

Podstawy fizyki: TERMODYNAMIKA MT

WFAIS.IF - D005.2_07

Janusz Brzychczyk

Instytut Fizyki UJ, pok. G-0-12

telefon: (12) 664 4705

e-mail: janusz.brzychczyk@uj.edu.pl

Konsultacje: czwartek 16:00 – 17:00

Wykłady i zadania na ćwiczenia dostępne na:

<http://zefir24.if.uj.edu.pl/termodynamika/>

PODREĆCZNIKI

- A.K. Wróblewski, J.A. Zakrzewski – Wstęp do Fizyki
(t. 2, cz. 2, roz. VI – Elementy termodynamiki)
(t. 1, roz. VII – Układy bardzo wielu cząstek).
- F. Reif – Fizyka statystyczna.
- K. Zalewski – Wykłady z termodynamiki fenomenologicznej i statystycznej.
- A. N. Matwiejew – Fizyka cząsteczkowa.
- R. Hołyst, A. Poniewierski, A. Ciach – Termodynamika dla chemików, fizyków i inżynierów.
- R. P. Feynman, R. B. Leighton, M. Sands – Feynmana wykłady z fizyki (t.1, cz. 2).
- W. Greiner, L. Neise, H. Stöcker – Thermodynamics and Statistical Mechanics.
- H. B. Callen – Thermodynamics and an Introduction to Thermostatistics.

INTERNET

- HyperPhysics <http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbase/hframe.html>
→ Heat and Thermodynamics.

Termodynamika – Wykład 1

Pojęcia podstawowe

Termodynamika jest działem fizyki zajmującym się badaniem termicznych własności układów makroskopowych, w tym przemian pomiędzy różnymi formami energii (ciepło, praca).

Termodynamika stosuje się do wszelkiego rodzaju systemów makroskopowych, będąc bardzo ogólnym i szeroko stosowanym narzędziem badawczym. Korzystają z niej inne działy fizyki, chemia, astrofizyka, biologia, nauki techniczne, a nawet ekonomia.

„Thermodynamics is the only physical theory of a general nature of which I am convinced that it will never be overthrown.”

Albert Einstein

Termodynamika stosuje się do układów złożonych z bardzo wielu cząstek (układów o bardzo wielu stopniach swobody).

Np. 1 litr gazu w warunkach normalnych zawiera $N \approx 2.7 \cdot 10^{22}$ cząstek.

Mechanika
Opis mikroskopowy

Opis dynamiczny układu wymagałby śledzenia ruchu wszystkich cząstek.
Opis taki jest nieosiągalny i praktycznie nieprzydatny.

Termodynamika
Opis makroskopowy

Ogranicza się do podania wartości niewielkiej liczby mierzalnych parametrów makroskopowych (parametrów termodynamicznych) takich jak objętość, gęstość, ciśnienie, temperatura, energia wewnętrzna...

Termodynamika fenomenologiczna

Termodynamika fenomenologiczna bada zależności pomiędzy parametrami makroskopowymi układu, bez wnikania w mikroskopową strukturę materii. Jej podstawę stanowią tzw. zasady termodynamiki, które są uogólnieniem wyników obserwacji i doświadczeń.

Termodynamika klasyczna zajmuje się wyłącznie analizą stanów równowagi i przejść pomiędzy nimi. Układ w stanie równowagi jest znacznie łatwiejszy do opisu ponieważ jego fizyczne własności nie zmieniają się w czasie i są określone przez niewielką liczbę parametrów odnoszących się do układu jako całości.

Termodynamika procesów nieodwracalnych (nierównowagowych) jest teorią opisującą układy w stanach oddalonych od równowagi. Zajmuje się w szczególności badaniem zjawisk transportu (przewodnictwo cieplne, dyfuzja itd.).

Termodynamika statystyczna (Fizyka statystyczna) (Mechanika statystyczna)

Fizyka statystyczna używa opisu mikroskopowego do wyznaczania parametrów makroskopowych. Stosowany opis mikroskopowy jest jednak znacznie mniej szczegółowy niż opis dynamiczny w mechanice. Fizyka statystyczna operuje prawdopodobieństwem, że układ znajduje się w danym stanie. Wyznaczane rozkłady prawdopodobieństwa wielkości mikroskopowych (np. energii kinetycznej cząstek) pozwalają określić wartości średnie, które wiąże się z wartościami odpowiednich parametrów makroskopowych (np. temperaturą).

Ważniejsze daty w historii termodynamiki

1824 – Sadi Carnot w pracy „*Rozważania o potędze poruszającej ognia i o maszynach zdolnych do rozwijania tej potęgi*” przedstawił teorię zamiany ciepła na pracę w maszynach cieplnych, która dała podstawę do późniejszego sformułowania drugiej zasady termodynamiki.

Nicolas Léonard Sadi Carnot (1796 -1832)
francuski inżynier i matematyk



1842 – Julius Robert von Mayer (1814-1878), niemiecki lekarz i fizyk, postuluje zasadę zachowania energii i określa mechaniczny równoważnik ciepła.

1843 – James Prescott Joule (1818-1889), fizyk angielski, wyznacza doświadczalnie mechaniczny równoważnik ciepła.

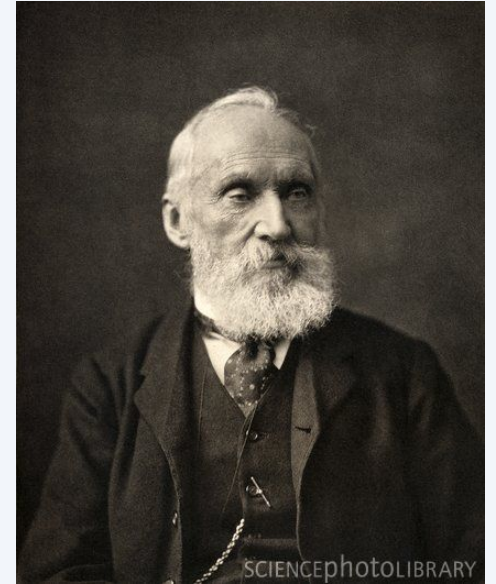
1847 – Hermann Ludwig Ferdinand Helmholtz (1821-1894), niemiecki lekarz i fizyk, sformułował matematycznie zasadę zachowania energii.

