



Teoria kinetyczno-molekularna gazu doskonałego.

- [Wprowadzenie](#)
- [Przeczytaj](#)
- [Film samouczek](#)
- [Sprawdź się](#)
- [Dla nauczyciela](#)

The image shows a close-up of a gas stove burner with a bright blue flame. A semi-transparent grid is overlaid on the entire image, creating a technical or scientific aesthetic. The text is centered within a dark rectangular box on the left side of the image.

Teoria kinetyczno-molekularna gazu doskonałego.

Czy to nie ciekawe?

Gaz składa się z ogromnej liczby atomów lub molekuł, które poruszają się chaotycznie we wszystkie strony, zmieniając w zderzeniach wartości i kierunki swoich prędkości. Nie ma mowy o możliwości bezpośredniego pomiaru parametrów ruchu tylu obiektów. Po pierwsze są one zbyt małe, po drugie jest ich zbyt wiele. W jednym centymetrze sześciennym gazu mieści się w warunkach normalnych około 10^{19} cząsteczek, które zderzają się ze sobą oraz ze ściankami naczynia. Dlatego do opisu ich ruchu stosuje się metody statystyczne, określające wartości średnie wielkości charakteryzujących ruch. Jak te wartości średnie powiązać z mierzalnymi, makroskopowymi parametrami gazu takimi, jak temperatura czy ciśnienie? Odpowiedź daje **kinetyczno-molekularna teoria gazu doskonałego**. Wynika z niej, między innymi, że cząsteczki powietrza w pokoju, w którym czytasz te słowa, bombardują Cię z prędkościami większymi niż kula wystrzelona z pistoletu!



Rys. a. Czy wiesz, że średnia prędkość cząsteczek powietrza jest porównywalna z początkową prędkością pocisku wystrzelonego z pistoletu, przy czym ta ostatnia wynosi od 200 do 1000 m/s?

Twoje cele

- dowiesz się, czym jest gaz doskonały,
- zrozumiesz, dlaczego gaz wywiera ciśnienie na ścianki naczynia,
- zastosujesz zasady dynamiki Newtona do wyznaczenia ciśnienia gazu,
- przeanalizujesz otrzymany wzór na ciśnienie gazu i zinterpretujesz znaczenie temperatury,
- poznasz uzasadnienie, że temperatura jest miarą średniej energii kinetycznej cząsteczek gazu.

