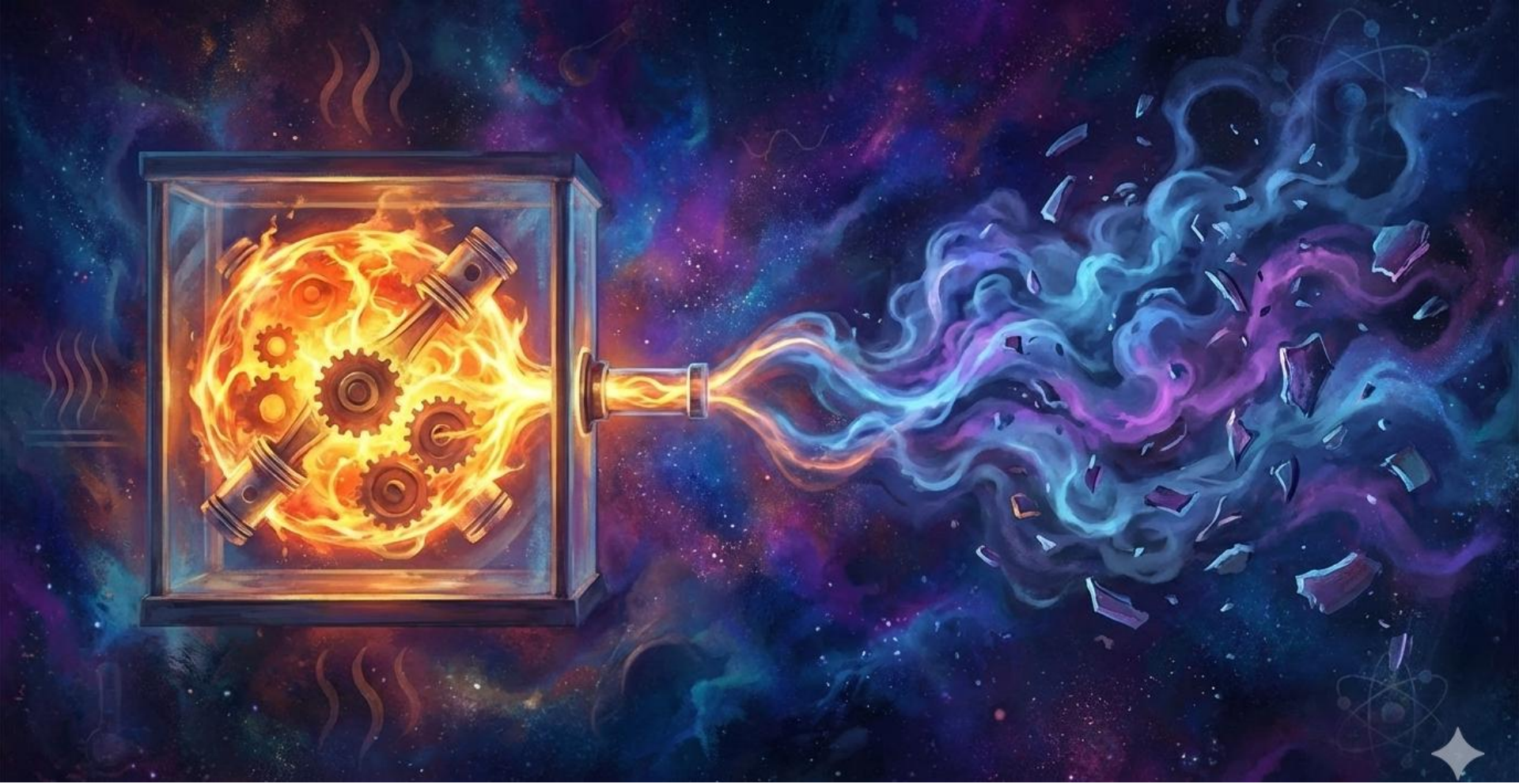




FIZYKA Z ELEMENTAMI FIZYKI RADIACYJNEJ I | WYKŁAD 11

Termodynamika cz. 2

dr inż. Katarzyna Gwóźdź

Gaz doskonały

Idealizowany model gazu, który działa dla gazów o niedużych ciśnieniach w temperaturze ok. pokojowej.