1848 – Lord Kelvin postuluje istnienie temperatury zera bezwzględnego,

1854 – formułuje drugą zasadę termodynamiki,

1862 – wraz z Joulem opisał zjawisko Joule'a - Thomsona.

William Thomson – w 1892 tytuł Lorda Kelvin (1824 – 1907)
fizyk brytyjski pochodzenia irlandzkiego

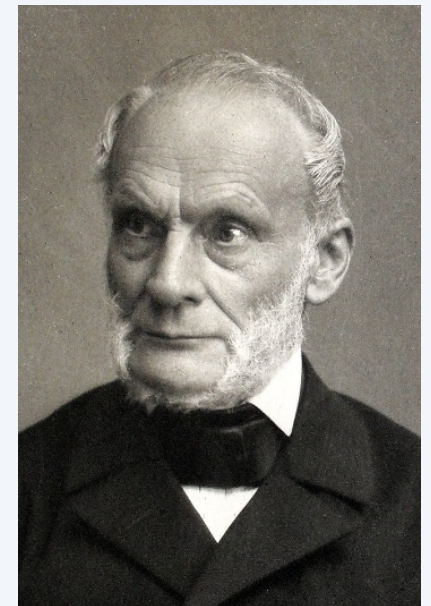


1850 – Rudolf Clausius podaje precyzyjne sformułowanie pierwszej i drugiej zasady termodynamiki,

1857 – w pracy „*O naturze ruchu, który nazywamy ciepłem*” stwierdza, że ciepło jest energią kinetyczną cząsteczek,

1859 – analizuje zjawiska przewodzenia ciepła oraz lepkości,

1865 – wprowadza pojęcie entropii.



Rudolf Julius Emanuel Clausius
(1822 – 1888) fizyk niemiecki

~1870 – James Clerk Maxwell oraz Ludwig Boltzmann wprowadzają do termodynamiki metody statystyczne - formułują kinetyczną teorię gazów.

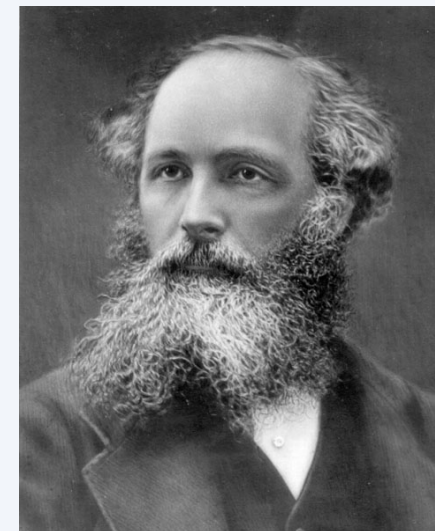
1866 – Maxwell opisuje rozkład prędkości cząstek w gazie,

1871 – wyznacza relacje termodynamiczne, nazywane tożsamościami Maxwella.

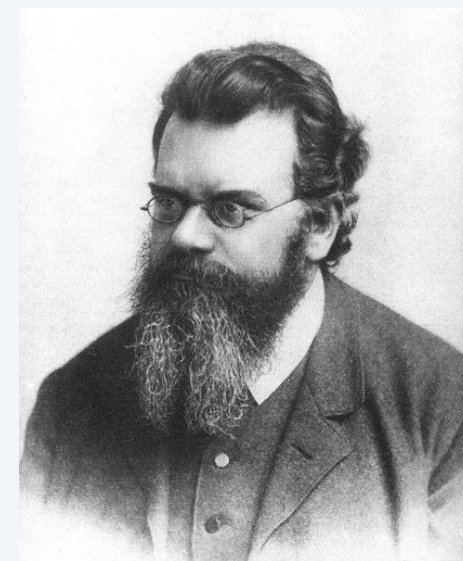
1872 – Boltzman wyprowadził podstawowe równanie kinetycznej teorii gazów w przypadku braku równowagi termodynamicznej, nazywane równaniem transportu Boltzmann,

1877 – logarytmiczny związek pomiędzy entropią i prawdopodobieństwem,

1884 – prawo promieniowania ciał o danej temperaturze (prawo Stefana-Boltzmann).



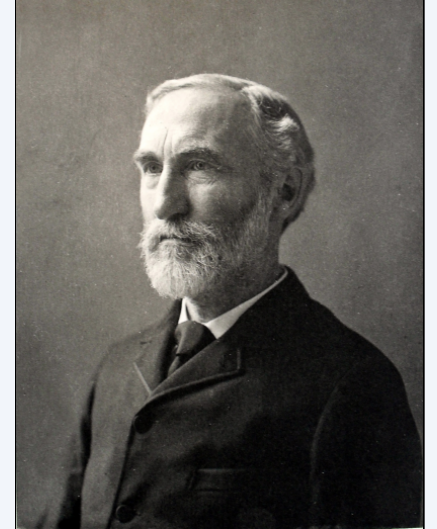
**James Clerk Maxwell (1831-1879)
szkocki fizyk i matematyk**



**Ludwig Boltzmann (1844-1906)
austriacki fizyk**

1876-1878 – Josiah W. Gibbs publikuje prace zawierające teoretyczne podstawy termodynamiki klasycznej oraz termodynamiki chemicznej,

1902 – publikuje „*Elementary Principles in Statistical Mechanics*” o fundamentalnym znaczeniu dla termodynamiki statystycznej.



