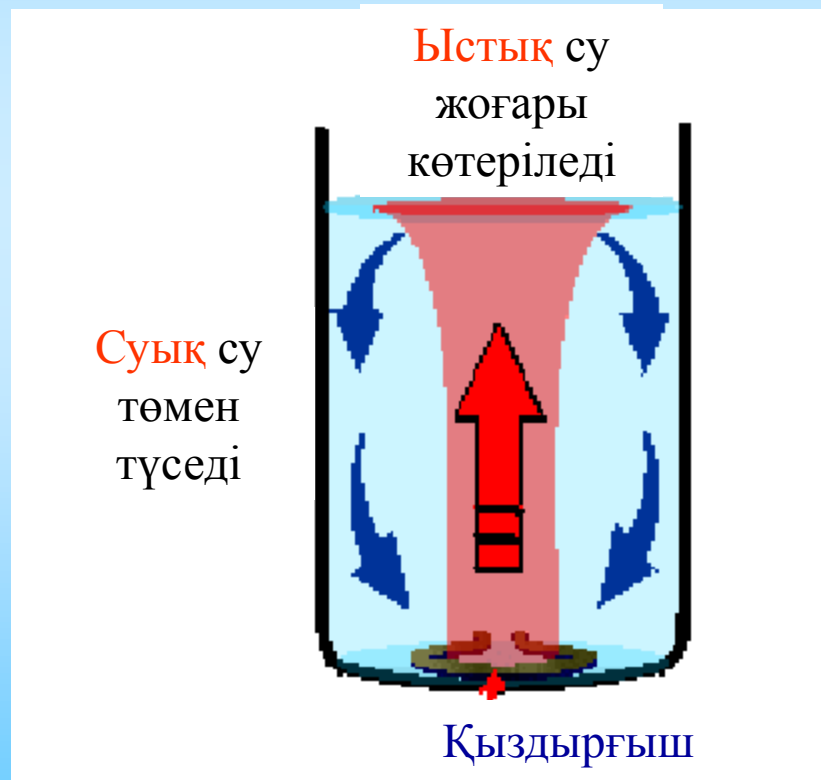
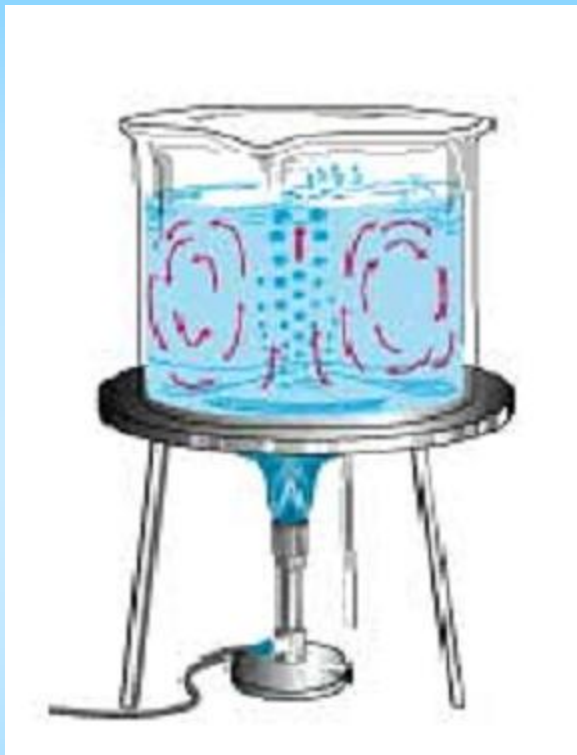


$$Q = cm(T_2 - T_1) = cm\Delta T$$

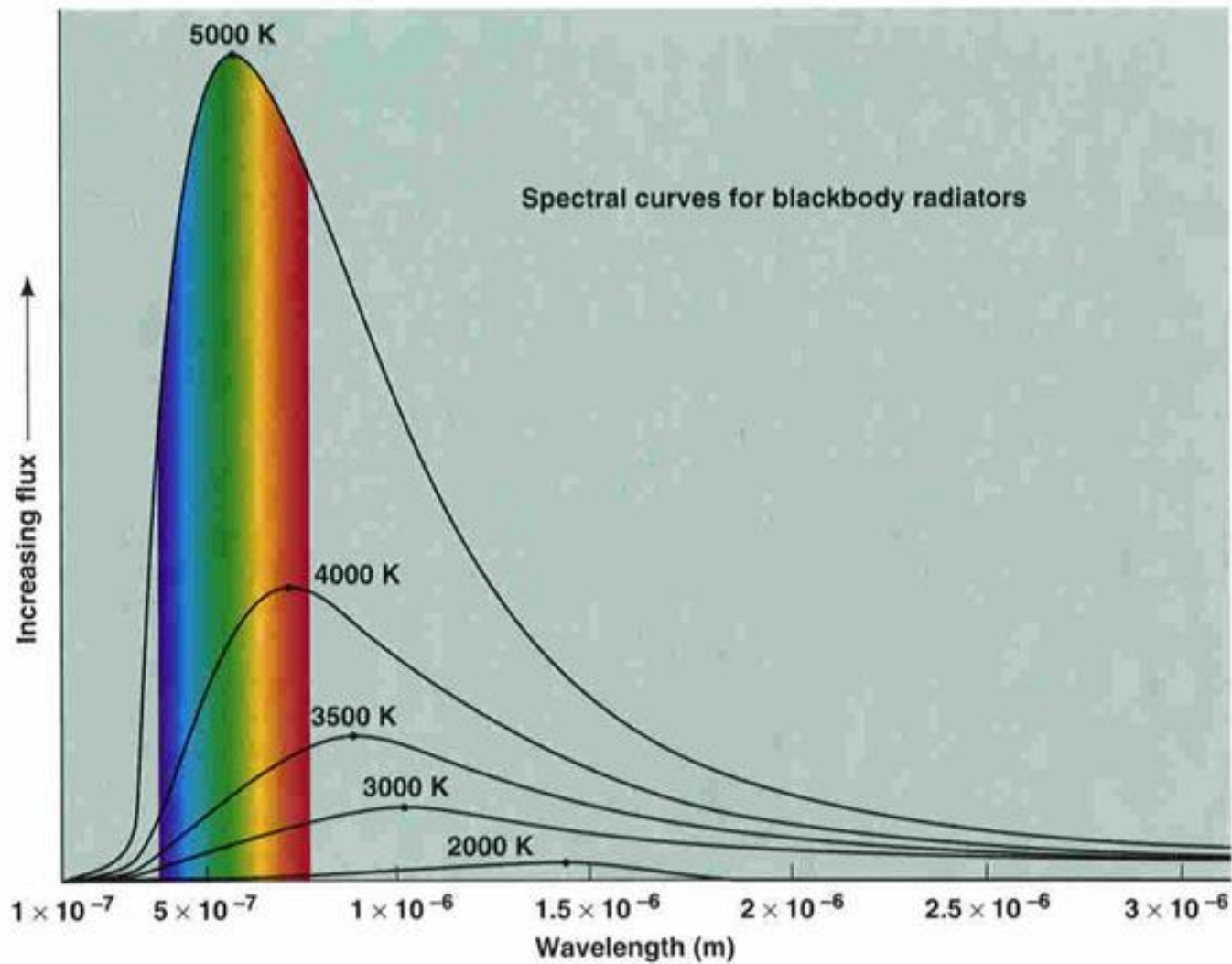
Жылу өткізгіштік



Конвекция



Сәуле шығару



Жылу мөлшері - жылу бір денеден екінші денеге өткен кездегі тасымалдаған энергия мөлшеріне тең шама.

$$Q = cm(T_2 - T_1) = cm\Delta T$$

Жылу алмасу – жұмыс атқармай, энергияның бір денеден екінші бір денеге берілу процесі.