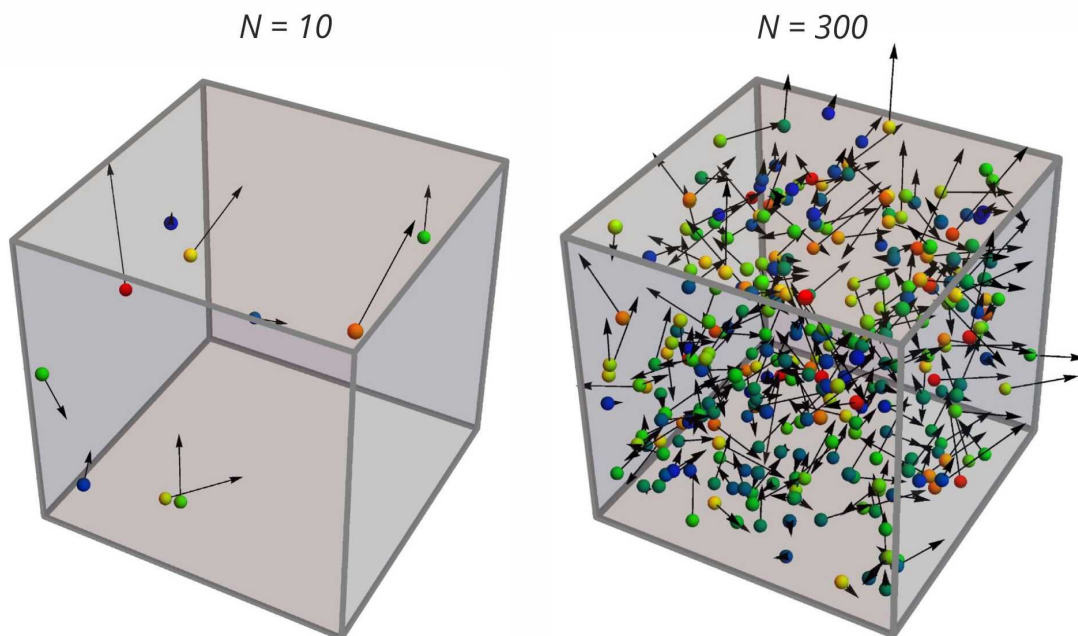
Przeczytaj

Warto przeczytać

Model gazu doskonałego

Przyjmuje się następujące założenia definiujące gaz doskonały:

1. Gaz doskonały składa się z ogromnej liczby cząsteczek poruszających się zupełnie losowo – chaotycznie (Rys. 1.). Wszystkie kierunki ruchu cząsteczek są jednakowo prawdopodobne, zaś ich zderzenia wzajemne lub zderzenia ze ściankami naczynia możemy opisywać stosując zasady dynamiki Newtona.
2. Cząsteczki gazu traktujemy, jak identyczne **punkty materialne**. Rozmiary cząsteczek są zanedbywalnie małe w porównaniu ze średnimi odległościami między cząsteczkami.
3. Zderzenia cząsteczek są sprężyste i krótkotrwałe. W zderzeniach spełnione są zasady zachowania energii kinetycznej i pędu.
4. Poza zderzeniami cząsteczki nie oddziałują ze sobą. Zakładamy, że zasięg sił oddziaływania międzycząsteczkowego jest mały w porównaniu z odległościami między cząsteczkami. Oznacza to, że pomiędzy zderzeniami cząsteczki poruszają się ruchem jednostajnym prostoliniowym.



Rys. 1. Dwa naczynia wypełnione gazem o różnej gęstości (tj. różnej liczbie cząsteczek przypadających na jednostkową objętość). Cząsteczki o większej energii są oznaczone kolorem czerwonym, a te mające mniejszą energię - niebieskim. Strzałki reprezentują prędkości cząsteczek.

W warunkach normalnych, w jednym centymetrze sześciennym gazu mieści się około $N=10^{19}$ cząsteczek. Jest to niewyobrażalnie wielka liczba, która sprawia, że nawet przy użyciu najbardziej wydajnych, współczesnych

komputerów bezpośredni opis ruchu każdej z tych cząsteczek z osobna jest niemożliwy. Tak naprawdę, bezpośredni opis nie byłby łatwy już przy $N=10$ cząsteczkach (lewa strona rysunku), byłby dość trudny przy $N=300$ cząsteczkach (prawa strona rysunku), a liczby $N=10^{19}$ nie będziemy nawet komentować. To dlatego w opisie termodynamicznych własności gazów stosuje się metody statystyczne, które posługują się wartościami średnimi takimi, jak średnia prędkość cząsteczki, jej średnia energia kinetyczna itp.

Opis taki oferuje właśnie **kinetyczno molekularna teoria gazów**.

Źródło: Politechnika Warszawska Wydział Fizyki, licencja: CC BY 4.0. Licencja:

<https://creativecommons.org/licenses/by/4.0/deed.pl>.

Ważne!

Teoria kinetyczno-molekularna gazu doskonałego opisuje gaz doskonały na poziomie mikroskopowym, czyli zajmuje się poszczególnymi cząsteczkami, z których składa się gaz, ale ten opis ma charakter statystyczny (Rys. 1.)

Od czego zależy ciśnienie wywierane przez gaz na ścianki naczynia?

Wyobraźmy sobie gaz umieszczony w naczyniu. Jak to się dzieje, że gaz będący zbiorem cząsteczek wywiera ciśnienie na ścianki naczynia? Zgodnie z definicją, ciśnienie gazu p to siła, z jaką gaz działa na jednostkową powierzchnię. Skąd bierze się ta siła?

