



Wrocław
University
of Science
and Technology

Fizyka

semestr letni

2020/2021

Grupa B: Piątek, 15:00 - 16:30

Grupa A: Piątek, 16:40 - 18:10

sala wirtualna

– zajęcia online

Sylwia Majchrowska

sylwia.majchrowska@pwr.edu.pl

<https://majsylw.netlify.app/teaching/>

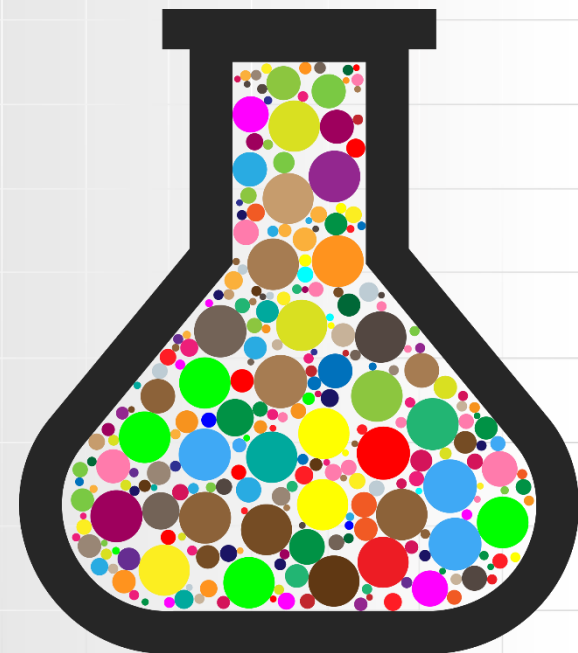
pokój 213, budynek L-1



Kinetyczna teoria gazów

Gazy, dosłownie, znajdują się wokół nas – powietrze, którym oddychamy, jest mieszaniną gazów. Dzięki gazom ciasta stają się puszyste, napoje – musujące, a ciepło ogrzewające nasze domy to produkt spalania gazów. Działanie silników spalinowych i lodówek również zależy od własności gazów, jak pokażemy w kolejnych rozdziałach.

Badanie ciepła i temperatury należy do działu fizyki zwanego termodynamiką. W badaniach tych wymagamy, aby rozpatrywany układ był układem makroskopowym, co oznacza, że powinien zawierać ogromną liczbę (rzędu 10^{23}) cząsteczek. Aby lepiej zrozumieć właściwości gazów, musimy na nie spojrzeć także z mikroskopowego, molekularnego punktu widzenia. Molekuły gazów oddziałują ze sobą słabo, dzięki czemu ich mikroskopowe właściwości są dość proste i mogą stanowić dobry wstęp do badania fizyki układów wielu cząsteczek. Cząsteczkowym modelem budowy gazów zajmuje się kinetyczna teoria gazów. Model ten jest klasycznym przykładem modeli cząsteczkowych, które opisują i wyjaśniają powszechnie obserwowane właściwości takich układów.





Warunki normalne cząsteczek w powietrzu

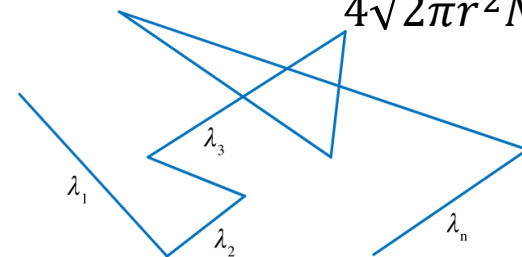
Gaz jest zbiorem olbrzymiej liczby bardzo małych cząsteczek (niewidocznych nawet pod mikroskopem) będących w nieustannym ruchu. Na przykład w 1cm^3 tlenu w warunkach normalnych (przy ciśnieniu równym 1 atm i temperaturze 18°C) znajduje się $2,7 \cdot 10^{19}$ cząsteczek. Stwierdzono, że cząsteczki typowego gazu mają rozmiary około $4 \cdot 10^{-10}\text{m}$. Są one tak małe, że nie można ich zobaczyć, nawet pod najdoskonalszym mikroskopem.

Mimo że liczba cząsteczek gazu w 1 centymetrze sześciennym jest bardzo duża, średnie odległości między nimi są znaczne w porównaniu z ich – bardzo małymi – rozmiarami. Zasięg sił międzycząsteczkowych jest mały, porównywalny z rozmiarami cząsteczek, więc podczas swojego ruchu cząsteczki w zasadzie nie oddziałują na siebie – oddziałują tylko w bardzo krótkim czasie zderzenia, gdy znajdują się w bliskiej odległości. Dlatego możemy przyjąć, że między zderzeniami cząsteczki poruszają się swobodnie ruchem jednostajnym, prostoliniowym. Kierunek ruchu poszczególnej cząsteczki przy każdym zderzeniu ulega zmianie, zatem jej tor ma kształt linii łamanej.

