Лекція 2

1-ИЙ ЗАКОН ТЕРМОДИНАМІКИ. ВНУТРІШНЯ ЕНЕРГІЯ. РОБОТА І ТЕПЛОТА-ФОРМИ ОБМІНУ ЕНЕРГІЇ. ТЕПЛОЄМНІСТЬ ГАЗІВ. ЕНТАЛЬПІЯ, ЕНТРОПІЯ. КООРДИНАТИ ТА ПОТЕНЦІАЛИ ТЕРМОДИНАМІЧНОЇ ВЗАЄМОДІЇ.

- ***Перший закон термодинаміки виражає принцип збереження енергії*** *і коротко він формулюється так «Енергія зберігається». Той факт, що зберігається саме енергія, а не теплота чи робота, став основним відкриттям 50-х років 19 ст., якому ми зобов'язані Р.Клаузіусу (1822-1888 рр.) і Кельвіну.*
- ***ЕНЕРГІЯ – це загальна кількісна міра для усіх форм руху матерії, здатних перетворюватися одна в одну, тобто енергія міра руху матерії****.*
- *При формулюванні і застосуванні Першого закону термодинаміки необхідно чітко відділяти енергію, яка накопичена системою, і енергію, яка переходить границі системи при здійснені процессу. Та енергія, яка накоплена в системі являється параметром стану (енергетичний запас, який складається з кінетичної, потенціальної та внутрішньої енергії), а та енергія, яка «переходить» границі системи при здійснені процессу, навпаки, не являється параметром стану: вона розділяється на роботу і теплоту. Причому, здійснення роботи і передача теплоти являють собою два фізично різні способи перенесення енергії через границі системи.*

Перший закон термодинаміки встановлює чисельний звязок між - внутрішньою енергією, теплотою і роботою.

ВНУТРІШНЯ ЕНЕРГІЯ

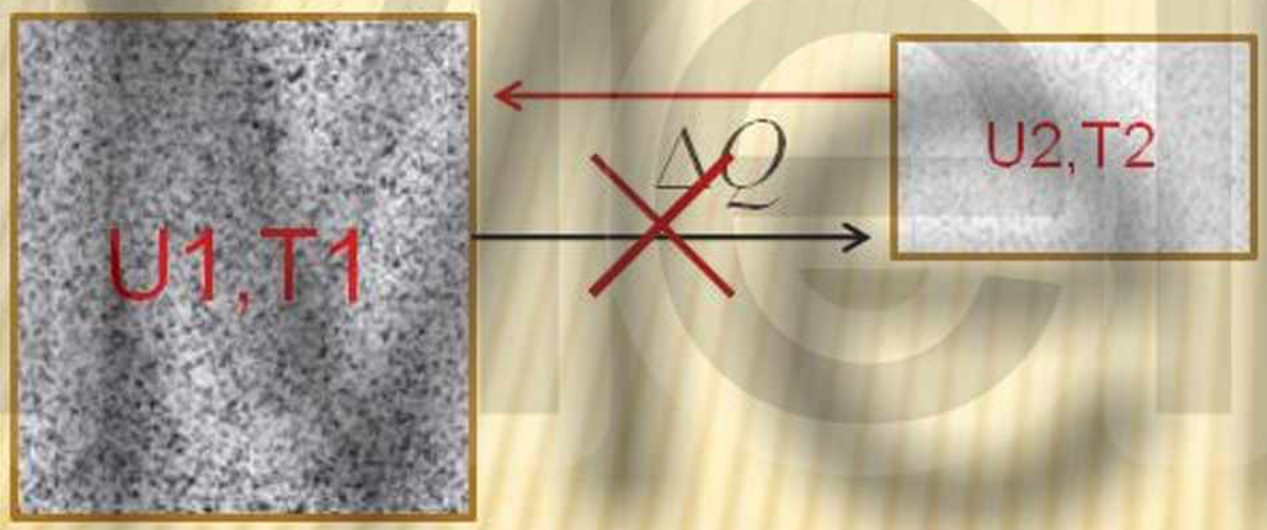
- *Під внутрішньою енергією (ВЕ) ТДС розуміють енергію, яка міститься в самій системі і яка обумовлена рухом і взаємним положенням та взаємодією частинок, з яких компонується тіло. Назву внутрішня енергія ввів Р.Клаузіус і в рамках термодинаміки вона виступає, як загальна кількісна міра роботи і теплоти. Енергія електронних оболонок атомів, внутрішньоядерна енергія і енергія електромагнітного випромінювання системи, яка розглядається в термодинамічних процесах не враховуються, бо вони є незмінними в цих процесах.*
- *Таким чином, під внутрішньою енергією газу в термодинаміці розуміють кінетичну енергію поступального, обертового і коливального рухів молекул , які залежать тільки від температури Т - це для ідеальних газів, (тобто, ВЕ зростає разом із ростом Т) , а для реальних газів Внутрішня енергія залежить ще й від потенціальної енергії молекул, що взаємодіють між собою, і яка залежить від середньої відстані між ними, тобто від об'єму системи або тиску.*