**Josiah Willard Gibbs (1839-1903)
fizyk, chemik i matematyk amerykański**

1900/1901 – Max Planck (1858 – 1947), niemiecki fizyk, podaje prawo promieniowania ciała doskonale czarnego.

1905 – Walther Nernst (1864 – 1941), chemik i fizyk niemiecki, postuluje III zasadę termodynamiki (Nagroda Nobla z chemii w 1920 r.).

- 1909** – Constantin Carathéodory (1873 – 1950), grecki matematyk, przedstawia aksjomatyczne sformułowanie II zasady termodynamiki.
- 1931** – Lars Onsager (1903 – 1976), amerykański chemik, fizyk i matematyk pochodzenia norweskiego, sformułował relacje wzajemności w termodynamice procesów nieodwracalnych (IV zasada termodynamiki), za co otrzymał Nagrodę Nobla z chemii w 1968 roku.
- 1977** – Ilya Prigogine (1917 – 2003), belgijski fizyk i fizykochemik pochodzenia rosyjskiego, zostaje uhonorowany Nagrodą Nobla z dziedziny chemii za wkład w rozwój termodynamiki nierównowagowej.
- 1982** – Kenneth G. Wilson (ur. 1936), fizyk amerykański, otrzymuje Nagrodę Nobla z fizyki za statystyczną teorię zjawisk krytycznych.



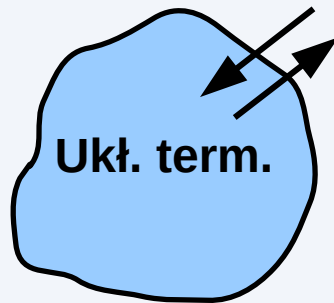
Ludwig Boltzmann, who spend much of his life studying statistical mechanics, died in 1906, by his own hand. Paul Ehrenfest, carrying on the work, died similarly in 1933. Now it is our turn to study statistical mechanics. Perhaps it will be wise to approach the subject cautiously.

David L. Goodstein, *States of Matter*.

Układ termodynamiczny

Wyodrębniony wycinek świata fizycznego (materia wypełniająca część przestrzeni ograniczonej powierzchnią materialną lub abstrakcyjną).

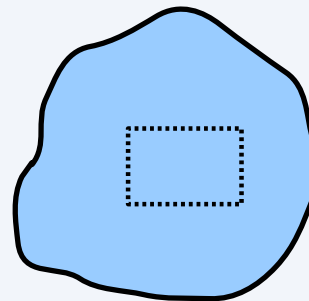
Otoczenie



Układ może oddziaływać z otoczeniem poprzez wymianę materii i energii (praca, ciepło).

Wyodrębnienie układu z otoczenia może mieć charakter tylko myślowy, ale zazwyczaj granice układu określone są przez powierzchnie fizyczne takie jak ścianki naczynia, przegrody itp.

- Ścianka diatermiczna – idealny przewodnik ciepła.
- Ścianka adiabatyczna – idealny izolator ciepła.



Podukładem nazywamy dowolną makroskopową część układu.

Klasyfikacja układów termodynamicznych

Układ izolowany (odosobniony) – układ, który nie wymienia z otoczeniem ani materii, ani energii. Zmiany w otoczeniu nie powodują zmian w układzie.

Układ otwarty – układ, który może wymieniać z otoczeniem energię i materię.

Układ zamknięty – układ, który nie wymienia z otoczeniem materii, ale może wymieniać energię.

Układ zamknięty adiabatycznie – układ zamknięty, odizolowany termicznie od otoczenia za pomocą tzw. osłony adiabatycznej (ścianki adiabatycznej), która jest idealnym izolatorem ciepła. Otoczenie może wpływać na taki układ tylko poprzez wykonanie na nim pracy.

Klasyfikacja układów termodynamicznych

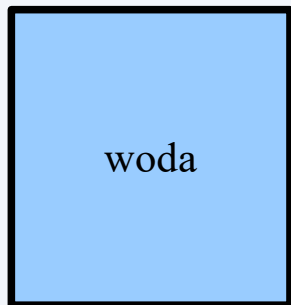
Układy mogą być:

- **jednofazowe (homogeniczne)**
- **wielofazowe (heterogeniczne)**
- **jednoskładnikowe**
- **wieloskładnikowe**

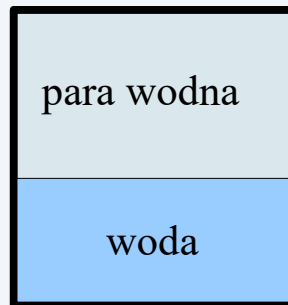
Fazą nazywamy makroskopową część układu, w której wszystkie fizyczne własności substancji (np. gęstość, skład chemiczny) są jednorodne, oddzieloną od pozostałych części tego układu (faz) powierzchnią rozdziału (granicą faz). Na powierzchniach międzyfazowych zachodzi skokowa zmiana własności fizycznych.

Ta sama substancja, zależnie od warunków fizycznych (temperatury, ciśnienia) może występować w różnych fazach np. w różnych stanach skupienia (ciało stałe, ciecz lub gaz).

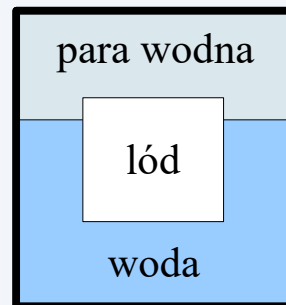
Przykłady:



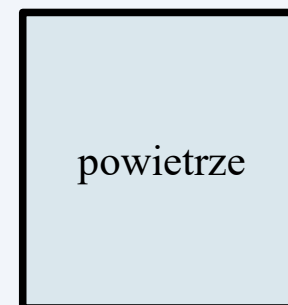
Układ jednofazowy,
jednoskładnikowy.