Odcinek toru cząsteczki między dwoma sąsiednimi zderzeniami nazywamy drogą swobodną. Długość drogi swobodnej w trakcie ruchu cząsteczki ulega nieustannym zmianom, dlatego do opisu ruchu cząsteczek w gazie stosujemy pojęcie średniej drogi swobodnej $\bar{\lambda}$. Średnia droga swobodna cząsteczek powietrza w warunkach normalnych wynosi około $7 \cdot 10^{-8}\text{m}$. Średnia prędkość cząsteczek powietrza w tych warunkach wynosi około 500 m/s. Łatwo można stąd obliczyć, że cząsteczka w ciągu sekundy doznaje około 10^{10} zderzeń.

Zakładamy, że wszystkie cząsteczki są kulami

$$\bar{\lambda} = \frac{V}{4\sqrt{2}\pi r^2 N}$$



$$\lambda_n = \frac{\lambda_1 + \lambda_2 + \lambda_3 + \dots + \lambda_n}{n}$$

„Zygzakowaty” tor ruchu cząsteczki w gazie
Odcinki prostej łamanej mają przypadkowe długości. Cząsteczka poruszająca się swobodnie między sąsiednimi zderzeniami pokonuje drogi o długości $\lambda_1, \lambda_2, \lambda_3, \dots$. **Średnia droga swobodna** oznaczona jest symbolem $\bar{\lambda}$.



Model gazu doskonałego

Opis mikroskopowy lub kinetyczno-molekularny

Gaz doskonały to zespół cząsteczek o szczególnych własnościach:

- Gaz składa się z bardzo dużej liczby molekuł (rzędu mola), które znajdują się w nieustannym ruchu, zderzają się ze sobą wymieniając energię i pęd.
- Rozmiary molekuł są tak małe, że traktujemy je jak punkty materialne, to znaczy, że nie mają objętości.
- Molekuły oddziałują ze sobą tylko w momentach zderzeń, a poza zderzeniami poruszają się ruchem jednostajnie prostoliniowym.
- Zderzenia molekuł i molekuł ze ściankami naczynia są całkowicie sprężyste, to znaczy, że energia kinetyczna zostaje zachowana.
- Jest dobrym przybliżeniem mocno rozrzedzonych gazów rzeczywistych.

Równanie stanu gazu doskonałego dla stałej liczby molekuł

$$\frac{pV}{T} = \text{const}$$

p - ciśnienie gazu

V - objętość naczynia

T - temperatura gazu

Opis makroskopowy (fenomenologiczny)

Równanie Clapeyrona

$$pV = nRT$$

p - ciśnienie gazu

V - objętość naczynia

n - liczba moli

R - uniwersalna stała gazowa

T - temperatura gazu

$$k = R/N_A$$

k_B - stała Boltzmanna

N_A - liczba Avogadra

R - uniwersalna stała gazowa

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

$k_B = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J/K}$



Mole i liczba Avogadra

W celu odważania jednakowej liczby atomów określonego pierwiastka chemicznego (lub cząsteczek związku chemicznego) wprowadzono pojęcie tzw. liczby Avogadra N_A . Jest to, w dość dużym przybliżeniu, liczba atomów wodoru zawarta w 1 g tego pierwiastka. Jest to olbrzymia liczba, bo wiadomo, że masa jednego atomu wodoru to tylko $1,67 \cdot 10^{-24} \text{g}$. Zatem liczba ta wynosi $1 \text{g} / (1,67 \cdot 10^{-24} \text{g}) \approx 6 \cdot 10^{23}$. Taką wartość w przybliżeniu ma liczba Avogadra N_A .

$$N_A = (6,02214 \pm 0,00028) \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 6,02214 \cdot 10^{26} \text{ kmol}^{-1}$$

Zauważmy, że jednostką liczby Avogadra jest mol^{-1} , co oznacza, że ta liczba drobin (atomów, czy cząsteczek) mieści się w jednym molu dowolnej substancji. Łatwiej zrozumieć tę jednostkę, gdy pomyśli się o niej jako o „sztuk (atomów czy cząsteczek) na mol”.

Mol jest jednostką podstawową liczności substancji. Przez liczność substancji należy rozumieć porcję substancji zawierającą ustaloną liczbę drobin, z których składa się ta substancja.

$$n = \frac{N}{N_A}$$

N - liczba cząsteczek
 N_A - liczba Avogadra



Przykład 1.1

Obliczanie zmian ciśnienia spowodowanych zmianami temperatury

Objętość 1m^3 powietrza o temperaturze 300K została ogrzana do temperatury 600K w taki sposób, że ciśnienie powietrza nie zmieniło się. Jaka jest końcowa objętość powietrza?

$$\frac{pV_1}{T_1} = \frac{pV_2}{T_2}$$

$$V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1} = 1\text{m}^3 \frac{600\text{K}}{300\text{K}} = 2\text{m}^3$$

Po ogrzaniu objętość powietrza wzrosła do wartości 2m^3 .



