



Termodynamika

Przedmiot termodynamiki

TERMODYNAMIKA [gr.], dział fizyki zajmujący się badaniem zjawisk cieplnych zachodzących w układach makroskopowych (tj. składających się z b. dużej liczby mikrocząstek: atomów, cząst., jonów); dzieli się na:

1. TERMODYNAMIKA FENOMENOLOGICZNA –

dziedzina termodynamiki, w której przyjmuje się założenie ciągłości zjawisk zachodzących w wieloelementowych układach makroskopowych i nie uwzględnia się złożoności ich mikroskopowej budowy; parametry opisujące stan układu są wyznaczane doświadczalnie a prawa dopasowywane do wyników obserwacji.

1. TERMODYNAMIKA STATYSTYCZNA –

dziedzina termodynamiki, w której traktuje się układy makroskopowe jako zbiór dużej liczby mikrocząstek (atomów, cząstek, jonów); prawa i parametry opisujące stan układu wyprowadza teoretycznie się z fundamentalnych praw fizyki odniesionych do tworzących go mikrocząstek.

**szkoła
niemiecka**

I zasada termodynamiki

Helmholz 1847r.

II zasada termodynamiki

Clausius 1850r.

III zasada termodynamiki

Nernst 1906r.

W. Thompson (lord Kelvin) II poł. XIXw.

→ M. Planck

W. Natanson

M. Smoluchowski 1917r. współpracował z
Einsteinem; wyjaśnił przyczynę koloru nieba.

Wielkości i definicje podstawowe

– Definicja 1

Atomowa jednostka masy u - to masa równa 1/12 atomu węgla ^{12}C
 $(1u)_m = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{kg}$

– Definicja 2

Masa atomowa (cząsteczkowa) μ pierwiastka (związku) jest to stosunek masy jego atomu (cząsteczki) do masy 1/12 atomu węgla ^{12}C , czyli masa atomu (cząsteczki) tego ciała wyrażona w atomowych jednostkach masy u

$\Rightarrow \{ \mu \cdot (1u)_m \}$ jest masą atomu (cząsteczki) danego ciała

– Uwaga 1

Masa atomowa (cząsteczkowa) jest wielkością bezwymiarową

– *Definicja 3*

Mol jest ilością substancji zawierającą liczbę atomów (lub innych elementów składowych danego ciała) równą ilości atomów zawartych w 0,012 kg węgla ^{12}C

– *Uwaga 2*

Liczba ta, tj. liczba atomów zawartych w 12 g węgla ^{12}C nazywa się **liczbą Avogadro N_A** i wynosi $6,022 \cdot 10^{23}$

– *Definicja 4*

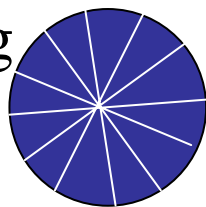
Masę 1 mola substancji nazywamy **masą molową M**

– *Wniosek 1*

$$M = N_A \cdot \mu \cdot (1 \text{ u})_m \text{ [kg/mol]}; \quad [N_A (1 \text{ u})_m = 0.001 \text{ kg}]$$

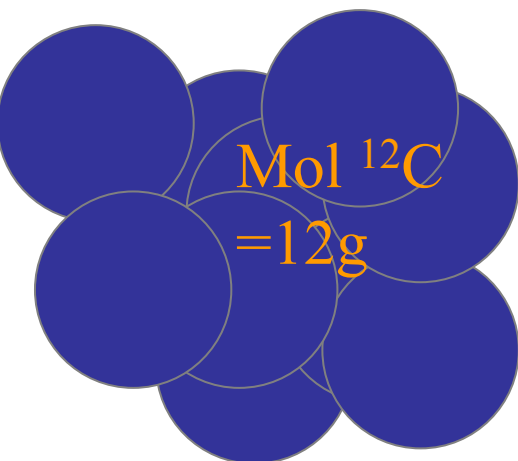
$$M = \mu \text{ [g/mol]} \quad (\text{np. dla węgla } ^{12}\text{C}: M=12 \text{ g})$$

Atom (^{12}C) = $1,99 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$
 $= 12\text{u}$



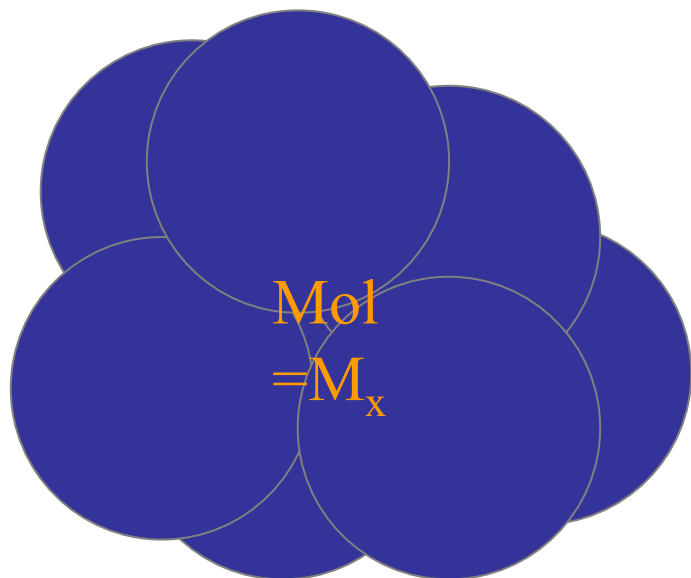
$1/12 (^{12}\text{C}) = 1\text{u} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

$$\mu_{12\text{C}} = 12$$



$$M_{12\text{C}} = N_a * \text{masa atomu}(^{12}\text{C})[\text{kg}] = 0.012\text{kg}$$

$$= N_a * \mu_{12\text{C}} * (1\text{u})_m$$



$$M_x = N_a * \mu_x * (1\text{ u})_m \quad [\text{kg}]$$

– *Definicja 5*

Układem termodynamicznym (gazowym) nazywamy wydzielony z otoczenia zbiór cząsteczek gazu

w stanie określonym parametrami stanu - **p , V, T**

– *Definicja 6*

Stanem równowagowym układu termodynamicznego nazywamy stan, w którym wszystkie parametry stanu mają jednoznacznie zdefiniowaną, stabilną wartość;

w innym wypadku stan układu jest **stanem nierównowagowym**

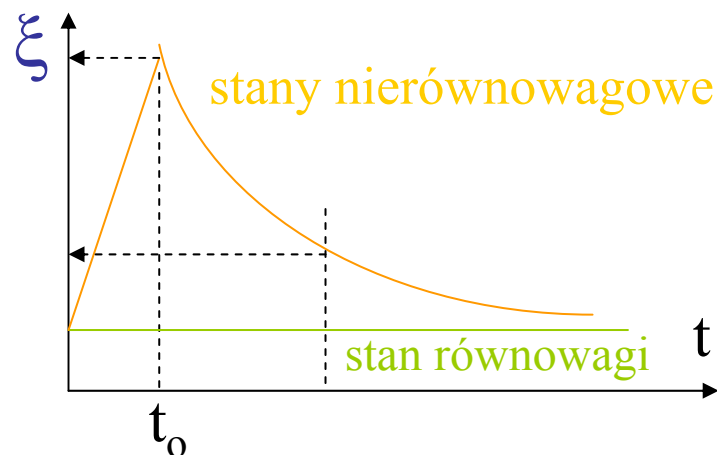
– *Definicja 7*

Proces przechodzenia układu ze stanu nierównowagowego do stanu równowagowego nazywamy relaksacją układu;

$$\xi(t) = \xi(t_0) e^{-\tau t}$$

czas relaksacji t_r jest czasem e-krotnej zmiany nierównowagowej wartości parametru stanu ξ

$$\text{t. zn.} \quad \xi(t) / \xi(t_0) = 1/e \rightarrow e^{-\tau t} = e^{-1} \rightarrow t_r = 1/\tau$$



Zerowa Zasada Termodynamiki

Jeżeli dwa układy znajdują się w stanie równowagi z trzecim układem, to znajdują się w stanie równowagi względem siebie

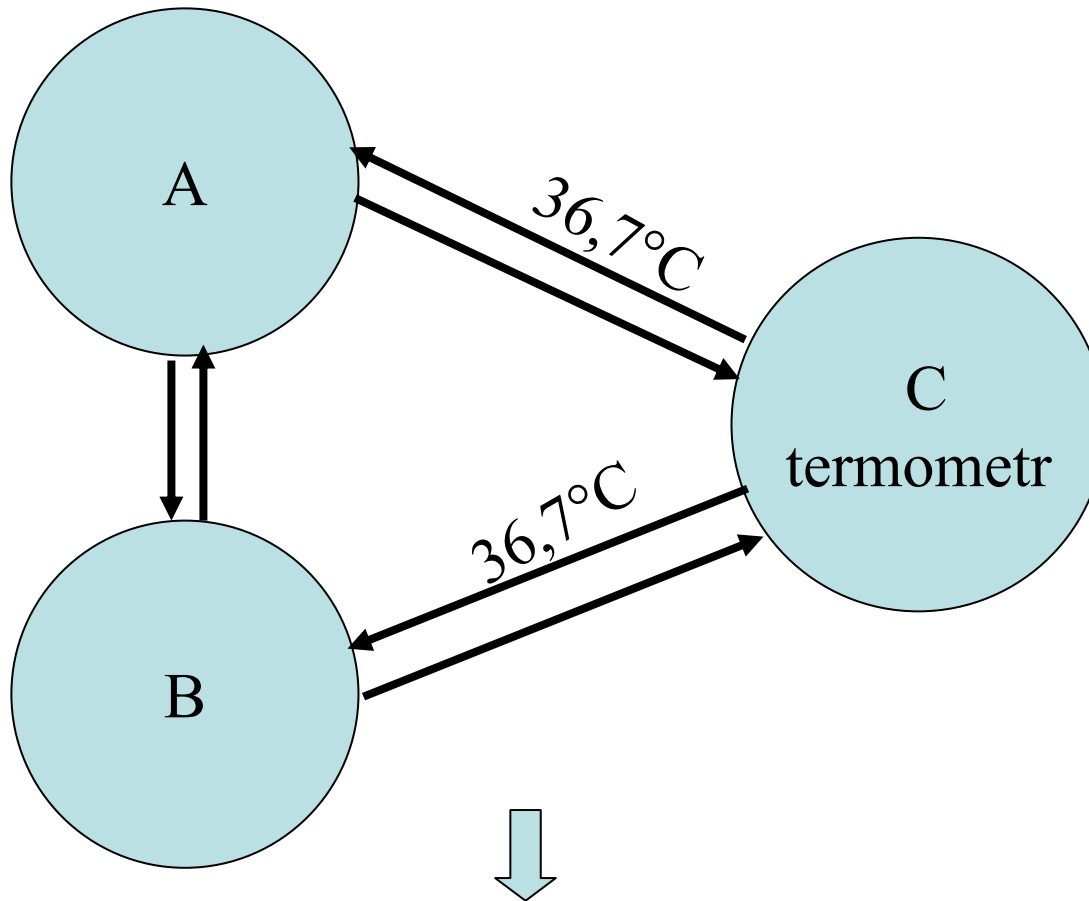
Wniosek 1:

Każdy układ izolowany osiągnie równowagę termodynamiczną po nieskończenie dużym czasie.