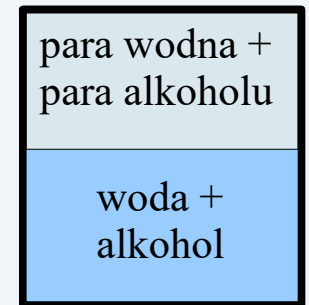
Układ dwufazowy,
jednoskładnikowy.



Układ trójfazowy,
jednoskładnikowy.
Punkt potrójny:
 $T = 273.16 \text{ K}$
 $= 0.01 \text{ }^\circ\text{C}$
 $p = 611.73 \text{ Pa}$.



Układ jednofazowy,
wieloskładnikowy:
 $\text{N}_2, \text{O}_2, \text{Ar}, \text{H}_2\text{O},$
 $\text{CO}_2 \dots$



Układ dwufazowy,
dwuskładnikowy.

Parametry termodynamiczne

Parametry termodynamiczne (parametry stanu) są to makroskopowe wielkości fizyczne charakteryzujące stan układu, których wartości można wyznaczać przy pomocy przyrządów pomiarowych. Parametry te mają określoną wartość dla danego stanu układu, niezależnie od tego jak ten stan został osiągnięty. Parametrami termodynamicznymi są takie wielkości jak: objętość, masa, gęstość, ciśnienie, temperatura ...

Funkcje parametrów stanu nazywamy **funkcjami stanu**. Funkcjami stanu są wielkości charakteryzujące stan układu, które nie są bezpośrednio mierzalne, takie jak: energia wewnętrzna, entropia, entalpia ...

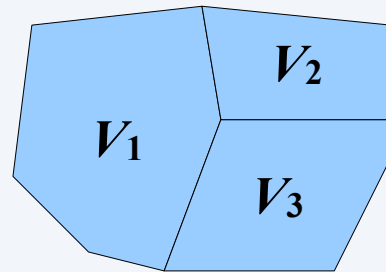
Rozróżniamy:

Parametry zewnętrzne – parametry opisujące własności otoczenia i które wpływają na stan układu np. zewnętrzne siły działające na układ, współrzędne ścianek ograniczających układ. Jeżeli układ jest jednorodny i izotropowy to zamiast współrzędnych ścianek wystarczy podać objętość układu V .

Parametry wewnętrzne – parametry charakteryzujące własności samego układu. Zaliczamy do nich np. ciśnienie, gęstość, temperaturę układu, wektor polaryzacji dielektryka...

Parametry termodynamiczne

Parametr ekstensywny (addytywny) jest to parametr proporcjonalny do ilości materii w układzie (np. masa m , objętość V , liczba moli n , energia wewnętrzna U , entropia S). Spełnia on kryterium addytywności: wartość parametru dla całego układu jest sumą wartości tego parametru dla poszczególnych części układu.



$$V = V_1 + V_2 + V_3$$

Parametr intensywny – niezależny od wielkości układu (np. ciśnienie p , temperatura T , potencjał chemiczny μ). Parametry intensywne można określać lokalnie i ich wartość może zależeć od położenia, np. ciśnienie atmosferyczne maleje z wysokością.

Iloraz dwóch parametrów ekstensywnych jest parametrem intensywnym (np. gęstość $\rho = m/V$).

Równowaga termodynamiczna

Stanem równowagi termodynamicznej nazywamy stan układu, którego parametry nie zależą od czasu (stan stacjonarny) i w którym nie występują systematyczne przepływy materii i energii.

W stanie równowagi zachodzą przypadkowe, fluktuacyjne zmiany parametrów i przepływy, ale na ogół są one bardzo małe i mogą być zaniedbane.

Każdy układ izolowany po odpowiednio długim czasie osiąga stan równowagi termodynamicznej, niezależnie od swego stanu początkowego.

Czas wymagany do osiągnięcia stanu równowagi nazywamy czasem relaksacji. Zależy on rodzaju układu oraz warunków początkowych.

Na równowagę termodynamiczną składa się:

- równowaga mechaniczna
- równowaga termiczna (cieplna)
- równowaga chemiczna.

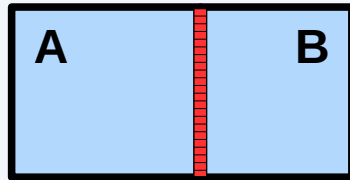
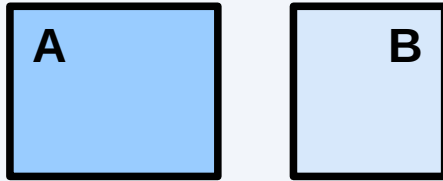
Równowaga mechaniczna

Wewnątrz układu oraz pomiędzy układem i otoczeniem nie występują niezrównoważone siły.

p	p	p	p
p	p	p	p
p	p	p	p
p	p	p	p

Warunkiem równowagi mechanicznej jest równość ciśnienia we wszystkich podukładach.

Równowaga termiczna



Jeżeli dwa układy izolowane od otoczenia połączymy sztywną ścianką diatermiczną (wymiana energii możliwa tylko na sposób ciepła) to pewnym czasie, po zakończeniu wymiany ciepła, układy te osiągną stan równowagi termodynamicznej. Mówimy, że układy te są w równowadze termicznej między sobą.

Jeżeli układy takie oddzielimy od siebie (zachowując pełną izolację od otoczenia) to ponowne ich połączenie ścianką diatermiczną nie spowoduje żadnych zmian ich stanu. Można zatem też powiedzieć, że dwa układy są w równowadze termicznej między sobą jeżeli po skontaktowaniu diatermicznym nie następują zmiany ich stanów.

Zerowa zasada termodynamiki

(Zasada tranzytywności równowagi termicznej)

Jeżeli układy A i B są w równowadze termicznej i układy B i C są w równowadze termicznej, to również układy A i C są w równowadze termicznej.

Z zerowej zasady termodynamiki wynika możliwość zdefiniowania wielkości skalarnej, która jest parametrem stanu mającym taką samą wartość dla wszystkich układów będących w równowadze termicznej. Parametr taki nazywany jest **temperaturą empiryczną**.