Założenia modelu:

- Cząsteczki gazu są punktowe
- Jedyne oddziaływania między cząsteczkami to zderzenia idealnie sprężyste
- Energia wewnętrzna zależy tylko od temperatury

Gaz doskonały – równanie Clapeyrona

$$pV = Nk_B T$$

p – ciśnienie gazu

V – objętość gazu

T – temperatura gazu

N – ilość cząsteczek gazu

$k_b = 1,38 \times 10^{-23} \frac{J}{K}$ – stała Boltzmana

$$pV = nRT$$

p – ciśnienie gazu

V – objętość gazu

T – temperatura gazu

n – ilość moli gazu

$R = 8,3 \frac{J}{mol K}$ – stała gazowa

Liczba Avogadra:

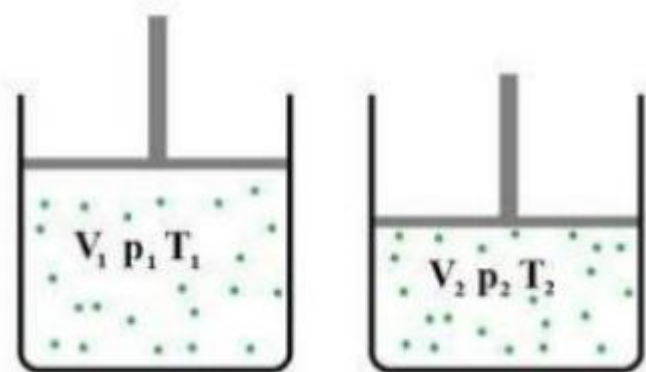
$$N_A = 6,02 \times 10^{23} mol^{-1}$$

$$N = n \times N_A$$

$$R = N_A \times k_b$$

Gaz doskonały – równanie Clapeyrona

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$



Gaz doskonały – równanie Clapeyrona

Działa tylko przy założeniu gazu doskonałego.

W rzeczywistości:

- Cząsteczki mają wymiar, nie są punktowe
- Występują oddziaływania między cząsteczkami (Van der Waalsa)
- Założenie modelu gazu idealnego nie są spełnione

Równanie Van der Waalsa

Van der Waals wprowadza dwie poprawki, odpowiadające dokładnie dwóm złamanym założeniom gazu doskonałego. Stałe wyznaczone eksperymentalnie dla każdego gazu.

$$\left(p + a \frac{n^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$$

a – parametr związany z oddziaływaniami

b – parametr związany z objętością własną cząsteczek

Równanie Van der Waalsa - oddziaływania

$$p_{ef} = \left(p + a \frac{n^2}{V^2} \right)$$

Wnioski:

- Siły przyciągające zmniejszają rzeczywiste ciśnienie na ścianki
- Im większe zagęszczenie tym silniejszy efekt
- Rzeczywiste cząsteczki ciągną się nawzajem, co sprawia, że rzadziej i słabiej uderzają w ścianki

Równanie Van der Waalsa - objętość

$$V_{ef} = (V - nb)$$

Wnioski:

- Realnie dostępna objętość ruchu cząsteczek jest mniejsza
- Współczynnik $b \sim$ czterokrotność objętości własnej jednej cząsteczki

Równanie Van der Waalsa

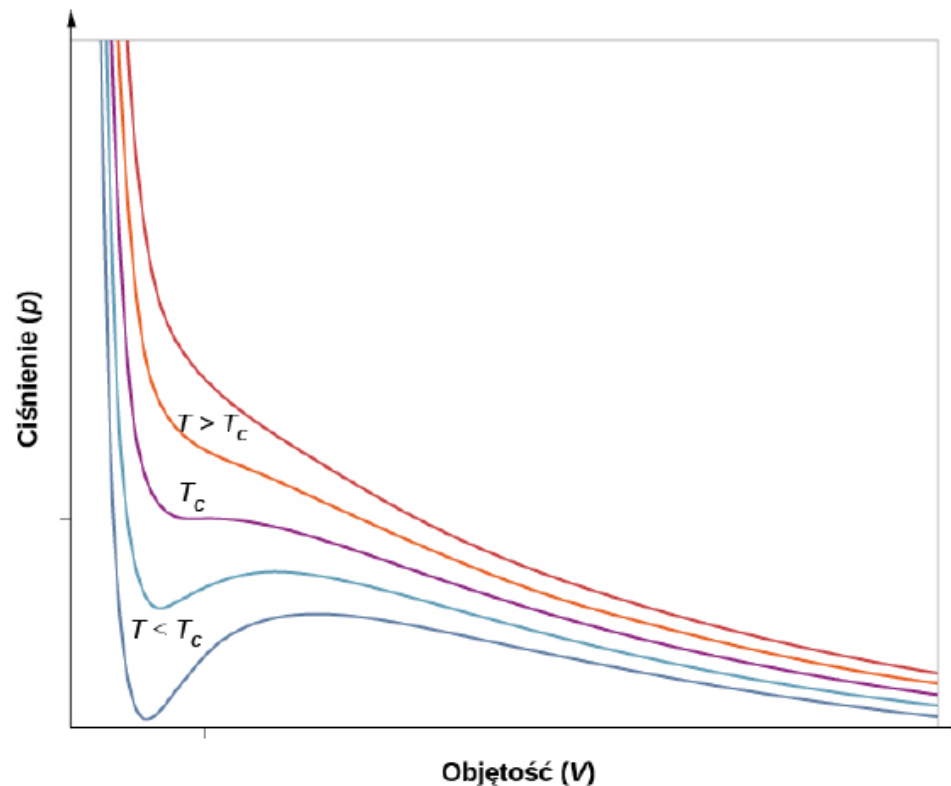
$$\left(p + a \frac{n^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$$