Przykład 1.2

Wyznaczanie liczby cząsteczek w jednym metrze sześciennym gazu

Ile cząsteczek znajduje się w typowej sytuacji stanu skupienia, takim jak gaz w oponie lub woda w szklance? Celem tych obliczeń jest zorientowanie się, jakiego rzędu są typowe wartości N . Obliczmy liczbę cząsteczek powietrza pobieranego przez młodą osobę podczas jednego wdechu o objętości 500ml w warunkach standardowych (ang. standard temperature and pressure, STP), czyli w temperaturze 0°C i pod ciśnieniem 1atm ($1,01 \cdot 10^5 \text{Pa}$; mamy zimą i młoda osoba znajduje się na dworze).

$$N = \frac{pV}{k_B T} = \frac{1.01 * 10^5 \text{Pa} * 5 * 10^{-4} \text{m}^3}{1.38 * \frac{10^{-23} \text{J}}{\text{K}} * 237 \text{K}} = 1.34 * 10^{22} \text{cząsteczek}$$

Wyznaczona wartość N jest bezwymiarowa, czyli jest czystą liczbą, którą można by było – w zasadzie – wyznaczyć przez bezpośrednie zliczanie cząsteczek (precyzyjniej niż za pomocą technik pomiarowych). Ponieważ jest to liczba cząsteczek, to nazwa ta została wstawiona po wyznaczeniu wartości, jednak należy pamiętać, że nie jest to nazwa jednostki, lecz tylko informacja o znaczeniu tej liczby.



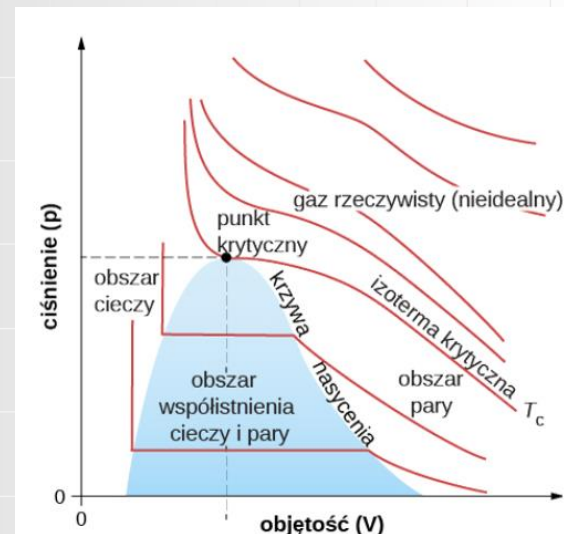
Diagramy pV

Ogólnie przyjmuje się, że można analizować własności substancji za pomocą wykresów (diagramów) pV, które są graficznym przedstawieniem zależności ciśnienia w danej substancji od jej objętości. Jeżeli substancje zachowują się jak gaz doskonały, to równanie stanu gazu doskonałego $pV=nRT$ opisuje związek między jego ciśnieniem i objętością. Na diagramach pV zazwyczaj wykreśla się tzw. izotermy, które są krzywymi przedstawiającymi p jako funkcję V przy ustalonych wartościach liczby cząsteczek i temperatury. Dla gazu doskonałego mamy $pV=\text{const}$, co oznacza, że ciśnienie gazu wzrasta, gdy maleje jego objętość. Zależność tę przedstawia hiperbola.

Równanie stanu gazu van der Waalsa – ulepszenie

- 1) Po pierwsze, wzięte są pod uwagę siły przyciągania międzycząsteczkowego, które narastają wraz ze wzrostem gęstości i zmniejszają ciśnienie gazu – do ciśnienia dodaje się składnik proporcjonalny do kwadratu gęstości molowej pomnożony przez stałą dodatnią a .
- 2) Po drugie, uwzględnia się objętość zajmowaną przez cząsteczki, którą można uznać za stałą – od objętości zajmowanej przez gaz odejmuje się objętość mola cząsteczek, oznaczoną przez stałą b , pomnożoną przez liczbę moli n , co daje rzeczywistą objętość dostępną dla poruszających się cząsteczek gazu. Stałe a i b wyznacza się doświadczalnie dla każdego rodzaju gazu.

