

Лекція №. 7

ОСНОВИ ТЕРМОДИНАМІКИ

1. Тепло та робота.
2. Внутрішня енергія системи як функція стану.
3. Перше начало термодинаміки.
4. Термодинамічні діаграми.
5. Ізопроцеси в газах.
6. Адіабатний процес.
7. Теплоємність газів.

Термодинаміка – розділ фізики, у якому вивчають загальні властивості макроскопічних систем, що знаходяться в стані термодинамічної рівноваги, і процеси переходу між цими станами.

1. Тепло та робота

Термодинаміка розглядає системи, для яких механічна енергія не змінюється, а змінюється лише їх внутрішня енергія. Тобто беруться до уваги дві форми передавання енергії від одного тіла до іншого, а, отже, і зміни внутрішньої енергії системи – робота та теплота.

Робота – форма передачі енергії під час взаємодії макроскопічних тіл, розміри яких у багато разів більші за розміри окремих атомів або молекул, при цьому енергія впорядкованого руху одного тіла переходить в енергію впорядкованого руху іншого тіла або його частин.



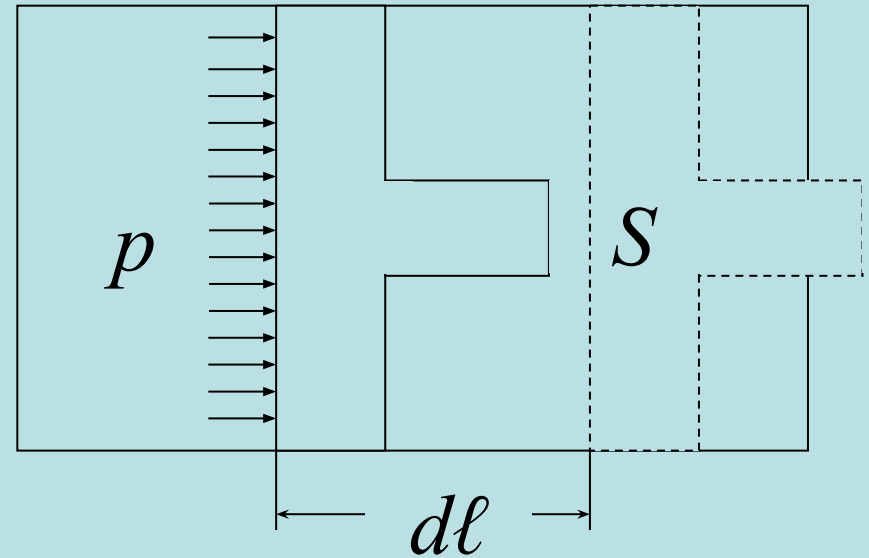
Якщо під дією сили тиску поршень переміститься на відстань dl , то робота, яку виконує газ, що знаходиться під поршнем при тиску p (рис.) буде визначена як:

$$dA = F d\ell = pS d\ell,$$

де $Sd\ell = dV$ – зміна об'єму газу.

Тоді:

$$dA = p dV \text{ або } A_{12} = \int_{V_1}^{V_2} p dV.$$



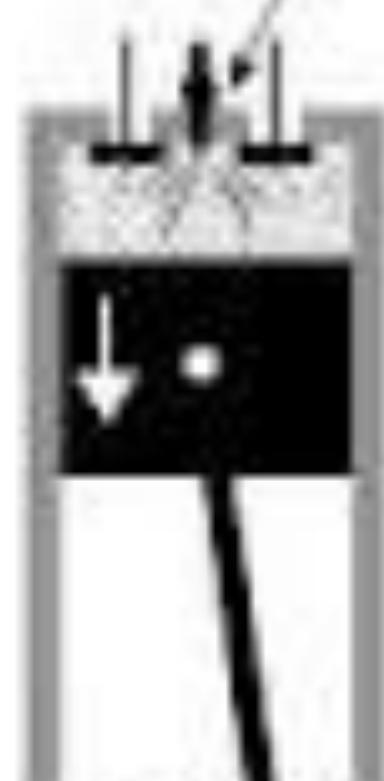
Открытие клапанов



A



B



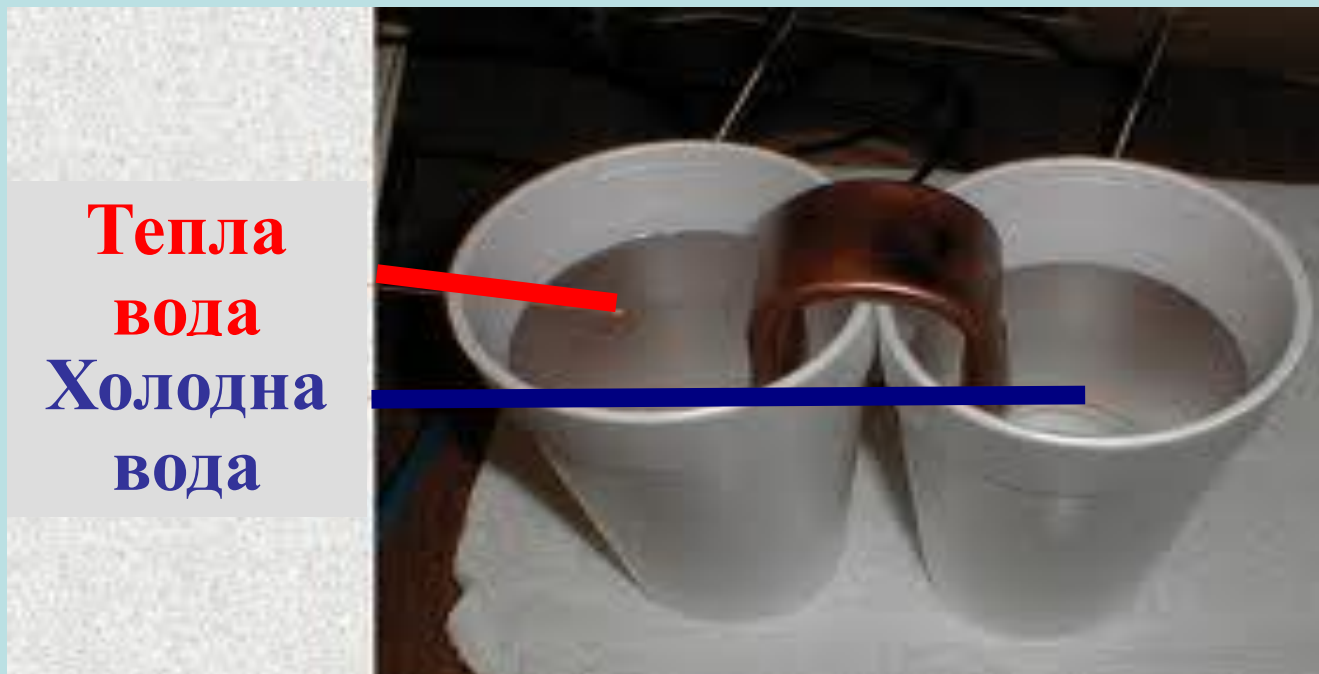
C

Закрытие клапанов



D

Друга форма передавання енергії здійснюється при безпосередньому обміні енергією між частинками взаємодіючих тіл, що рухаються хаотично. За рахунок переданої тілу енергії підсилюється невпорядкований рух його частинок, тобто збільшується внутрішня енергія тіла. Таку форму передавання енергії в термодинаміці називають ***теплотою***.



Так, наприклад, при дотику холодного тіла і гарячого молекули другого тіла, які швидко рухаються, стикаються з молекулами першого тіла, що рухається повільніше, і передають їм частину своєї кінетичної енергії. Внаслідок цього внутрішня енергія першого тіла збільшується, другого – зменшується, а їх температури вирівнюються.



Теплота – це вид енергії, який передається від одного тіла до другого під час теплового контакту, при цьому підсилюється невпорядкований рух частинок менш нагрітого тіла, тобто збільшується його внутрішня енергія.

Кількість теплоти ΔQ при нагріванні або охолодженні тіла визначають формулою:

$$\Delta Q = c m \Delta T,$$

де c – питома теплоємність речовини, з якої виго-товлене тіло,

m – маса тіла,

$\Delta T = T_2 - T_1$ – зміна температури тіла.

Найбільшу теплоємність з будівельних матеріалів має дерево – $2,3 \text{ кДж}/(\text{кг}\cdot^\circ\text{C})$, найменшу сталь і мідь – $0,42 \text{ кДж}/(\text{кг}\cdot^\circ\text{C})$.