$$a \rightarrow 0 \quad b \rightarrow 0$$

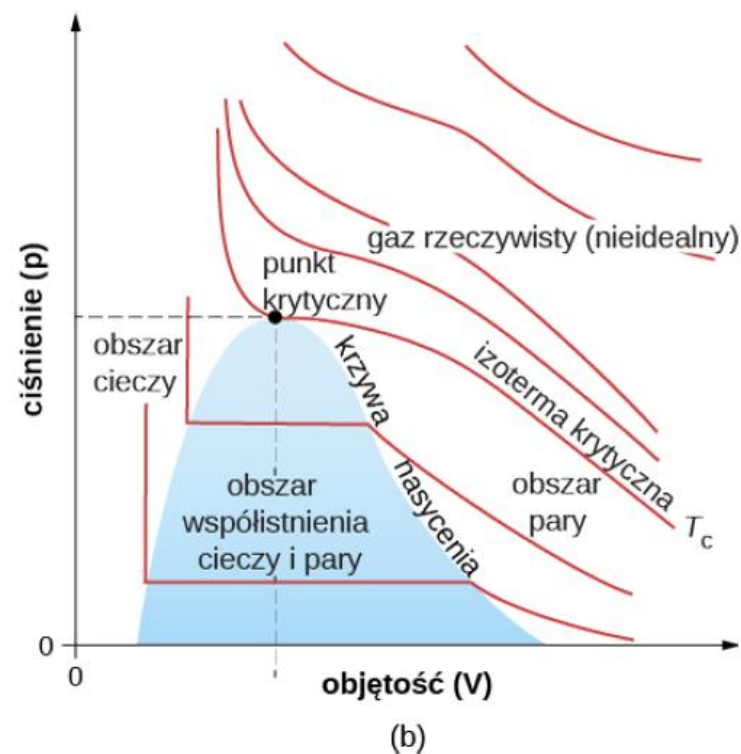
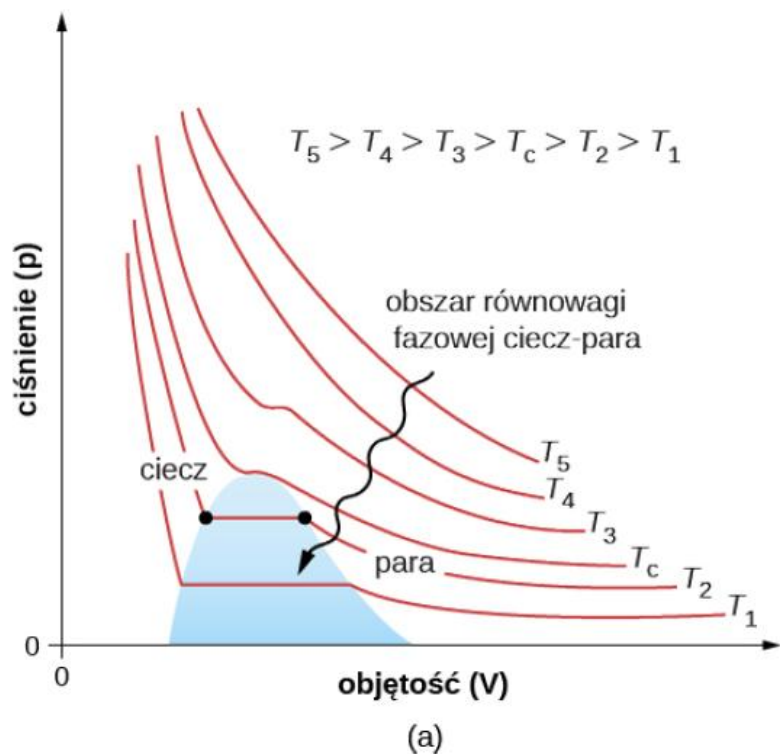
$$pV = nRT$$

Równanie Van der Waalsa

Izotermy – linie na wykresie $p(V)$ dla stałej wartości T oraz n .