Так як ВЕ це параметр стану то її зміна в будь-якому процесі 1-2 буде рівнятися:

$$\Delta u_{1-2} = c_v dt = \int_1^2 du = u_2 - u_1$$

Тобто, внутрішня енергія – це властивість самої системи і вона характеризує стан системи. **Зміна внутрішньої енергії** *ідеального газу в будь-якому процесі залежить тільки від початкового і кінцевого значень температури, що означає, що в усіх процесах, де зміна температури однакова, зміна внутрішньої енергії також буде однакова. Іншими словами: люба зміна внутрішньої енергії завжди викликає зміну стану системи. Внутрішня енергія складової частини, як адитивна величина, визначається сумою енергій частин: u=u1+u2+…un.*

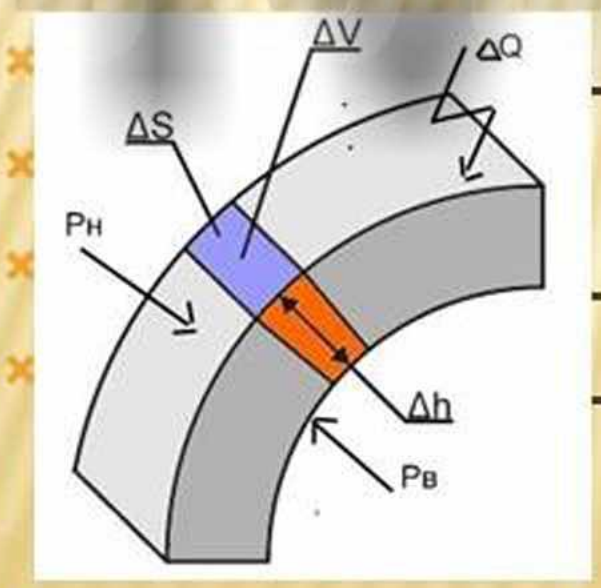
- Для більшості термодинамічних розрахунків важливо знати не абсолютні значення внутрішньої енергії, а лише її зміни в процесі.
- Якщо одна термодинамічна система має більш високу температуру чим інша, то у неї не обов'язково буде більшою ВНУТРІШНЯ ЕНЕРГІЯ, не дивлячись на те, що внутрішня енергія кожної системи зростає з ростом температури:



U1>U2, T2>T1!!!!

РОБОТА І ТЕПЛОТА – ФОРМИ ОБМІНУ ЕНЕРГІЄЮ

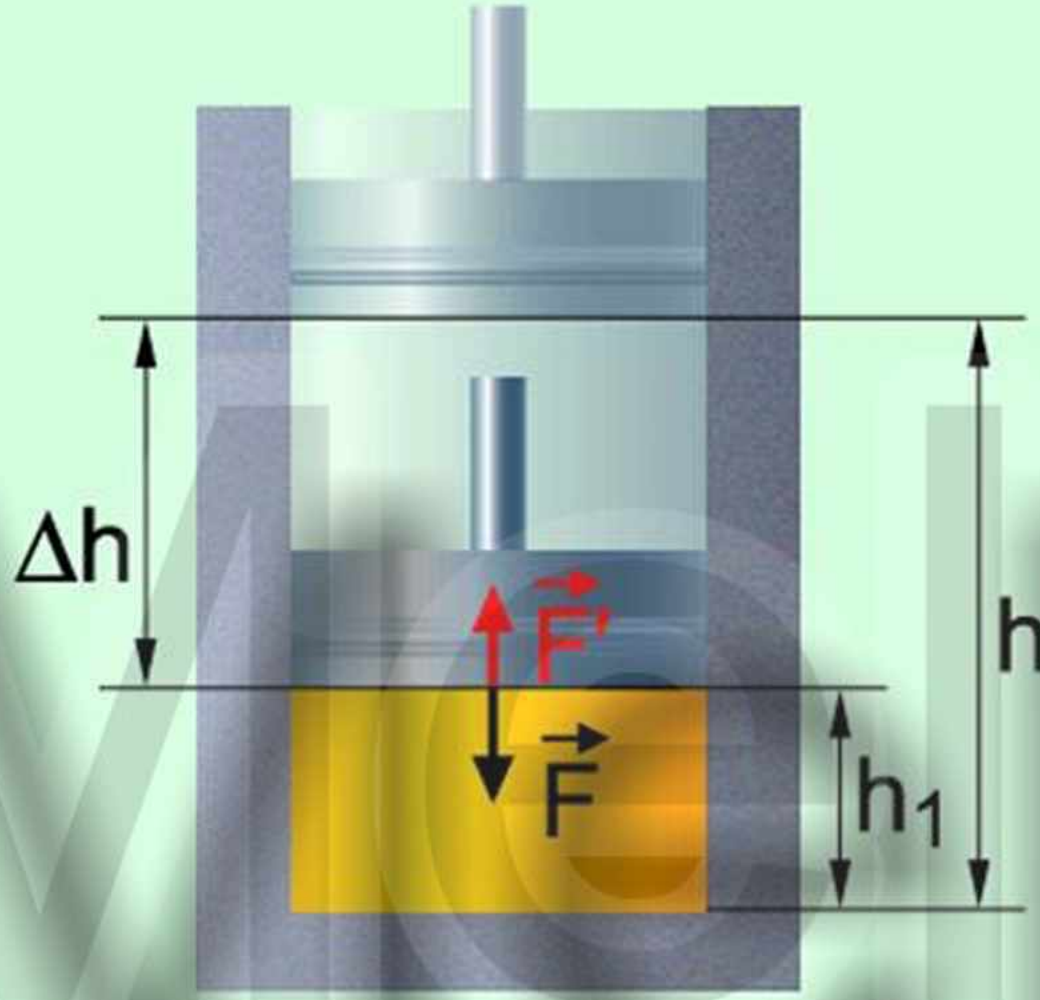
- **РОБОТА.** *Згідно 1 закону ТД зміна повної енергії системи можлива лише за умови, що система вступить у взаємодію з іншими тілами чи системами, передаючи їм частку своєї енергії чи сприймаючи її від них.*
- *Всяка робота зв'язана з переборенням супротиву (вага тіла, тиск газу і т.п.). Тіло не може виконувати роботу над собою.*
- *З ТТД зору – робота це передавання впорядкованого руху від однієї системи до іншої, і тільки в момент передавання цей впорядкований рух являється РОБОТОЮ.*
- **Якщо Рн=Рв – система в рівновазі. При підведенні до системи деякої кількості теплоти ΔQ стане Рв>Рн і об'єм системи збільшится на Δ V, тобто система виконає роботу проти зовніших сил.**

