

BUDOWA I WŁASNOŚCI CZĄSTECZKOWE GAZÓW

ATOMY I CZĄSTECZKI

- Jednostka masy: $1 u \text{ (unit)} = \frac{1}{12} \text{ masy izotopu } {}^{12}_6\text{C} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$



John Dalton
(1766 - 1844)

Jednostkę **1 u** przyjęło się także nazywać daltonem (*Da*) na cześć twórcy współczesnej teorii atomowej Johna Daltona.

- Masa atomowa lub cząsteczkowa (wielkość bezwymiarowa): $\mu = \frac{\text{masa atomu lub molekuły}}{1 u}$

- Gramoatom lub gramocząsteczka (inaczej mol): μ wyraża w gramach

- Stała Avogadro = liczba atomów lub cząsteczek w 1 molu substancji

$$N_A = \frac{12g}{12u} \text{ mol}^{-1} = \frac{0.012kg}{12 \cdot 1.66 \cdot 10^{-27} kg} \text{ mol}^{-1} = 6.023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

- Masa 1 mola substancji wyrażona w kg: $m_\mu = N_A \cdot \mu \cdot u$

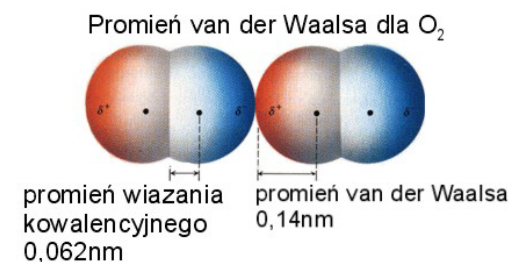
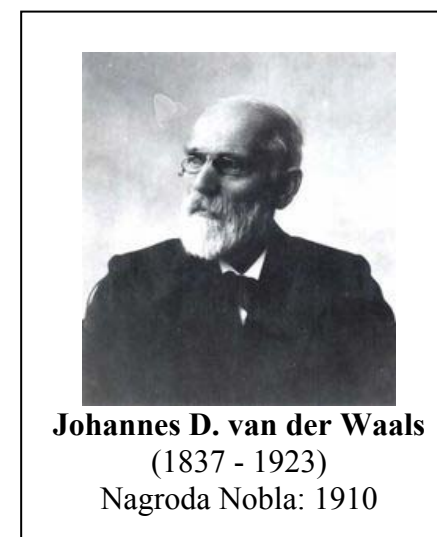
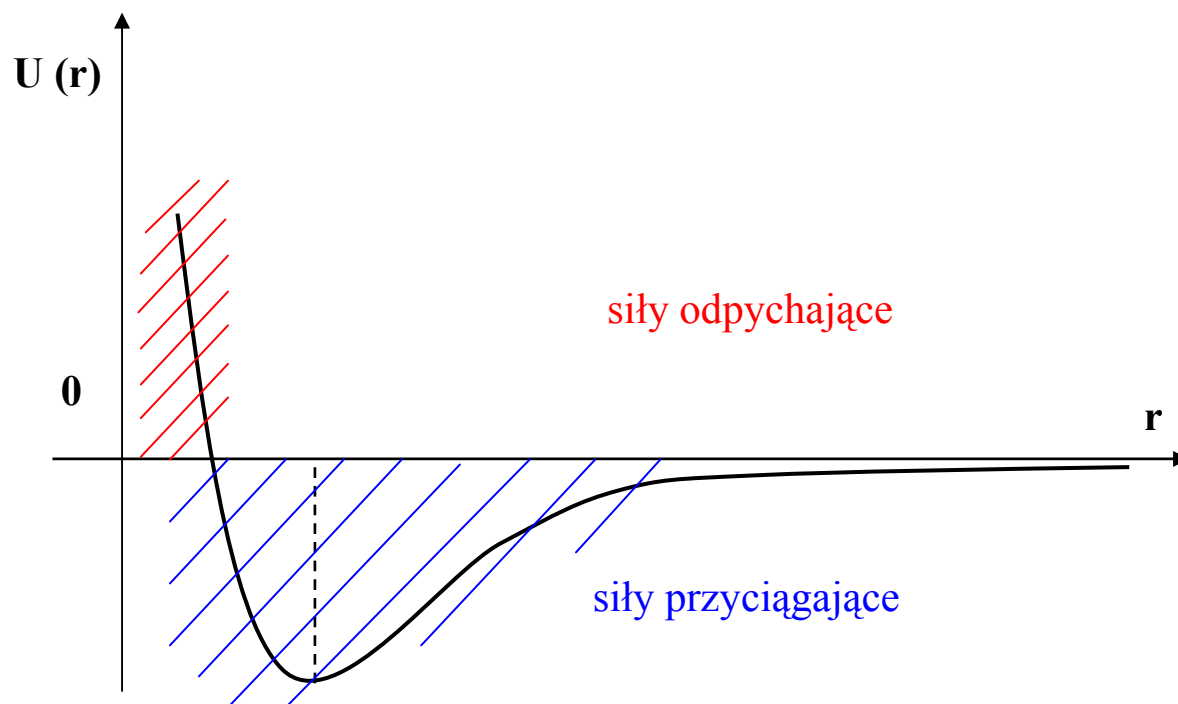


Amadeo Avogadro
(1776 - 1856)

- Koncentracja molekuł = liczba molekuł w jednostce objętości (w jednostkach cm^{-3} , m^{-3}): $n = \rho \frac{N_A}{m_\mu}$

ρ = gęstość masowa substancji w jednostkach $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ lub $\frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$

- Siły międzyatomowe w cząsteczkach oraz międzycząsteczkowe są siłami elektromagnetycznymi. Atomy, cząsteczki oddziałują poprzez trwałe lub indukowane elektryczne momenty dipolowe. Są to tzw. **siły van der Waalsa** (siły odpychające przy małych odległościach między atomami, cząsteczkami oraz przyciągające na odległościach dużych).



CIŚNIENIE GAZU NA ŚCIANKI NACZYNIA (MODEL GAZU DOSKONAŁEGO)

- Gaz idealny jest modelowym przybliżeniem gazu doskonałego.** W gazie idealnym atomy (molekuły) zachowują się jak ciała doznające nieustannie zderzeń sprężystych ze sobą i ściankami naczynia.

W jednorodnym gazie wszystkie molekuły posiadają tę samą masę m .

- Ciśnienie p jest równe liczbowo sile działającej na jednostkę powierzchni naczynia, ciała:** $p = \frac{F}{S}$

Jednostki ciśnienia:

1 Pa (pascal) = 1 N/m^2 (1 N = 1 niuton)

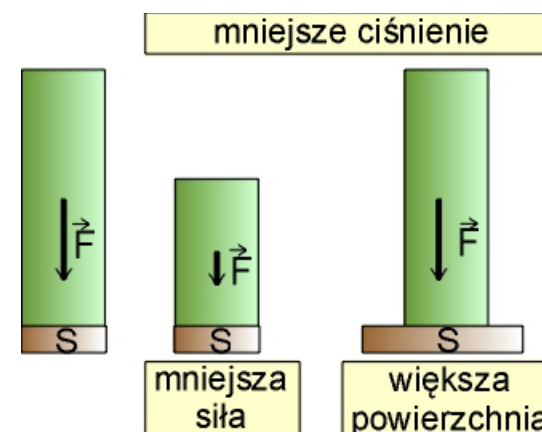
1 atm (atmosfera techniczna) = 1 Atm = 10^5 Pa = 1000 hPa

(zależność przybliżona)

1 Atm (atmosfera normalna) = ciśnienie hydrostatyczne słupa rtęci o

wysokości $h = 760 \text{ mm} = 0.76 \text{ m}$, $\rho = 13.6 \text{ g/cm}^3 = 13\,600 \text{ kg/m}^3$ - gęstość rtęci,