T	T	T	T
T	T	T	T
T	T	T	T
T	T	T	T

Warunkiem równowagi termodynamicznej jest równowaga termiczna pomiędzy wszystkimi podukładami, czyli równość ich temperatur.

Równowaga chemiczna

Brak makroskopowego przepływu cząstek i reakcji chemicznych.

μ	μ	μ	μ
μ	μ	μ	μ
μ	μ	μ	μ
μ	μ	μ	μ

Wielkością fizyczną odpowiedzialną za przepływ materii jest potencjał chemiczny μ . Materia przepływa z układu o wyższym potencjale chemicznym do układu o niższym potencjale chemicznym.

Aby nie było przepływów materii pomiędzy podukładami, wartości potencjałów chemicznych w podukładach muszą być jednakowe.

Ilość (liczność) materii

W termodynamice ilość substancji wyrażamy najczęściej w molach.

Mol jest to taka ilość substancji, która zawiera liczbę cząstek (atomów, cząsteczek, jonów...) równą liczbie atomów zawartych w 12 gramach izotopu węgla ^{12}C .

Liczba ta nazywana jest **liczbą Avogadra**.

Liczba Avogadra: $N_A = 6.02214129(27) \times 10^{23}$

Stała Avogadra: $N_A = 6.02214129(27) \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Inaczej mówiąc, jeden mol substancji zawiera liczbę cząstek równą liczbie Avogadra.

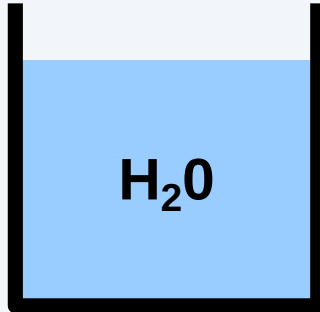
Masę jednego mola substancji nazywamy **masą molową**.

Wyrażona w gramach masa molowa jest liczbowo równa masie atomowej lub cząsteczkowej danej substancji.

Masa atomowa – masa atomu wyrażona w atomowych jednostkach masy.

Masa cząsteczkowa – suma mas atomowych pierwiastków wchodzących w skład danej cząsteczki.

Przykład: Liczba cząsteczek w szklance wody



Masa: $m = 250 \text{ g}$

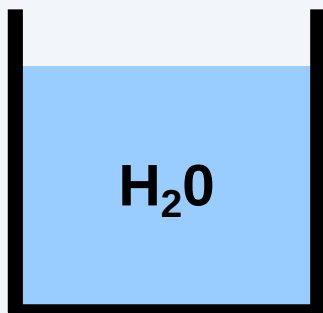
Masa molowa: $M = 18.02 \text{ g/mol}$

Liczba moli: $n = m/M = 13.87$

Liczba cząsteczek:

$$N = n N_A = 8.35 \times 10^{24}$$

Przykład: Liczba cząsteczek w szklance wody



Masa: $m = 250 \text{ g}$

Masa molowa: $M = 18.02 \text{ g/mol}$

Liczba moli: $n = m/M = 13.87$

Liczba cząsteczek:

$$N = n N_A = 8.35 \times 10^{24}$$

Jeśli oznaczymy wszystkie cząsteczki znajdujące się w szklance wody, a następnie równomiernie zmieszamy tę wodę z wodą wszystkich mórz i oceanów Ziemi, to w szklance tej mieszaniny będzie znajdować się około 100 oznaczonych wcześniej cząsteczek.

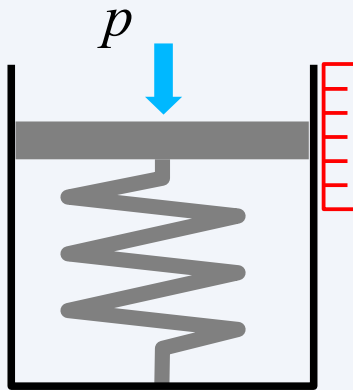
Liczba cząsteczek w szklance wody jest ok. 100 razy większa od liczby szklanek wody na całej Ziemi!

(Lord Kelvin)

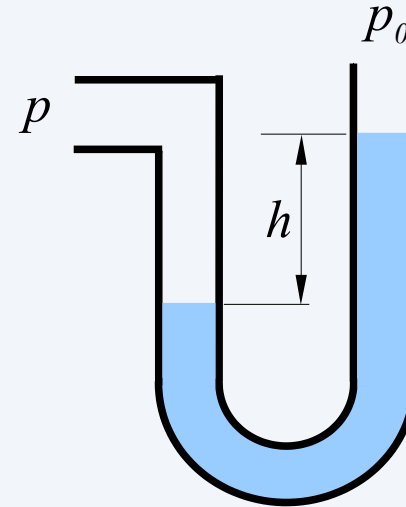
Ciśnienie

Ciśnienie – wielkość skalarna określona jako wartość siły działającej prostopadle do powierzchni, podzielona przez powierzchnię na którą działa: $p = F_{\perp}/A$.