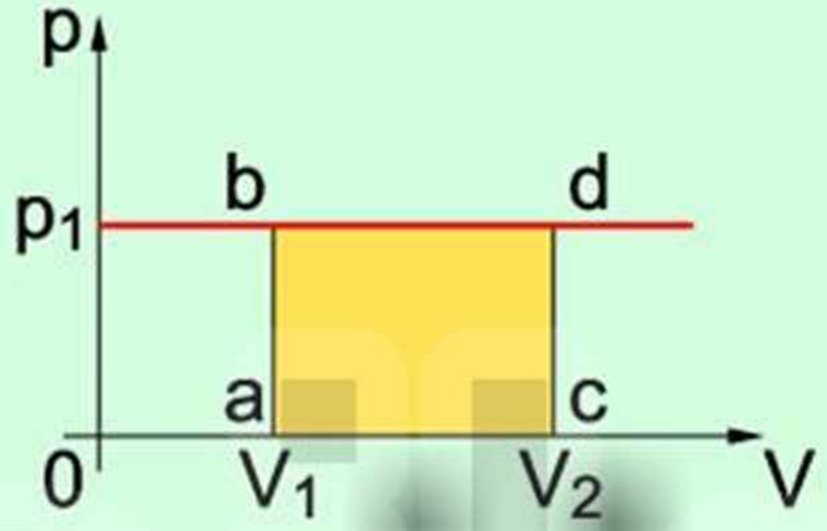


$\partial l_{1-2} = (p + dp)(dv) \approx pdv$. Для кінцевого об'єму, коли змінюється від $v_1 \to v_2$ $l = \int_1^2 pdv$

Знак роботи залежить тільки від знаку dv :

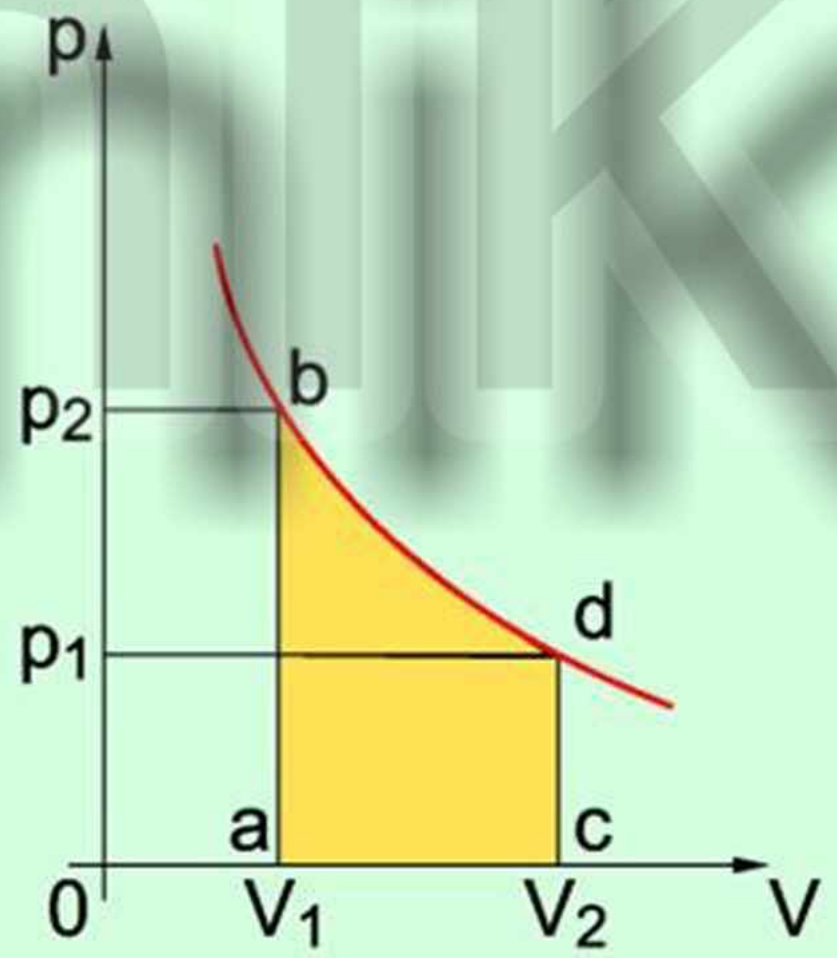
при $dv > 0 \to \partial l > 0$; при $dv < 0 \to \partial l < 0$.