Заттың меншікті жылу сыйымдылығы – 1 кг затты 1 К-ге қыздыру үшін қажетті жылу мөлшеріне тең шама:

$$c = \frac{\delta Q}{m dT} \quad - \left[\frac{\text{Дж}}{\text{кг} \cdot \text{К}} \right]$$

Молярлық жылу сыйымдылық – 1 моль затты 1 К-ге қыздыру үшін қажет жылу мөлшеріне тең шама:

$$C_m = \frac{\delta Q}{\nu dT} \quad - \left[\frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \right]$$

Меншікті жылу сыйымдылығы молярлық жылу сыйымдылығымен келесі қатынас арқылы байланысқан $C_m = cM$

Тұрақты көлемдегі молярлық жылусыйымдылығы

$$\delta Q = dU + \delta A$$

$$\delta A = PdV; \quad C_m = \frac{\delta Q}{\nu dT}$$

екенін ескерсек, 1 моль газ үшін алатынымыз

$$C_m dT = dU_m + pdV$$

Егер газ $V = const$ тұрақты көлемде қыздырылатын болса, онда сыртқы күштердің жұмысы нөлге тең және газға сырттан берілетін жылу оның ішкі энергиясының ұлғаюына ғана кетеді:

$$C_V = \frac{dU_m}{dT}. \quad dU_m = \frac{i}{2} R dT; \quad C_V = \frac{i}{2} R.$$

Майер теңдеуі

Егер газ тұрақты қысымда қыздырылатын болса, онда өрнекті былай жазуға болады:

$$C_P = \frac{dU_m}{dT} + \frac{PdV}{dT}$$

$\frac{dU_m}{dT}$ қатынасы процестің түрінен тәуелсіз (идеал газдың ішкі энергиясы P -дан да, V -дан да тәуелсіз, ол тек T анықталады) және әрқашан C_V тең. Бір моль газ үшін $PV = RT$ Менделеев – Клапейрон теңдеуін ($P = const$ болғанда) T бойынша дифференциалдағанда **Майер теңдеуін** аламыз:

$$C_P = C_V + R.$$

Тұрақты қысымдағы молярлық жылуsыйымдылығы

$$C_P = \frac{i+2}{2} R$$

Термодинамикалық процестерді қарастырған кезде әрбір газдың өзіне тән C_P -ның C_V -ға қатынасын білу қажет:

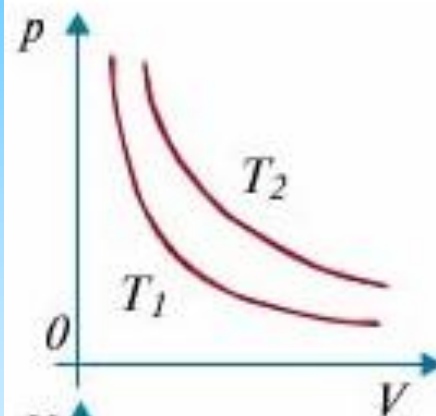
$$\gamma = \frac{C_P}{C_V} = \frac{i+2}{i}$$

Изопроцестер дегеніміз — негізгі күй параметрлерінің біреуі тұрақты болып отыратын теңсалмақты процестер.

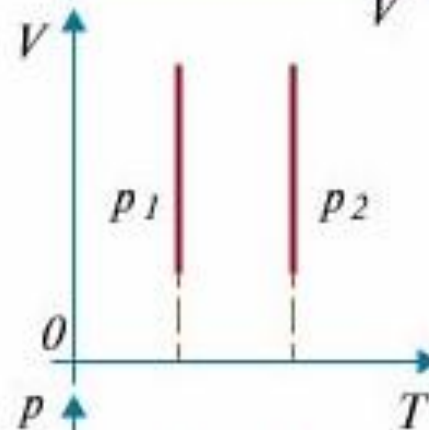
Изопроцестер

**Изотермиялық
процесс**

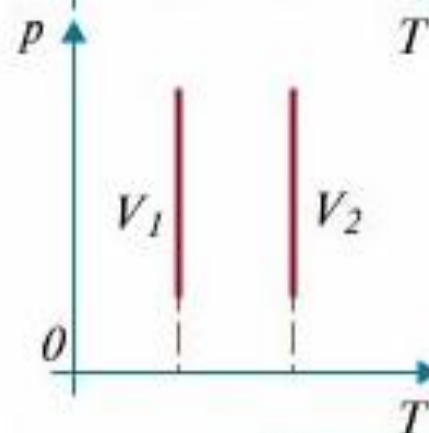
$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$