Przebieg rzeczywisty – przejścia fazowe

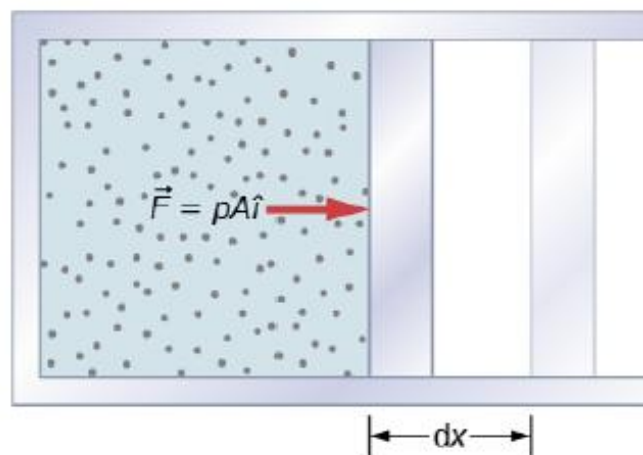


Praca wykonywana przez układ

$$dW = pAdx$$

$$dW = pdV$$

$$W = \int_{V_1}^{V_2} pdV$$



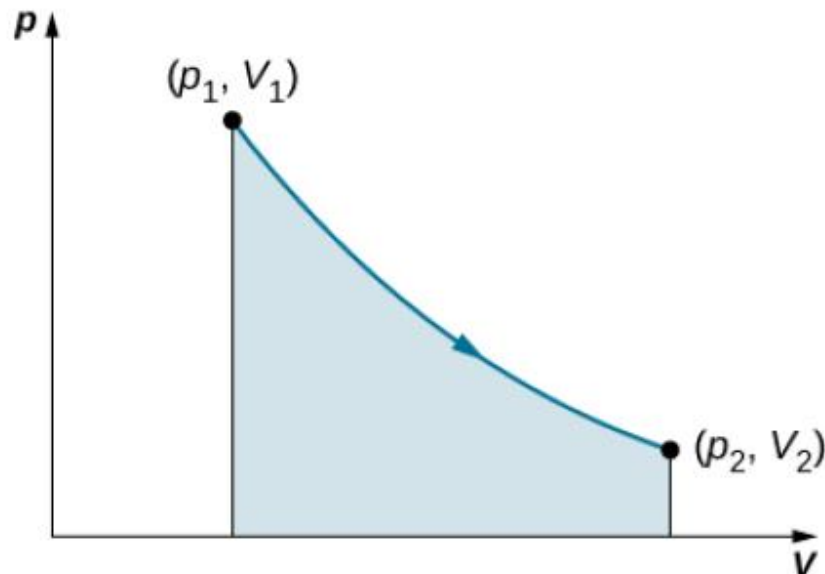
$W > 0$	Rozprężanie gazu – układ wykonuje pracę
$W < 0$	Sprężanie gazu – nad układem jest wykonywana praca

Praca wykonywana przez układ

$$W = \int_{V_1}^{V_2} p dV$$

$$W = \int_{V_1}^{V_2} \left(\frac{nRT}{V} \right) dV$$

$$W = nRT \int_{V_1}^{V_2} \left(\frac{1}{V} \right) dV = nRT \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right)$$



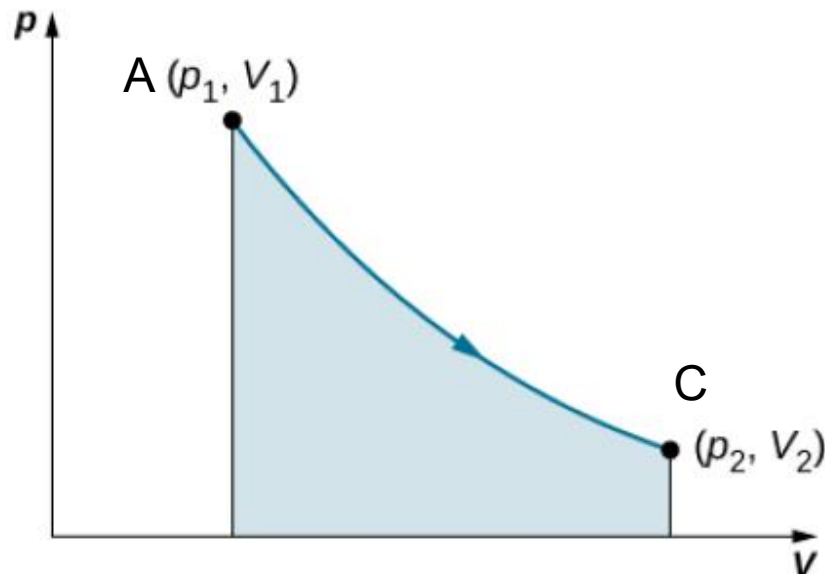
Praca wykonywana przez układ

$$W = \int_{V_1}^{V_2} p dV$$

$$W = \int_{V_1}^{V_2} \left(\frac{nRT}{V} \right) dV$$

$$T = \text{const.}$$

$$W = nRT \int_{V_1}^{V_2} \left(\frac{1}{V} \right) dV = nRT \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right)$$