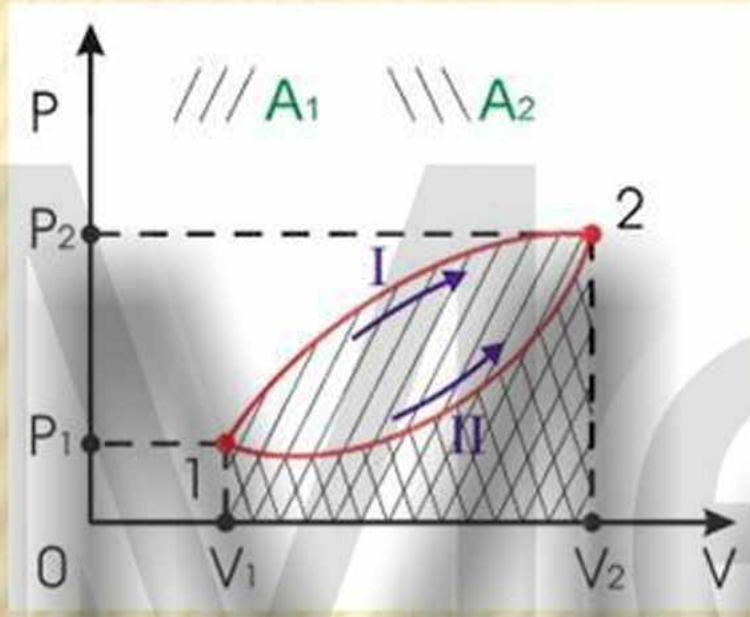


$$A' = F'\Delta h = pS(h_2-h_1) = p(Sh_2-Sh_1)$$

$$A' = p(V_2-V_1) = p\Delta V$$



- Графічне зображення p=f(v) називають робочою діаграмою, так як площа під кривою довільного процесу на такій діаграмі – пропорційна роботі.