$$T_1 < T_2$$



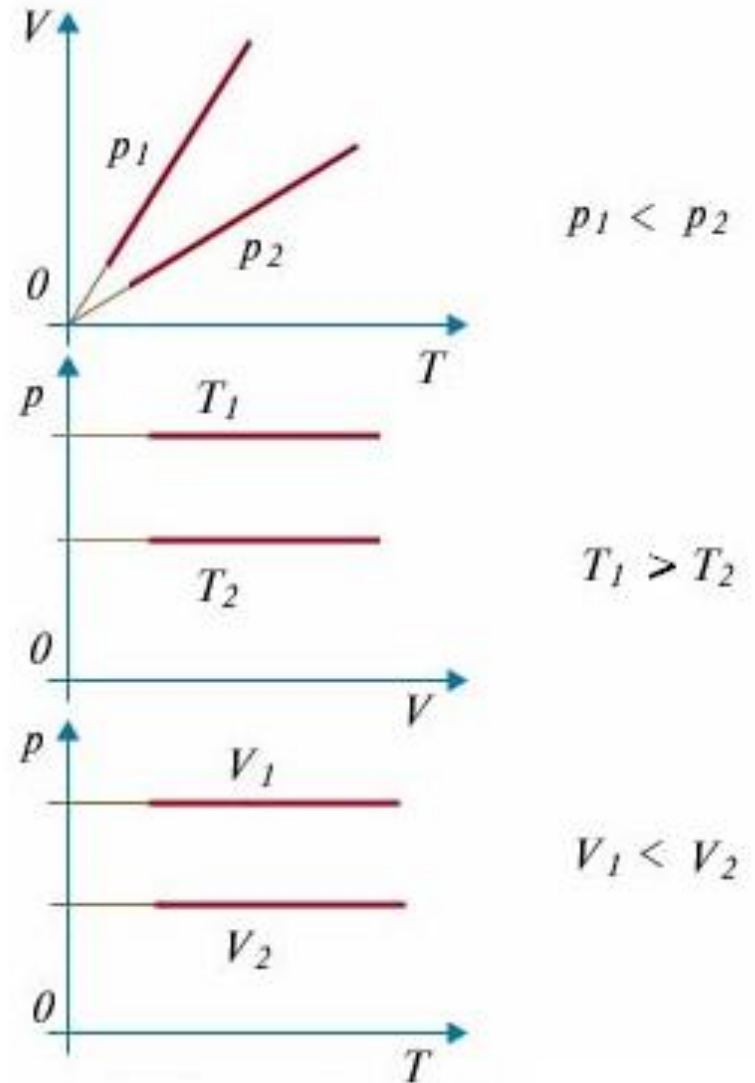
$$p_1 < p_2$$



$$V_1 < V_2$$

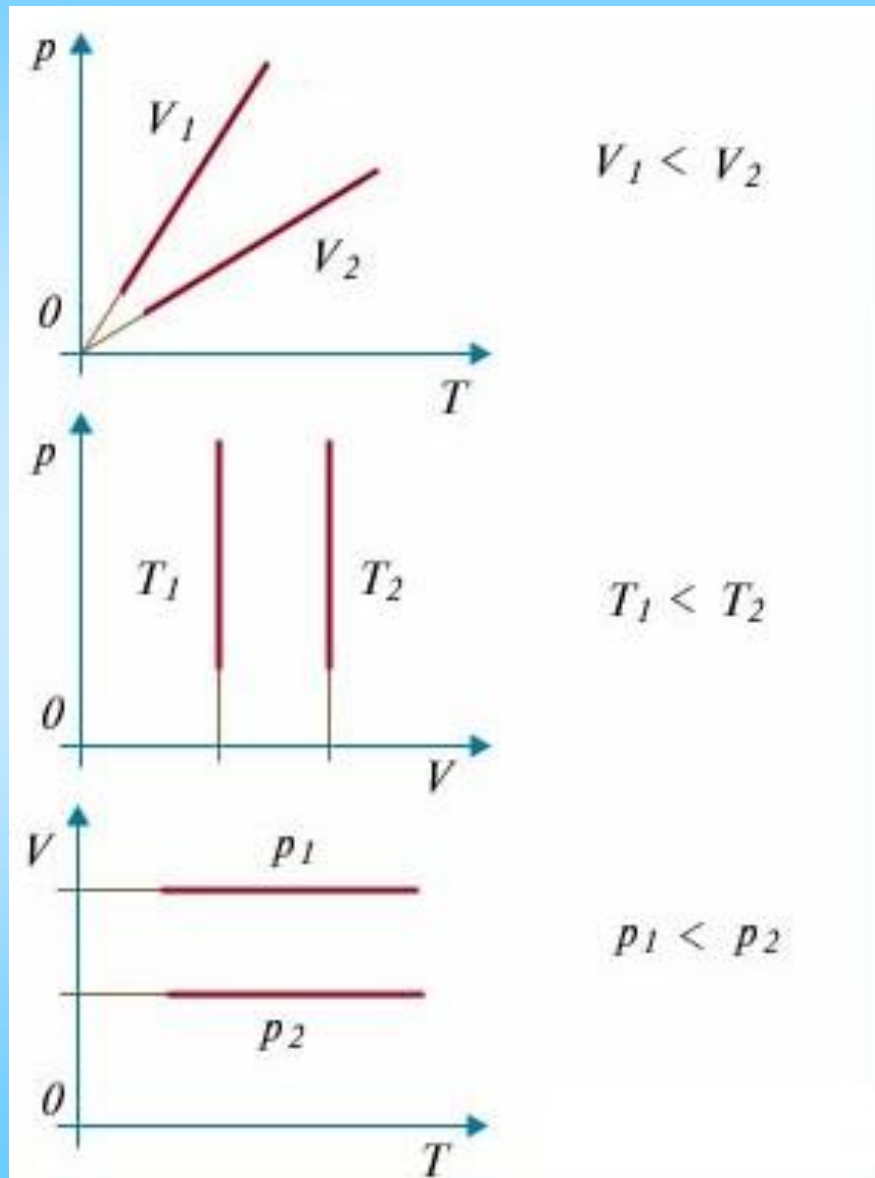
Изобарлық процесс

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



Изохорлық процесс

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$



Адиабаталық процесс

Адиабаталық процесс кезінде қысымның ұлғаюы көлемнің кішіреуі мен температураның жоғарылауына тәуелді.

Процесстің теңдеуі:

$$A = -\Delta U$$

$$PV^\gamma = \text{const}$$

$$TV^{\gamma-1} = \text{const}$$

$$T^\gamma p^{1-\gamma} = \text{const}$$

$$A = \frac{p_1 V_1}{\gamma - 1} \left[1 - \left(\frac{V_1}{V_2} \right)^\gamma \right]$$