Wniosek 2:

Jeżeli mamy układ A i B i są one w równowadze termodynamicznej z układem C to na podstawie „0” zasady twierdzimy, że układ A jest w równowadze termodynamicznej z układem B.

Odniesienie: termometr



Istnieje wielkość skalarna będąca własnością wszystkich układów termodynamicznych, zwana temperaturą, która osiąga jednakową wartość dla wszystkich układów znajdujących się w równowadze termodynamicznej.

– *Definicja 8*

Przemianą termodynamiczną (procesem) nazywamy przejście układu z jednego stanu do innego.

– *Definicja 9*

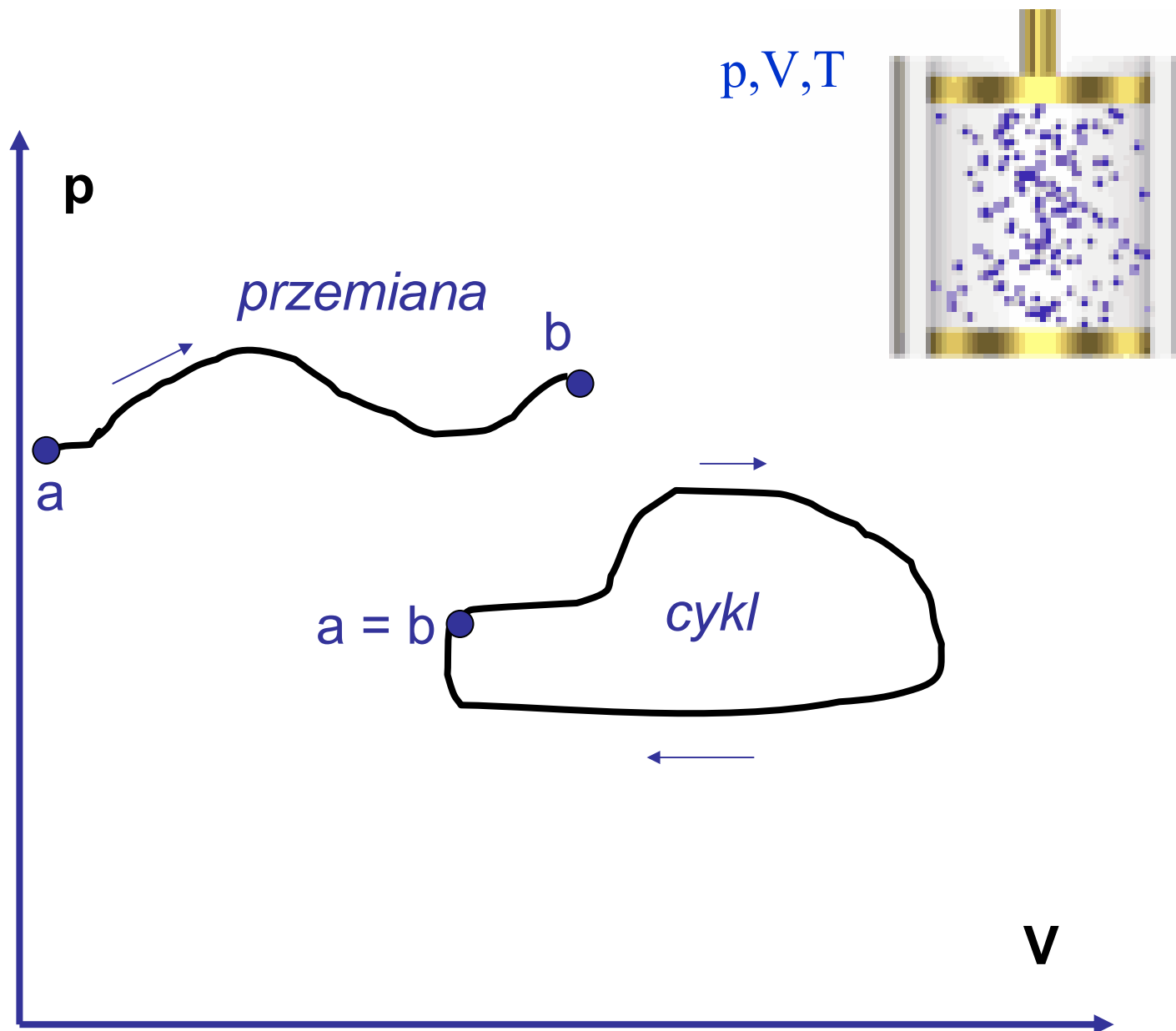
Przemiana termodynamiczna równowagowa (lub odwracalna, lub quasistatyczna) jest przemianą składającą się z ciągłego zbioru kolejnych stanów równowagi

– *Uwaga 4*

Tylko przemiana nieskończenie powolna może być przemianą równowagową

– *Definicja 10*

Przemianą kołową lub **cyklem termodynamicznym** nazywamy przemianę, po której układ wraca do stanu początkowego.



– *Definicja 11*

Energia wewnętrzna U układu jest całkowitą energią układu z wyłączeniem energii kinetycznej układu jako całości oraz energii potencjalnej w zewnętrznych polach.

- *Uwaga 5*

- Energia wewnętrzna układu może się zmieniać w wyniku wymiany pracy lub ciepła między układem a otoczeniem
- Energia wewnętrzna sumy układów jest sumą energii wewnętrznych układów składowych oraz energii wzajemnego oddziaływania między wszystkimi układami sumy
- **Energia wewnętrzna jest funkcją stanu układu,**

- *Uwaga 6*

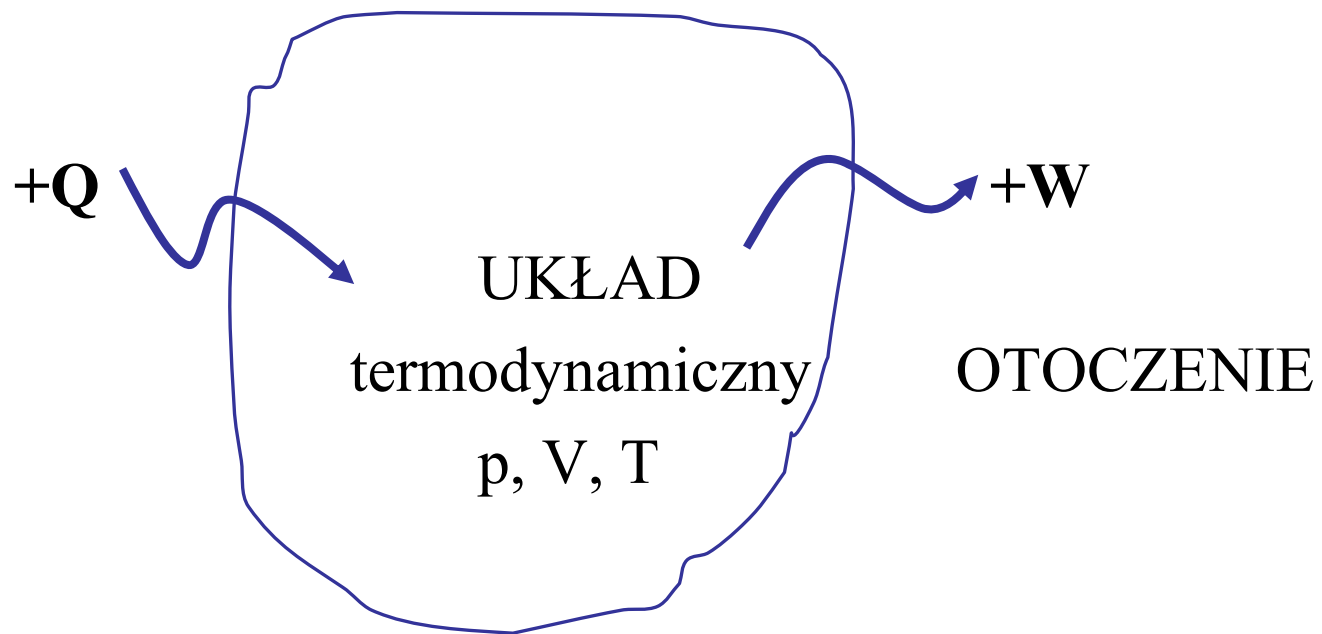
Jednostką ciepła i pracy (energii) w SI jest dżul [J].