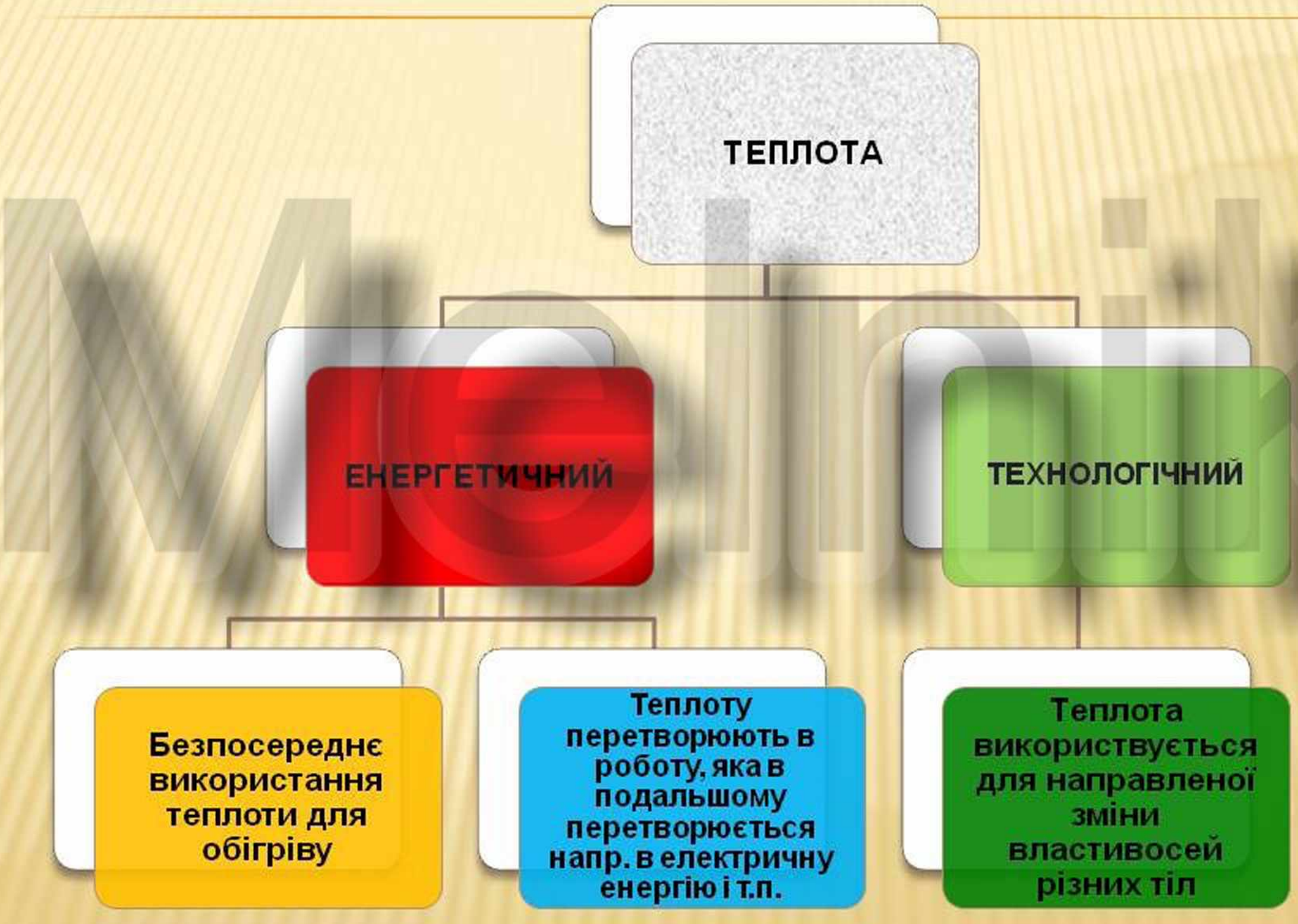


На ній наглядно видно, що робота – це х-ка процесу, бо її величина залежить від шляху переходу системи із стану 1 в стан 2 (шлях I і II). Площа обмежена віссю P та кривою процесу – зовнішня корисна (технічна) робота (P1-P2-2-1).

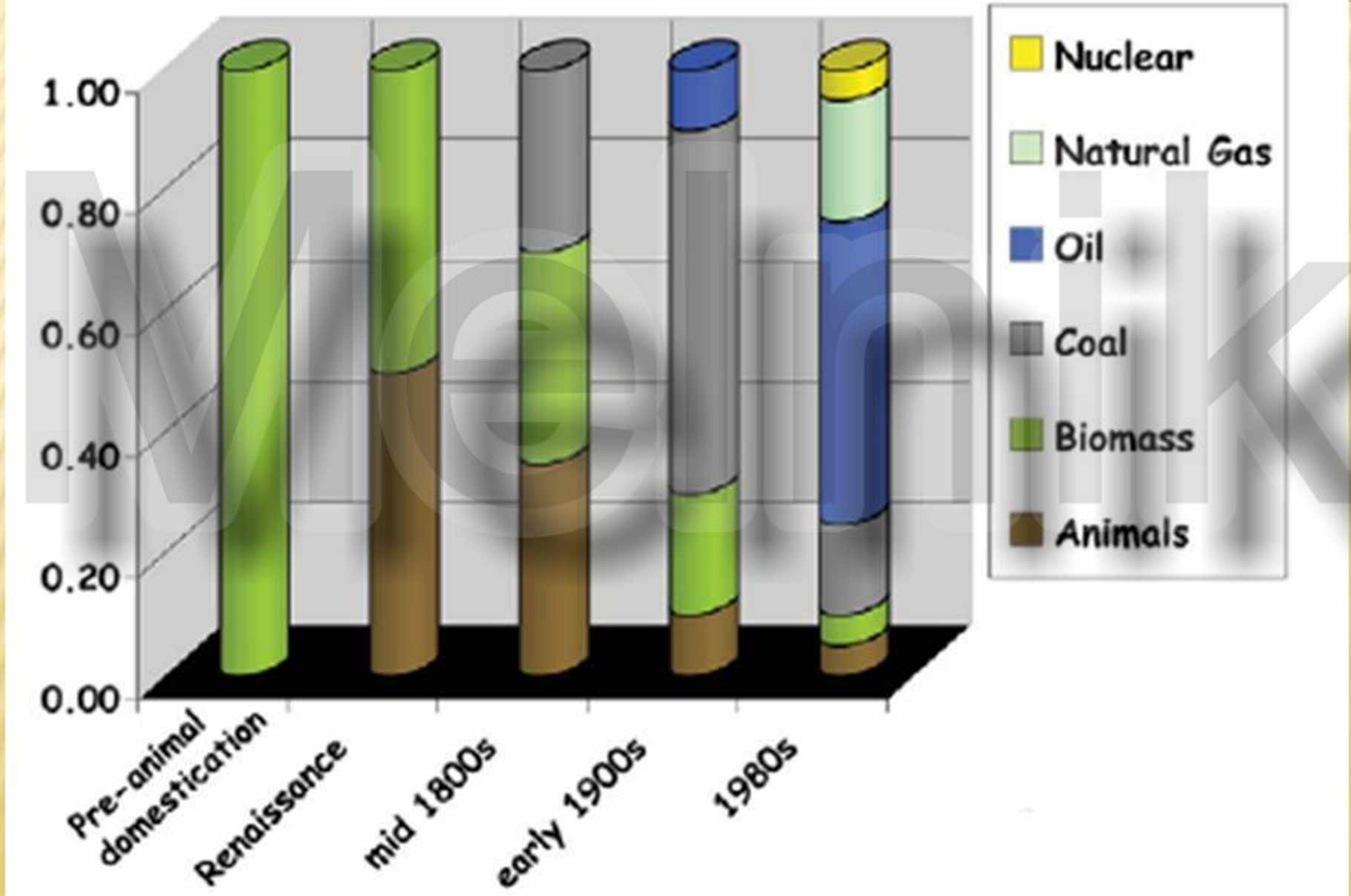
ТЕПЛОТА . Під час теплової взаємодії системи з навколишнім середовищем чи іншою системою, відбувається передавання деякої кількості енергії у вигляді теплоти. Ця передача може здійснюватися через безпосередній контакт між тілами або через випромінювання . У цьому випадку тіла не переміщуються в просторі, робота не виконується і енергія передається на молекулярному рівні. Мірою переданої енергії в цьому випадку є теплота.