Jeżeli rozpatrzmy równanie stanu gazu typu van der Waalsa, to izotermy stają się jeszcze bardziej interesujące. Mianowicie w wysokich temperaturach krzywe te są w przybliżeniu hiperbolami i reprezentują właściwości gazu idealnego w tychże temperaturach. Gdy jednak obniżymy temperaturę, to izotermy coraz mniej przypominają hiperbole – jest tak, ponieważ gaz nie zachowuje się jak gaz idealny. Izoterma odpowiadająca tzw. temperaturze krytycznej (ang. critical temperature) T_c posiada jeden charakterystyczny punkt, w którym nachylenie stycznej do izotermy jest zerowe (w tym przypadku jest to matematycznie rozumiany punkt przegięcia – przyp. tłum.).



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



Kinetyczna teoria gazów

Teoria kinetyczna gazu (nazywana też teorią kinetyczno-molekularną albo kinetyczno-cząsteczkową) jest stosowana do układu cząsteczek określonego w mikroskopowej definicji gazu doskonałego i pozwala łączyć kinematyczne wielkości dotyczące pojedynczych cząsteczek gazu z termodynamicznymi parametrami takimi jak ciśnienie czy temperatura.

Założenia teorii:

- wszystkie ciała składają się w cząstek, których rozmiary można pominąć - wszystkie są identyczne, o masie m , znacznie mniejsze od średniej odległości między nimi,
- cząstki znajdują się w nieprzerwanym, chaotycznym ruchu (ruch w każdym kierunku jest równie prawdopodobny),
- cząstki oddziałują na siebie poprzez zderzenia sprężyste, a między zderzeniami poruszają się zgodnie z zasadami dynamiki Newtona - zderzenia idealne, bez strat,
- całkowita energia ciała jest sumą energii kinetycznej, potencjalnej i wewnętrznej tego ciała.

Średnia energia kinetyczna cząsteczki gazu jest wprost proporcjonalna do temperatury bezwzględnej gazu

$$\overline{E_k} = \frac{1}{2} m \overline{v^2} = \frac{3}{2} k_B T$$

Energia wewnętrzną układu termodynamicznego nazywamy sumę energii mechanicznych wszystkich cząsteczek, które tworzą ten układ.

$$U = N \overline{E_k} = \frac{3}{2} N k_B T$$

Podstawowy wzór teorii kinetycznej gazów mówi, że iloczyn ciśnienia i objętości gazu zależy tylko od średniej energii kinetycznej ruchu postępowego cząsteczek i od liczby cząsteczek gazu.

$$pV = \frac{2}{3} N \overline{E_k}$$

p - ciśnienie gazu
 V - objętość naczynia
 T - temperatura gazu



Przykład 1.3

Wyznaczanie energii kinetycznej i prędkości cząsteczek gazu

- 1) Ile wynosi wartość średniej energii kinetycznej cząsteczki gazu w temperaturze 20°C (temperatura pokojowa)?
- 2) Wyznamy średnią prędkość kwadratową cząsteczki azotu (N_2) w powyższej temperaturze.

$$\overline{E_k} = \frac{1}{2} m \overline{v^2} = \frac{3}{2} k_B T \rightarrow v_k = \sqrt{\overline{v^2}} = \sqrt{\frac{3k_B T}{m}}$$

$$m = \frac{M}{N_A} = \frac{2 * 14.0067 * 10^{-3} kg/mol}{6.02 * 10^{23} mol^{-1}} = 4.65 * 10^{-26} kg$$

$$\overline{E_k} = \frac{1}{2} m \overline{v^2} = \frac{3}{2} k_B T = \frac{3}{2} * 1.38 * \frac{10^{-23} J}{K} * 293 K = 6.07 * 10^{-21} J$$

$$v_k = \sqrt{\overline{v^2}} = \sqrt{\frac{3k_B T}{m}} = \sqrt{\frac{3 * 1.38 * 10^{-23} J/K * 293 K}{4.65 * 10^{-26} kg}}$$

Zauważmy, że średnia energia kinetyczna ruchu postępowego cząsteczki gazu nie zależy od rodzaju cząsteczki. Energia ta zależy tylko od temperatury bezwzględnej gazu.



Zasada ekwipartycji energii

Ciepło molowe (C) – ciepło właściwe w przeliczeniu na 1 mol.

W przypadku gazów ciepło właściwe zależy od rodzaju przemiany, dlatego wprowadzono pojęcie ciepła właściwego przy stałym ciśnieniu C_p (ciepło właściwe przemiany izobarycznej) i przy stałej objętości C_V (ciepło właściwe przemiany izochorycznej).

Ciepło molowe przy stałej objętości nie zależy od temperatury gazu. Ciepło molowe przy stałym ciśnieniu jest zawsze większe od C_V .

Rozszerzymy otrzymany wynik na gazy doskonałe, których cząsteczki składają się z dwóch i więcej atomów. Takie cząsteczki, oprócz energii kinetycznej ich ruchu postępowego, posiadają także inne rodzaje energii – energię kinetyczną ich ruchu obrotowego oraz energię kinetyczną i potencjalną ich ruchów wibracyjnych (drgań).