Теплоємність повітря при температурі $+20^\circ\text{C}$ становить $1,005 \text{ кДж}/(\text{кг}\cdot^\circ\text{C})$, теплоємність води $4,183 \text{ кДж}/(\text{кг}\cdot^\circ\text{C})$.

Теплота і робота є формою передавання енергії, а зовсім не видом енергії.

Між теплотою і роботою існує глибока якісна відмінність. Теплота і робота є нерівноцінними формами передавання енергії впорядкованого руху.

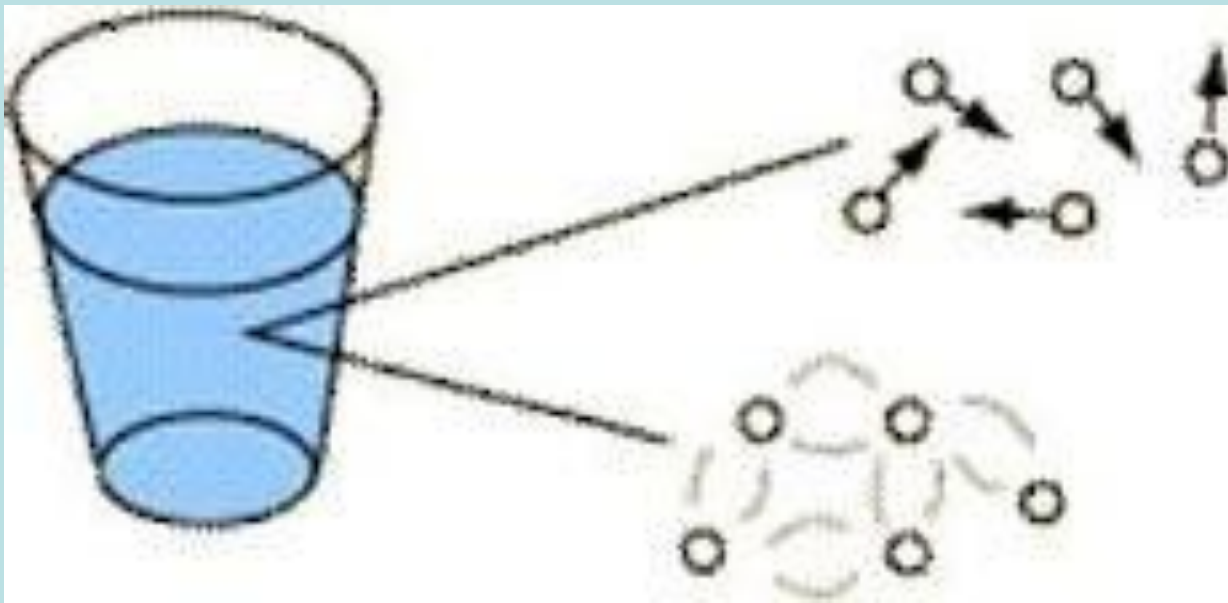
Виконання роботи над системою може безпосередньо привести до збільшення будь-якого виду енергії системи (кінетичної, потенціальної, внутрішньої).

Надання системі (або тілу) теплоти, тоб-то збільшення енергії хаотичного теплового руху її частинок безпосередньо приводить тільки до збільшення його внутрішньої енергії.