$g = 9.81 \text{ m/s}^2$ - przyspieszenie ziemskie $\Rightarrow p = \rho gh$



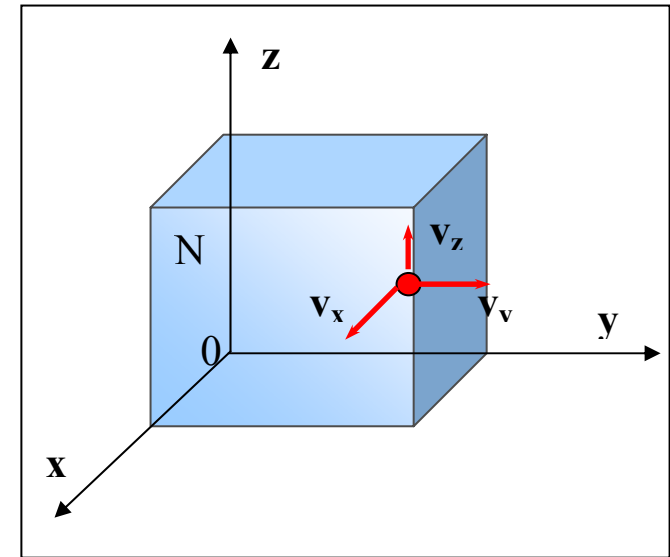
- Podczas zderzenia ze ścianką naczynia i – ta molekula posiadająca pęd (mv_i) oddziałuje na ściankę siłą

doznając zmiany pędu w czasie Δt : $F_i = \frac{\Delta(mv_i)}{\Delta t}$

- Ciśnienie p wywierane przez gaz na ścianki naczynia, zawierający liczbę N molekuł, jest równe sumie ciśnień cząstkowych p_i wywieranych przez pojedyncze molekuly. Koncentracja molekuł

wynosi: $n = \frac{N}{V}$

- Można udowodnić, że: $p = \sum_{i=1}^N p_i = \sum \frac{F_i}{\Delta S_i} = nm \frac{\sum N_i v_i^2}{3N} = \frac{1}{3} nm \langle v^2 \rangle$



$\langle v^2 \rangle = \frac{\sum N_i v_i^2}{N}$, N_i - liczba molekuł o prędkościach v_i , $\langle v^2 \rangle$ - średnia kwadratu prędkości, $\sqrt{\langle v^2 \rangle}$ - **średnia**

prędkość kwadratowa ruchu postępowego molekuł

- Ciśnienie można wyrazić poprzez średnią energię kinetyczną pojedynczej molekuly gazu

$$p = \frac{1}{3} nm \langle v^2 \rangle = \frac{2}{3} n \frac{m \langle v^2 \rangle}{2} = \frac{2}{3} n \cdot \frac{1}{2} \langle mv^2 \rangle = \frac{2}{3} n \langle \varepsilon \rangle$$

$\langle \varepsilon \rangle$ - **średnia energia kinetyczna ruchu postępowego pojedynczej molekuly**

RÓWNANIE STANU GAZU DOSKONAŁEGO

- Dla 1 mola gazu $pV = RT$

p – ciśnienie gazu na ścianki naczynia

V – objętość gazu (naczynia)

T – temperatura gazu (w K)

R – uniwersalna stała gazowa $R = 8.31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \text{mol}^{-1}$

- Dla masy M gazu (liczby molekuł N)

$$pV = \frac{M}{\mu} RT = \frac{N}{N_A} RT$$

$$pV = \frac{2}{3} nV \langle \varepsilon \rangle = \frac{2}{3} N \langle \varepsilon \rangle \quad \Rightarrow \quad \frac{N}{N_A} RT = \frac{2}{3} N \langle \varepsilon \rangle$$

$$\frac{R}{N_A} = k$$

$$\langle \varepsilon \rangle = \frac{3}{2} kT$$

Stała Boltzmannna

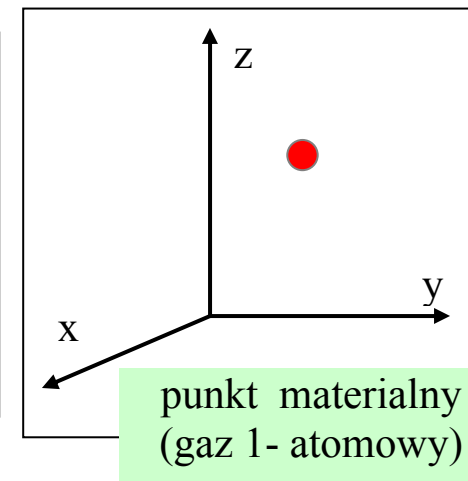
$$k = \frac{R}{N_A}$$

ZASADA EKWIPARTYCJI ENERGII (zasada równego podziału energii pomiędzy stopnie swobody molekuł)

- **Stopnie swobody** – sposoby magazynowania energii przez molekułę.

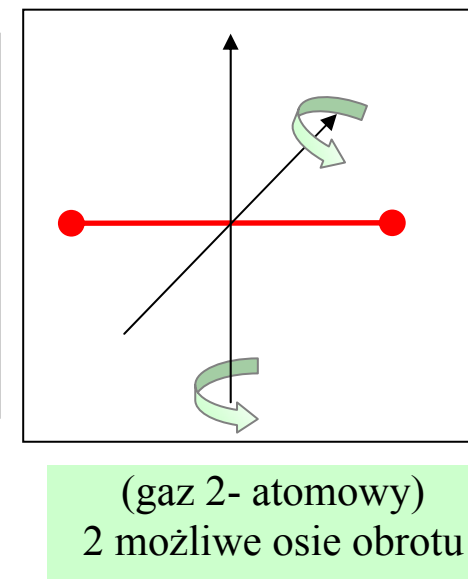
Gaz 1 – atomowy (cząsteczka 1-atomowa). Cząsteczka gazu przedstawia sobą punkt materialny, który wykonuje ruch postępowy w trzech kierunkach przestrzeni: x , y , z i posiada w tych kierunkach trzy składowe prędkości. Ze składowymi tymi związane są odpowiednio 3 wartości energii kinetycznej ruchu postępowego.

Cząsteczka taka posiada 3 stopnie swobody ruchu postępowego ($i = 3$).



Gaz 2 – atomowy. Cząsteczka prezentuje sobą układ dwóch punktów materialnych (bryła sztywna), które oprócz ruchu postępowego mogą wykonywać ruch obrotowy wokół dwóch, wzajemnie prostopadłych, osi obrotu. Z ruchem tym związane są 2 wartości energii ruchu obrotowego, **2 stopnie swobody ruchu obrotowego**.

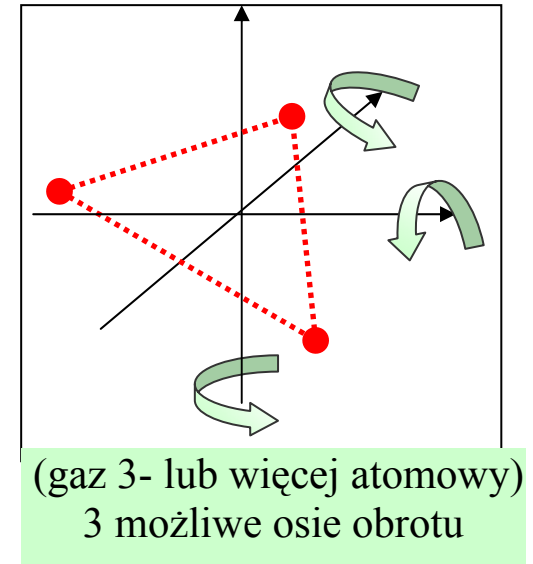
Gaz 2 – atomowy posiada $i = 3 + 2 = 5$ stopni swobody



Gaz 3- lub więcej atomowy (układ 3 lub więcej punktów materialnych)

Molekuła gazu (bryła sztywna) posiada 3 stopnie swobody ruchu postępowego oraz 3 stopnie swobody ruchu obrotowego, związane z możliwością ruchu obrotowego wokół trzech osi obrotu.