Ciepło wyraża się także historyczną jednostką – kalorią [cal];

$$1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$$

Oznaczenia

1. Ciepło Q uważamy za dodatnie ($Q>0$), gdy dostarczane jest z otoczenia do układu; ciepło dostarczane z układu do otoczenia jest ujemne ($Q<0$),
2. Pracę W uważamy za dodatnią ($W>0$), gdy wykonywana jest przez układ nad otoczeniem; praca wykonywana przez otoczenie nad układem jest ujemna ($W<0$),



- *Definicja 12*

Pojemnością cieplną ciała c

nazywamy wielkość równą ilości ciepła
potrzebnej do podgrzania ciała o 1K,

$$\longrightarrow c = (dQ'/dT) \text{ [J/K]}$$

Pojemność cieplna jednostki masy jest **ciepłem właściwym**

$$c_w = (dQ'/dT)_{1\text{kg}}$$

Pojemność cieplna 1 mola ciała jest **ciepłem molowym**

$$C_M = (C) = (dQ'/dT)_{1\text{mol}}$$

- *Wniosek 2*

$$C = M \ c_w$$

Pierwsza zasada termodynamiki

W układzie termodynamicznym

$$Q = \Delta U + W,$$

-w postaci całkowej (dla całego procesu),

-w postaci różniczkowej (dla procesu elementarnego)

$$dQ' = dU + dW',$$

Uwaga 7

*Wielkości dQ' , dW' (w przeciwieństwie do dU)
nie są przyrostami funkcji ale małymi ilościami Q , W ;*

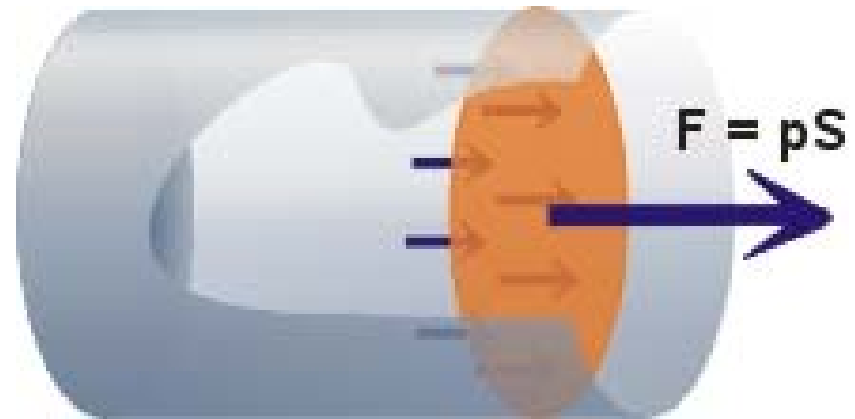
Praca gazu

Gaz zamknięty w cylindrze działa pewnym ciśnieniem na wszystkie ścianki.
Działa też na wybraną ruchomą ściankę (kolor pomarańczowy).

Całkowita siła z jaką gaz działa na ściankę
równa jest (z definicji ciśnienia)

$$F = p S$$

gdzie p oznacza ciśnienie gazu, a S pole
powierzchni ścianki.



Obliczanie pracy gazu

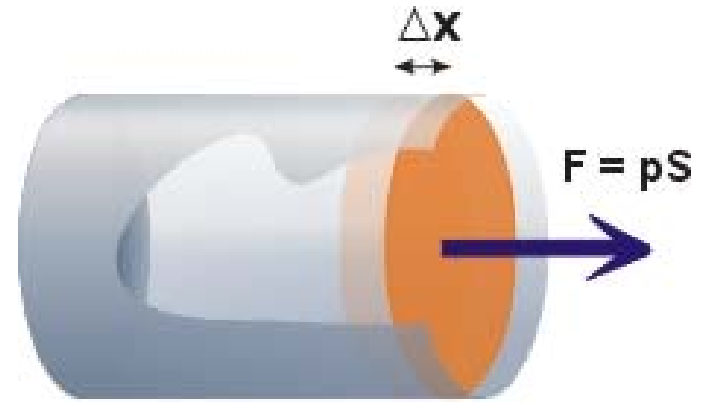
Jeśli (np. na skutek ogrzewania) gaz rozprężając się przesunie ściankę o dx
to wykona pracę.:

$$dW = F dx = p S dx$$

$(S \cdot dx)$ jest zmianą objętości gazu dV ,
praca wykonana przez gaz równa jest

$$dW = p dV$$

Założenie:
Siła podczas tego
niewielkiego
przesunięcia jest stała



$$\Delta W = p \Delta V$$

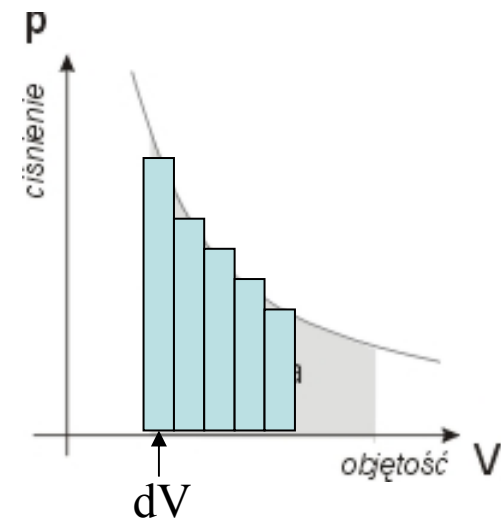
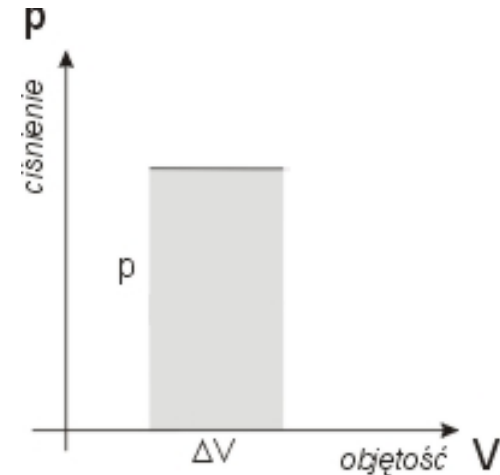
Obliczanie pracy gazu

W zmiennych $[p, V]$ graficzna reprezentacja wartości pracy to pole pod wykresem.

$$pole = p\Delta V = W$$

W przypadku procesu, w którym ciśnienie gazu ulega zmianie wartość pracy równa jest polu powierzchni pod krzywą $p = p(V)$

$$W = \int p dV$$



Gaz doskonały

Definicja 13

Równaniem stanu układu termodynamicznego jest związek funkcyjny między parametrami stanu $f(p, V, T)$

Definicja 14

Za **gaz doskonały** uważamy zbiór cząstek o następujących własnościach:

- nieskończenie małe rozmiary (punkty materialne)
- brak wzajemnych oddziaływań

Równanie stanu gazu doskonałego

(Równanie Clapeyrona)

$$p V = n R T$$

p – ciśnienie

V – objętość

n – liczba moli

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

R – stała Avogadra

$$R = 8,31 \frac{J}{mol \cdot K}$$

T – temperatura bezwzględna

Równanie stanu gazu doskonałego

$$pV = n R T,$$

n – liczba moli gazu,

$R = 8,31 \text{ [J/mol K]}$ – uniwersalna stała gazowa

lub
$$pV = n N_A k T,$$

$k = R/N_A = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ [J/K]}$ - stała Boltzmanna,

lub
$$pV = N k T,$$

$N = n N_A$ – liczba cząstek w układzie

Uwaga 8:

Każdy gaz rzeczywisty, dostatecznie rozrzedzony, można w wymaganym przybliżeniu uważać za gaz doskonały

Energia wewnętrzna i ciepło właściwe gazu doskonałego

Ciepło molowe przemiany dla $V = \text{const}$ (izochorycznej)

$$C_V = dQ_V' / dT, \quad dQ_V' = C_V dT$$

Ciepło molowe przemiany dla $p = \text{const}$ (izobarycznej)

$$C_p = dQ_p' / dT$$

z I zas. term. jest: $dQ' = dU + dW' \rightarrow dQ' = dU + pdV$

$$dQ_V' = dU + 0 \quad (V = \text{const})$$

$$dQ_p' = dU + pdV$$

z r. st. gazu; $pV = RT \rightarrow pdV + Vdp = R dT$



$$dQ_p' = dU + R dT - \cancel{Vdp} = dQ_V' + R dT = C_V dT + R dT$$



$$C_p = dQ_p' / dT = C_V + R$$

Energia wewnętrzna i ciepło właściwe gazu doskonałego

Ciepło molowe przemiany dla $p = \text{const}$ (*izobarycznej*)

$$C_p = C_V + R$$

Ciepło molowe przemiany dla $V = \text{const}$ (*izochorycznej*)

$$C_V = dQ_V'/dT, \quad dQ_V' = dU$$



$$C_V = dU/dT$$



Energia wewnętrzna gazu

$$U = n C_V T,$$

$C_V = \text{const}$, n - liczba moli gazu

Uwaga: $U = f(T), \quad U \neq f(p, V)$

Przemiany politropowe gazu doskonałego

Definicja 15:

Równaniem przemiany nazywamy równanie stanu gazu z nałożonym odpowiednim warunkiem przemiany

Definicja 16:

Przemianą politropową jest taka przemiana, w której pojemność cieplna gazu (ciepło molowe przemiany) jest stała (warunek przemiany: $C = \text{const}$)

Równanie przemiany politropowej (równanie politropy)

$$pV^{\kappa} = \text{const},$$

$$\kappa = (C - C_p) / (C - C_v) = \text{const}$$

Wyprowadzenie:

Skorzystamy z :

1. równania stanu gazu- $pV=RT \implies p dV + V dp = R dT$
2. I zasady termodynamiki – $dQ = dU + p dV$; $dU = C_V dT$
3. definicji ciepła molowego – $C = (dQ) / dT \implies dQ = C dT$
4. warunku politropy - $C = \text{const}''$

$$\text{z (2 i 3)} \implies (C dT) = C_V dT + p dV$$

$$\text{z (1)} \implies (C - C_p) \frac{dV}{V} + (C - C_V) \frac{dp}{p} = 0 \quad (C_p = C_V + R)$$

$$\kappa \ln V + \ln p = \text{const}', \implies \ln p V^\kappa = \text{const}'$$

$$p V^\kappa = \text{const}$$

$$\text{Gdzie } \kappa = \frac{C - C_p}{C - C_V} ; \quad \text{lub} \quad C = \frac{\kappa C_V - C_p}{\kappa - 1}$$

Wybrane przemiany politropowe:

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

$$C = \frac{\kappa C_V - C_p}{\kappa - 1}$$

$\kappa = 0 \Rightarrow p = \text{const} \Rightarrow$ przemiana izobaryczna,

$\kappa = 1 \Rightarrow pV = \text{const} \Rightarrow$ przemiana izotermiczna,

$\kappa = C_p/C_V \Rightarrow pV^\kappa = \text{const} \Rightarrow$ przemiana adiabatyczna,

(dla adiabaty $\kappa = C_p/C_V \Rightarrow C=0, \Rightarrow dQ = CdT=0$)

$\kappa = \infty \Rightarrow V = \text{const} \Rightarrow$ przemiana izochoryczna

Parametr $\kappa = C_p/C_V = \chi$:

wielkość charakterystyczna dla danego gazu

➤ dla gazu doskonałego $\kappa \approx 5/3$

➤ dla powietrza $\kappa \approx 7/5,$

Gaz rzeczywisty

Dla ustalonej temperatury ($T = 273\text{K}$)

p [Atm]	pV [Atm·l]
1	1,000
100	0,994
200	1,048
500	1,390
1000	2,069

(*r.st. gazu
doskonałego:
 $pV = RT = \text{const}$*)

Gaz van der Waalsa

Równanie van der Waalsa:

uwzględnia wzrost ciśnienia wskutek przyciągania molekuł (p^+)
i objętość zajmowaną przez molekuły gazu (V^-) :

$$p_{\text{kor}} V_{\text{kor}} = nRT$$

$$(p + p^+) (V - V^-) = nRT,$$

poprawka Van der Waalsa:

$$(p + a/V^2) (V - b) = nRT,$$

a [Pa m⁶], b [m³], - stałe van der Waalsa.

Gaz rzeczywisty dla ustalonej temperatury $T=273\text{K}$

p [Atm]	pV [Atm·l]	$\left(p + \frac{a'}{V^2}\right)(V - b')$ [Atm·l]
1	1,000	1,000
100	0,994	1,000
200	1,048	1,009
500	1,390	1,014
1000	2,069	0,893

Energia dodatkowych oddziaływań gazu van der Waalsa $(p + a/V^2)(V - b) = nRT$

$$dE^+ = p^+ dV = (a/V^2)dV$$

czyli $E^+ = \int (a/V^2) dV = - (a/V) + \text{const}(V),$

w granicy $V \longrightarrow \infty \quad E^+ \longrightarrow 0, \quad \Rightarrow \quad \text{const}(V) = 0,$

Zatem energia wewnętrzna gazu van der Waalsa:

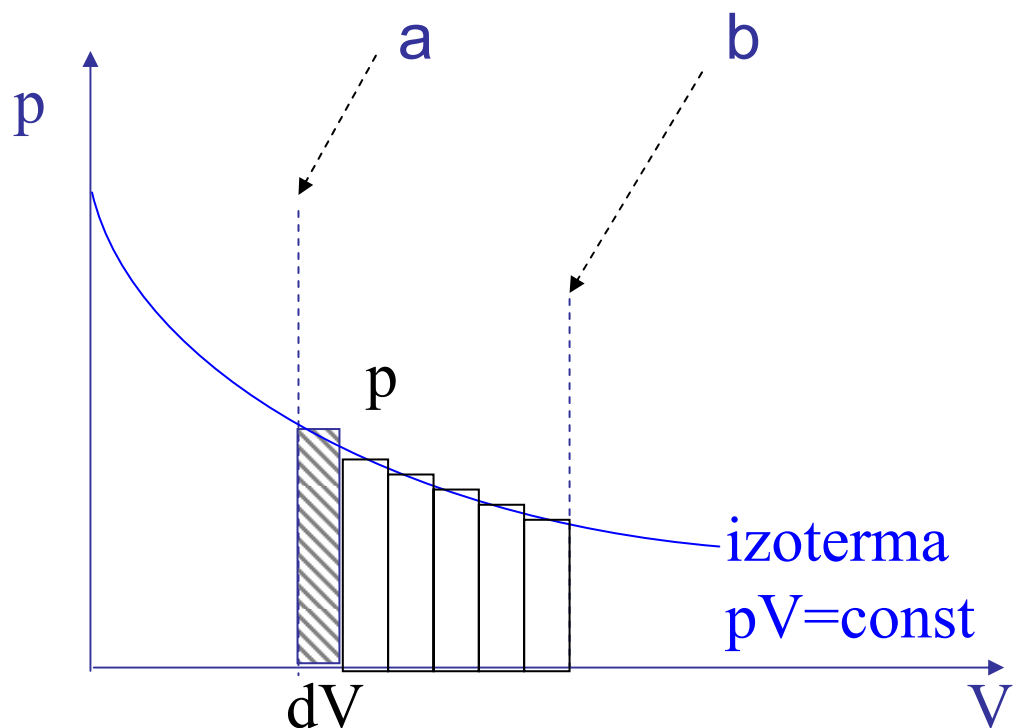
$$U(T, V) = n C_V T - (a/V)$$

Praca zmiany stanu układu (p, V, T) dla gazu doskonałego

w przemianie izotermicznej $T=\text{const}$, $p=(RT)/V$:

$$W = \int p dV$$

$$W = \int_{V_1}^{V_2} (RT/V) dV = RT \ln (V_2/V_1)$$

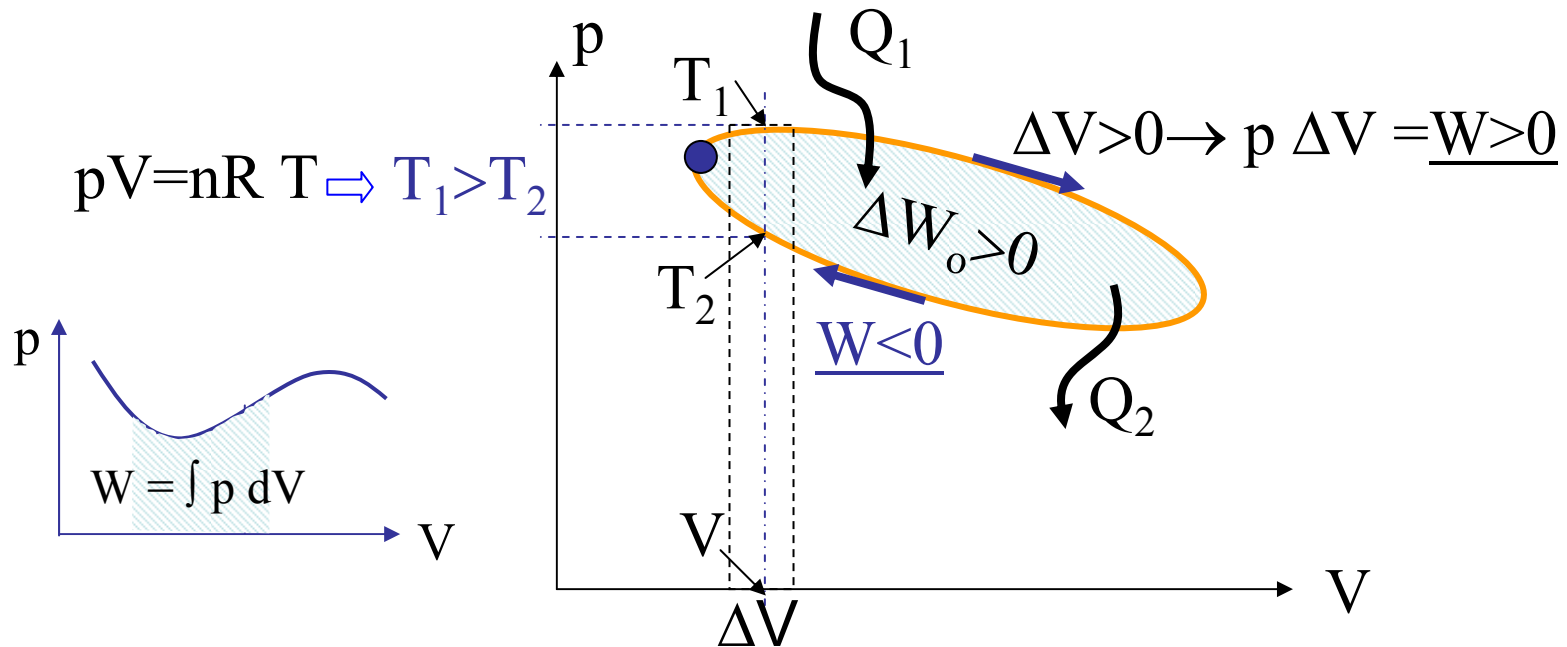


Silnik cieplny

Definicja 17

Układ termodynamiczny wykonujący przemianę kołową, w wyniku której z otoczenia pobierane jest ciepło, a oddawana jest praca mechaniczna nazywa się **silnikiem cieplnym**

Cykl silnika cieplnego: $\Delta Q = \Delta U + \Delta W \Rightarrow \Delta U_o = 0 \rightarrow \underline{\Delta Q_c = \Delta W_o}$



Uwaga 9

Nie można zbudować cyklu,
w którym część pobranego ciepła **nie jest** zwracana do otoczenia

I zasada termodynamiki (*sformułowanie klasyczne*)

Nie jest możliwe perpetuum mobile I rodzaju,

t.zn. nie można zbudować ciągle pracującego silnika,
który wykonuje większą pracę niż pobiera energii z zewnątrz

$$Q = \Delta U + W,$$

II zasada termodynamiki (*sformułowanie klasyczne*)

Nie jest możliwe perpetuum mobile II rodzaju,

t.zn. nie można zbudować ciągle pracującego silnika,
który pobrane z otoczenia ciepło zamienia całkowicie na pracę

$$(Q_2 > 0)$$

Definicja 18

Sprawnością energetyczną procesu (urządzenia) nazywamy stosunek uzyskanej energii użytecznej do energii w tym celu zużytej