2. Внутрішня енергія системи як функція стану

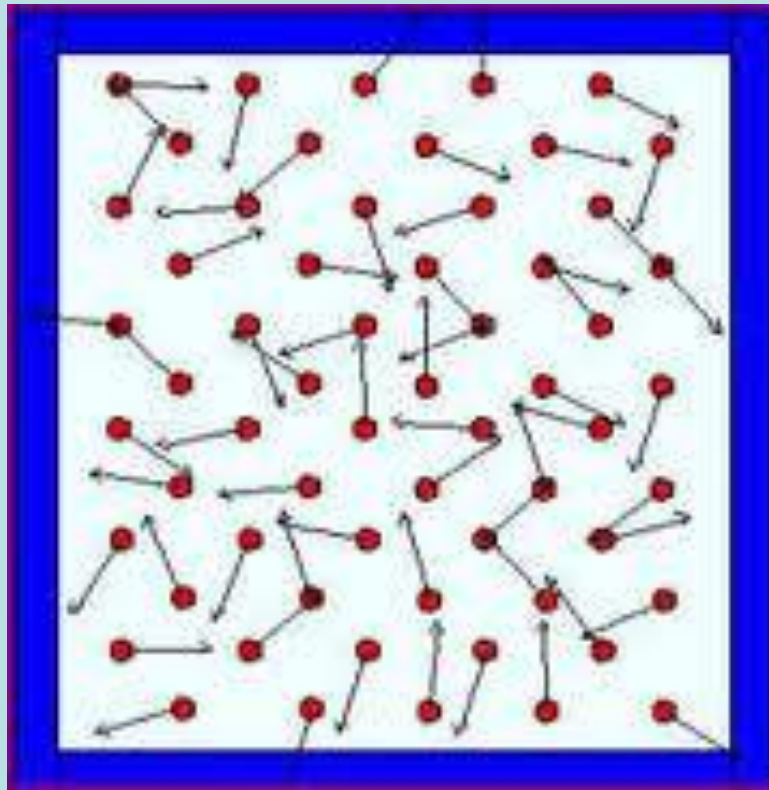
Однією з основних характеристик термодинамічної системи є внутрішня енергія.

*Під **внутрішньою енергією** системи розуміють суму кінетичних енергій руху всіх молекул (атомів) газу і потенціальних енергій взаємодії між ними.*



Внутрішня енергія ідеального газу буде складатися лише з суми кінетичних енергій теплового руху молекул (атомів) газу:

$$U = \sum \varepsilon_{\text{кін}}.$$



Середня кінетична енергія руху однієї молекули:

$$\bar{\varepsilon} = \frac{i}{2} kT,$$

тоді для одного моля газу, який містить N_A молекул, внутрішня енергія становитиме:

$$U = \frac{i}{2} kTN_A \text{ або } U = \frac{i}{2} RT,$$

оскільки $k \cdot N_A = R$.

3. Перше начало термодинаміки

Дослід показує, що відповідно до закону збереження енергії при довільному способі переходу системи з першого стану у другий зміна внутрішньої енергії $\Delta U = U_2 - U_1$ дорівнюватиме різниці між кількістю теплоти ΔQ , що отримала система, і роботою A , яку виконала система проти зовнішніх сил: $\Delta U = \Delta Q - A$ або $\Delta Q = \Delta U + A$.



Перше начало термодинаміки: якщо системі передається певна кількість теплоти ΔQ , то за законом збереження енергії, вона піде на збільшення внутрішньої енергії газу ΔU (підвищення температури) та на виконання газом роботи A проти зовнішніх сил:

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

або

$$\Delta Q = \frac{m}{\mu} \frac{i}{2} R \Delta T + p \Delta V.$$

Вираз для першого закону термодинаміки для
нескінченно малої зміни стану системи матиме вигляд:

$$dQ = dU + dA$$

або в коректнішій формі

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

де dU – нескінченно мала зміна внутрішньої енергії системи,

δA – нескінченно мала робота,

δQ – нескінченно мала кількість теплоти.

У цьому виразі dU є повним диференціалом, а δA і δQ не є повними диференціалами, а функціоналами і залежать від вигляду функції, що описує перехід з одного стану в другий.

Важливим є випадок, у якому система – це періодично діюча машина, в якій газ, пара або інше “робоче тіло” внаслідок деякого процесу повертається у початковий стан, у цьому разі:

$$\Delta U = 0 \text{ і } A = Q.$$

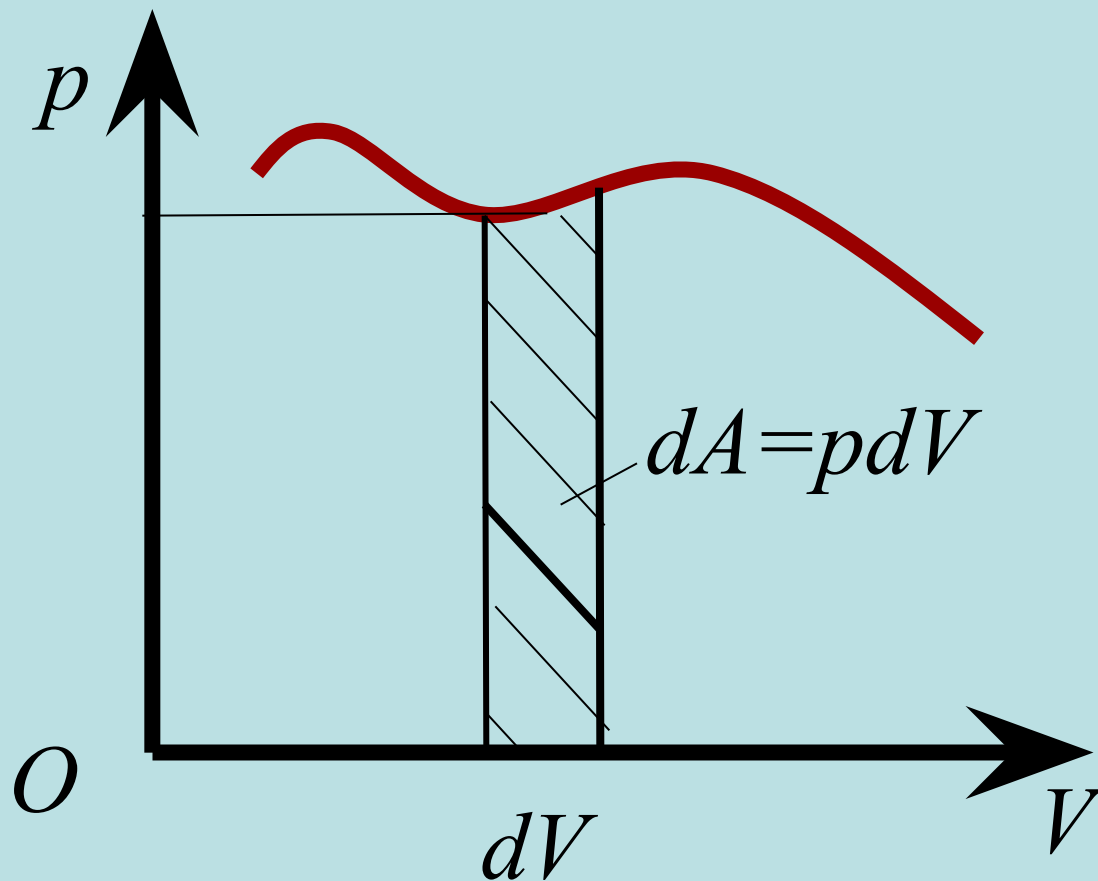
Робота, яку виконує машиною за один цикл, дорівнює підведеній ззовні теплоті Q . Цей висновок дає змогу дати

друге формулювання першого закону термодинаміки: неможливо побудувати періодично діючий двигун, який виконував би роботу без підведення енергії ззовні або виконував би роботу більшу, ніж кількість переданої йому ззовні енергії (вічний двигун першого роду неможливий).

4. Термодинамічні діаграми.

Термодинамічна діаграма – це геометричне зображення рівноважних станів термодинамічної системи при різних значеннях параметрів, які описують дану систему: p , V і T .

Будують термодинамічні діаграми у наступних координатах: pV , pT , VT . Найбільш поширеною є pV -діаграма, оскільки площа під кривою цієї діаграми чисельно дорівнює роботі газу (рис.).



5. Ізопроцеси в газах.

Розглянемо найбільш прості процеси, що відбуваються у термодинамічних системах.

Ізопроцеси – це термодинамічні процеси у газах, що відбуваються при сталій масі газу і ще одному сталому параметрі p , V або T :

– ізотермічний процес – $T = const$:

$pV = const$ – закон Бойля-Маріотта.