Термодиканың бірінші заңың әртүрлі процесстерге қолдану

Изотермиялық процесс

$$Q = A$$

Изобарлық процесс

$$Q = \Delta U + A$$

Изохорлық процесс

$$Q = \Delta U$$

Адиабаталық процесс

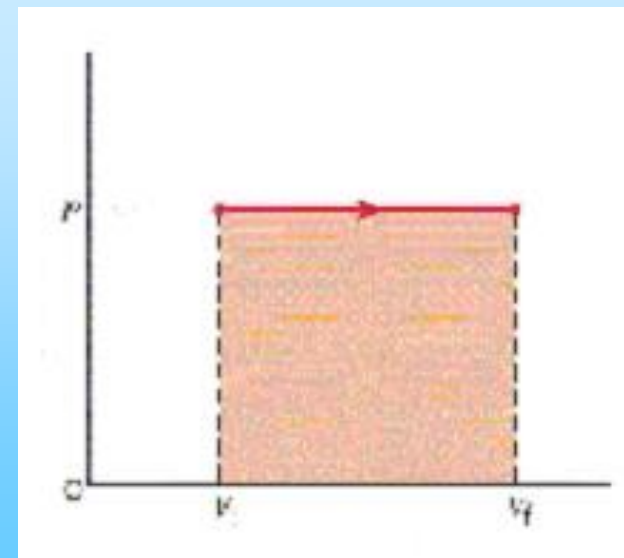
$$Q = 0$$

Изобаралық процесс

$$A = p \Delta V = \mu R \Delta T$$

$$\mu R \Delta T = \mu C_p \Delta T$$

$$Q_A = \mu C_p \Delta T$$



Изохоралық процесс

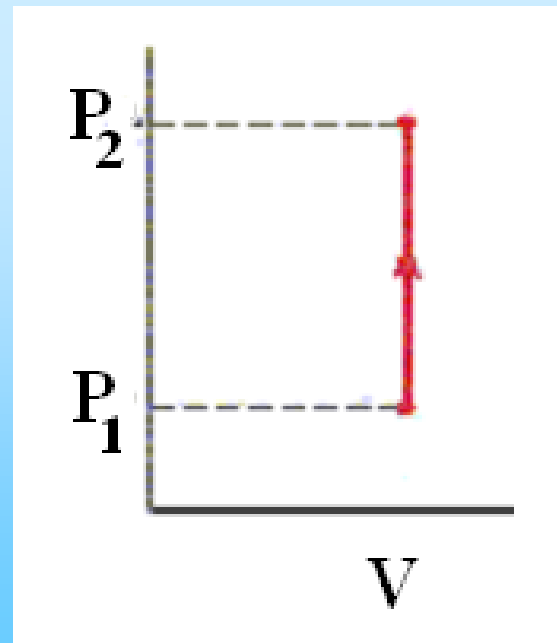


$$A = 0$$

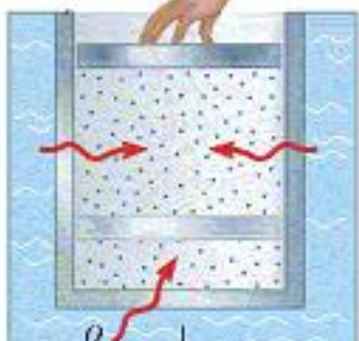
$$\delta Q = dU$$

$$\delta Q = dU$$

$$\delta Q = dU$$



Изотермиялық процесс

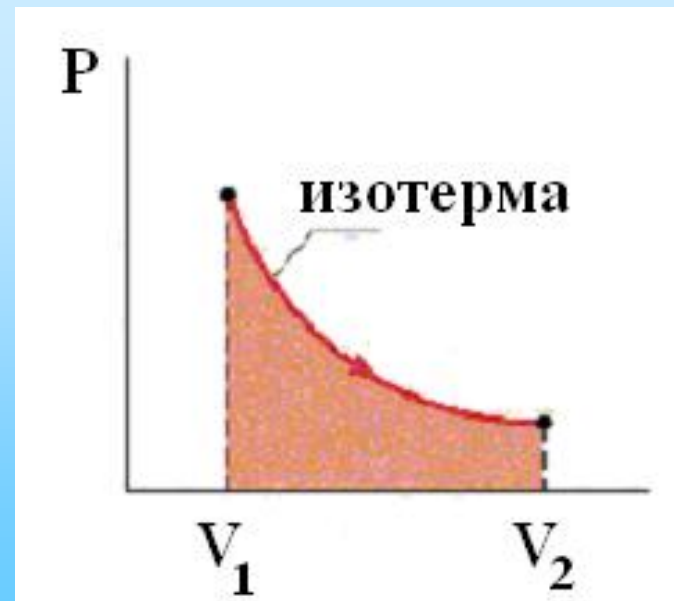


Температурасындағы
ыстық су

$$A = \int_1^2 p \, dV = \mu \int_1^2 \frac{dV}{V}$$

$$\Delta U = 0$$

$$Q = \mu R T \ln \frac{V_2}{V_1}$$



Адиабаталық процесс

Адиабаталық процесс кезінде қысымның ұлғаюы көлемнің кішіреуі мен температураның жоғарылауына тәуелді.

Процесстің теңдеуі:

$$pV^\gamma = \text{const}$$

$$TV^{\gamma-1} = \text{const}$$

$$T^\gamma p^{1-\gamma} = \text{const}$$

$$\delta Q = 0$$

$$\delta A = -dU$$

$$A = \frac{p_1 V_1^\gamma}{\gamma - 1} \left[1 - \left(\frac{V_1}{V_2} \right)^{\gamma-1} \right]$$

Жалпы түрдегі термодинамиканың бірінші бастамасы

$$Q = \Delta U + A;$$

мұндағы Q – газға берілген жылу мөлшері; ΔU – газдың ішкі энергиясының өзгерісі; A – сыртқы күшке қарсы газдың істеген жұмысы.

Термодинамикалық бірінші бастамасы:

- а) Изобарлық процесс кезінде ($p = \text{const}$); $Q = \Delta U + A = \frac{m}{M} C_V \Delta T + p \Delta V$;
б) Изохорлық процесс кезінде ($V = \text{const}$, $A = 0$);

$$Q = \Delta U = \frac{m}{M} C_V \Delta T$$

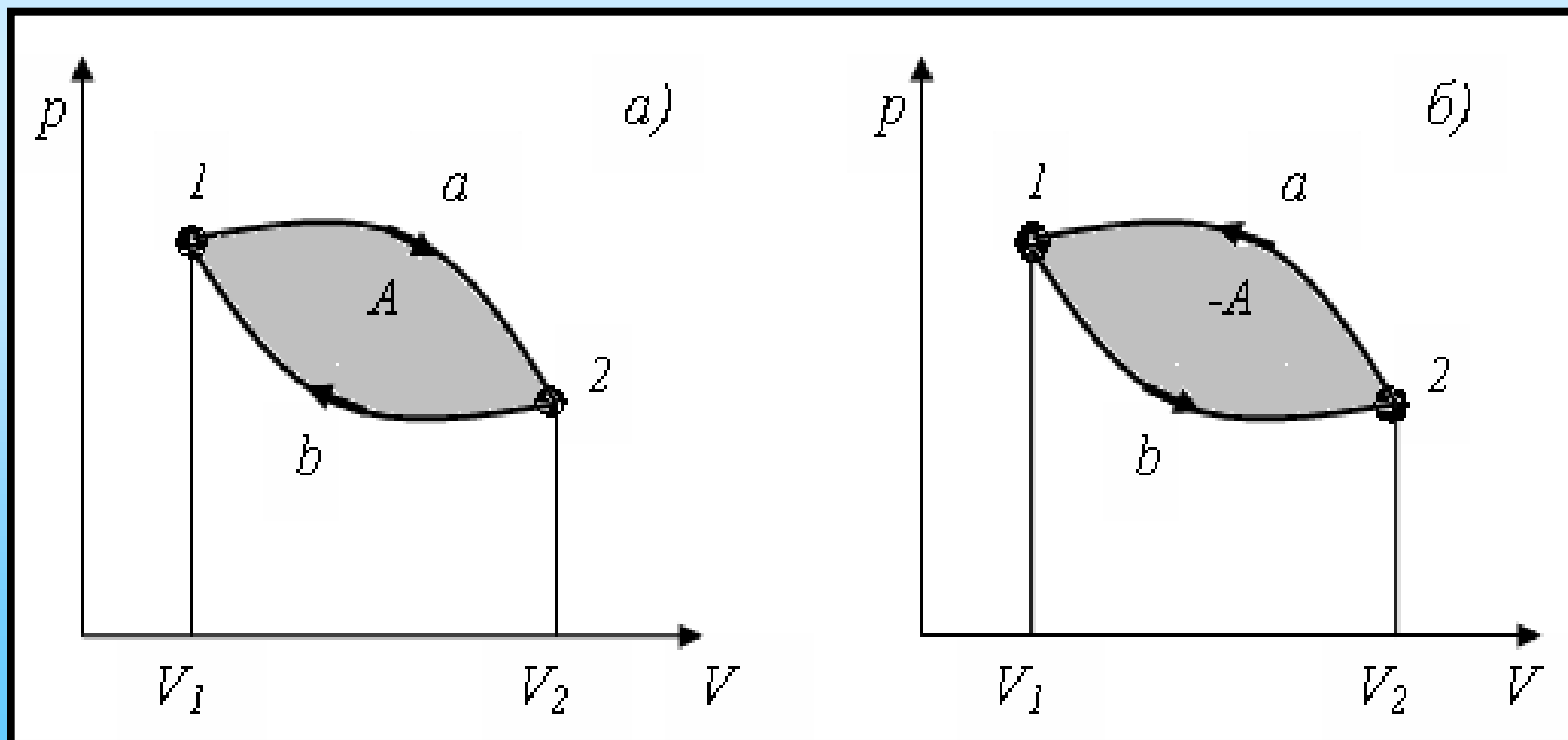
- в) Изотермиялық процесс кезінде ($T = \text{const}$, $\Delta U = 0$);