Definicja 19

Sprawnością η_s silnika cieplnego jest stosunek uzyskanej pracy W do pobranego (z otoczenia) w tym celu ciepła ΔQ

$$\eta_s = W / \Delta Q$$

Uwaga 10

Dla przemiany kołowej $\Delta U = 0$,

$$\Rightarrow \Delta Q = (Q_1 - Q_2) = W,$$

$$\Rightarrow \eta_s = (Q_1 - Q_2) / Q_1$$

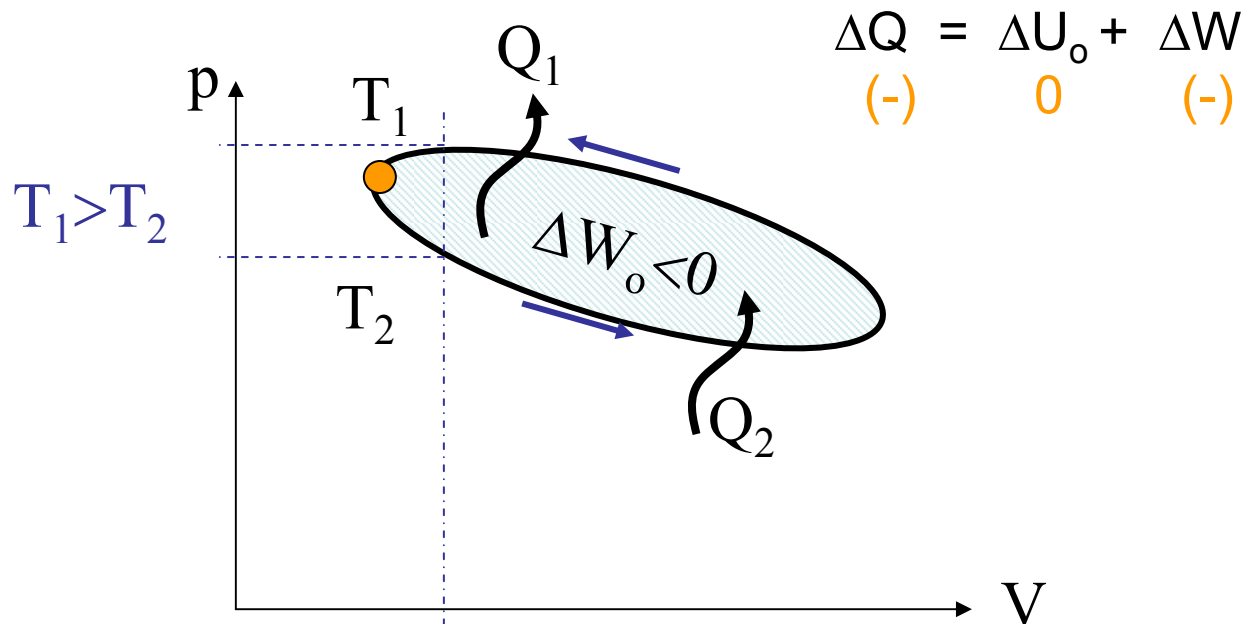
lub

$$\eta_s = 1 - (Q_2 / Q_1)$$

– Definicja 20

Cykl odwrotny, w którym kosztem pobranej z otoczenia pracy mechanicznej ciepło przepływa od ciała o niższej temperaturze do ciała o temperaturze wyższej nazywa się cyklem chłodniczym;

urządzenie pracujące w tym cyklu jest **maszyną chłodniczą**



Izoterma: $T = \text{const}$	\Rightarrow	$pV = \text{const}$
Adiabata: $Q = \text{const}$	\Rightarrow	$pV^\kappa = \text{const}, \kappa = (C_p/C_v)$

Nachylenie izotermy:

$$d(pV) = 0$$

$$p dV + V dp = 0$$

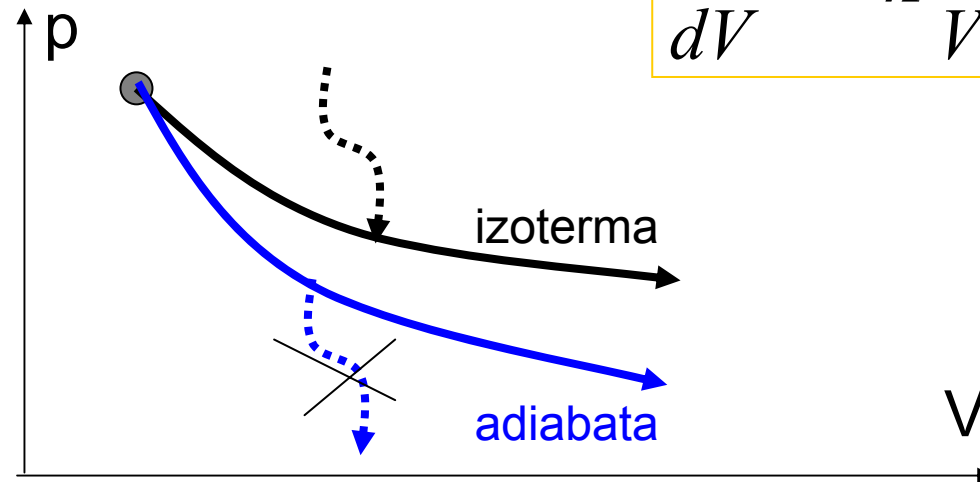
$$\boxed{\frac{dp}{dV} = -\frac{p}{V}}$$

Nachylenie adiabaty:

$$d(pV^\kappa) = 0$$



$$\boxed{\frac{dp}{dV} = -\kappa \frac{p}{V}} \quad \kappa > 1$$



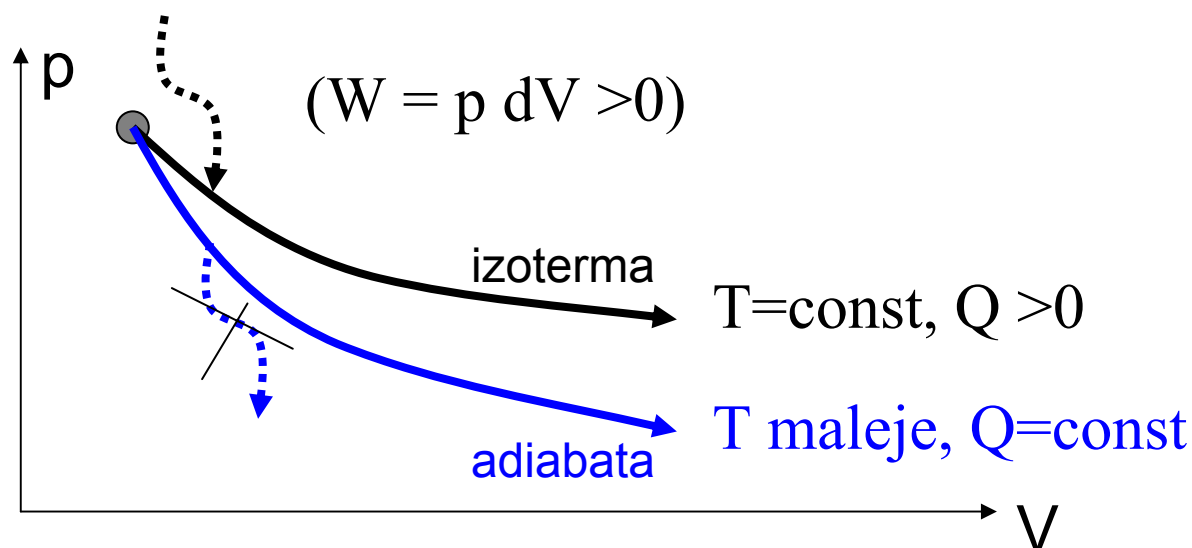
Izoterma: $T = \text{const}$ \Rightarrow $pV = \text{const}$

Adiabata: $Q = \text{const}$ \Rightarrow $pV^\kappa = \text{const}$, $\kappa = (C_p/C_v)$

$$dQ = dU + p dV, \quad U = C_v T \Rightarrow dU = C_v dT,$$

Izoterma $T = \text{const} \Rightarrow dT = 0 \Rightarrow dU = 0 \Rightarrow U = \text{const} \Rightarrow dQ > 0 \Rightarrow Q > 0$

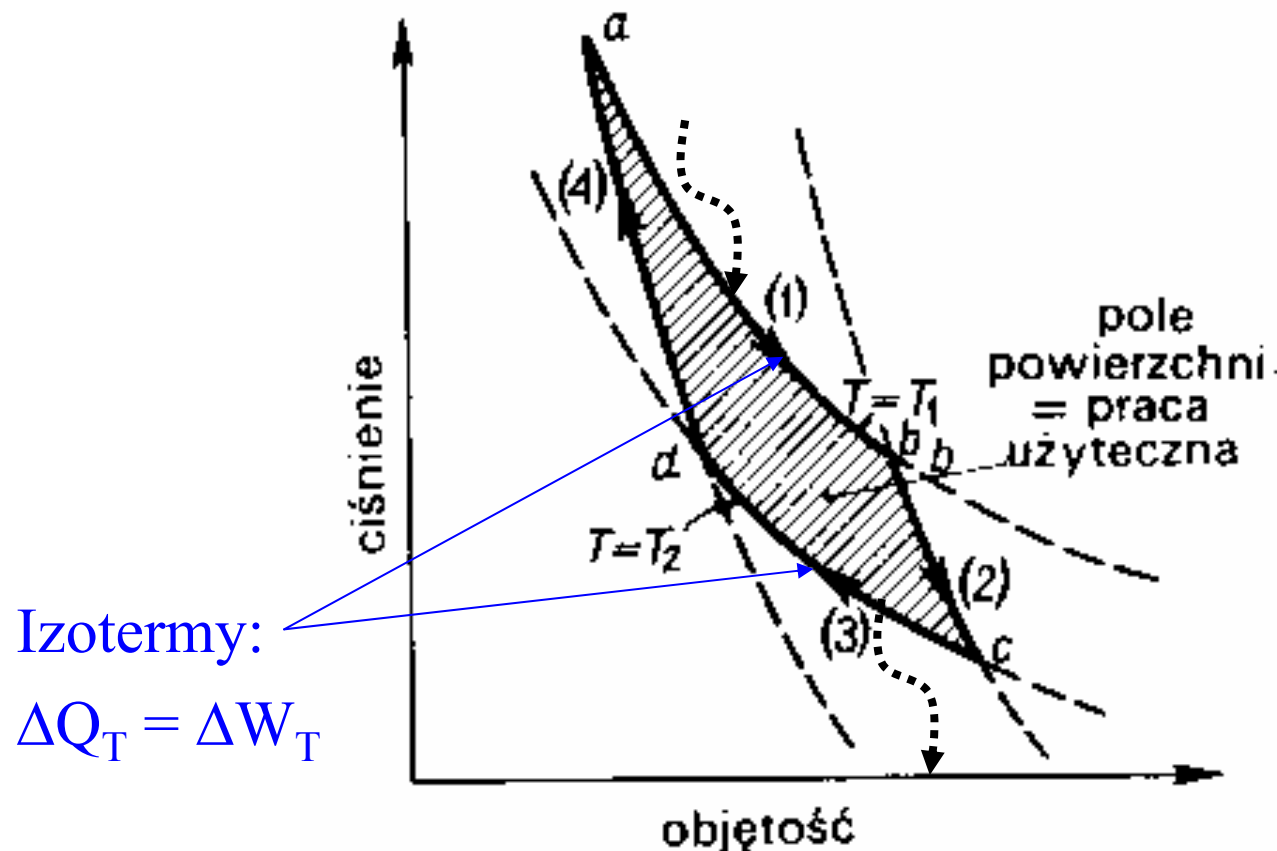
Adiabata $Q = \text{const} \Rightarrow dQ = 0 \Rightarrow dU < 0 \Rightarrow U \text{ maleje} \Rightarrow T \text{ maleje}$