Proces izotermiczny

Praca wykonywana przez układ

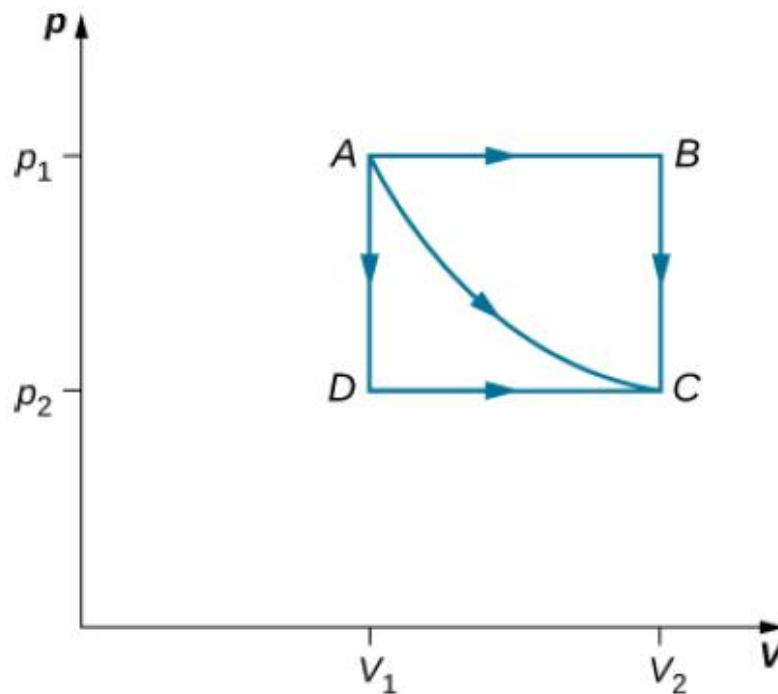
$$W = \int_{V_1}^{V_2} p dV$$

A → B

$p = \text{const.}$

$$W = p \int_{V_1}^{V_2} dV$$

$$W = p_1(V_2 - V_1)$$



Proces izobaryczny

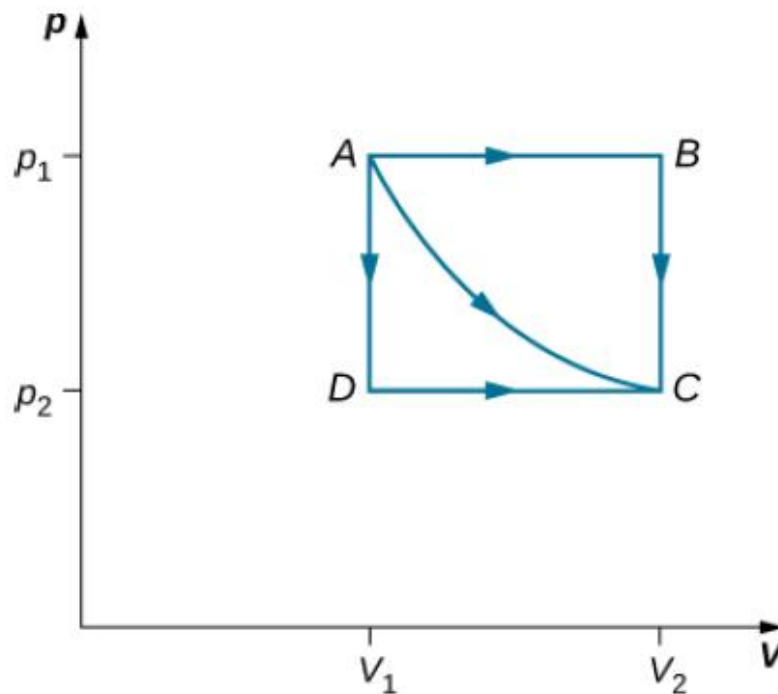
Praca wykonywana przez układ

$$W = \int_{V_1}^{V_2} p dV$$

B→C

$V = \text{const.}$

$$W = 0$$



Proces izochoryczny

Energia wewnętrzna

Suma energii mechanicznych cząsteczek układu. Jest wprost proporcjonalna do temperatury układu.

Dla gazu doskonałego:

$$U = \frac{3}{2}nRT$$

U – energia wewnętrzna

I zasada termodynamiki

Zmiana energii wewnętrznej układu następuje poprzez wymianę ciepła albo wykonaną pracę.

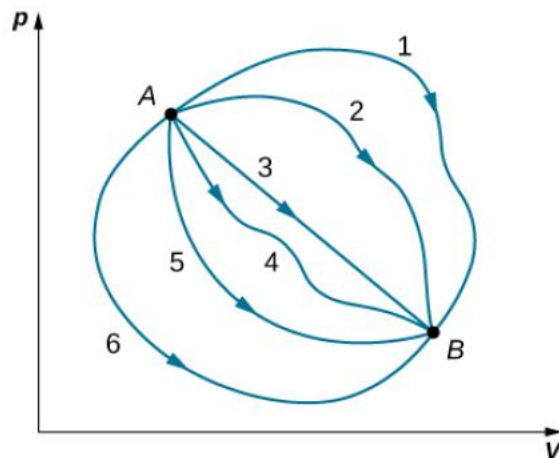
$$\Delta U = Q - W$$

Proces	Konwencja
Ciepło dostarczane do układu	$Q > 0 \text{ J}$
Ciepło odbierane od układu	$Q < 0 \text{ J}$
Praca wykonywana przez układ	$W > 0 \text{ J}$
Praca wykonywana nad układem	$W < 0 \text{ J}$