Gaz 3- lub więcej atomowy posiada $i = 3 + 3 = 6$ stopni swobody



- Zasada ekwipartycji brzmi: na każdy, pojedynczy stopień swobody molekuły przypada jednakowa wartość

energii, wynosząca: $\langle \varepsilon_1 \rangle = \frac{1}{2} kT$

- Całkowita energia kinetyczna ruchu postępowego (ruchu cieplnego) pojedynczej molekuły wynosi:

$$\langle \varepsilon \rangle = \frac{i}{2} kT \quad i - \text{liczba stopni swobody}$$

ENERGIA WEWNĘTRZNA GAZU DOSKONAŁEGO (energia ruchów cieplnych wszystkich molekuł gazu)

$$U = N_A \langle \varepsilon \rangle = \frac{i}{2} k T N_A = \frac{i}{2} \cdot \frac{R}{N_A} N_A T = \frac{i}{2} R T$$

- Energia wewnętrzna 1 mola gazu:

$$U = \frac{i}{2} R T$$

- Energia wewnętrzna dowolnej masy gazu: $U = \frac{i}{2} \frac{m}{\mu} R T$

m – masa wszystkich molekuł, μ – masa 1 mola gazu (gramocząsteczka, gramoatom)

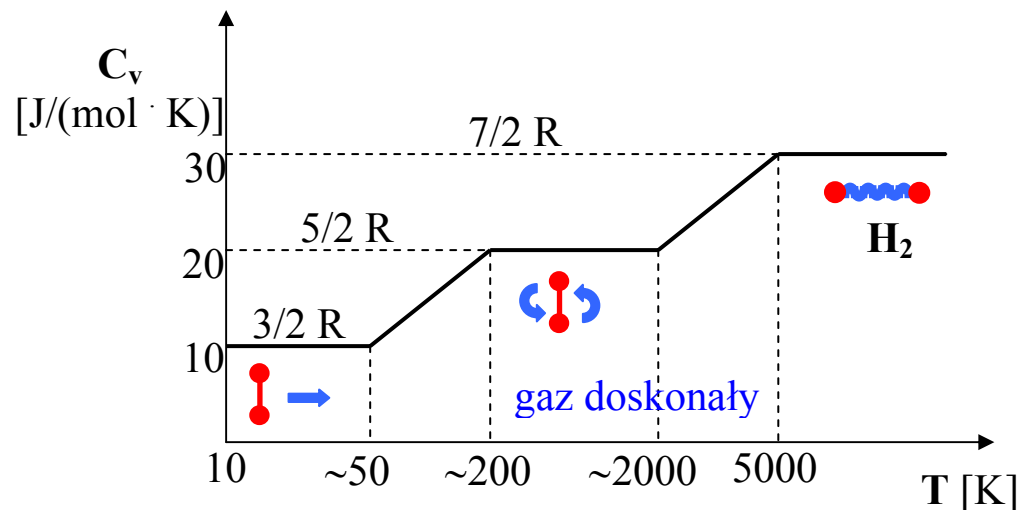
CIEPŁO WŁAŚCIWE MOŁOWE GAZÓW (ciepło potrzebne do ogrzania 1 mola gazu)

Ciepło właściwe molowe w stałej objętości	Ciepło właściwe przy stałym ciśnieniu
$C_V = \frac{dU}{dT} = \frac{i}{2} R$	$C_p = C_V + R = \frac{i+2}{2} R$
C_p i C_V gazu doskonałego nie zależą od temperatury	

CIEPŁO WŁAŚCIWE GAZÓW WIELOATOMOWYCH

- W miarę wzrostu temperatury gazu molekuly wykonują coraz bardziej złożone ruchy cieplne. Oznacza to zwiększanie się liczby stopni swobody i w związku z tym, wzrost wartości ciepła właściwego gazu przy stałym ciśnieniu i w stałej objętości.

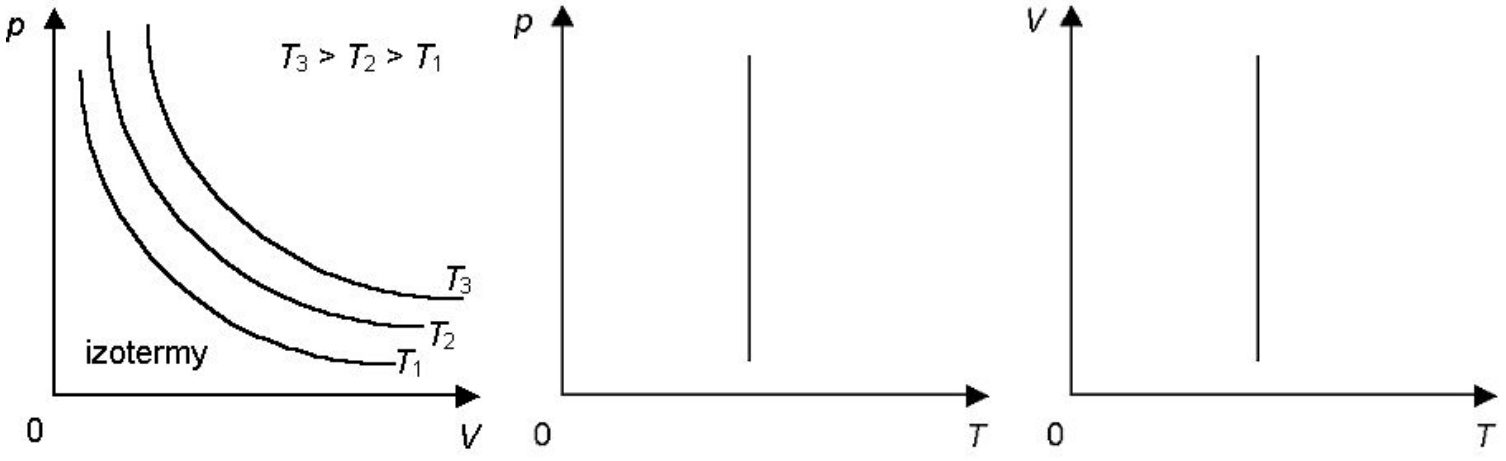
Doświadczenie: zależność C_v od temperatury dla wodoru cząsteczkowego H_2 (najprostsze molekuly gazu).



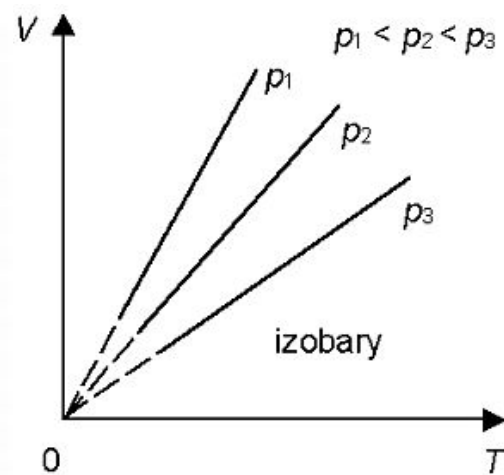
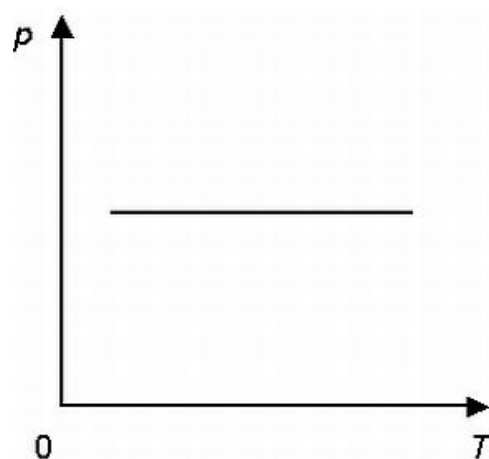
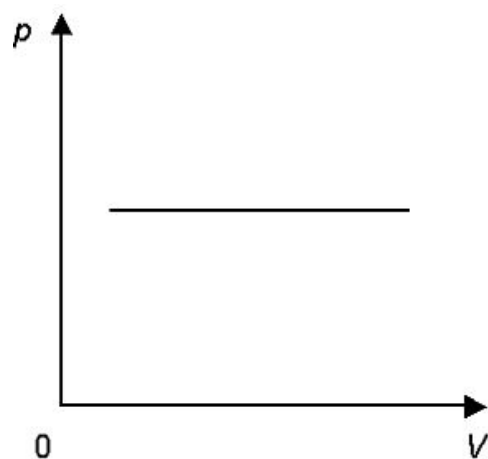
Doświadczalna zależność C_v od temperatury dla H_2