Pomiar ciśnienia - manometry



Manometr sprężynowy



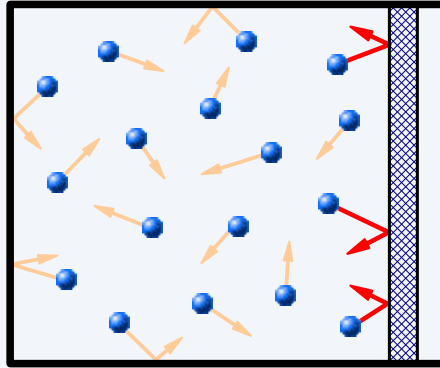
$$p = p_0 + \rho g h$$

ρ – gęstość cieczy
 g – przyspieszenie grawitacyjne

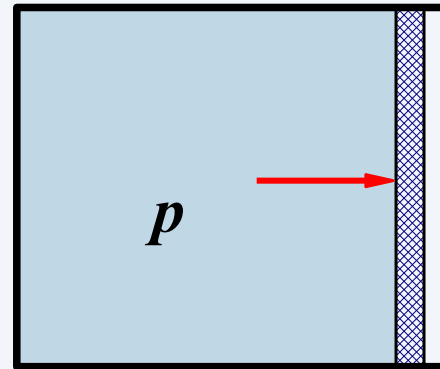
Manometr cieczowy

Ciśnienie gazu

Mikroskopowo



Makroskopowo



Siła wywierana przez gaz na tłok jest rezultatem działania ciśnienia gazu:

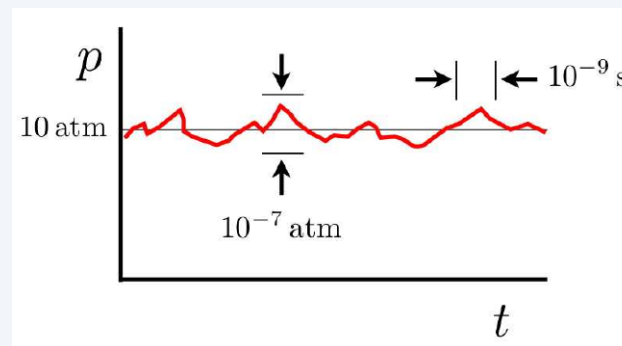
$$F = pA$$

p – ciśnienie gazu

A – powierzchnia tłoka

Siła wywierana przez gaz na tłok jest rezultatem zmiany pędu cząsteczek przy zderzeniach z powierzchnią tłoka.

Fluktuacje



Jednostki ciśnienia

Jednostką ciśnienia w układzie SI jest Paskal: $1 \text{ Pa} \equiv 1 \text{ N/m}^2 = 1 \text{ kg/(ms}^2)$
(hektopaskal: $1 \text{ hPa} = 100 \text{ Pa}$, kilopaskal: $1 \text{ kPa} = 10^3 \text{ Pa}$ )

Bar: $1 \text{ bar} \equiv 10^5 \text{ Pa}$

Torr: $1 \text{ Tr} \equiv 1 \text{ mm Hg} = 133.3 \text{ Pa}$

Atmosfera fizyczna: $1 \text{ atm} \equiv 760 \text{ Tr} = 101325 \text{ Pa}$

Atmosfera techniczna: $1 \text{ at} \equiv 1 \text{ kG/cm}^2 = 735.56 \text{ Tr} = 98066.5 \text{ Pa}$

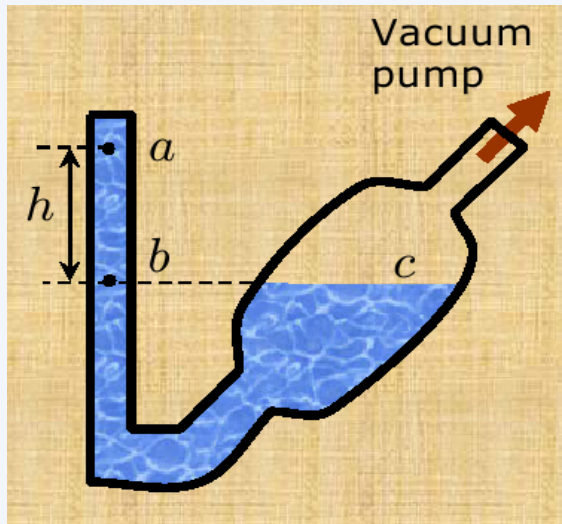
Funt (siła) na cal kwadratowy: $1 \text{ psi} = 6894.76 \text{ Pa}$

TABLE 40 Some measured pressure values.

OBSERVATION	PRESSURE
Record negative pressure (tension) measured in water, after careful purification Ref. 227	−140 MPa = −1400 bar
Negative pressure measured in tree sap (xylem) Ref. 228 , Ref. 225	up to −10 MPa = −100 bar
Negative pressure in gases	does not exist
Negative pressure in solids	is called tension
Record vacuum pressure achieved in laboratory	10 pPa (10^{-13} torr)
Pressure variation at hearing threshold	20 μPa
Pressure variation at hearing pain	100 Pa
Atmospheric pressure in La Paz, Bolivia	51 kPa
Atmospheric pressure in cruising passenger aircraft	75 kPa
Time-averaged pressure in pleural cavity in human thorax	0.5 kPa below atmospheric pressure
Standard sea-level atmospheric pressure	101.325 kPa or 1013.25 mbar or 760 torr
Healthy human arterial blood pressure at height of the heart: systolic, diastolic	17 kPa, 11 kPa above atmospheric pressure
Record pressure produced in laboratory, using a diamond anvil	c. 200 GPa
Pressure at the centre of the Earth	c. 370(20) GPa
Pressure at the centre of the Sun	c. 24 PPa
Pressure at the centre of a neutron star	c. $4 \cdot 10^{33}$ Pa
Planck pressure (maximum pressure possible in nature)	$4.6 \cdot 10^{113}$ Pa

Christoph Schiller
 „*Motion Mountain*”,
 chapter 1, p. 270.

Ujemne ciśnienie absolutne



$$p_b - p_a = \rho gh$$

$$p_b = p_c \approx 0$$

$$p_a \approx -\rho gh < 0$$

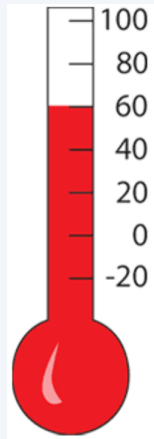


Temperatura

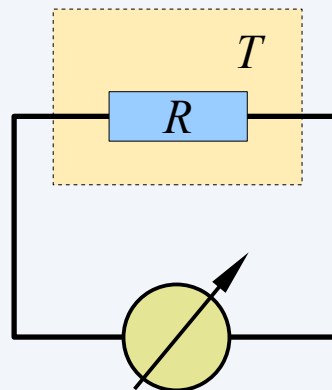
Zerowa zasada termodynamiki pozwala na stosowanie układów próbnych, nazywanych termometrami, w celu stwierdzenia czy dowolne dwa układy będą w równowadze termicznej po doprowadzeniu ich do kontaktu termicznego.