Energia układu termodynamicznego znajdującego się w stanie równowagi jest równomiernie rozdzielona pomiędzy jego stopnie swobody. Zgodnie z tym ciepło molowe gazu doskonałego jest proporcjonalne do liczby jego stopni swobody d

$$C_V = \frac{d}{2} R$$

d - liczba stopni swobody

R - stała gazowa

C_V - ciepło molowe przy stałej objętości

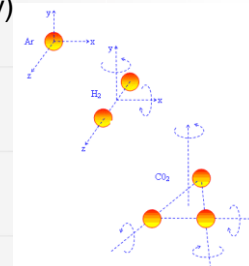
Dla gazu doskonałego zachodzi zależność między molowymi ciepłami właściwymi:

$$C_p - C_v = R$$

$$C_v = \frac{1}{n} \frac{\Delta Q}{\Delta T}, \text{ przy } V = \text{const.}$$

$$\Delta Q = n c_v \Delta T = \Delta U = \frac{3}{2} n R \Delta T$$

$$C_V = \frac{3}{2} R \text{ (gaz jednoatomowy)}$$



Stopień swobody (ang. degree of freedom) to liczba niezależnych współrzędnych jednoznacznie opisujących położenie atomu w przestrzeni. Oznaczając przez d liczbę stopni swobody, ciepło molowe przy stałym ciśnieniu dla jednoatomowego gazu doskonałego możemy zapisać w postaci $C_V = d/2 \cdot R$, gdzie $d=3$ dla gazu jednoatomowego.

Na każdy stopień swobody przypada jednakowa średnia energia kinetyczna:

$$\overline{E_k} = \frac{d}{2} k_B T$$



Przykład 1.4

Wyznaczanie temperatury ogrzanego gazu

Próbka ksenonu o masie 0,125kg i temperaturze 20°C znajduje się w metalowym cylindrze o sztywnych ściankach i na tyle dużym, aby ksenon uznać za gaz doskonały. Cylinder ten wystawiono na otwartą przestrzeń w upalny, letni dzień. Ksenon, dochodząc do stanu równowagi, w którym jego temperatura zrównała się z temperaturą otoczenia, pobrał przez ścianki cylindra 180J ciepła. Ile wynosi równowagowa temperatura ksenonu? Pomijamy rozszerzalność metalowego cylindra.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{125 \text{ g}}{131.3 \text{ g} * \text{mol}^{-1}} = 0.952 \text{ mol}$$

$$\Delta Q = \frac{3}{2} n R \Delta T \rightarrow \Delta T = \frac{2 \Delta Q}{3 n R} = \frac{2 * 180 \text{ J}}{3 * 0.952 \text{ mol} * 8.31 \text{ J}/(\text{mol K})} = 15.2 \text{ K} \\ = 15.2^{\circ} \text{ C}$$

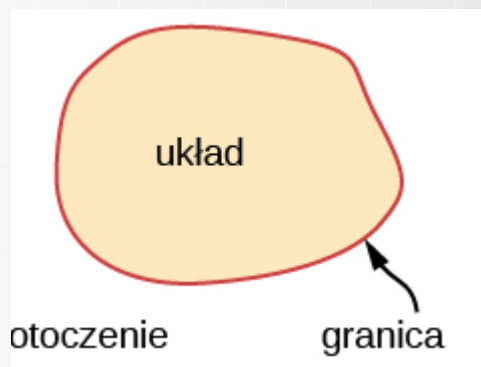
$$t_2 = t_1 + \Delta T = 32.2^{\circ} \text{ C}$$

Ogrzewanie gazu doskonałego lub prawie doskonałego w stałej objętości jest istotne w silnikach samochodowych i w wielu innych praktycznych układach.



Układ termodynamiczny

Układ termodynamiczny obejmuje wszystko, co posiada interesujące właściwości termodynamiczne. Jest on osadzony w swoim otoczeniu, czy inaczej środowisku, może wymieniać z nim ciepło i wykonywać na nim pracę przez granicę, która jest hipotetyczną ścianą oddzielającą układ od środowiska



W termodynamice układ definiuje się jako określoną przestrzeń lub obszar, na którym odbywa się badanie transfer i konwersję energii:

- **Układ otwarty:** układ, w którym zarówno masa, jak i energia przekraczają granice układu.
- **Układ zamknięty:** układ, w którym masa nie przekracza granic układu, ale energia może się do niego dostawać lub z niego uciekać.
- **Układ izolowany:** układ, w którym ani masa, ani energia nie wychodzą poza jego granice.