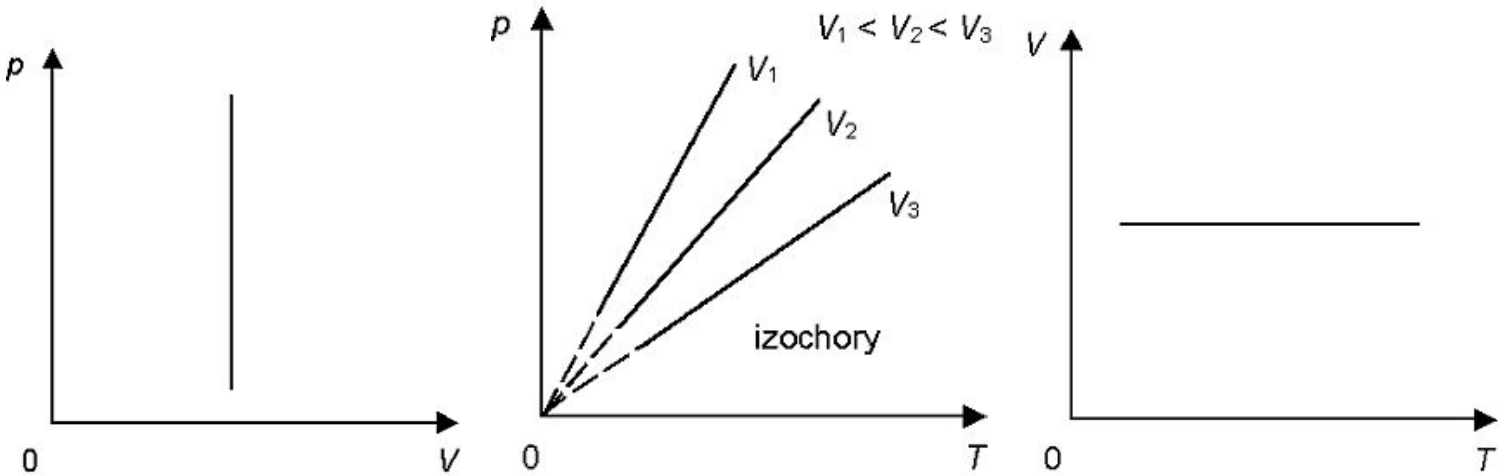
Widmo energii molekuł dla ruchu postępowego jest widmem ciągłym, dla ruchu rotacyjnego i drgającego – widmem dyskretnym. Oznacza to, że energia tych dwóch ostatnich ruchów podlega kwantowaniu (inaczej – molekuly posiadają kwantowe stopnie swobody. W miarę wzrostu temperatury wodoru rośnie liczba stopni swobody molekuł.

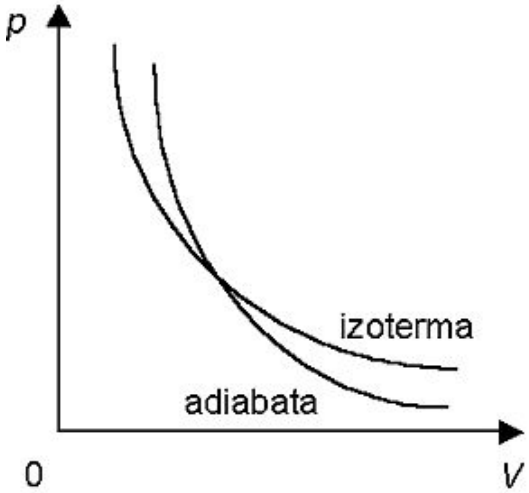
PRZEMIANY GAZU DOSKONAŁEGO

Nazwa przemiany	izotermiczna ($T = \text{const.}$)
Równanie przemiany	$p \cdot V = \text{const.}$ prawo Boyle'a-Mariotte'a
Postać I zasady termodynamiki	$Q = -W_z$ lub $Q = W_u$, zaś $\Delta U = 0$
Przykład przemiany	bardzo powolne sprężanie gazu w naczyniu o ściankach dobrze przewodzących ciepło
Wykresy 	

Nazwa przemiany	izobaryczna ($p = \text{const.}$)
Równanie przemiany	$\frac{V}{T} = \text{const.}$ prawo Guy-Lusaca
Postać I zasady termodynamiki	$\Delta U = Q + W_z$ (sprężanie izobaryczne) lub $\Delta U = Q - W_z$ (rozprężanie izobaryczne)
Przykład przemiany	ogrzewanie gazu w szczelnym naczyniu, które zamknięte jest ruchomym tłokiem
Wykresy	

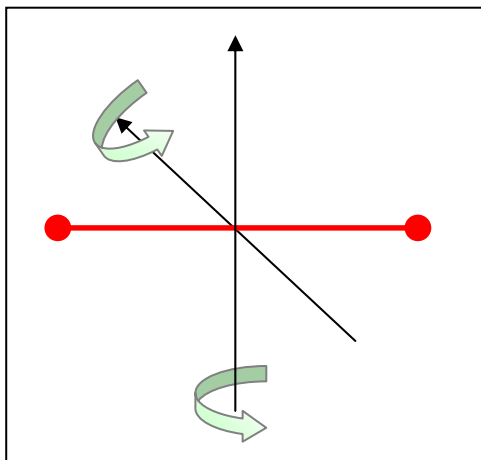


Nazwa przemiany	izochoryczna ($V = \text{const.}$)
Równanie przemiany	$\frac{p}{T} = \text{const.}$ prawo Charlesa
Postać I zasady termodynamiki	$\Delta U = Q$ (ogrzewanie izochoryczne) lub $\Delta U = -Q$ (ochładzanie izochoryczne)
Przykład przemiany	ogrzewanie gazu w szczelnie zamkniętym naczyniu, zbudowanym z materiału o bardzo małej rozszerzalności cieplnej
Wykresy 	

Nazwa przemiany	adiabatyczna (p, V, T – zmieniają się, ale $Q = 0$)
Równanie przemiany	$p \cdot V^{\kappa} = \text{const.}$ gdzie: $\kappa = \frac{C_p}{C_v}$ to wykładnik adiabaty. $\kappa = \frac{i+2}{i}$
Przykład przemiany	sprężanie powietrza w silniku Diesla.
Wykres 	

KWANTOWANIE ENERGII ROTACJI MOLEKUŁ

Energia rotacji molekuly	$E_R = \frac{1}{2} I \omega^2 = \frac{J^2}{2I} \quad (J = I\omega)$ I - moment bezwładności molekuly, J - moment pędu (kręt), ω - prędkość kątowna rotacji
Kwantowa wartość momentu pędu J	$J = \sqrt{l(l+1)} h / 2\pi \quad l = 0, 1, 2, \dots, n$ h - stała Plancka, l - liczba kwantowa rotacji
Kwantowe wartości energii rotacji	$E_R = \frac{l(l+1)(h / 2\pi)^2}{2I}$
Odległość poziomów energetycznych (zmiana energii rotacji)	$\Delta E_R = E(l+1) - E(l) = \frac{(l+1)(h / 2\pi)^2}{I}$



Układ rotacyjnych poziomów energetycznych molekuly

TERMICZNE WZBUDZENIA STANÓW ROTACYJNYCH MOLEKUŁ

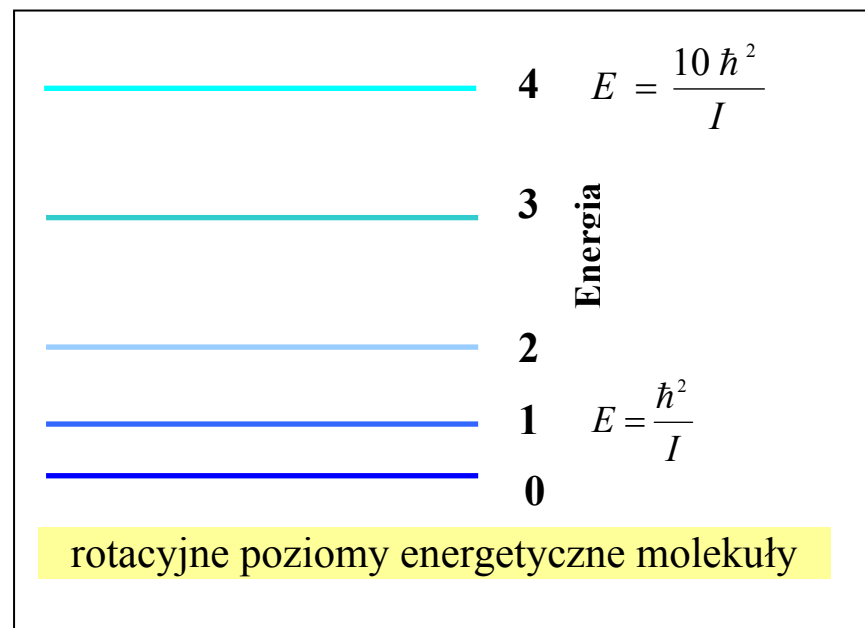
- Molekuła 2 – atomowa posiada $i=2$ stopnie swobody ruchu rotacyjnego (oraz 3 stopnie swobody ruchu postępowego). Energia rotacji molekuly wynosi:

$$E_R = \frac{i}{2} kT = kT$$

- Zmiana energii rotacji: $\Delta E_R = k\Delta T = \frac{(l+1)(h/2\pi)^2}{I}$
- Przejście między stanami energetycznymi o $l=0$ i $l=1$ wymaga zmiany energii cieplnej, tj. zmiany temperatury

gazu o $\Delta T = \frac{(h/2\pi)^2}{kI}$

- Wymagana zmiana temperatury zależy od różnicy wartości liczb kwantowych oraz momentu bezwładności molekuly. Dla molekuł o różnych momentach bezwładności kolejne zmiany stanu energetycznego wymagają dostarczenia różnej ilości ciepła, tj. różnej zmiany temperatury gazu.



Wielkość	H ₂	HCl	O ₂
I [10 ⁻⁴⁵ kg*m ²]	4,72	26,8	194
ΔT [K]	170	30	4

KWANTOWANIE ENERGII DRGAŃ (ENERGII OSCYLACJI)

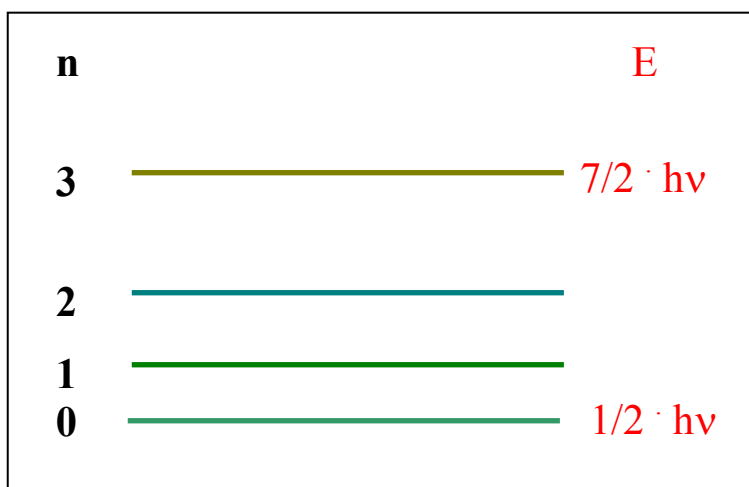
- Kwantowa wartość energii drgań oscylatora harmonicznego prostego wynosi: $E_{\text{osc}} = (n + \frac{1}{2})h\nu$

$n = 0, 1, 2, \dots$ – liczba kwantowa drgań, h – stała Plancka, ν – częstość drgań

- Różnica energii kolejnych stanów oscylacyjnych: $\Delta E_{\text{osc}} = h\nu(n + \frac{1}{2} + 1) - h\nu(n + \frac{1}{2}) = h\nu$

Poziomy oscylacyjne są jednakowo **odległe o wartość $h\nu$** .

(Inaczej: różnica energii kolejnych stanów ruchu drgającego oscylatora harmonicznego wynosi zawsze $h\nu$).



Widmo stanów oscylacyjnych molekuly

TERMICZNE WZBUDZENIE STANÓW OSCYLACYJNYCH MOLEKUŁ

- Molekuła 2-atomowa posiada $i = 3$ stopnie swobody

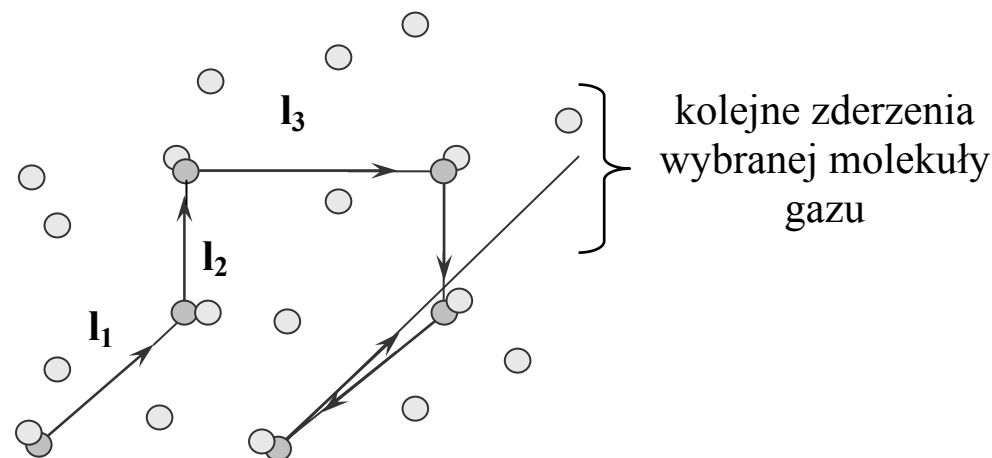
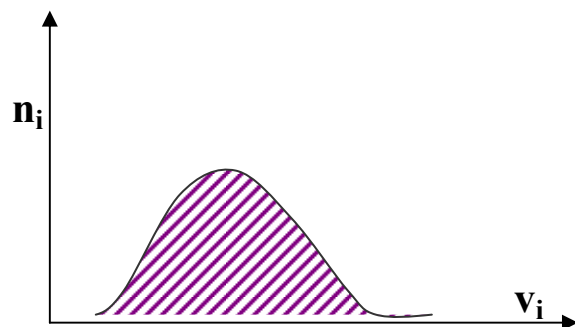
$$\Delta E_{osc} = h\nu = \frac{3}{2}k\Delta T$$

$$\Delta T = \frac{2h\nu}{3k} \approx 1000K$$

RUCHY CIEPLNE MOLEKUŁ GAZU

- Molekuły gazu wykonują chaotyczne (nieuporządkowane) ruchy cieplne doznając nieustannych zderzeń

Średnia droga swobodna molekuł

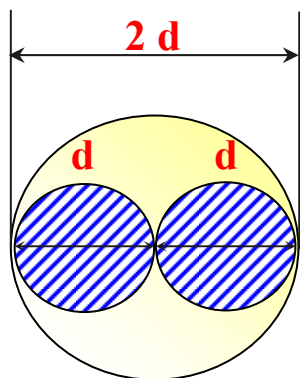


- Średnia droga swobodna molekuły jest równa średniej odległości między zderzeniami: $\langle l \rangle = \frac{l_1 + l_2 + l_3 + \dots}{k}$

k – liczba zderzeń w pewnym przedziale czasu

- Prawdopodobieństwo zderzenia dwóch molekuł określone jest poprzez tzw. przekrój czynny na zderzenie σ .