W przemianach odwrotnych relacje te są przeciwnie

Cykl Carnota (CC) (odwracalny)

(*Nicolas Leonard Sadi Carnot 1796 - 1832*)



$$\Delta W_T = RT \ln(V_k/V_p); \quad \Delta W_T/T = \Delta Q_T/T = R \ln(V_k/V_p),$$

dla CC: $|\ln(V_k/V_p)|$ jest jednakowy dla każdej izotermi

$$\Rightarrow (\Delta Q_T/T_1) = -(\Delta Q_T/T_2), \quad \Delta Q_{\text{adiab}}=0 \quad \Rightarrow [\Sigma(\Delta Q_T/T)]_{\text{CC}} = 0$$

Twierdzenie

Dla procesów kołowych odwracalnych z wymianą ciepła
(izotermy $T=const$, adiabaty $Q=0$) dla wszystkich przemian

$$\Delta Q_o/T = \text{const}$$

Uwaga 11

W przemianach odwracalnych wielkość $\Delta Q_o/T$ jest zachowywana
t.zn. wielkość $\Delta Q_o/T$ nie zależy od drogi, a tylko od stanu
początkowego i końcowego układu termodynamicznego \Rightarrow
 $\Delta Q_o/T$ jest funkcją stanu układu

Entropia

Definicja 20 (termodynamiczna)

Entropią układu termodynamicznego nazywamy taką funkcję **S** tego układu, której przyrost dS w procesie odwracalnym jest równy stosunkowi przyrostu ciepła dQ pobranego przez układ do temperatury układu (termostatu) T

$$dS = dQ/T$$

Problem: wyznaczenie bezwzględnej wartości entropii S

Twierdzenie o cieple (Nernsta)

Entropia dowolnego ciała w temperaturze zera bezwzględnego jest równa zero (*III zasada termodynamiki*):

$$S(T=0) = 0$$

III zasada termodynamiki

Nernst (1905), Planck:

Entropia układu w temperaturze zera bezwzględnego równa jest zeru.

$$dS = dQ/T, \quad S(T=0) = 0$$

Wnioski:

Pojemność cieplna i ciepło właściwe ($C = dQ/dT$) dowolnej substancji w temperaturze zera bezwzględnego równe są zeru

Temperatura zera bezwzględnego nie jest osiągalna (nie jest możliwe ochłodzenie układu do temperatury zera bezwzględnego za pomocą skończonego procesu).

Trzecia zasada termodynamiki jest makroskopowym przejawem zjawisk kwantowych.

Uwaga 12

W procesach **odwracalnych** :

$$dS_{od} = dQ/T$$

(z definicji, przyrost tylko w wyniku dostarczania ciepła),

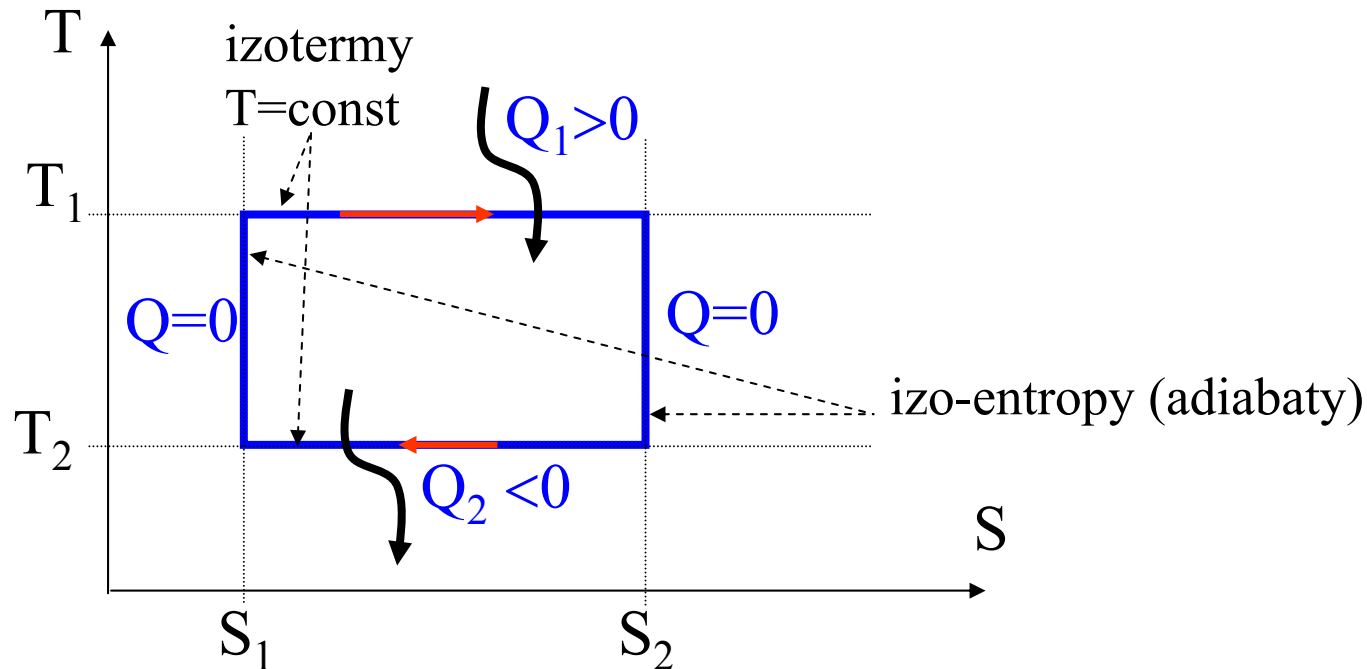
natomiast w procesach **nieodwracalnych** entropia rośnie w wyniku dostarczania ciepła oraz wskutek nieodwracalności,

$$\text{więc: } dS_{nod} > (dQ/T)_{nod}$$

przy czym entropia jako funkcja stanu jest zachowywana, tj. w obiegach zamkniętych ($\downarrow \uparrow$) przyrost $\Delta S_{całkowita} = 0$,

lub $S_{całkowita} = const$ dla wszystkich procesów

Cykl Carnota (T, S)



Sprawność silnika cieplnego Carnota

$$\eta_{sc} = (Q_1 - Q_2) / Q_1 = (T_w - T_n) / T_w$$

lub

$$\eta_{sc} = 1 - (T_n / T_w)$$

$$(dQ' = T dS$$

$$\Delta Q = T \Delta S$$

$$Q_{1,2} = T_{1,2} \Delta S)$$

Twierdzenie Carnota

Sprawność wszystkich odwracalnych silników

pracujących z tymi samymi termostatami jest jednakowa

Dla dowolnej maszyny cieplnej **nieodwracalnej**, która pracuje z termostatami T_1, T_2 , wymieniając ciepło Q_1, Q_2 , (tj. dla cyklu nieodwracalnego - CN) :

$$\int_{\text{CN}} dS_n > \int_{\text{CN}} dQ/T, \quad \text{jednocześnie} \quad \int_{\text{CN}} dS_n = 0$$

wobec tego dla CN

$$\int_{T_1} (dQ_1 / T_1) - \int_{T_2} (dQ_2 / T_2) < 0$$

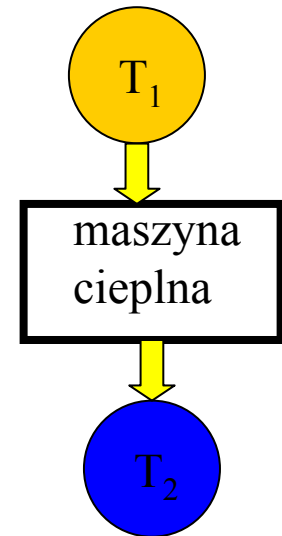
$$Q_1/T_1 - Q_2/T_2 < 0$$

$$Q_1/T_1 < Q_2/T_2 \quad \text{lub} \quad Q_2/Q_1 > T_2/T_1$$

\Rightarrow sprawność cyklu nieodwracalnego

$$\eta_n = 1 - (Q_2/Q_1) < 1 - (T_2/T_1) = \eta_c$$

$$\underline{\eta_n} < \underline{\eta_c}$$



Uwaga 13

Sprawność nieodwracalnego cyklu jest zawsze mniejsza od sprawności cyklu Carnota pracującego między tymi samymi termostatami

Parafraza zasad termodynamiki

Nie możesz nic wygrać (I),

Nie możesz wyjść na swoje (II),

Nie możesz wyjść z gry (III)

[Holiday-Resnick].