$$Q = A = \frac{m}{M} RT \ln \frac{V_2}{V_1}$$

- г) Адиабаттық процесс кезінде ($Q = 0$); $A = -\Delta U = -\frac{m}{M} C_V \Delta T$

Дөңгелекті процесс. Қайтымды және қайтымсыз процесстер

Дөңгелек (циклдік) процесс деп жүйе бірқатар күйлер арқылы өтіп, өзінің бастапқы күйіне келетін процесстерді айтады.



Дөңгелек процесс үшін термиялық ПӘК-і.
Термодинамиканың бірінші бастамасынан циклдік процесс үшін

$$Q = \Delta U + A = A$$

яғни бір цикл ішінде жасалған жұмыс сырттан берілген жылудың мөлшеріне тең. Бірақ циклдік процестің барысында жүйе жылуды тек алып қана қоймай, береді де, сондықтан

$$Q = Q_1 - Q_2$$

мұндағы Q_1 жүйенің алған жылу мөлшері,

Q_2 - жүйенің берген жылу мөлшері.

Термиялық пайдалы әсер коэффициенті:

$$\eta = \frac{A}{Q_1} = \frac{Q_1 - Q_2}{Q_1} = 1 - \frac{Q_2}{Q_1}$$

Қайтымды және қайтымсыз процестер

Қайтымды процесс – тура да, кері бағытта да жүре алатын процесс және де егер мұндай процесс алдымен тура, содан соң кері бағытта жүріп, жүйе бастапқы қалпына келетін болса, онда қоршаған ортада және осы жүйенің өзінде ешқандай өзгеріс болмайды. Ал осы шарттарды қанағаттандырмайтын кез келген процесті *қайтымсыз* деп атайды.

Қайтымды процесс – бұл нақты процестердің идеалдандырылуы.

Келтірілген жылу мөлшері - изотермиялық процесс кезінде дененің алатын жылуының жылу Q беретін дененің температурасына T қатынасы.

Денеге процестің шексіз аз бөлігінде берілетін келтірілген жылу мөлшері $\frac{\delta Q}{T}$ -ға тең.

Энтропияның анықтамасы

Кез келген қайтымды процесс кезінде денеге берілетін келтірілген жылу мөлшері нөлге тең:

$$\oint \frac{\delta Q}{T} = 0$$

Интеграл астындағы өрнек – тек қана жүйенің күйімен анықталып, осы күйге жүйенің қалай келгендігіне тәуелсіз анықталатын қандайда бір функцияның толық дифференциалы: $\frac{\delta Q}{T} = dS$

Дифференциалы $\frac{\delta Q}{T}$ болып табылатын күй функциясын *энтропия* деп, оны S әрпімен белгілейді.

Энтропияның өзгерісі

Егер жүйе 1 күйден 2 күйге теңсалмақты ауысу жасаса, онда энтропияның өзгерісі

$$\Delta S_{1 \rightarrow 2} = S_2 - S_1 = \int_1^2 \frac{\delta Q}{T} = \int_1^2 \frac{dU + \delta A}{T}$$

$$dU = \frac{m}{M} C_V dT \quad \delta A = p dV = \frac{m}{M} RT \frac{dV}{V}$$

$$\Delta S_{1 \rightarrow 2} = \frac{m}{M} C_V \int_{T_1}^{T_2} \frac{dT}{T} + \frac{m}{M} R \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V} = \frac{m}{M} \left(C_V \ln \frac{T_2}{T_1} + R \ln \frac{V_2}{V_1} \right)$$

Энтропияның арту принципі

Тұйық жүйедегі барлық процестер энтропияның артуына әкеледі (барлық нақты процестер қайтымсыз болуына байланысты).

Энтропия- температураның бір мәніне сәйкес келетін жылудың өзгерісі. Сыртқы ортаға байланысты, қайтымды қайтымсыз процестерге байланысты оның шамсы өзгереді.

Энтропия, статистикалық тұрғыдан талқылағанда бұл тұйық жүйедегі процестер микрокүйлердің сандарының арту бағыты бойынша, басқа сөзбен айтқанда, ықтималдығы аз күйлерден ықтималдылығы жоғары күйлерге қарай жүретіндігін білдіреді.

Термодинамиканың екінші бастамасы

1) Кельвин бойынша: жалғыз нәтижесі ретінде қыздырғыштан алынған жылу оған эквивалент жұмысқа айналатын циклдік процесс болуы мүмкін емес;

2) Клаузиус бойынша: жалғыз нәтижесі ретінде жылу өздігінен температурасы төмен денеден температурасы жоғары денеге берілетін циклдік процестің болуы мүмкін емес.

Термодинамиканың екінші бастамасын энтропияның өсу заңы ретінде өрнектеуге болады: тұйық жүйедегі кез келген қайтымсыз процесс энтропияның өсуі бойынша жүреді немесе тұйық жүйеде орын алатын процестерде энтропия кемімейді.

Тағы бір тұжырымдамасы

Периодты түрде жұмыс жасайтын двигатель, яғни бір ғана жылу көзінің есебінен жұмыс жасайтын – *екінші текті мәңгілік двигательдің* болуы мүмкін емес.