I zasada termodynamiki

Zmiana energii wewnętrznej układu następuje poprzez wymianę ciepła albo wykonaną pracę.

$$\Delta U = Q - W$$



I zasada termodynamiki

Zmiana energii wewnętrznej układu następuje poprzez wymianę ciepła albo wykonaną pracę.

$$\Delta U = Q - W$$

Ogrzewanie bez pracy

$$W = 0$$

$$\Delta U = Q$$

Praca bez wymiany ciepła

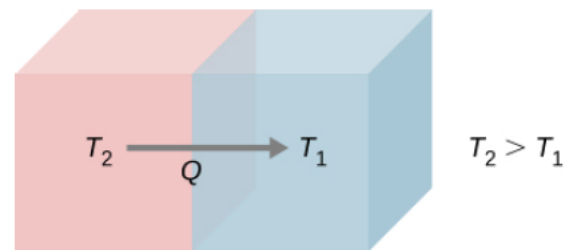
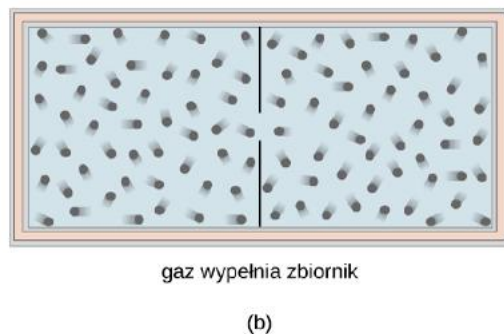
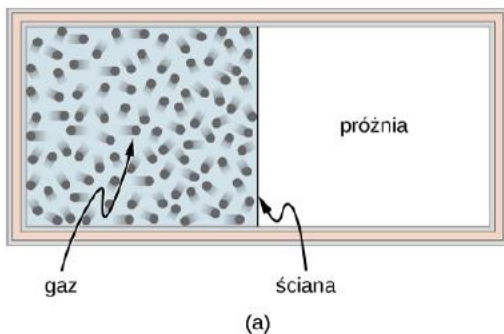
$$Q = 0$$

$$\Delta U = -W$$

Procesy odwracalne i nieodwracalne

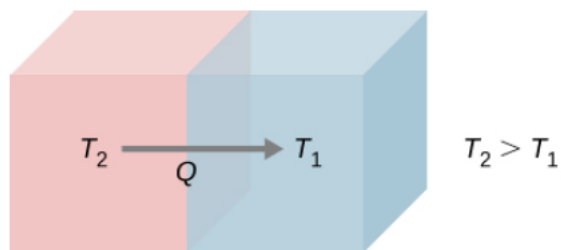
Proces odwracalny to taki proces, po zejściu którego układ i środowisko mogą powrócić do stanu początkowego, idąc wstecz po drodze termodynamicznej procesu.

Proces nieodwracalny to prawie każdy rzeczywisty proces, z którym mamy do czynienia. Układ i jego środowisko nie mogą jednocześnie wrócić do swoich początkowych stanów. Proces taki jest nazywany naturalnym.



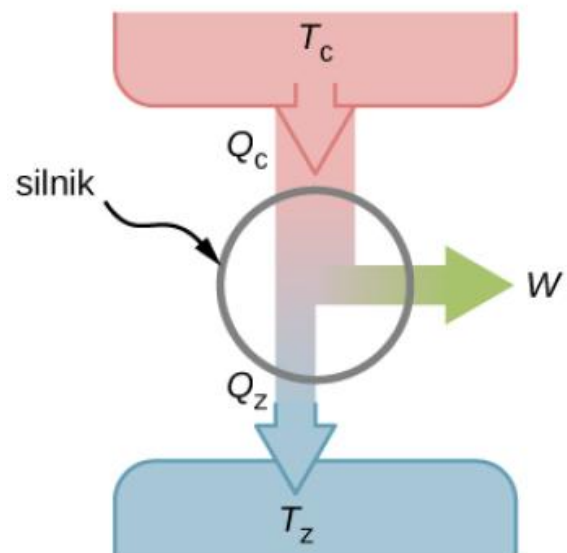
II zasada termodynamiki

Wersja Clausiusa:
Ciepło nigdy nie przepływa spontanicznie z ciała zimniejszego do cieplejszego.