Granica (boundary)

Układ i otoczenie są oddzielone pewną granicą. Może być nieruchoma, ruchoma lub wyimaginowana. Nie zajmuje jakiegokolwiek objętości czy masa w przestrzeni.

Otoczenie

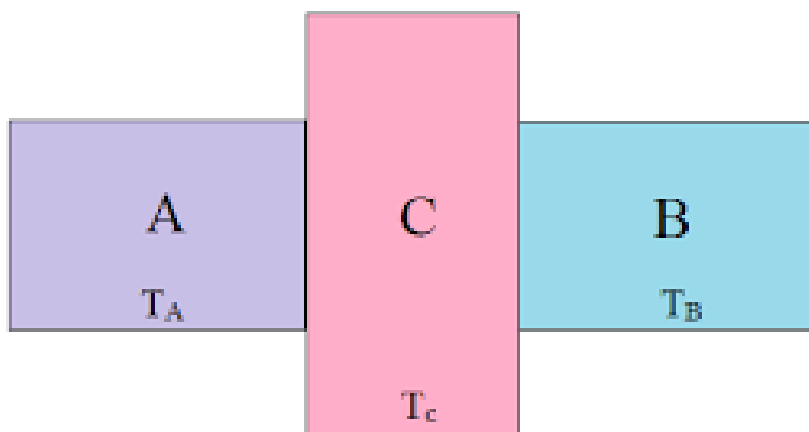
Cokolwiek poza naszym układem, co wpływa na jego zachowanie jest nazywane jako otoczeniem.



Zerowa zasada termodynamiki

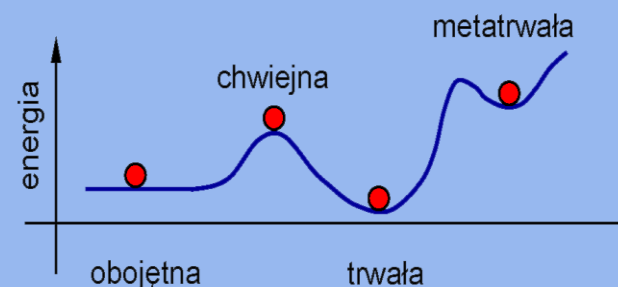
Jeśli ciało C jest w równowadze termicznej z każdym z ciał A i B, to ciała A i B także muszą być ze sobą w równowadze termicznej.

$$\text{Jeśli } T_C = T_A \text{ i } T_C = T_B, \text{ to } T_A = T_B$$



$$T_A = T_C \rightarrow T_A = T_B \leftarrow T_C = T_B$$

Różne stany równowagi



Osiągnięcie stanu równowagi zajmuje pewien czas zależny od stanu początkowego i od warunków oddziaływania części składowych układu.

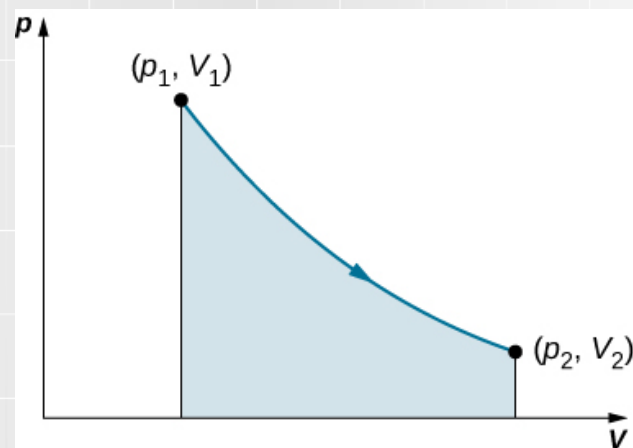
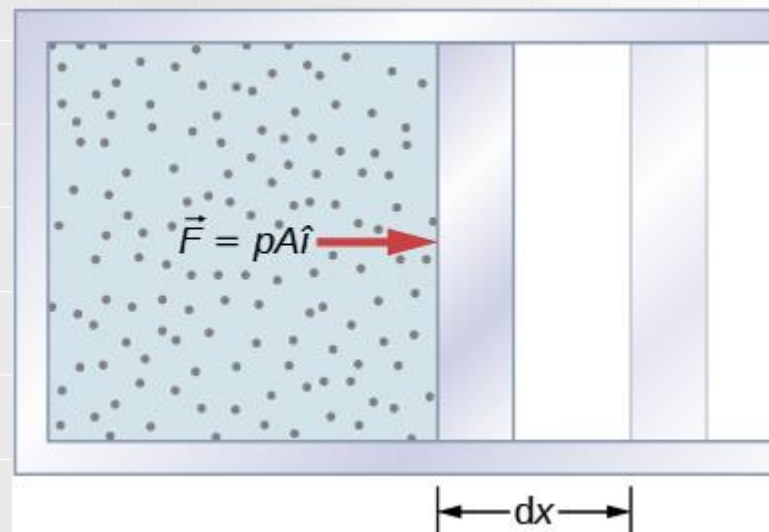
Podstawą definiowania temperatury jest stwierdzenie, że dwa ciała będące w kontakcie mają taką samą temperaturę, gdy osiągnęły równowagę termodynamiczną i wypadkowy transfer ciepła pomiędzy nimi wynosi zero.