Molekuła w czasie zderzenia przedstawia sobą tarczę o średnicy d równej średnicy molekuły



$$\sigma = \pi d^2$$

molekuła
„tarcza” o średnicy d

Z rozważań statystycznych dla dużej liczby zderzeń
wynika wzór na średnią drogę swobodną

$$\langle l \rangle = \frac{1}{\pi \sqrt{2} n d^2} = \frac{1}{\sqrt{2} n \sigma}, \quad n - \text{koncentracja molekuł}$$

Przykład: średnia droga swobodna molekuł powietrza (praktycznie azotu cząsteczkowego N_2)

$T = 273 \text{ K}$, $p = 1 \text{ atm}$, co odpowiada $n = 3 \cdot 10^{19} \text{ cm}^{-3}$, $d = 2 \cdot 10^{-10} \text{ m}$ - typowy rozmiar prostych molekuł,

$\langle l \rangle = 2 \cdot 10^{-7} \text{ m}$ $\Rightarrow$ **Przekrój czynny na zderzenie $\sigma = 1.2 \cdot 10^{-19} \text{ m}^2$**

Jednostka przekroju czynnego: $1 \text{ barn} = 1 \text{ b} = 10^{-24} \text{ cm}^2 = 10^{-28} \text{ m}^2$; $\sigma(N_2) = 10^9 \text{ b}$

- Częstość zderzeń** (liczba zderzeń w jednostce czasu, np. w ciągu 1 sekundy): $\nu = \frac{\langle v \rangle}{\langle l \rangle} = \sqrt{2} n \sigma$ $\langle v \rangle = \frac{\sum v_i}{N}$

$\langle v \rangle$ - prędkość średnia (średnia arytmetyczna), N - całkowita liczba molekuł, $\nu = 5 \cdot 10^9 \text{ s}^{-1}$ (pięć miliardów zderzeń w ciągu 1 sekundy doznają molekuły powietrza w warunkach normalnych)

- średni czas między zderzeniami**: $\langle \tau \rangle = \frac{1}{\nu} = 2 \cdot 10^{-10} \text{ s}$

ATMOSFERA ZIEMSKA

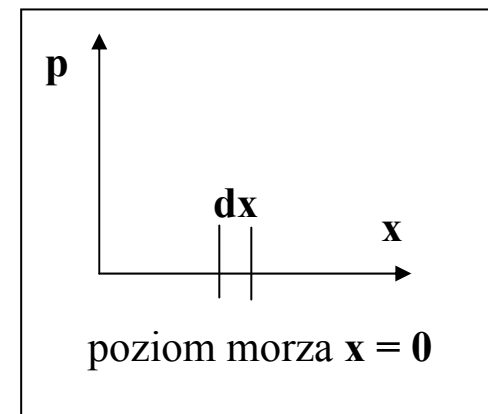
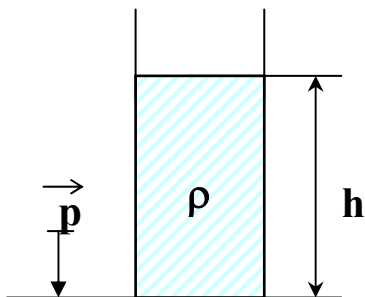
- Zmiany własności atmosfery ziemskiej z wysokością nad poziomem morza

h [m]	p [atm]	$\langle l \rangle$ [m]	N [cm ⁻³]
0	1	10^{-7}	$3 \cdot 10^{19}$
100	10^{-6}	1	$3 \cdot 10^{13}$
300	10^{-9}	10	$3 \cdot 10^{10}$

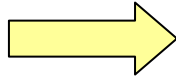
Duże h – pojęcie średniej drogi swobodnej traci sens. Działanie pola grawitacyjnego powoduje, że molekuły poruszają się po torach balistycznych i mogą uciekać z atmosfery!

ZMIANA CIŚNIENIA Z WYSOKOŚCIĄ W ATMOSFERZE ZIEMSKIEJ

- Ciśnienie hydrostatyczne gazu, cieczy o gęstości ρ i wysokości słupa h , g – przyspieszenie ziemskie. Dla wysokości $h = 0$ (na poziomie morza) ciśnienie wynosi p_0 , a gęstość powietrza ρ_0 .



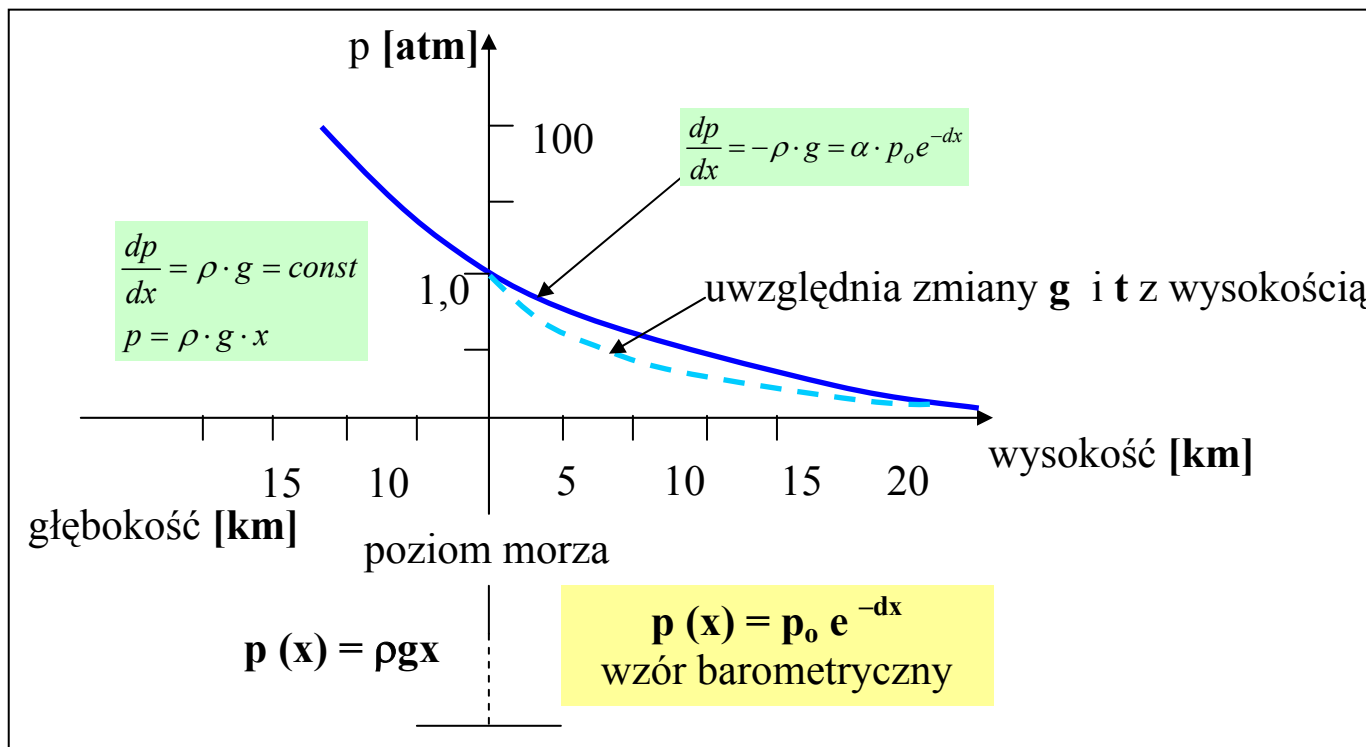
$$\begin{aligned}
 p &= \rho g h \\
 dp(x) &= -\rho(x) g dx \\
 \frac{dp}{dx} &= -\rho g \\
 \frac{\rho(x)}{\rho_0} &= \frac{p(x)}{p_0} \\
 \rho &= \rho_0 \frac{p}{p_0} \\
 \frac{dp}{dx} &= -g \rho_0 \frac{p}{p_0} \\
 \frac{dp}{p} &= -\frac{g \rho_0}{p_0} dx
 \end{aligned}$$



Powyższe równanie różniczkowe jest równaniem o zmiennych rozdzielonych, które całkujemy w granicach od p_0 do $p(x)$ i od 0 do x .

$$\begin{aligned}
 \int_{p_0}^p \frac{dp}{p} &= -\int_0^x \frac{g \rho_0}{p_0} \\
 \ln \frac{p}{p_0} &= -\frac{g \rho_0}{p_0} x \\
 p &= p_0 \exp\left(-\frac{g \rho_0}{p_0} x\right) = p_0 e^{-\alpha x} \\
 \alpha &\equiv \frac{g \rho_0}{p_0}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 g &= 9.81 \text{ m/s}^2 & \rho_0 &= 1.2 \text{ kg/m}^3 & t &= 20^\circ \text{C} \\
 p_0 &= 1.01 \cdot 10^5 \text{ N/m}^2 & \alpha &= 1.16 \cdot 10^{-4} \text{ m}^{-1} = 0.116 \text{ km}^{-1}
 \end{aligned}$$