Silnik cieplny

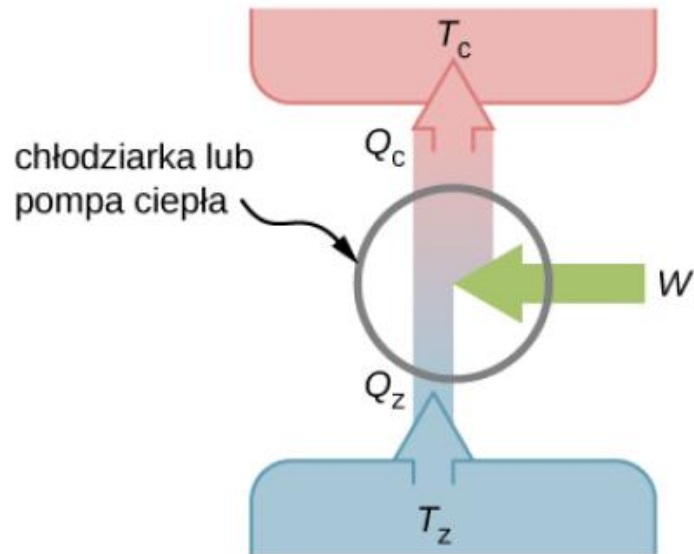
1. Pobiera ciepło ze źródła ciepła (Q_c) o wyższej temperaturze (T_c).
2. Wykonuje pracę (W)
3. Oddaje część ciepła (Q_z) do rezerwuaru o niższej temperaturze (T_z).



Nie można zamienić całego ciepła (Q_c) w pracę – zawsze część energii musi zostać oddana do chłodniejszego rezerwuaru.

Chłodziarka

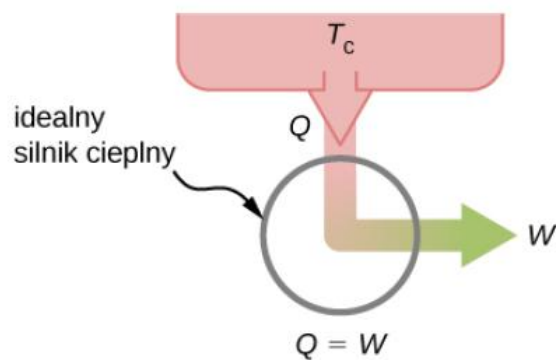
Chłodziarka (lub pompa ciepła) przenosi ciepło z miejsca zimnego do miejsca ciepłego, ale nie dzieje się to spontanicznie – wymaga pracy (W).



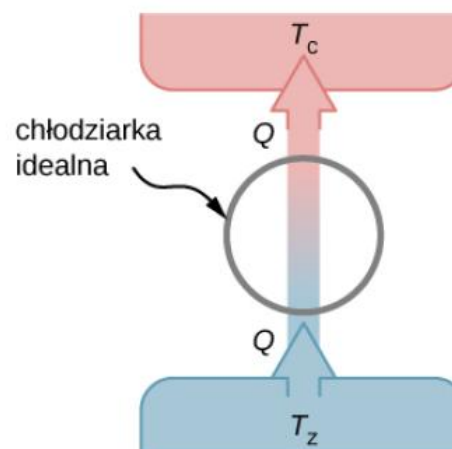
II zasada termodynamiki

Wersja Kelvina:

Niemożliwe jest przekształcenie ciepła z pojedynczego źródła w pracę bez żadnego efektu ubocznego.



(a)



(b)