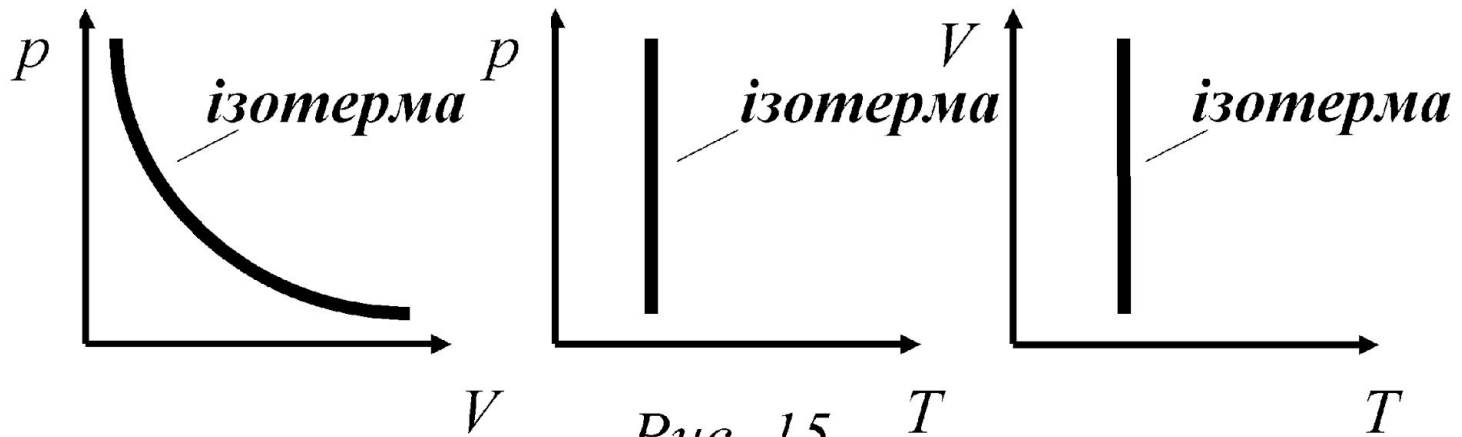


Рис. 15

Термодинамічна діаграма ізотермічного процесу називається *ізотермою*, у координатах pV має вигляд гіперболи (рис.15).

Роберт Бойль



Эдм Мариотт



Оскільки при ізотермічному процесі $T = const$, то

$$\Delta T = 0, \text{ отже } \Delta U = \frac{i}{2} \frac{m}{\mu} R \Delta T = 0.$$

Це означає, що при ізотермічному процесі уся кількість теплоти надана газу йде на виконання ним роботи:

$$\Delta Q_T = \Delta A - I \text{ начало термодинаміки}$$

для ізотермічного процесу.

– ізохорний процес – $V = const$:

$$\frac{p}{T} = const \quad \text{– закон Шарля.}$$

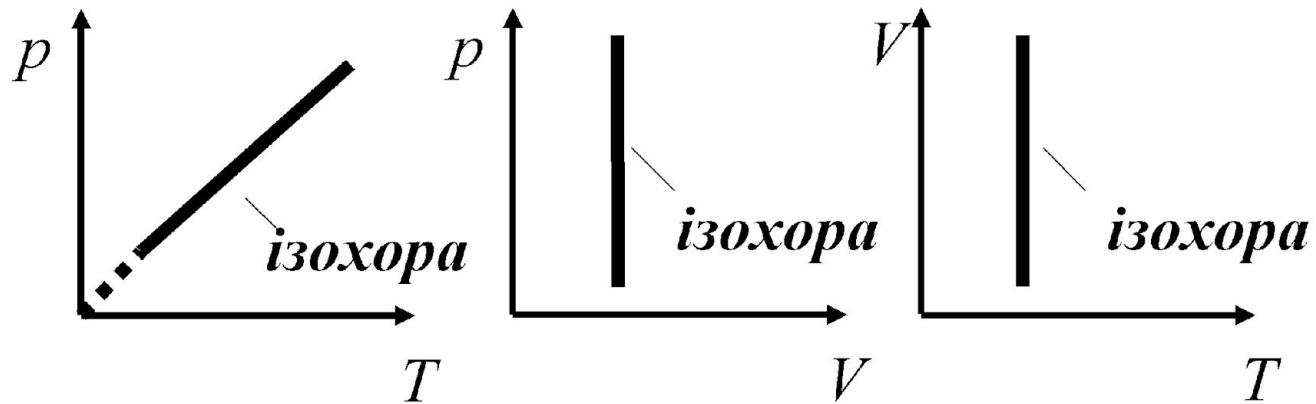


Рис. 16

Термодинамічна діаграма ізохорного процесу називається *ізохорою* (рис.16).