Елементарна кількість теплоти, як і елементарна робота, не є повним диференціалом і позначається через ∂Q або ∂q

- **Розрізняють два принципово різні напрямки використання теплоти – енергетичний і технологічний.**



ФОРМИ ЕНЕРГІЇ (ПО ВИКОРИСТАННЮ)



РІВНЯННЯ ПЕРШОГО ЗАКОНУ ТД ДЛЯ ЗАКРИТИХ СИСТЕМ.

Внутрішня енергія системи є однозначна функція її стану і змінюється тільки під впливом зовнішніх чинників, тобто під час її взаємодії з навколишнім середовищем.

$\Delta U_{1-2} = \Delta Q_{1-2} - \Delta L_{1-2}$. Тобто, змінити ВЕ системи можна лише в ТДП, тобто за рахун. підведення чи відведення теплоти чи виконання роботи.

Математичним виразом першого закону термодинаміки, який читається так: *теплота, що передається системі в термодинамічному процесі, іде на приріст внутрішньої енергії та на виконання роботи проти зовнішніх сил служить рівняння:* $\partial Q = dU + \partial L$. *Для кругового процесу матимемо:* $\oint \partial Q = \oint dU + \oint \partial L$, *а так як* $\oint dU = 0$, *бо ВЕ параметр стану, то* $\oint \partial Q = \oint \partial L$, *що означає, що робота може бути здійснена в такому процесі тільки за рахунок підведення теплоти і вічний двигун першого роду неможливий. При цьому взаємоперетворення теплоти і роботи може відбуватися тільки в еквівалентних співвідношеннях.*

Сам Перший закон термодинаміки можна сформулювати в декількох видах :

Неможливе виникнення і знищення енергії .

Будь-яка форма руху здатна і повинна перетворюватися в будь-яку іншу форму руху .

Внутрішня енергія є однозначною формою стану (параметром стану).

Вічний двигун першого роду неможливий .

Нескінченно мала зміна внутрішньої енергії є повним диференціалом.

Сума кількості теплоти і роботи не залежить від шляху процесу.

ТЕПЛОЄМНІСТЬ ГАЗІВ. ОБЧИСЛЕННЯ КІЛЬКОСТІ ТЕПЛОТИ ЗА ДОПОМОГОЮ ТЕПЛОЄМНОСТІ.

- Під **теплоємністю** в, загальному, розуміють кількість теплоти, яку необхідно підвести чи відвести від системи (тіла) в даному процесі, щоб її температура змінилася на 1 град. $\bar{C} = \Delta Q_{1-2} / \Delta T_{1-2} = \Delta Q_{1-2} / (T_1 - T_2)$. Визначена таким чином теплоємність називається середньою в температурному діапазоні $T_1 ... T_2$ у даному процесі. Границя до якої прямує середня теплоємність $\bar{C}$ при $\Delta T \to 0$ називається істинною теплоємністю:

$$C = \lim_{\Delta T \to 0} (\Delta Q / \Delta T) = \partial Q / dT$$

- Теплоємність це характеристика процесу, так як залежить від виду процесу.
- Це екстенсивна величина і залежить від розмірів системи, тому розрізняють: масову теплоємність - $\bar{c} = \partial Q / (m \cdot dT) \left[Дж / кг \cdot К \right]$;

об'ємну теплоємність - $c' = \partial Q / (V_o \cdot dT) \left[Дж / м_н^3 \cdot К \right]$; V_o - об'єм за н.у

молярна теплоємність - $c_\mu = \partial Q / \gamma \cdot dT \left[Дж / кмоль \cdot К \right]$.

В залежності від виду процесу розрізняють c_p теплоємність ізобарного та c_v ізохорного процесів, зв'язок між якими встановлює **рівняння Майєра**:

$c_p - c_v = R$, або $c_{\mu p} - c_{\mu v} = R_\mu$. R – питома газова стала, $R_\mu = 8314 \; Дж / (кмоль \cdot К)$ універсальна газова стала. Зв'язок між ними $R = R_\mu / \mu$.