Termometrami są przyrządy, w których wykorzystuje się zmianę dowolnej wielkości charakteryzującej układ (np. objętość, opór elektryczny itd.), następującą w czasie gdy układ ten zyskuje lub traci energię przez oddziaływanie termiczne. Wielkość taką nazywamy parametrem termometrycznym. Powinna ona cechować się dostatecznie szybkimi zmianami oraz zmieniać się w sposób monotoniczny w szerokim zakresie temperatur. Termometr powinien być mały w stosunku do badanych układów, aby zminimalizować przepływ ciepła w czasie pomiarów (zaburzenie układu przez proces pomiaru).

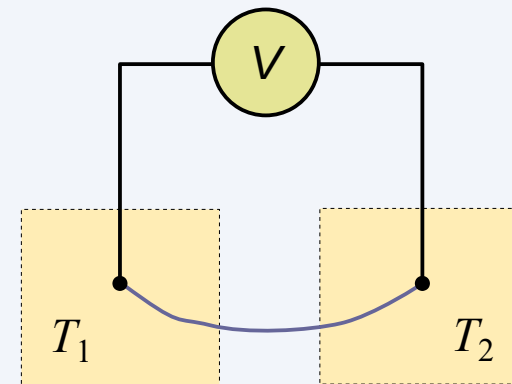
Przykłady termometrów:



Termometr cieczowy
(zmiana objętości cieczy)



Termometr oporowy
(zmiana oporu elektrycznego)



Ogniwo termoelektryczne
(różnica napięć na złączach)

Skale temperatury

Skala Celsjusza

Anders Celsius – 1742 r.

temperatura topnienia lodu $\Rightarrow t = 0$ [°C]
temperatura wrzenia wody $\Rightarrow t = 100$ [°C] (przy ciśnieniu $p = 1$ [atm])

Skala Fahrenheita

Daniel Gabriel Fahrenheit – 1724 r.

temperatura topnienia lodu $\Rightarrow t_F = 32$ [°F]
temperatura wrzenia wody $\Rightarrow t_F = 212$ [°F]

$$t_F = \frac{9}{5}t + 32$$
$$t = \frac{5}{9}(t_F - 32)$$

Skala Kelvina (skala bezwzględna)

Lord Kelvin – 1848 r.

Jest to skala oparta na skali Celsjusza, ale przesunięta tak aby zero w tej skali odpowiadało najniższej teoretycznie możliwej temperaturze, w której układ osiąga najniższą z możliwych energii (punkt zera bezwzględnego):

$$T = t + 273,15$$

Jednostką skali jest kelwin [K], obecnie definiowany jako 1/273.16 różnicy temperatur pomiędzy punktem potrójnym wody i punktem zera bezwzględnego.

Temperaturę wyrażoną w tej skali nazywamy **temperaturą bezwzględną**.

TABLE 43 Some temperature values.

OBSERVATION	TEMPERATURE
Lowest, but unattainable, temperature	0 K = -273.15°C
In the context of lasers, it sometimes makes (almost) sense to talk about negative temperature.	
Temperature a perfect vacuum would have at Earth's surface Vol. V, Page 102	40 zK
Sodium gas in certain laboratory experiments – coldest matter system achieved by man and possibly in the universe	0.45 nK
Temperature of neutrino background in the universe	c. 2 K
Temperature of photon gas background (or background radiation) in the universe	2.7 K
Liquid helium	4.2 K
Oxygen triple point	54.3584 K
Liquid nitrogen	77 K
Coldest weather ever measured (Antarctic)	185 K = -88°C
Freezing point of water at standard pressure	273.15 K = 0.00°C
Triple point of water	273.16 K = 0.01°C
Average temperature of the Earth's surface	287.2 K
Smallest uncomfortable skin temperature	316 K (10 K above normal)
Interior of human body	310.0 ± 0.5 K = $36.8 \pm 0.5^{\circ}\text{C}$
Hottest weather ever measured	343.8 K = 70.7°C
Boiling point of water at standard pressure	373.13 K or 99.975°C
Large wood fire	c. 1100 K
Liquid bronze	c. 1100 K
Freezing point of gold	1337.33 K
Liquid, pure iron	1810 K
Bunsen burner flame	up to 1870 K
Light bulb filament	2.9 kK
Earth's centre	4 kK
Melting point of hafnium carbide	4.16 kK
Sun's surface	5.8 kK
Air in lightning bolt	30 kK
Hottest star's surface (centre of NGC 2240)	250 kK
Space between Earth and Moon (no typo)	up to 1 MK
Centre of white dwarf	5 to 20 MK
Sun's centre	20 MK
Centre of the accretion disk in X-ray binary stars	10 to 100 MK
Inside the JET fusion tokamak	100 MK
Centre of hottest stars	1 GK
Maximum temperature of systems without electron–positron pair generation	ca. 6 GK
Universe when it was 1 s old	100 GK
Hagedorn temperature	1.9 TK
Heavy ion collisions – highest man-made value	up to 3.6 TK
Planck temperature – nature's upper temperature limit	10^{32} K

Christoph Schiller
„Motion Mountain”,
 chapter 1, p. 295.

Proces termodynamiczny

(przemiana termodynamiczna)

Proces termodynamiczny jest to zmiana stanu układu – zmienia się wartość co najmniej jednego z parametrów termodynamicznych układu.