ROZKŁAD PRĘDKOŚCI MOLEKUŁ W GAZIE

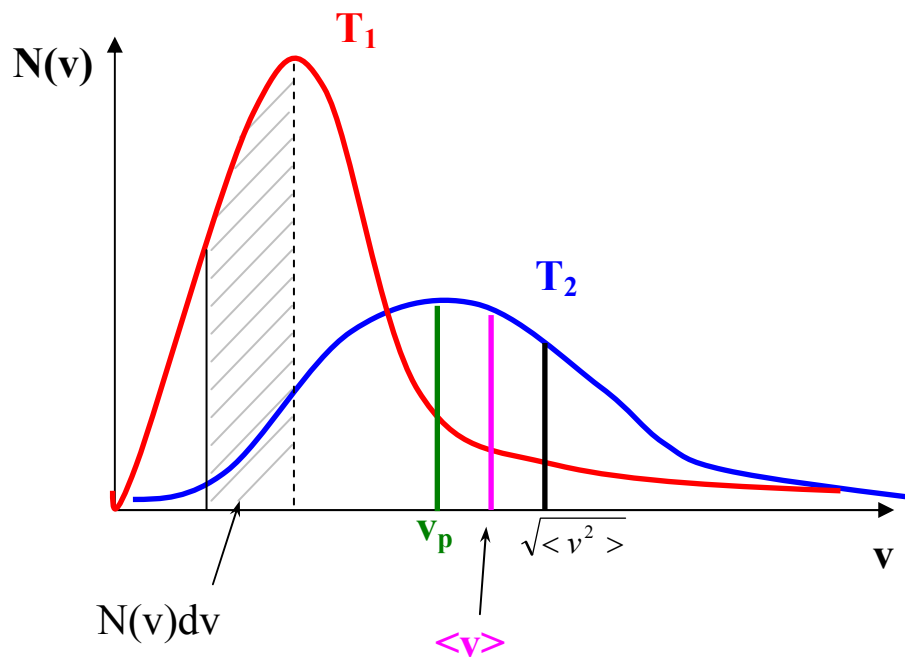
- Funkcja rozkładu prędkości pozwala określić ile molekuł posiada prędkości zawarte w przedziale $(v, v+dv)$
- Funkcja rozkładu oznacza prawdopodobieństwo tego, że w układzie złożonym z bardzo dużej liczby molekuł znajdziemy molekułę o prędkości z przedziału $(v, v+dv)$
- Funkcja rozkładu pozwala wyznaczać wartości średnie, np. $\langle v \rangle$, $\langle v^2 \rangle$
- Postać funkcji rozkładu jest określany na gruncie fizyki statystycznej

ROZKŁAD MAXWELLA

- Gaz składa się z cząsteczek o różnych prędkościach w danej temperaturze i danym ciśnieniu. Stan taki jest spowodowany nieustającymi zderzeniami molekuł i przekazem pędu.
- Najbardziej prawdopodobny rozkład prędkości wielkiej liczby cząstek

- Funkcja rozkładu Maxwella ma postać:
$$N(v) = 4\pi N \left(\frac{m}{2\pi kT} \right)^{\frac{3}{2}} v^2 e^{-\frac{mv^2}{2kT}}$$

N – całkowita liczba cząsteczek w próbce gazu, k – stała Boltzmanna, T – temperatura gazu, m – masa pojedynczej cząsteczki, $N(v)dv$ – liczba cząsteczek w próbce gazu o prędkościach z przedziału $(v, v+dv)$



Kształt funkcji Maxwella dla dwóch różnych temperatur gazu $T_1 < T_2$.

- Im mniejsza masa, tym większa liczba molekuł o dużych prędkościach w danej temperaturze,
- Np.: H_2 , N_2 , O_2 w górnych warstwach atmosfery. H_2 Ucieka łatwiej z górnych warstw niż O_2 i N_2 .

- $N(v)$ oznacza liczbę cząsteczek przypadających na jednostkowy przedział prędkości.
- Pole powierzchni pod krzywą jest równe całkowitej liczbie cząsteczek: $N = \int_0^{\infty} N(v) dv$.
- Funkcja rozkładu prędkości pozwala wyznaczyć wartości średnie prędkości:

Prędkość średnią (arytmetyczną):

$$\langle v \rangle = \frac{\int_0^{\infty} N(v) v dv}{N}$$

Prędkość średnią kwadratową:

$$\sqrt{\langle v^2 \rangle} = \frac{\int_0^{\infty} N(v) v^2 dv}{N}$$

Prędkość najbardziej prawdopodobną v_p , która oznacza położenie maksimum funkcji rozkładu na osi prędkości.

Relacje liczbowe między poszczególnymi prędkościami:

$$\langle v \rangle = \sqrt{\frac{8kT}{\pi m}} = 1.59 \sqrt{\frac{kT}{m}}, \quad \sqrt{\langle v^2 \rangle} = 1.73 \sqrt{\frac{kT}{m}}, \quad v_p = \sqrt{\frac{2kT}{m}} = 1.41 \sqrt{\frac{kT}{m}}$$

$$v_p < \langle v \rangle < \sqrt{\langle v^2 \rangle} \quad \text{inaczej} \quad (v_p < \bar{v} < \sqrt{\langle v^2 \rangle})$$

$$\bar{v} \equiv \langle v \rangle \quad \bar{\lambda} \equiv \langle l \rangle$$

ZJAWISKA TRANSPORTU W GAZACH

- **Dyfuzja** - transport masy
- **Przewodnictwo cieplne** - transport energii
- **Lepkość** - transport pędu

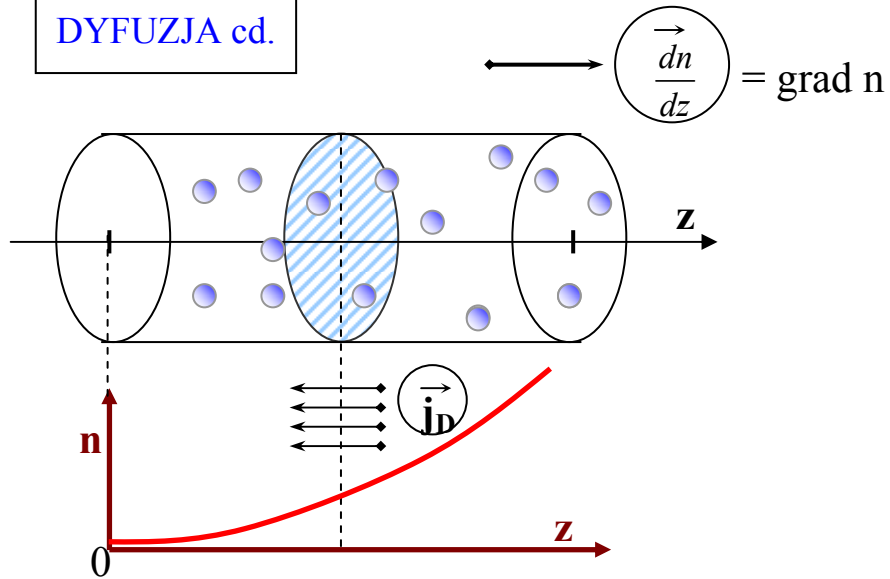
DYFUZJA

- Samorzutnie przebiegający proces wyrównywania koncentracji molekuł na skutek ich ruchu cieplnego
- Układ (gaz) nie jest w stanie równowagi, ale do niej dąży
- (może być **termodyfuzja** = przemieszczanie się molekuł spowodowane różnicą temperatur objętości gazu)

Możliwe zjawiska dyfuzyjne:

- **autodyfuzja (samodyfuzja)**
- **dyfuzja wzajemna**
- **termodyfuzja**

DYFUZJA cd.



n - koncentracja molekuł

$\frac{dn}{dz}$ - gradient koncentracji

$\vec{j}_D$ - gęstość prądu dyfuzji (liczba molekuł na jednostkę powierzchni prostopadłej do $\vec{j}_D$ na sekundę)

Równanie dyfuzji $|\vec{j}_D| = j_D = -D \frac{dn}{dz}$

współczynnik dyfuzji: $D = \frac{1}{3} \bar{\lambda} \cdot \bar{v}$

$D \sim 10^{-5} \frac{m^2}{s}$, w gazach (model gazu doskonałego)
($\bar{v}, \bar{\lambda}$ - średnia droga swobodna, średnia prędkość)