Рівняння Майєра справедливе лише для ідеальних газів, для реальних газів $c_p - c_v > R$ так як робота виконується не тільки проти зовнішніх сил, але й проти сил взаємодіїї молекул. Але завжди $c_p > c_v$..

- Фізичний зміст питомої газової сталої: **Це робота, яку виконує 1 кг газу при його нагріванні за ізобарних умов на 1 град.**
- Між теплоємностями існує зв'язок: $c = c_\mu / \mu = \left(c' \cdot 22,4\right)/\mu$. .
- В теплотехніці дуже широко використовують відношення теплоємностей, яке носить назву показника адіабати або коефіцієнта Пуансона: $k = c_p / c_v$.
- Теплоємність залежить від температури і на практиці для знаходження кількості теплоти, яка підводиться до системи чи відводиться від неї при певному процесі використовують табличні дані середніх теплоємностей в інтервалі температур , використовуючи формулу:

$$c\Big|_{t_1}^{t_2} = \frac{c\Big|_0^{t_2} \cdot t_2 - c\Big|_0^{t_1} \cdot t_1}{t_2 - t_1}$$

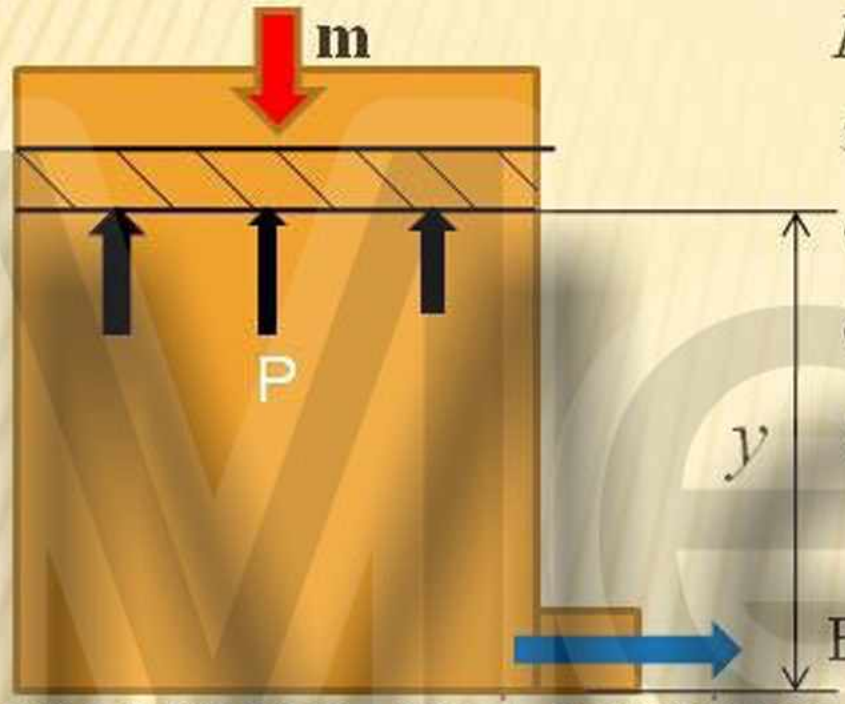
де $c\Big|_{t_1}^{t_2}$ - середня теплоємність в інтервалі $t_1 \ldots t_2$ $c\Big|_0^{t}$ - табличне значення теплоємності в інтервалі $0 \ldots t$.

- При наближених теплотехнічних розрахунках нерідко нехтують залежністю теплоємності від температури, знаходячи її по одній з залежностей:

$$c_v = R/(k-1), \quad \text{або} \quad c_p = kR/(k-1).$$

ЕНТАЛЬПІЯ

- Величина внутрішньої енергії, поняття про яку ми розглянули вище, лише наближено характеризує роботоздатність системи, так як вона не включає запас кінетичної та потенціальної енергій, якими може володіти робоче тіло на макрорівні



Повна енергія системи, що складається з поршня з вантажем і циліндра дорівнює потенціальній енергії тиску газу $(m \cdot g \cdot y = p \cdot A \cdot y = p \cdot V) + U$

де A-площа поршня, V – об'єм газу, U – ВЕ.

Таку повну енергію і називають ентальпією (H) :

$$E = U + pV = H$$

Ентальпія ідеального газу залежить тільки від температури, як і внутрішня енергія, (немає сил взаємодії між молекулами) і виражається повним диференціалом $dh = c_p dt$ Для практичних розрахунків треба знати не абсолютне значення ентальпії, а лише її зміну, яку в довільному процесі визначають як: $\Delta h_{1\text{-}2} = \int_1^2 dh = h_2 - h_1$ *1 з-н ТД через ентальпію*: $\partial q = dh - \upsilon dp$

- **В ізобарному процесі** $dp=o$ **і** $\partial q = dh = h_2 - h_1$ **,** *тобто, можна сказати, що ентальпія – це кількість теплоти, яка підводиться чи відводиться за ізобарного процесу. Значення ентальпії, для різних парів і газів наведено в довідковій літературі, що спрощує технічні розрахунки теплових процесів.*