Praca wykonywana przez układ

Zakładamy, że proces zachodzi nieskończenie małymi krokami, utrzymując układ w stanie równowagi termicznej:

- Jeżeli układ wykonuje pracę (rozprężanie gazu), to praca ma znak dodatni.
- Jeżeli nad układem jest wykonana praca (sprężanie gazu), to praca ma znak ujemny.



Kiedy gaz powoli zwiększa swoją objętość z V_1 do V_2 , praca wykonywana przez układ jest reprezentowana przez zacieniowane pole pod krzywą pV



Pierwsza zasada termodynamiki

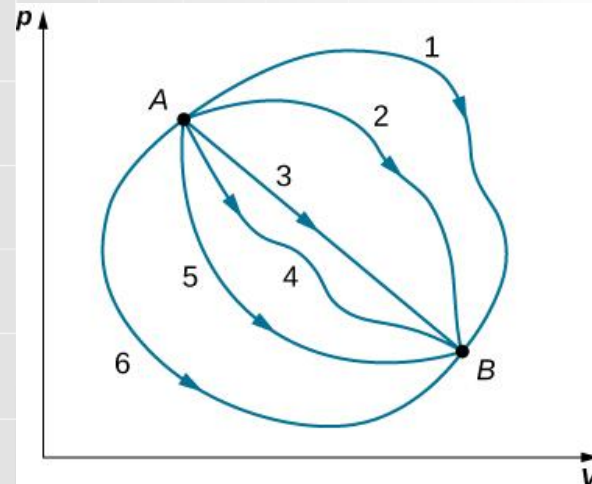
Z każdym stanem równowagowym układu związana jest jego energia wewnętrzna U . Zmiana U dla każdego przejścia między dwoma stanami równowagi wyraża się jako

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

gdzie Q to ciepło wymieniane przez układ, a W – praca wykonywana przez układ lub nad nim.

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	$W < 0\text{J}$

Pierwsza zasada termodynamiki jest sformułowaniem zasady zachowania energii. Mówi nam ona, że układ termodynamiczny może wymieniać energię ze swoim otoczeniem poprzez przekazywanie ciepła lub wykonywanie pracy. Wartość zmiany energii całkowitej jest wtedy równa łącznej zmianie energii mechanicznej wszystkich cząsteczek układu, czyli energii wewnętrznej układu. Dlatego jeśli układ jest izolowany, jego energia wewnętrzna musi pozostać stała.





Przykład 1.5

Zmiana stanu i pierwsza zasada termodynamiki

Podczas procesu termodynamicznego układ przechodzi ze stanu A do B. Pobiera ciepło 400J oraz wykonuje pracę 100J.

- a) Jaka jest zmiana energii wewnętrznej układu dla tego przejścia?
- b) Gdyby układ przeszedł z powrotem ze stanu B do A, jaka byłaby zmiana jego energii wewnętrznej?
- c) Gdyby przy przejściu ze stanu A do B na układzie została wykonana praca $W'_{AB}=400J$, to ile ciepła pobrałby układ?

- a) Zgodnie z pierwszą zasadą termodynamiki zmiana energii wewnętrznej wyraża się wzorem

$$\Delta U_{AB} = Q_{AB} - W_{AB} = 400J - 100J = 300J$$

- b) Rozważmy zamkniętą drogę przechodzącą przez stany A i B. Energia wewnętrzna jest funkcją stanu, więc ΔU wynosi zero dla zamkniętej drogi. Stąd

$$\Delta U = \Delta U_{AB} + \Delta U_{BA} = 0J \rightarrow \Delta U_{BA} = -\Delta U_{AB} = -300J$$

- c) Zmiana energii wewnętrznej jest taka sama, bez względu na drogę

$$\Delta U_{AB} = \Delta U'_{AB} = Q'_{AB} - W'_{BA} \rightarrow 300J = Q'_{AB} - (-400J)$$

$$\rightarrow Q'_{AB} = -100J$$



Słownik

diagram pV (ang. pV diagram)

– wykres zależności ciśnienia od objętości danej substancji, w szczególności gazu

energia wewnętrzna (ang. internal energy)

– suma energii mechanicznych wszystkich cząsteczek w tym układzie

gaz doskonały (ang. ideal gas)

– gaz rzeczywisty w granicy niskich gęstości i wysokich temperatur

kinetyczna teoria gazów (ang. kinetic theory of gases)