Жылу двигателі. Карно теоремасы

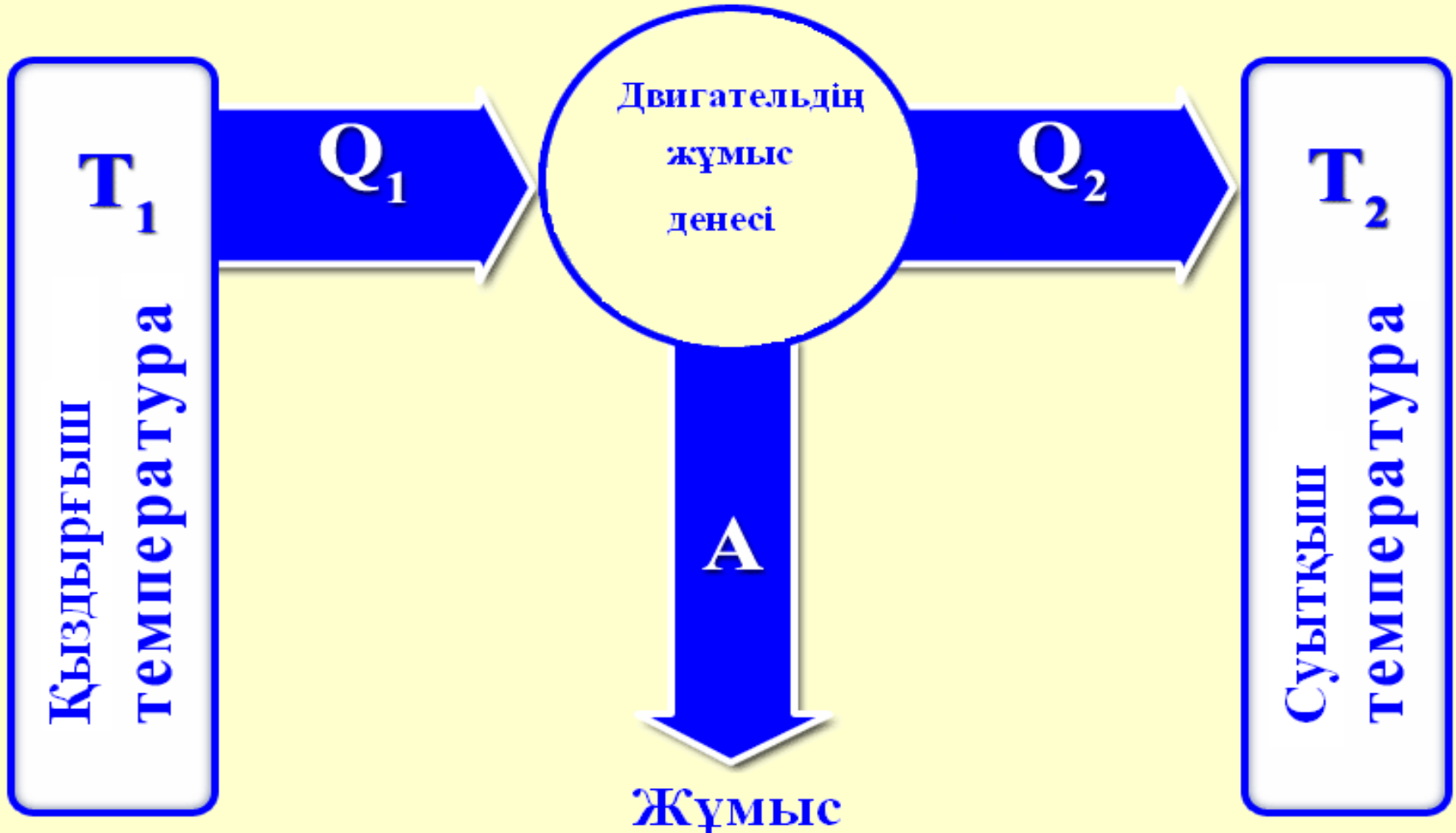
Жылу двигателі – сырттан алынған жылудың есебінен жұмыс жасайтын периодты әрекет ететін двигатель.

Жылу двигательдерінде *тура цикл* қолданылады.

Жылу двигателінің жұмыс істеу

принциптері

$$A = Q_1 - Q_2$$



Жылу двигателдің пайдалы әсер коэффициенті

$$\Delta U = Q - A \xrightarrow{\Delta U=0} A = Q_1 - Q_2$$

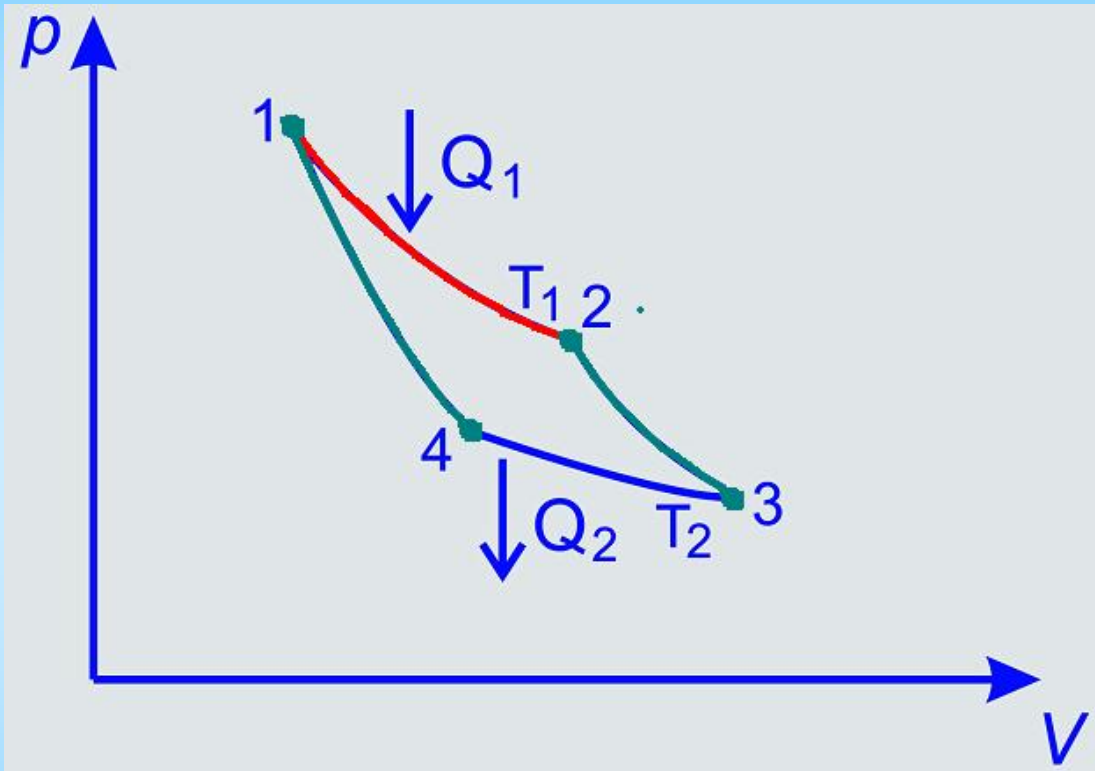
A - циклдегі газдың жұмысы

Q_1 - қыздығыштан алынған жылу

Q_2 - суытқышқа берілген жылу

$$\eta = \frac{A}{Q} = \frac{Q_1 - Q_2}{Q_1}, \quad \eta_{\max} = \frac{T_1 - T_2}{T_1}$$