Równanie dyfuzji inaczej: $j_M = -D \frac{d}{dz}(mn) = -D \frac{d\rho}{dz}$
gęstość strumienia masy (m = masa molekuły)

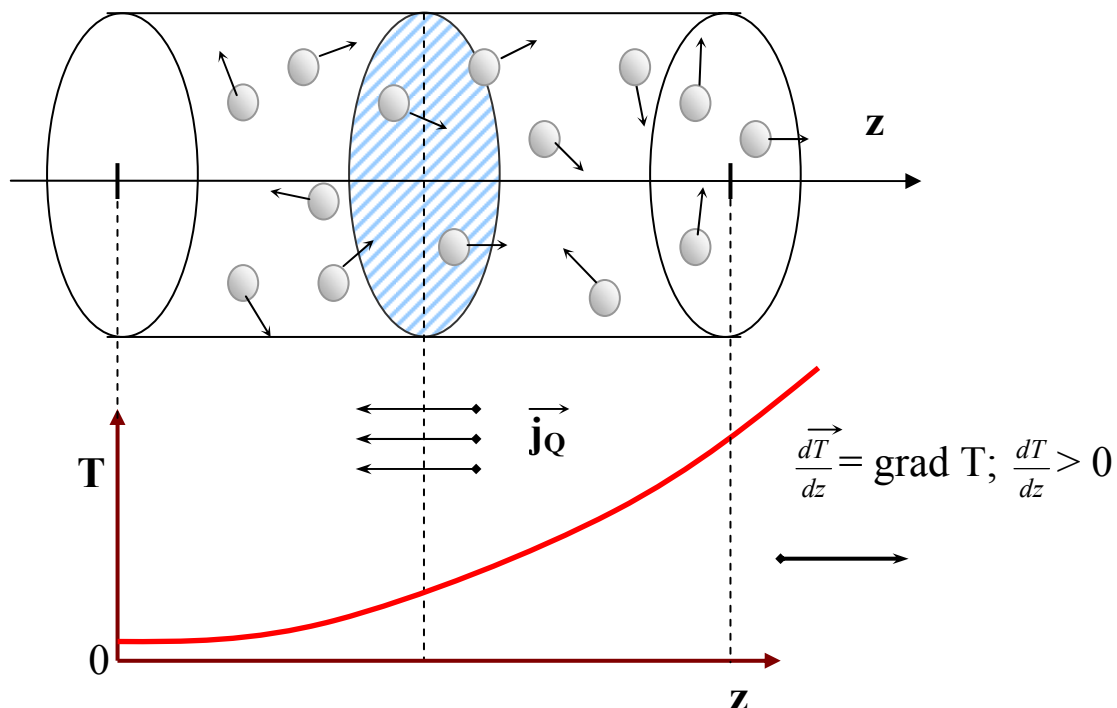
współczynnik dyfuzji: $D = \frac{1}{3} \cdot \frac{kT}{\sqrt{2} \cdot \sigma \cdot p} \sqrt{\frac{8kT}{\pi m}}$

$T = const, D \sim \frac{1}{p}$
 $p = const, D \sim T^{\frac{3}{2}}$ } dla danego gazu

np.: H_2 $D = 6.6 \cdot 10^{-5} m^2/s$
 O_2 $D = 0.93 \cdot 10^{-5} m^2/s$ } współczynnik samodyfuzji w warunkach normalnych

PRZEWODNICTWO CIEPLNE

- $\rho = \text{const}$, zmienne T w objętości gazu $T = T(z)$



np.: $\text{H}_2 \quad \kappa = 16.8 \cdot 10^{-2} \text{ W/(m/K)}$
 $\text{O}_2 \quad \kappa = 2.4 \cdot 10^{-2} \text{ W/(m/K)}$

Równanie transportu ciepła (energii)

= gęstość prądu energii $j_Q = -\kappa \frac{dT}{dz}$

$[j_Q] = \text{J/(m}^2\text{s)}$, $[\kappa] = \text{W/(mK)}$

Współczynnik przewodnictwa cieplnego
 (model gazu doskonałego)

$$\kappa = \frac{1}{3} n \cdot \bar{\lambda} \cdot \bar{v} \cdot k \cdot \frac{f}{2}$$

k - stała Boltzmana, f - liczba stopni swobody

$$\kappa = \frac{1}{3} \bar{\lambda} \cdot \bar{v} \cdot c_V$$

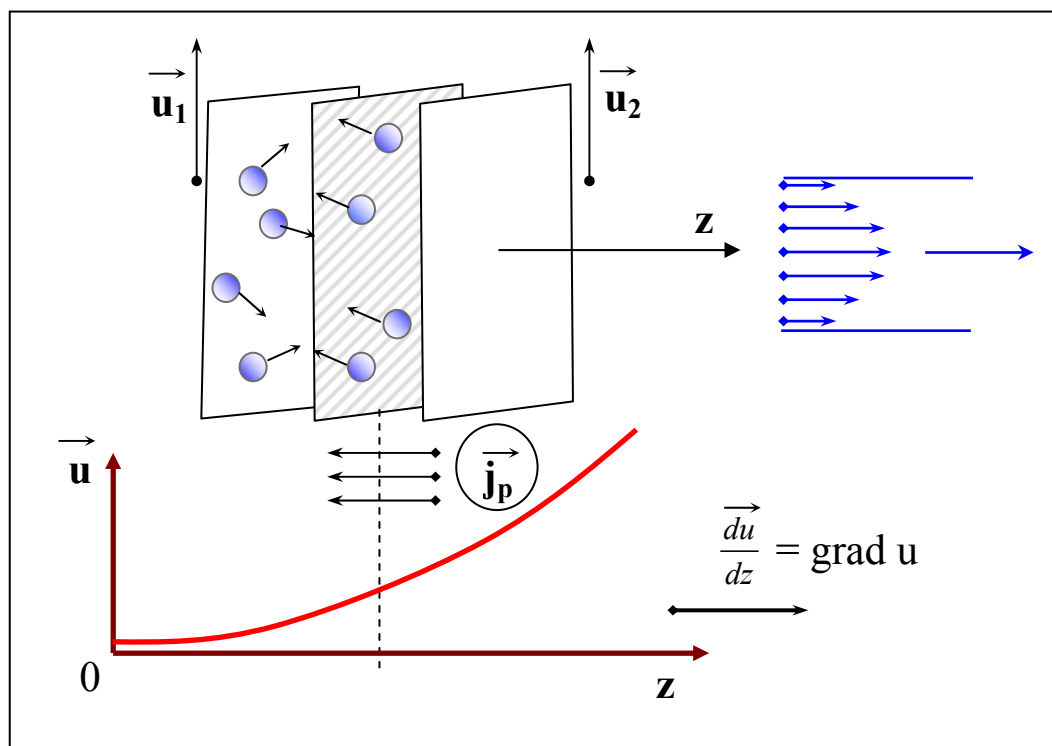
c_V - odniesione do jednostki objętości

$$(\bar{v} \sim T^{\frac{1}{2}}) \quad \kappa \sim T^{\frac{1}{2}}$$

κ - nie zależy od n a więc i p

TRANSPORT PĘDU (LEPKOŚĆ, TARCIE WEWNĘTRZNE)

Przekaz pędu między warstwami gazu o różnej prędkości (w ruchu uporządkowanym)



np.: H_2 $\eta = 0.84 \cdot 10^{-5} \text{ kg/(ms)}$
 O_2 $\eta = 1.40 \cdot 10^{-5} \text{ kg/(ms)}$ } w warunkach normalnych

Zmiana pędu molekuly $\vec{p} = m(\vec{u}_1 - \vec{u}_2)$

$\vec{u}_1, \vec{u}_2$ - prędkości warstw

Gęstość strumienia pędu {pęd/(m²s)} $j_p = -\eta \frac{du}{dz}$

Równanie lepkości $[\eta] = \text{kg/(ms)}$

$\eta = \frac{1}{3} n m \bar{v} \bar{\lambda} = \frac{1}{3} \rho \bar{v} \bar{\lambda}$ - współczynnik lepkości

$\eta \sim T^{\frac{1}{2}}$; η - nie zależy od p

UWAGA: Ćwiczenia na pracowni fizycznej

Pomiar współczynnika lepkości cieczy

Pomiar współczynnika lepkości powietrza