Realny silnik cieplny

James Watt, 1769

buduje silnik parowy zdolny do napędu maszyn obrotowych,

Robert Fulton, 1782 stosuje silnik Watta do napędu statku,

George Stephenson, 1814 uruchamia pierwszy parowóz,

Jean E. Lenoir, 1860

Carnot 1819

Pierwszy spalinowy silnik (gazowy) z zapłonem iskrowym

Fernand Forest, 1875

Spalinowy silnik benzynowy (jednocylindrowy, dwusuwowy)

Mikołaj Otto, E. Langen, 1876

niezawodny i ekonomiczny czterosuwowy silnik spalinowy (na gaz świetlny)
z zapłonem iskrowym

C. Benz, 1878/79

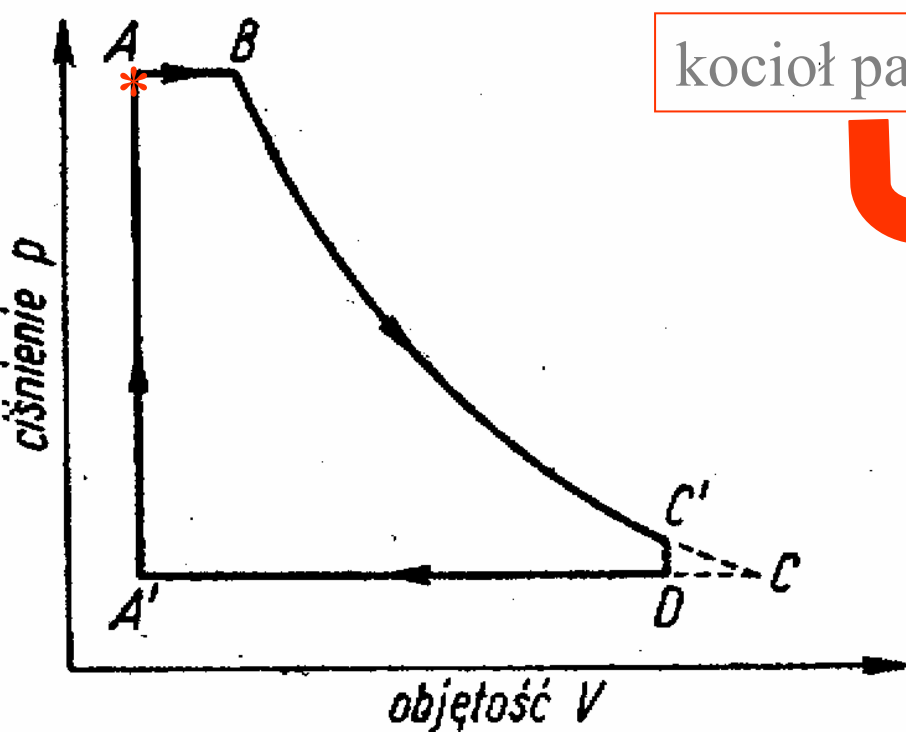
konstruuje spalinowy silnik benzynowy na obiegu M.Otto (zbudowany przez Daimlera
w 1883)

Rudolf Ch. Diesel, 1893,

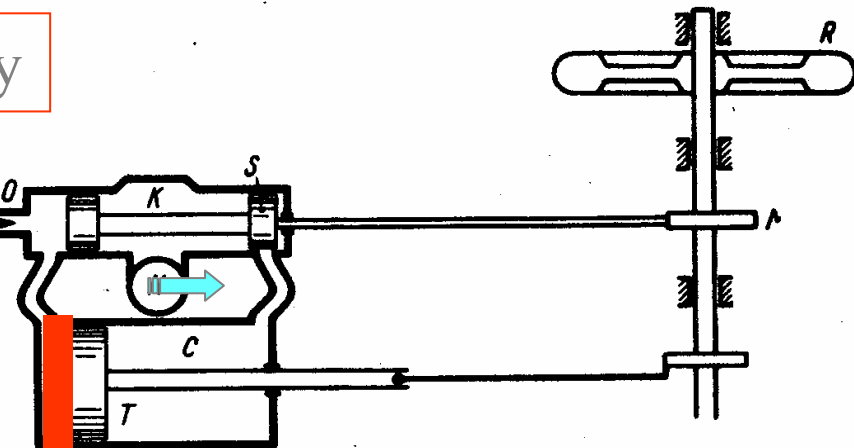
opracowuje pierwszy silnik spalinowy o zapłonie samoczynnym (zbudowany w 1895)

Eicemeyer, 1926 stosuje spalinowy silnik gazowy do samochodu

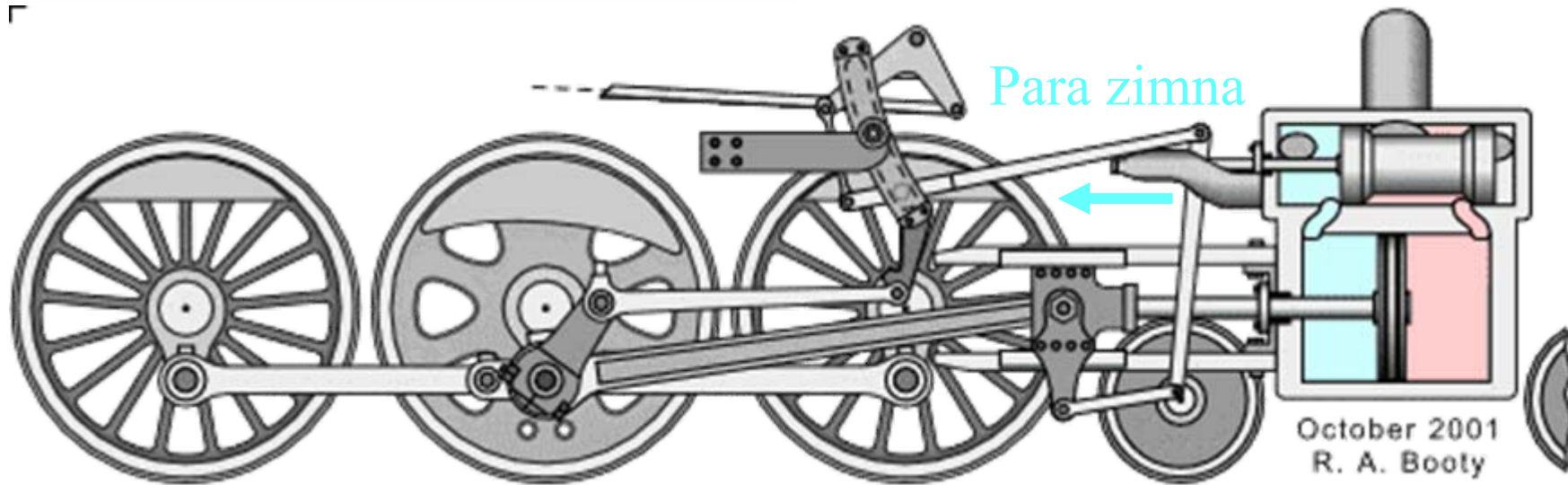
Maszyna parowa – cykl Rankine'a



kocioł parowy

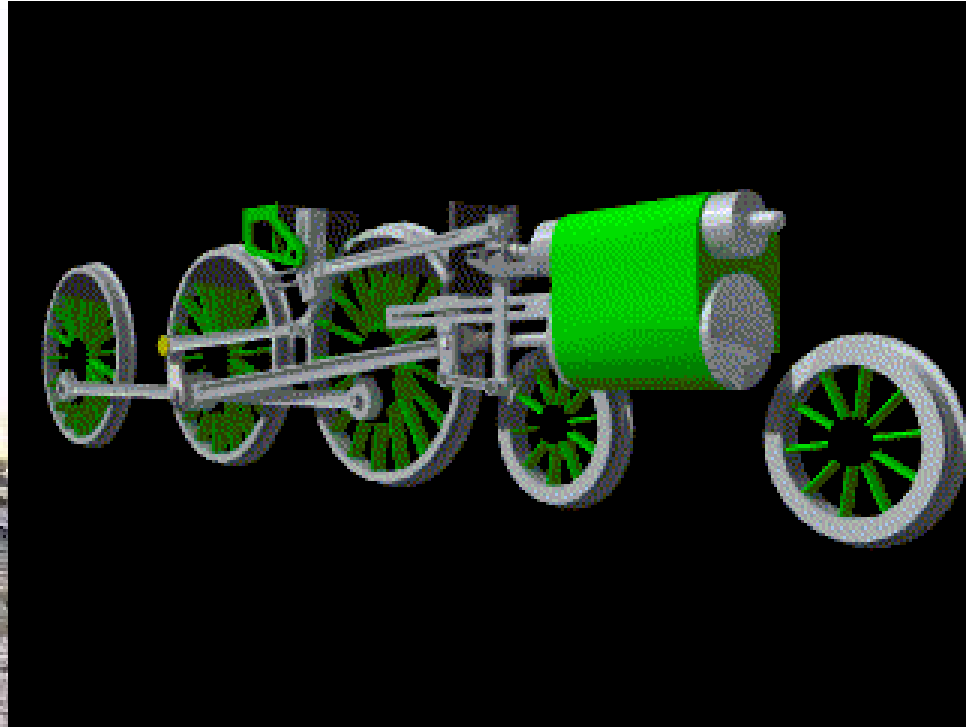


Para
gorąca



October 2001
R. A. Booty





Moc: 1500 – 3000 KM,

Siła ciągu: 10 000 – 15 000 KG

Rekordy szybkości: 200 km/h (Mallard, Niemcy)