Карно циклы



1-2 изотерма

2-3 адиабата

3-4 изотерма

4-1 адиабата

$$\eta_{\max} = \frac{T_1 - T_2}{T_1}$$

Тізбектелген термодинамикалық процестер

<p>Изотермиялық ұлғаю 1 – 2</p> <p>$T = const$; $V_2 > V_1$</p>	$A_{12} = \frac{m}{M} RT_1 \ln \frac{V_2}{V_1} = Q_1$
<p>Адиабаталық ұлғаю 2 – 3</p> <p>$\delta Q = 0$; $T_2 < T_1$</p>	$A_{23} = -\frac{m}{M} C_V (T_2 - T_1)$
<p>Изотермиялық сығылу 3 – 4</p> <p>$T = const$; $V_4 < V_3$</p>	$A_{34} = \frac{m}{M} RT_2 \ln \frac{V_4}{V_3} = -Q_2$
<p>Адиабаталық сығылу 4 – 1</p> <p>$\delta Q = 0$; $T_1 > T_2$</p>	$A_{41} = -\frac{m}{M} C_V (T_1 - T_2) = -A_{23}$

Циклдік барысында жасалатын жұмыс

$$A = A_{12} + A_{23} + A_{34} + A_{41} = Q_1 + A_{23} - Q_2 - A_{23} = Q_1 - Q_2$$

және ол қарастырылған изотермалар және адиабаталармен шектелген ауданмен анықталады.



Карно циклының термиялық ПӘК-ті

$$\eta = \frac{Q_1 - Q_2}{Q_1} = \frac{T_1 - T_2}{T_1}$$

Адиабаталық процестің теңдеуі түрінде жаза отырып және суретті қолдансақ мынаны жаза аламыз:

$$T_1 V_2^{\gamma-1} = T_2 V_3^{\gamma-1}; \quad T_1 V_1^{\gamma-1} = T_2 V_4^{\gamma-1}; \quad \frac{V_2}{V_1} = \frac{V_3}{V_4}$$

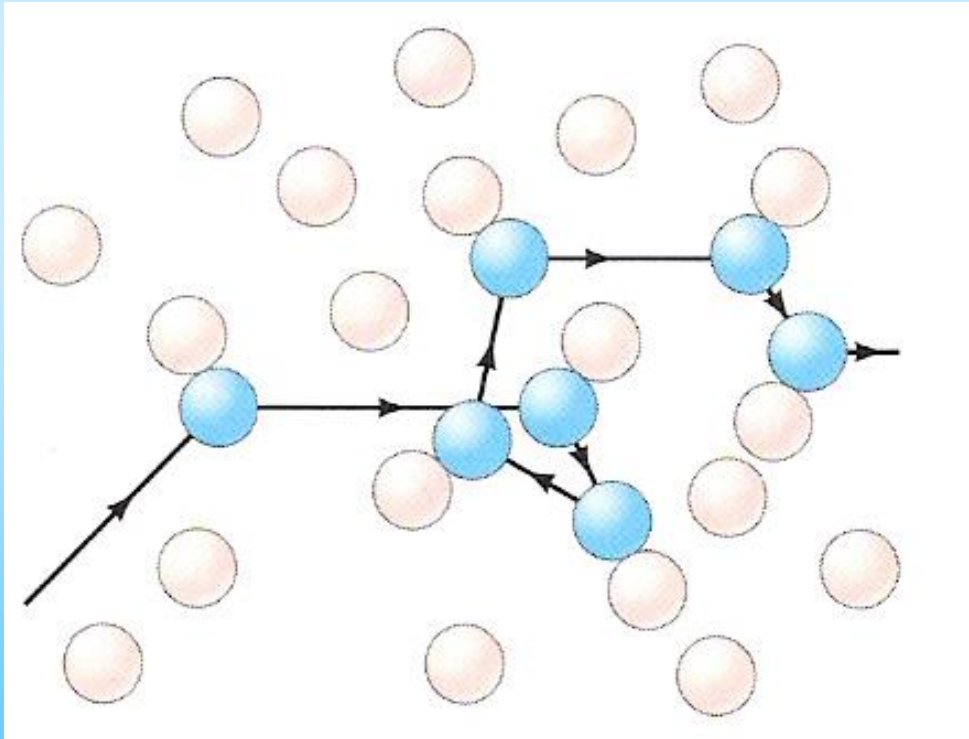
$$\eta = \frac{Q_1 - Q_2}{Q_1} = \frac{\frac{m}{M} RT_1 \ln \frac{V_2}{V_1} - \frac{m}{M} RT_2 \ln \frac{V_3}{V_4}}{\frac{m}{M} RT_1 \ln \frac{V_2}{V_1}} = \frac{T_1 - T_2}{T_1}$$

**Нақты газдар, сұйықтар
және қатты денелер.**

**Молекулааралық өзара
әсерлесудің потенциалдық
энергиясы және күштері**

Нақты газдар

Дәлдіктің жеткілікті дәрежесіндегі сиретілген нақты газдар идеал газдар заңына бағынады. Бұл дегеніміз - молекулалардың арасындағы өзара әсерлесу күштері олардық ара қашықтығына байланысты.



Тәжірибелер көрсеткендей, 1нм аса қашықтықтағы молекулааралық әсерлесуді ескермеуге болады

Нақты газдар

Кез - келген зат қатты, сұйық және газ түріндегі үш түрлі агрегаттық күйде болады. Заттың бұл күйлерін *фазалар* (соңғы кезде заттың төртінші фазалық күйі деп плазманы қарастырады) деп атайды. *Фаза деп бір - бірінен физикалық қасиеті жағынан айырмашылығы бар бір заттың түрлі термодинамикалық тепе - теңдіктегі күйін айтады.*