– teoria ta określa własności makroskopowe gazów na podstawie własności ruchów cząsteczek składających się na ten gaz

liczba Avogadra (ang. Avogadro's number)

– liczba cząsteczek w jednym molu substancji; $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ cząstek/mol

mol (ang. mole)

– miara liczności substancji; ilość substancji o masie równej jej masie cząsteczkowej wyrażonej w gramach

równanie stanu gazu doskonałego (ang. ideal gas law)

– prawo fizyczne określające związek między ciśnieniem, objętością, temperaturą i liczbą moli gazu w stanie dalekim od skraplania

równanie stanu gazu van der Waalsa (ang. van der Waals equation of state)

– równanie, zazwyczaj przybliżone, opisujące związek między ciśnieniem, objętością, temperaturą i liczbą cząsteczek (lub liczbą moli) gazu rzeczywistego

rozkład Maxwella-Boltzmannna (ang. Maxwell-Boltzmann distribution)

– funkcja, której całka oznaczona jest prawdopodobieństwem znalezienia cząstek gazu doskonałego o prędkościach zawierających się w granicach całkowania



Słowniczek

stała Boltzmanna (ang. Boltzmann constant)

– stała fizyczna, która określa związek energii z temperaturą, występuje w równaniu stanu gazu doskonałego; $k_B = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J/K}$

stan nadkrytyczny (ang. supercritical)

– takie warunki dla płynu (wysoka temperatura i wysokie ciśnienie), w których nie może istnieć jego faza ciekła

stopień swobody (ang. degree of freedom)

– niezależny rodzaj ruchu posiadający energię, np. energię kinetyczną ruchu w jednym z trzech ortogonalnych kierunków w przestrzeni

średni czas między zderzeniami (ang. mean free time)

– średni czas między kolejnymi zderzeniami cząsteczek w gazie

średnia droga swobodna (ang. mean free path)

– średnia droga przebywana przez cząsteczkę w gazie pomiędzy kolejnymi zderzeniami z innymi cząsteczkami

średnia prędkość kwadratowa (ang. root-mean square speed)

– pierwiastek kwadratowy ze średniej wartości kwadratów prędkości cząsteczek gazu

uniwersalna stała gazowa (ang. universal gas constant)

– stała fizyczna występująca w równaniu stanu gazu doskonałego z uwzględnieniem liczby moli; $R = N_A k_B = 8,31 \text{ J/(mol} \cdot \text{K)}$

zasada ekwipartycji energii (ang. equipartition theorem)

– twierdzenie, które mówi, że energia w klasycznym układzie termodynamicznym jest równomiernie rozdzielona pomiędzy jego stopnie swobody



Praca domowa

- wytyczne

1. Format: plik pdf lub skan/zdjęcie (upewnij się, że Twoje pismo jest czytelne!)
2. Czytaj uważnie polecenia i wykonuj zawarte w nich zadania.
3. Pamiętaj aby **podpisać** swoją pracę.
4. Do rozwiązania dołącz:
 1. Rysunek – szkic sytuacji przedstawionej w zadaniu lub wykres wraz z danymi z zadania.
 2. Obliczenia – razem z przekształceniami wzorów, jeśli jest to konieczne.
 3. Wnioski sformułowane na podstawie dokonanej analizy.
5. Pamiętaj aby przesłać rozwiązania w terminie na swoją przestrzeń na dysku gogle (lub na adres email prowadzącej).



Wrocław
University
of Science
and Technology

Terminy

	LUTY	MARZEC					KWIECIEŃ					MAJ					CZERWIEC				LIPIEC	
PN	22	1	8	15	22	29	5	12 Pn N	19	26	3	10	17	24	31	7	14	21	28	5		
WT	23	2	9	16	23	30 Pt P	6	13	20	27	4	11	18	25	1	8	15	22	29	6		
ŚR	24	3	10	17	24	31	7	14	21	28	5	12	19	26	2 Cz P	9	16	23	30	7		
CZ	25	4	11	18 H1	25 H2	1	8 H3	15 H4	22 H5	29 H6	6 H7	13 H8	20 H9	27 H10	3	10	17	24	1	8		
PT	26	5	12	19	26	2	9	16	23	30	7	14	21	28	4	11	18	25	2	9		
SO	27	6	13	20	27	3	10	17	24	1	8	15	22	29	5	12	19	26	3	10		
N	28	7	14	21	28	4	11	18	25	2	9	16	23	30	6	13	20	27	4	11		
P - PARZYSTY N - NIEPARZYSTY	N	P	N	P	N	P	N	P	N	P	N	P	N	P	N	P	N	P	N	P		

H1: 19.03.21 godz. 12:00

Email: sylvia.majchrowska@pwr.edu.pl