- **Ентропія** .(від грецького entropia- односторонній поворот (перетворення). Ця функція була введена Клаузіусом (1822-1888) і "виникла" вона в ході теоретичного пошуку найбільш слушних умов перетворення теплоти в роботу в теплових двигунах, тобто при вирішенні сугубо прикладної задачі. І цю величину, що є параметром, який характеризує кількість переданої теплоти, від назвав - ентропією.
- **Ентропія** $dS = (\partial Q/T)$ - це параметр стану, який дозволяє за допомогою вимірів термічних величин виявнити напрямок процесів, що відбуваються і умови настання рівноваги. Крім того, без введення поняття ентропії неможливо графічно зображати кількість теплоти в тому чи іншому процесі, аналогічно до роботи, яку можна зображати в діаграмі p-v.
- Зміна етропії в будь-якому процесі визначається як: $\partial q = Tds; q_{1-2} = \int_1^2 Tds$

$$\Delta s_{1-2} = \int \delta q/T = c_v \int_{T_1}^{T_2} dT/T + R \int_{V_1}^{V_2} dv/v$$, або після інтегрування

$$s_2 - s_1 = c_v \ln\left(T_2/T_1\right) + R \ln\left(v_2/v_1\right)$$

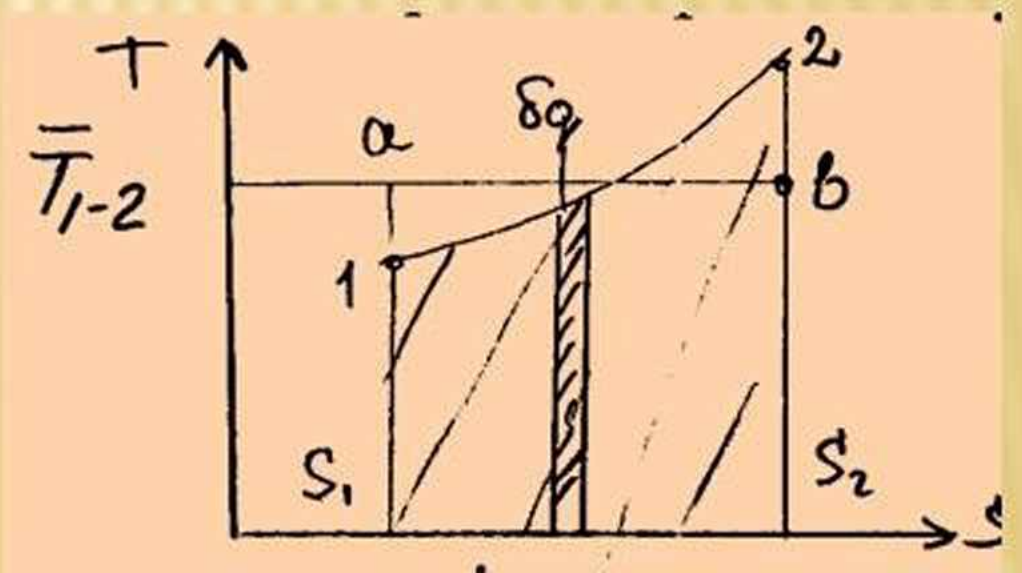
чи $$\Delta s_{1-2} = s_2 - s_1 = \int_1^2 \partial q/T = \int_{T_1}^{T_2} c_p\, dT/T - \int_{p_1}^{p_2} R\, dp/p = c_p \ln T_2/T_1 - R \ln p_2/p_1.$$

В коловому ТДП $\oint ds = 0$

Якщо відомі ентропія й один з термічних параметрів, то однозначно визначається стан робочого тіла.

Дуже зручно стан робочого тіла задавати в *T-s* координатах . Така діаграма дістала назву теплової.

Лінія 1-2 в такій діаграмі зображає рівноважний ТДП , і так як $\partial q = Tds; q_{1-2} = \int_1^2 Tds$, то площа під кривою процесу пропорційна теплоті процесу



- Враховуючи означення ентальпії та ентропії перший закон термодинаміки прийме вигляд: $Tds = dh - vdp$, або $Tds = du + pdv$; тобто, рівняння першого закону термодинаміки записано виключно через параметри системи.

- **Ентропія** по відношенню до енергії грає таку ж роль, яку грає інфляція по відношенню до грошей – тобто, обезцінює її. Другими словами, якщо енергія являється мірою здатності системи до здійснення роботи, то ентропія являється мірою того, наскільки ця здатність обезцінилася, або взагалі виявилася втраченою.
- В ізольованій системі **ентропія** може тільки зростати.
- **Ентропія** – міра хаосу.
- В рівноважному стані система набуває найбільшого значення ентропії, ***тобто, стан системи з максимальною ентропією є найстійкішим.***
- **Ентропія** – це міра необоротності процесу.
- Рівняння Гюї-Стодоли $\Delta l = T_2 \Delta s$ показує, що зменшення роботоздатності системи пов'язане з наявністю необоротних процесів і дорівнює добутку зміни ентропії на температуру теплоприймача.