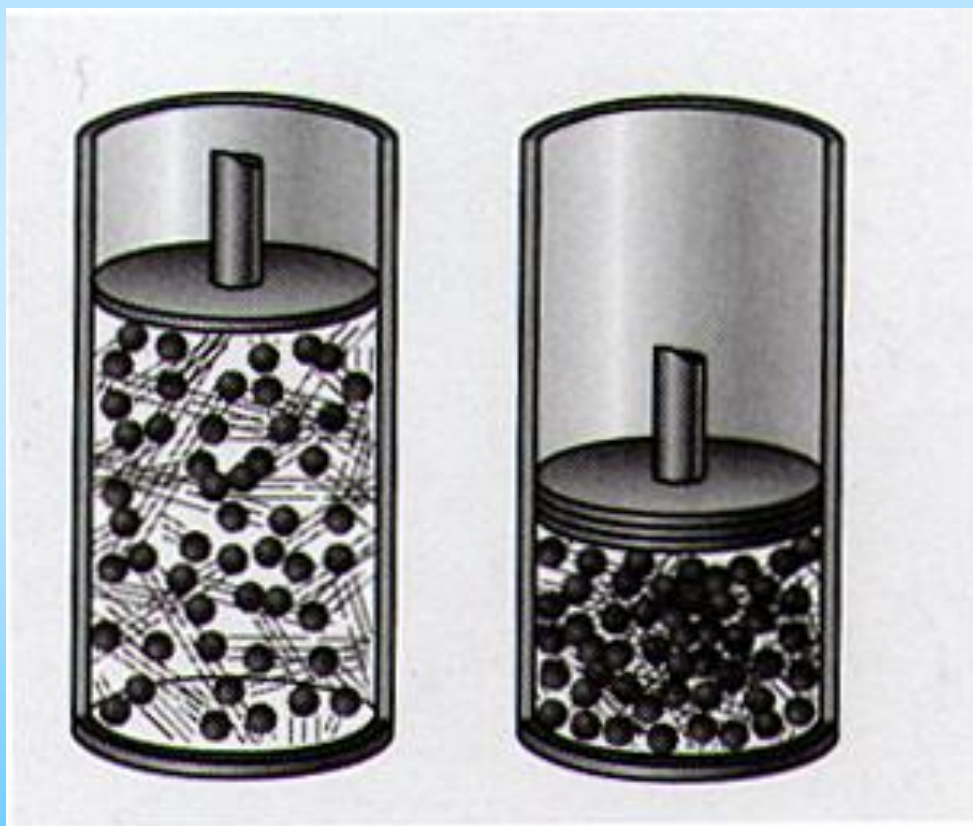
Нақты газдар үшін мыналарды ескеру қажет:

1. *Молекулалардың меншікті көлемін ескеру.* Қандайда бір молекуланың алатын көлеміне басқа молекулалардың енуіне кедергі жасайтын тебілу күштерінің болуына байланысты, нақты газдың молекулалары қозғала алатын нақты бос көлем V_m -ге емес, $V_m - b$ -ға тең, мұндағы b - молекуланың өзінің алатын көлемі. b көлемі молекулалардың ескерілген меншікті көлеміне тең.

2. *Молекулалардың тартылуын ескеру.* Газдың тартылу күштерінің әсері газға әсер ететін *ішкі қысым* деп аталатын қосымша қысымның пайда болуын әкеледі. Ван-дер-Ваальстың есептеулері бойынша ішкі қысым молярлық көлемнің квадратына кері пропорционал, яғни
$$P' = \frac{a}{V_m^2}$$

мұндағы a – молекулааралық тартылу күштерін сипаттайтын Ван-дер-Ваальс түзетуі, V_m - молярлық көлем.

Қысым ұлғайғанда сығылғын газ көлемі молекулалардың өздері алатын көлемге теңеседі



Нақты газ күйінің теңдеуі – Ван-дер-Ваальс теңдеуі

Нақты газдарда келесі ескерілу керек:

- Бөлшектерде өз көлемі болады
- Молекулалар арасында тартылыс және тебіліс күштері бар

Идеал газ күйінің теңдеуі $pV = \nu RT$

молекулалардың өз көлемі мен олардың әсерлесуі ескерілетіндей түрлендірілуі қажет.

ВАН-ДЕР-ВААЛЬС ТЕНДЕУІ

Газдың 1 молі үшін

$$\left(p - \frac{a}{V^2} \right) (V - b) = RT$$

Молекулалардың өзара әсерлесуін ескеру

Молекуланың өз көлеміне түзетілім

$$\left(p - \frac{\nu^2 a}{V^2} \right) (V - \nu b) = \nu RT$$

Газдың туынды массасы үшін

Нақты газдың ішкі энергиясы

Нақты газдың ішкі энергиясы – молекулалардың жылулық қозғалысының кинетикалық энергиясының және молекулааралық өзара әсерлесудің потенциалдық энергиясының қосындысынан тұрады.

Газдың 1молі үшін:

$$U = C_V T - \frac{a}{V}$$

Молекулалардың кинетикалық энергиясының қосындысы

Молекулалардың потенциалдық энергиясының қосындысы

Джоуль-Томсон эффектісі

Нақты газ жағдайы мүлдем басқа. Олардың молекулаларының бір-бірімен әсерлесуінен туатын потенциалдық энергия нөлге тең болмайды. Нақты газдың толық энергиясы молекулалардың кинетикалық энергиясымен олардың өзара әсерлесуінен пайда болатын потенциалдық энергияның қосындысына тең болады, яғни $W = W_k + W_n$.

Потенциалдық энергия газдың көлеміне байланысты. Газ көлемі өзгерген кезде, оның молекулаларының ара қашықтығы өзгереді, олай болса, потенциалдық энергияда өзгереді. Сыртқы ортадан оқшауланған нақты газдың ішкі энергиясы өзгермейтін болғандықтан, оның потенциалдық энергиясының өзгеруі кинетикалық энергиясының өзгеруіне әкеледі. Басқаша айтқанда, нақты *газ температурасы* өзгереді. Егер газдың көлемі ұлғайғанда, ол салқындайтын болса, онда бұл құбылысты *оң Джоуль-Томсон эффектісі* деп, ал газ көлемі ұлғайғанда оның температурасы өсетін болса, бұл *теріс Джоуль-Томсон эффектісі* делінеді. Температура өзгерісін өсіру үшін газ көлемін бірнеше дүркін қайталап ұлғайтып отыру керек. Бұл құбылыс қазіргі тоңазытқыш саласында төменгі температура алу үшін қолданылады.

Бақылау сұрақтары

- Идеал газдын ішкі энергиясы.
- 2. Еркіндік дәрежелер саны. Энергияның еркіндік дәрежелер бойынша таралуы.
- 3. Кәлемі өзгертін газдың жұмысы.
- 4. Жылу мөлшері. Меншікті және мольдік жылу сыйымдылықтар.
- 5. Процестің түріне байланысты идеал газдың жылу сыйымдылығының тәуелділігі. Майер теңдеуі.
- 6. Бірінші термодинамиканың бастамасы.
- 7. Қандай процессті адиабаттық деп атайды? Пуассон теңдеуі.
- 8. Изохорлық процесс үшін бірінші термодинамиканың заңын қолдану.
- 9. Изобарлық процесс үшін бірінші термодинамиканың заңын қолдану.
- 10. Изотермиялық процесс үшін бірінші термодинамиканың заңын қолдану.
- 11. Адиабаттық процесс кезіндегі жұмыс.
- 12. Қандай процессті политропиялық деп атайды? Политропияның теңдеуі.
- 13. Жылу машинаның ПӘКі.
- 14. Карно циклі және оның ПӘКі.
- 15. Термодинамиканың екінші бастамасы.
- 16. Энтропия (анықтамасы, статистикалық мағынасы).

НЕГІЗГІ ӘДЕБИЕТТЕР ТІЗІМІ

1. Абдулаев Ж. Физика курсы. Білім, Алматы, 1994 ж.
2. Ахметов А. Қ. Физика. Алматы, 2000 ж.
3. Трофимова Т.И. Физика курсы. Мәскеу Academia 2006 ж.
4. Савельев И.В. Жалпы физика курсы 3 том. Алматы -2004 ж.

**Назар
аударғандарыңызға
рахмет!**