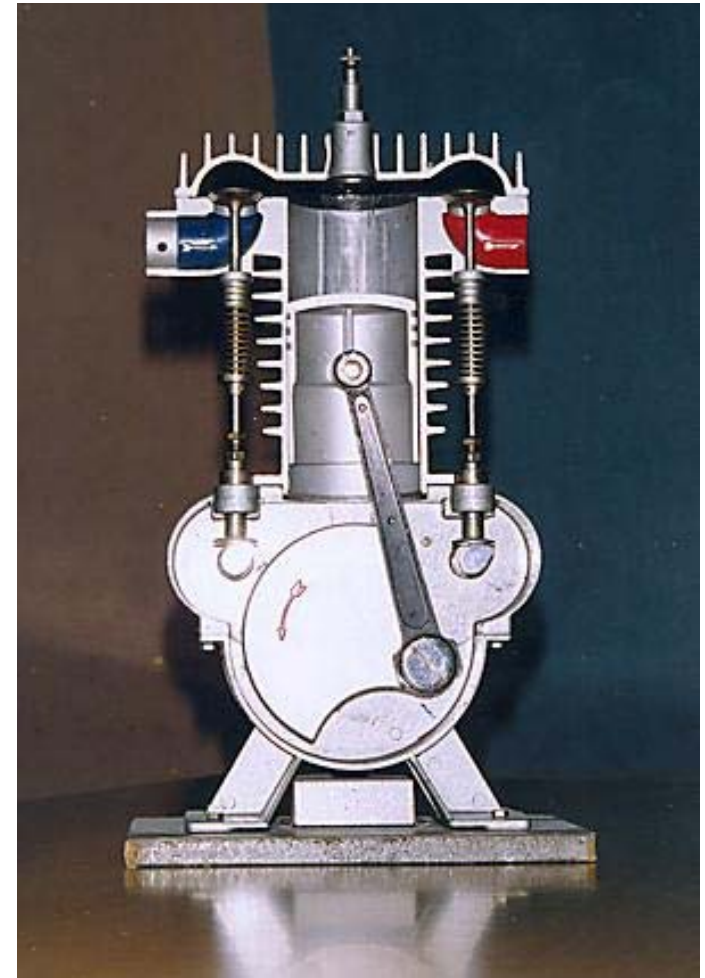
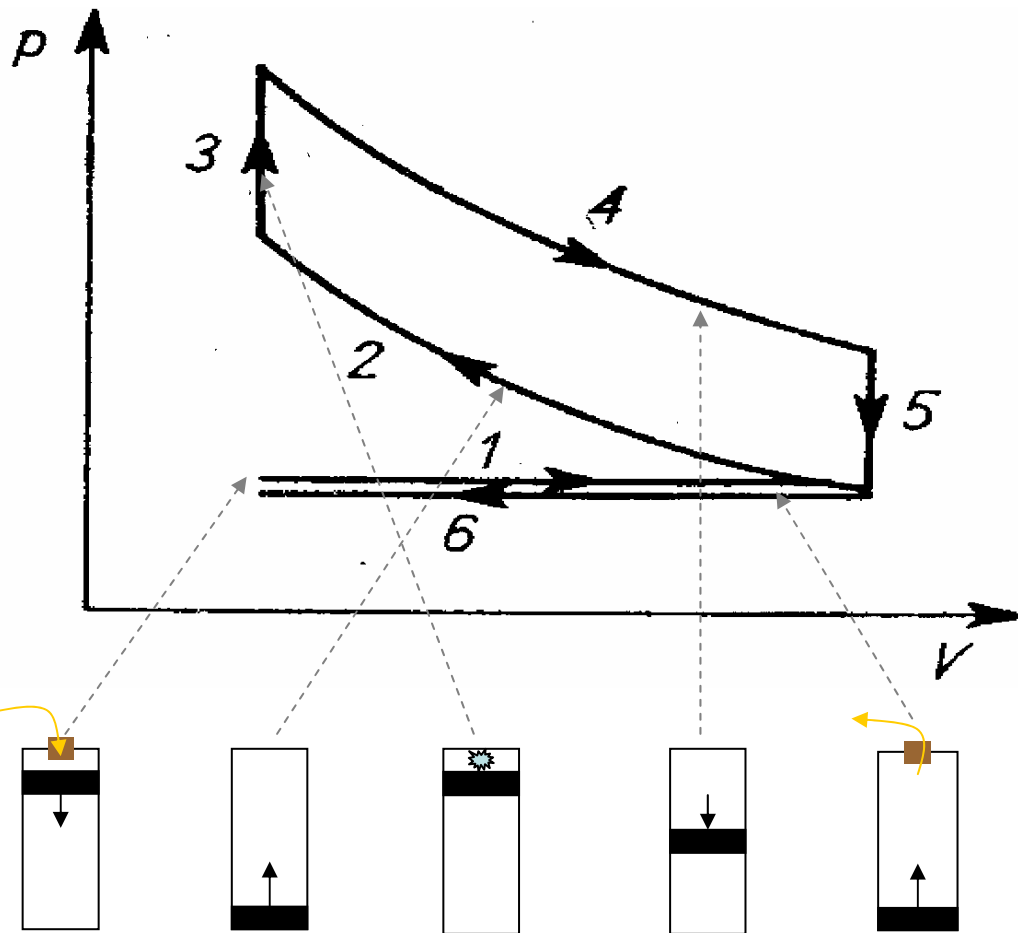
**Stoi na stacji lokomotywa,
Ciężka, ogromna i pot z niej spływa - tłusta oliwa.
Stoi i sapie, dyszy i dmucha, żar z rozgrzanego jej brzucha bucha:
Buch - jak gorąco! Uch - jak gorąco! Puff - jak gorąco! Uff - jak gorąco!
Już ledwo sapie, już ledwo zipie, a jeszcze palacz węgiel w nią sypie...
Nagle - gwizd! Nagle - świst! Para - buch! Koła - w ruch!
Najpierw powoli jak żółw ociężale ruszyła maszyna po szynach ospale.
Szarpnęła wagony i ciągnie z mozołem, i kręci się, kręci się koło za kołem,
I biegu przyspiesza, i gna coraz prędzej,
I dudni, i stuka, łomoce i pędzi.**



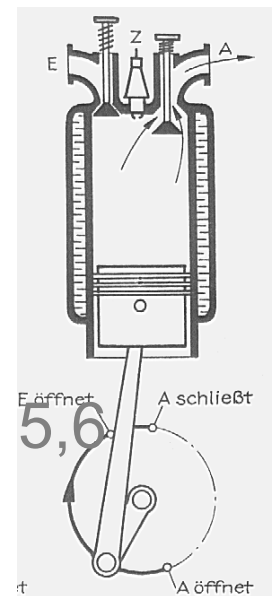
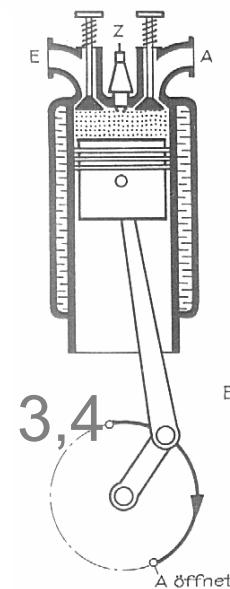
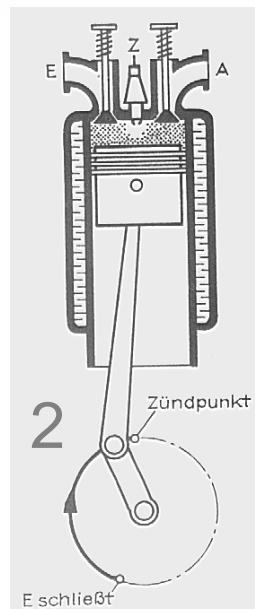
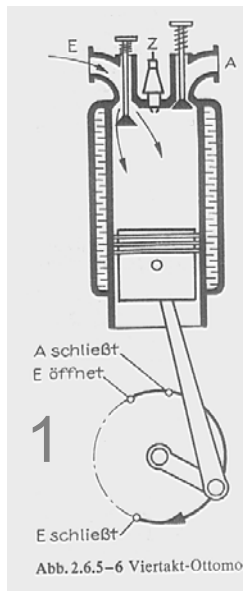
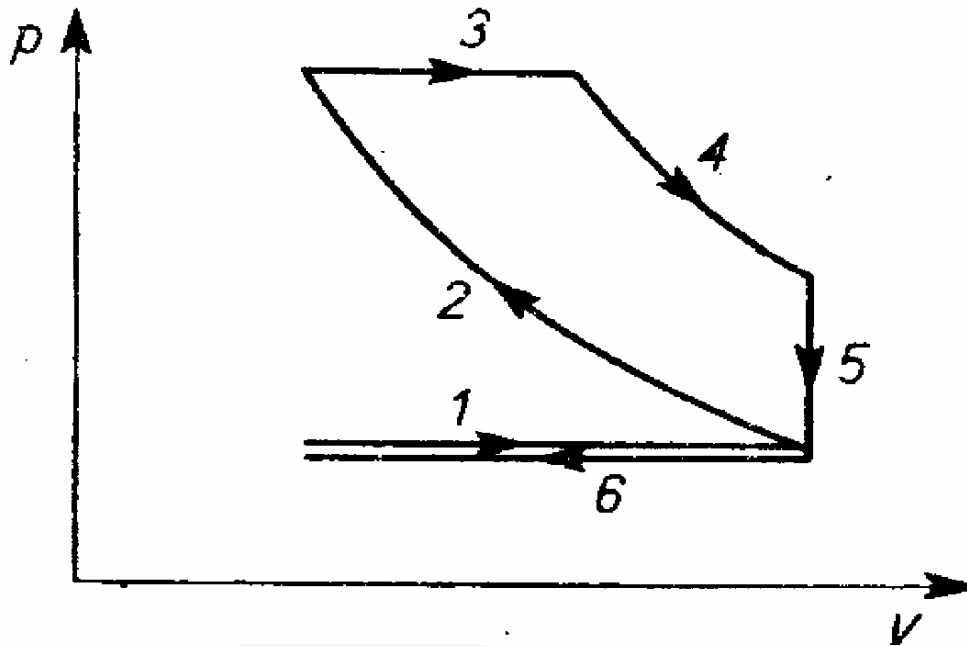
Silnik o zapłonie iskrowym - cykl OTTO

Medium robocze – powietrze

Źródło ciepła – spalanie paliwa dodawanego w niewielkiej ilości do powietrza



Silnik spalinowy (o zapłonie samoczynnym) - cykl DIESLA



Maszyna chłodnicza jako pompa ciepła