Proces nazywamy **kwazistatycznym** (równowagowym) jeżeli może być odwrócony przez nieskończenie małą (infinitesimalną) zmianę parametrów układu i otoczenia.

W procesie kwazistatycznym układ w każdej chwili znajduje się nieskończenie blisko stanu równowagi termodynamicznej. Jest to proces nieskończenie powolny, który można traktować jako ciąg stanów równowagi (niekiedy tak bywa definiowany).

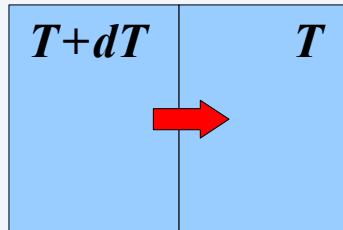
Nie każdy proces przebiegający nieskończenie powoli jest kwazistatyczny (np. rozprężanie gazu zamkniętego w cylindrze z tłokiem gdy występuje tarcie pomiędzy tłokiem i cylindrem; odkształcanie plastyczne ciał stałych).

Proces jest **odwracalny** jeśli możliwe jest przejście odwrotne układu wraz z otoczeniem ze stanu końcowego do początkowego przez te same stany pośrednie.

Procesy kwazistatyczne są odwracalne, a procesy niekwazistatyczne są nieodwracalne.

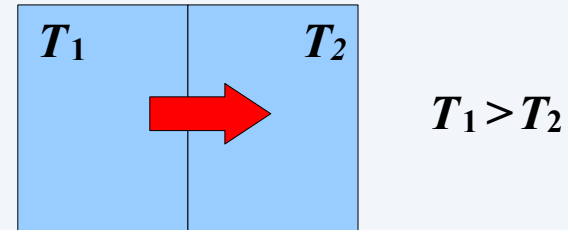
Przykłady

Procesy kwazistatyczne (równowagowe)

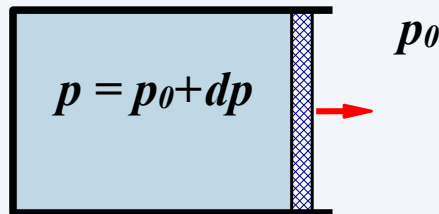


Przepływ ciepła pomiędzy układami o nieskończenie małej różnicy temperatur.

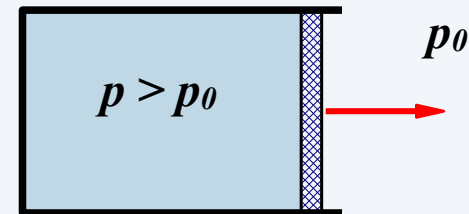
Procesy niekwazistatyczne (nierównowagowe)



Przepływ ciepła pomiędzy układami, które mają różne temperatury (w rzeczywistości występują gradienty temperatury).



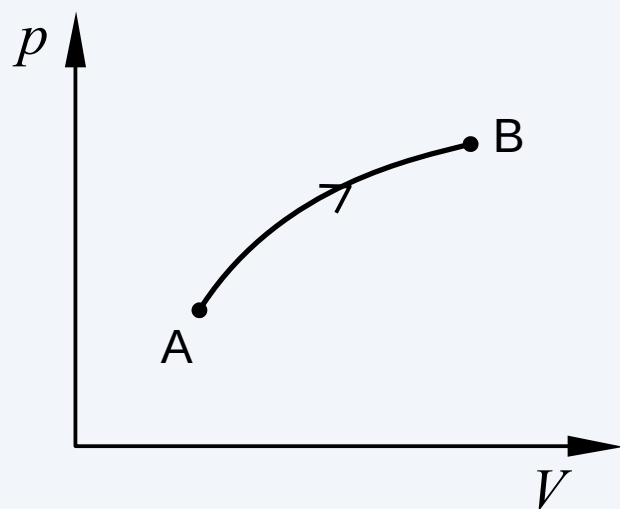
Adiabatyczne rozprężanie gazu o ciśnieniu nieskończenie bliskim ciśnieniu otoczenia.



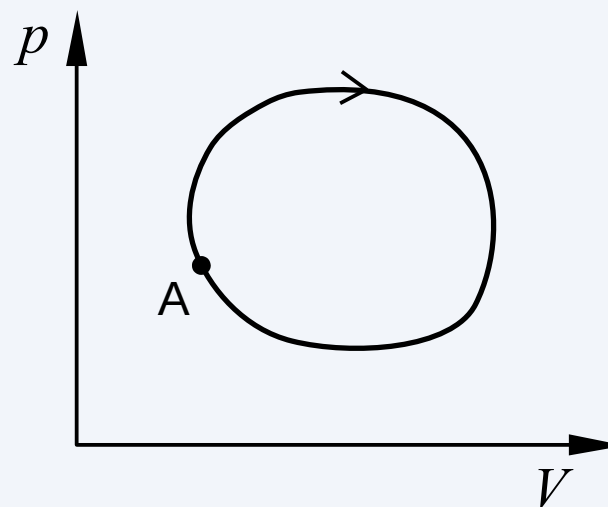
Rozprężanie przy różnych ciśnieniach.

W rzeczywistości procesy zachodzą ze skończoną szybkością i nie są procesami kwazistatycznymi. Proces kwazistatyczny jest wyidealizowanym pojęciem modelowym. W praktyce przyjmuje się, że proces można uważać za kwazistatyczny, jeżeli parametry układu zmieniają się dostatecznie powoli. Szybkość zmian każdego parametru powinna być dużo mniejsza od szybkości zmian tego parametru w procesie relaksacji układu.

Proces kwazistatyczny można ilustrować jako linię w przestrzeni parametrów układu.



Przejście ze stanu początkowego A do stanu końcowego B . Punkty położone na linii przedstawiają wartości parametrów (p, V) dla wszystkich stanów pośrednich.



Proces nazywamy procesem kołowym lub cyklem, jeśli układ powraca do stanu początkowego.