

Pojęcie gazu doskonałego i podstawy teorii kinetyczno - molekularnej

Opracował: Krzysztof Kadowski

Układem termodynamicznym będziemy nazywać ciało lub układ ciał w których będą zachodzić *przemiany termodynamiczne*. Będzie to układ, który jest złożony z dużej ilości cząstek. W celu ułatwienia opisu zjawisk zachodzących w układach termodynamicznych posługujemy się pojęciem *gazu doskonałego*.

Gazem doskonałym nazywać będziemy gaz spełniający następujące założenia:

- jest on złożony z dużej liczby molekuł, które ciągle znajdują się w bezładnym ruchu;
- molekuły zderzają się ze sobą idealnie sprężysto i pomiędzy kolejnymi zderzeniami poruszają się ruchem jednostajnym po liniach prostych;
- nie istnieją oddziaływania między molekułami inne niż tylko, które zachodzą przy zderzeniu;
- rozmiary molekuł są niewielkie i można je traktować jak punkty materialne;
- molekuły w czasie ruchu podporządkowane są prawom mechaniki;

Stanem równowagi (równowagą termodynamiczną) nazywać będziemy stan, w którym parametry stanu (ciśnienie, objętość, temperatura) nie zmieniają się w czasie.

Zajmijmy się teraz modelem gazu doskonałego przedstawionym na rysunku Rys. 1. Dla uproszczenia zakładamy, że gaz znajdujący się w naczyniu jest jednorodny i spełnia wymagania gazu doskonałego. W jednostce objętości znajduje się n cząstek o masie m i poruszają się one z prędkością v prostopadle do ścianek naczynia o powierzchni ścianki S .

Liczba cząstek N zderzających się z jedną ścianką w jednostce czasu t jest równa:

$$N = nV,$$

gdzie V jest objętością, więc:

$$N = n l S.$$

Wiedząc, że cząstka przebywa między zderzeniami o ścianki drogę:

$$l = vt,$$

możemy ostatecznie zapisać:

$$N = nvtS.$$

Stosując drugą zasadę dynamiki możemy zapisać, że siła f występująca w czasie zderzenia ze ścianką naczynia musi być równa zmianie pędu cząsteczki przypadającej na jednostkę czasu t :

$$Ft = \Delta(mv)$$

czyli:

$$f = \frac{\Delta(mv)}{t}.$$

Wiemy jednak, że w czasie t zderza się ze ścianką N cząstek i możemy zapisać:

$$F = Nf = nvtS \frac{\Delta(mv)}{t} = nvS \cdot \Delta(mv).$$

Znając zasady zachodzące przy zderzeniach sprężystych możemy zapisać, że cząstka podczas zderzenia zmienia tylko kierunek prędkości czyli zmiana pędu wynosi:

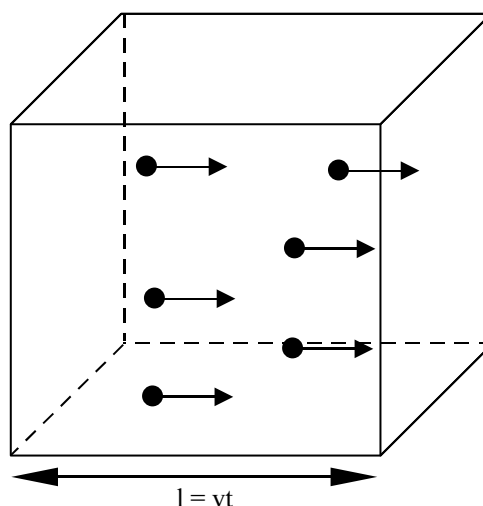
$$\Delta p = mv - (-mv),$$

i dalej:

$$\Delta p = 2mv.$$

Wobec tego siła F wynosi:

$$F = nvS \cdot 2mv = 2nSmv^2.$$



Wiedząc, że ciśnienie jest to stosunek siły jaka działa na jednostkę powierzchni, możemy zapisać:

$$p = \frac{F}{S} = 2nmv^2.$$

Powyższy opis musimy uogólnić. Wiemy, przecież, że cząstki gazu poruszają się bezładnie i nie wszystkie docierają w jednakowym czasie do ścianki naczynia. Poruszają się one również z różnymi prędkościami. W związku z tym będziemy się posługiwać *wartością średnią kwadratu prędkości*:

$$\overline{v^2} = \frac{v_1^2 + v_2^2 + v_3^2 + \dots + v_N^2}{N},$$

która jest sumą kwadratów prędkości poszczególnych cząstek dzieloną przez ich ilość. Drugą wielkością będzie *prędkość średnia kwadratowa*, która jest pierwiastkiem kwadratowym ze średniej kwadratu prędkości:

$$v_{sr.kw.} = \sqrt{\overline{v^2}}.$$

Zakładając teraz, że nie ma uprzywilejowanego kierunku ruchu cząstek i w danym kierunku porusza się jedna szóstka wszystkich N cząstek możemy zapisać:

$$p = \frac{2nm\overline{v^2}}{6},$$

lub inaczej:

$$p = \frac{2}{3}n \frac{m\overline{v^2}}{2}.$$

Wynika z tych zapisów, że ciśnienie wywierane przez gaz zależy od średniej energii kinetycznej cząstek i od ich liczby:

$$p = \frac{2}{3}n\overline{E_k},$$

lub:

$$p = \frac{2}{3} \cdot \frac{N}{V} \overline{E_k}.$$

Otrzymany wzór jest podstawową zależnością teorii kinetyczno – molekularnej gazów.

Domyślamy się już, że energia kinetyczna gazu będzie zależała od temperatury bezwzględnej tego gazu:

$$\frac{E_k}{T} = C,$$

gdzie C wynosi:

$$C = 2,07 \cdot 10^{-23} \frac{J}{K}.$$

Możemy więc powiedzieć:

Temperatura jest miarą średniej energii kinetycznej ruchu postępowego cząstek gazu.

Możemy już teraz zapisać zależność między wyżej obliczonym ciśnieniem gazu a temperaturą:

$$p = \frac{2}{3} \cdot \frac{NC}{V} T,$$

lub:

$$\frac{pV}{T} = \frac{2}{3} CN.$$

Dwie trzecie C nazywać będziemy **stała Boltzmanna**:

$$k = \frac{2}{3} C = 1,38 \cdot 10^{-23} \frac{J}{K}.$$

Podstawiając otrzymujemy **równanie stanu gazu doskonałego**:

$$\frac{pV}{T} = Nk.$$

Z równania tego można wywnioskować, że dla danej liczby cząstek gazu iloczyn ciśnienia i objętości podzielony przez jego temperaturę bezwzględną jest stały:

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

Jeśli będziemy się posługiwać 1 molem, jako jednostką ilości substancji, to wiemy, że w warunkach normalnych znajduje się w nim liczba cząstek równa:

$$N = N_0 = 6,023 \cdot 10^{23}.$$

Możemy więc zapisać:

$$\frac{pV}{T} = N_0 k,$$

lub:

$$\frac{pV}{T} = 8,31 \frac{J}{K}.$$

Dla n moli będziemy mieli:

$$\frac{pV}{T} = n \cdot 8,31 \frac{J}{\text{mol} \cdot K}.$$

Liczbę R będziemy nazywać *stałą gazową*:

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

Wiedząc teraz, że liczbę moli gazu obliczamy dzieląc masę m gazu przez jego masę cząsteczkową μ możemy zapisać *równanie Clapeyrona*:

$$pV = \frac{m}{\mu} RT.$$