Жак Алесандр Сезар Шарль



Оскільки при ізохорному процесі $V = \text{const}$, то $\Delta V = 0$, отже і $\Delta A = p \Delta V = 0$.

Це означає, що при ізохорному процесі уся кількість теплоти надана газу йде на зміну його внутрішньої енергії:

$$\Delta Q_V = \Delta U \quad \text{– I начало термодинаміки для ізохорного процесу.}$$

– ізобарний процес – $p = const$:

$$\frac{V}{T} = const \quad \text{– закон Гей-Люссака.}$$

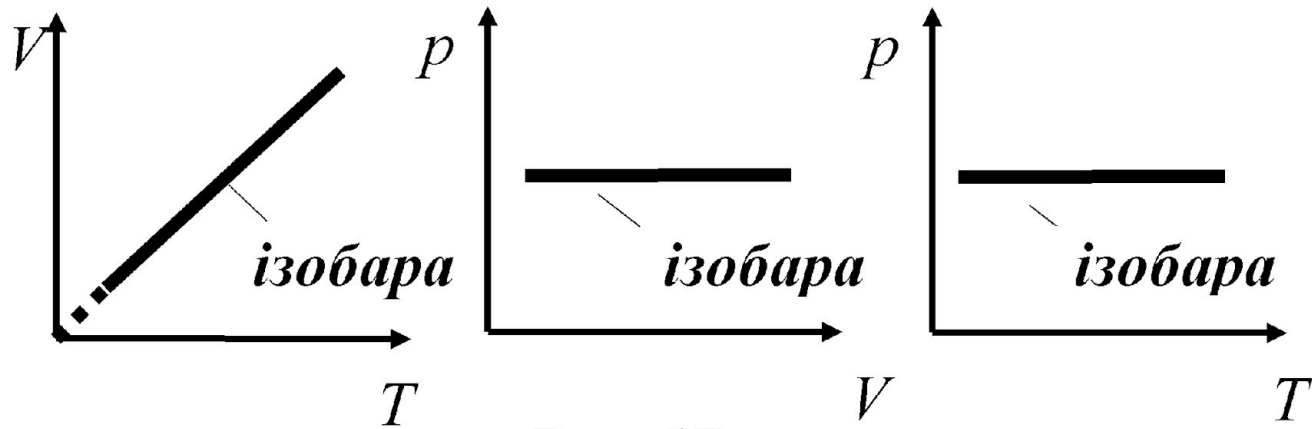


Рис. 17

Термодинамічна діаграма ізобарного процесу називається *ізобарою* (рис. 17).

Жозеф Луї Гей-Люссак



При ізобарному процесі $\Delta U = \frac{i}{2} \frac{m}{\mu} R \Delta T \neq 0$ і $\Delta A = p \Delta V \neq 0$.

Це означає, що при ізобарному процесі кількість теплоти надана газу йде на зміну його внутрішньої енергії і на виконання газом роботи:

$$\Delta Q_p = \Delta U + A$$

або

$$\Delta Q_p = \frac{m}{\mu} \frac{i}{2} R \Delta T + p \Delta V \quad - \text{І начало термодинаміки для ізобарного процесу.}$$

6. Адіабатний процес.

Адіабатним процесом називають термодинамічний процес, що протікає без теплообміну із зовнішнім середовищем, тобто:

$$\Delta Q = 0.$$

Оскільки $\Delta Q = \Delta U + A = 0$,

$A = -\Delta U$ – I начало термодинаміки для адіабатного процесу,

тобто при адіабатному процесі газ виконує роботу за рахунок внутрішньої енергії.

При адіабатному процесі параметрами p , V і T мають такий зв'язок:

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

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

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

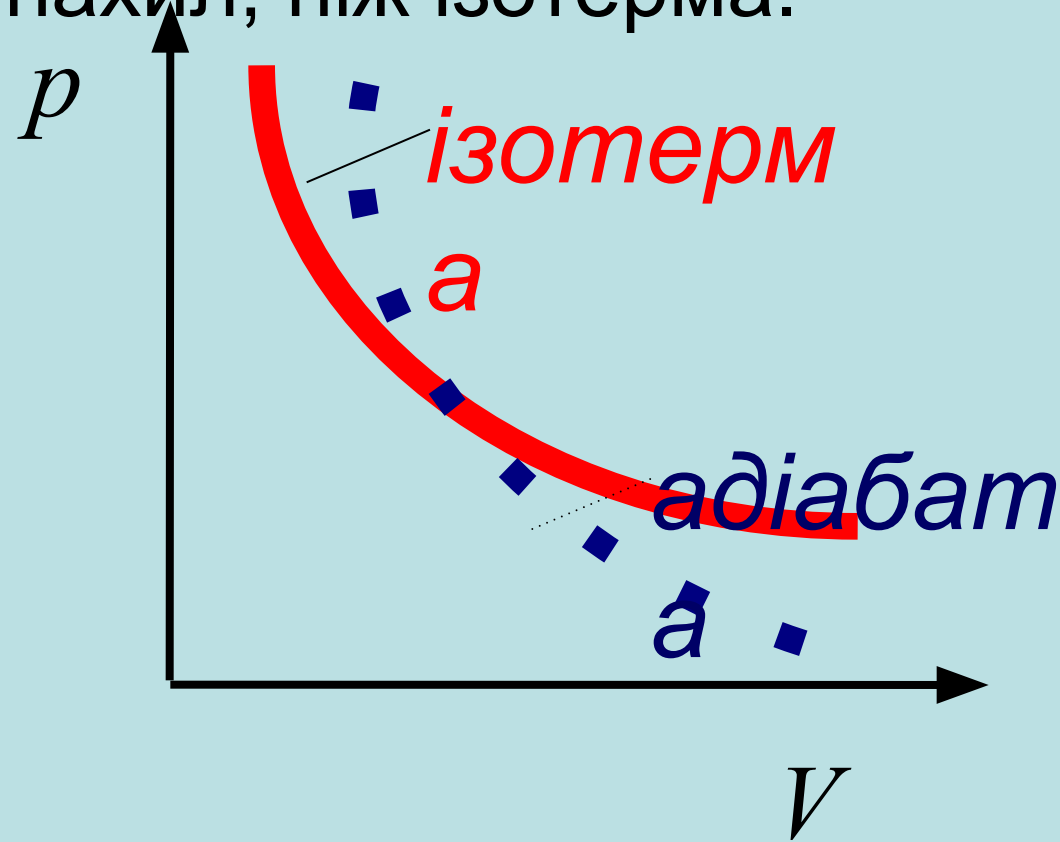
**– рівняння
Пуассона
(рівняння
адіабати),**

де $\gamma = \frac{c_p}{c_v}$ – показник
політропи.

Симеон Дені Пуассон



Термодинамічна діаграма адіабатного процесу називається *адіабатою* (рис.). Графік адіабати завжди змінюється швидше, ніж графік ізотерми, тобто гіпербола адіабати має більш крутий нахил, ніж ізотерма.



7. Теплоємність газів.

Теплоємністю називають скалярну фізичну величину, чисельно рівну кількості теплоти, що необхідно передати речовині для збільшення її температури на $1K$:

$$C = \frac{\Delta Q}{\Delta T}, [C] = \frac{\text{Дж}}{K}.$$

Питома теплоємність – це скалярна фізична величина, чисельно рівна кількості теплоти, що необхідно передати 1 кг речовини для збільшення її температури на 1 К :

$$c = \frac{\Delta Q}{m \Delta T}, \quad [c] = \frac{\text{Дж}}{\text{кг} \cdot \text{К}}.$$

Молярна теплоємність – скалярна фізична величина, чисельно рівна кількості теплоти, що необхідно передати *1* молю речовини для збільшення її температури на *1K*:

$$c_{\mu} = \frac{\Delta Q}{\nu \Delta T}, \quad [c] = \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{K}}.$$

Розрізняють два види молярної теплоємності:

- c_V – молярна теплоємність при сталому об'ємі;
- c_p – молярна теплоємність при сталому тиску.

$$c_V = \frac{i}{2} R \quad c_p = \frac{i+2}{2} R.$$

Лекція №. 7

ОСНОВИ ТЕРМОДИНАМІКИ

1. Тепло та робота.
2. Внутрішня енергія системи як функція стану.
3. Перше начало термодинаміки.
4. Термодинамічні діаграми.
5. Ізопроцеси в газах.
6. Адіабатний процес.
7. Теплоємність газів.