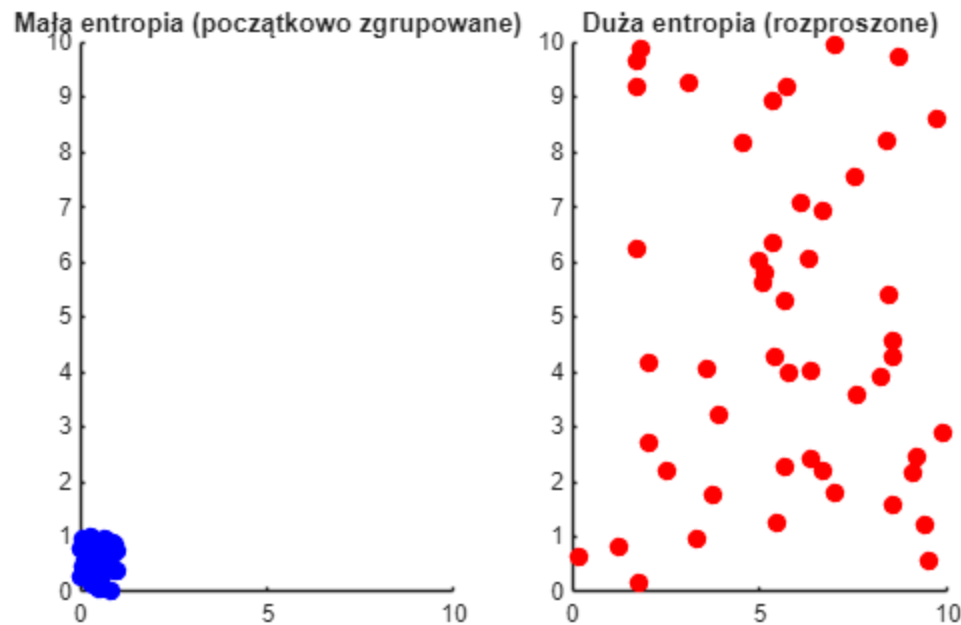
Entropia

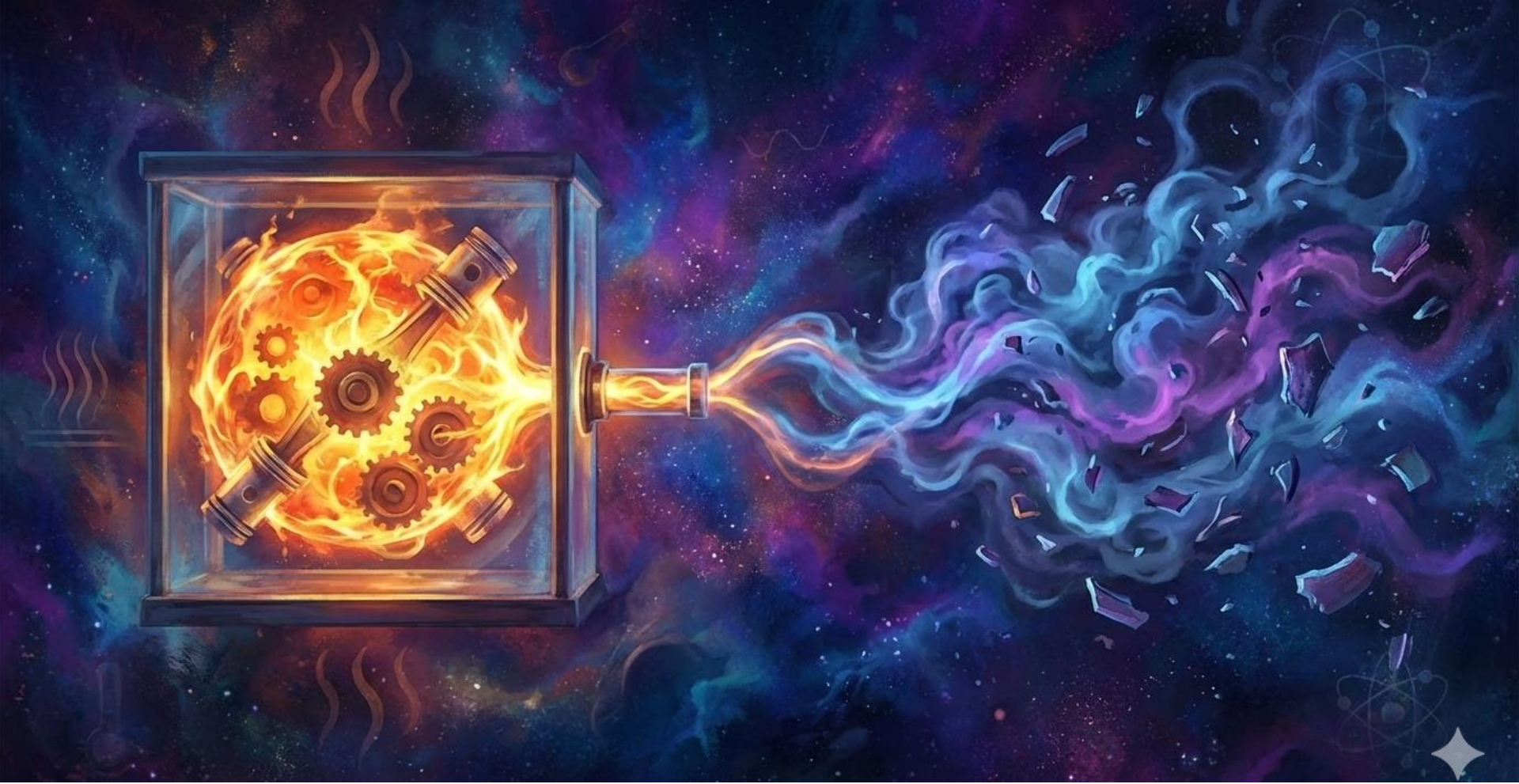
Wielkość termodynamiczna mierząca „rozproszenie energii” lub „nieuporządkowanie” w układzie.



II zasada termodynamiki

Entropia:
Entropia układu zamkniętego nigdy nie maleje.





FIZYKA Z ELEMENTAMI FIZYKI RADIACYJNEJ I | WYKŁAD 11

Dziękuję za uwagę

dr inż. Katarzyna Gwóźdź