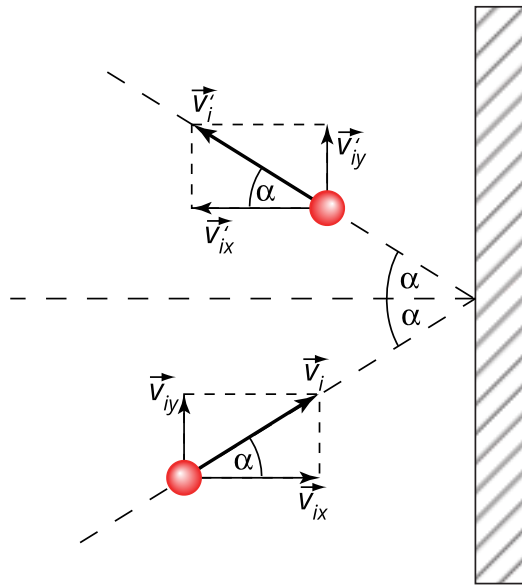
Rozważmy pojedynczą cząsteczkę gazu, którą będziemy nazywali i -tą cząsteczką (ta nazwa pochodzi od numeru cząsteczki, który może być równy $i = 1, 2, 3, \dots, N$, gdzie N to liczba cząsteczek w zadanej objętości; mówiąc o i -tej cząsteczce, a nie o pierwszej, drugiej, czy setnej, zaznaczamy, że zajmujemy się pewną losowo wybraną cząsteczką). Gdy taka cząsteczka zderza się ze ścianką naczynia, przy odbiciu od niej, w bardzo krótkim przedziale czasu Δt , doznaje zmiany wektora pędu $\Delta \vec{p}_i$. Zgodnie z drugą zasadą dynamiki, zmiana pędu ciała (tutaj cząsteczki gazu) jest spowodowana tym, że podczas zderzenia ścianka działa na cząsteczkę siłą równą: $\vec{F}_i = \frac{\Delta \vec{p}_i}{\Delta t}$. Z trzeciej zasady dynamiki wynika zaś to, że jeśli ścianka działa na cząsteczkę pewną siłą, to cząsteczka też działa na ściankę siłą, równą co do wartości, lecz przeciwnie skierowaną:

$$\vec{F}_i = -\vec{F}_i = -\frac{\Delta \vec{p}_i}{\Delta t}.$$
(1)

W ten oto sposób odpowiedzieliśmy na pytanie: Skąd w gazie bierze się siła, która powoduje powstanie ciśnienia. Nie pozostaje nam nic innego, jak wyznaczyć wartość tej siły.

Ważne!

Każda cząsteczka gazu, zderzając się ze ścianką, działa na nią pewną siłą.



Rys. 2. Zmiana prędkości cząsteczki podczas zderzenia ze ścianką naczynia (zob. dokładny opis rysunku w tekście).

Źródło: Politechnika Warszawska Wydział Fizyki, licencja: CC BY 4.0. Licencja: <https://creativecommons.org/licenses/by/4.0/deed.pl>.

Aby wyznaczyć siłę $\vec{F}_i$, z jaką podczas pojedynczego zderzenia i -ta cząsteczka działa na ściankę naczynia zbadamy, co się dzieje z pędem $\vec{p}_i$ cząsteczki podczas takiego zderzenia. Załóżmy, że cząsteczka ma masę m , a jej chwilowa prędkość przed zderzeniem $\vec{v}_i$, tworzy kąt α ze ścianką naczynia (Rys. 2.). Dalej, dla uproszczenia, będziemy analizować dwuwymiarową, a nie trójwymiarową, cząsteczkę. Będziemy też zakładać, że zderzenie ma charakter idealnie sprężysty (prędkość cząsteczki po zderzeniu $\vec{v}_i'$ ma taką samą wartość, jak przed zderzeniem $|\vec{v}_i'| = |\vec{v}_i|$), a ścianki naczynia są idealnie gładkie (kąt padania jest równy kątowi odbicia). Czy patrząc na Rys. 2., dostrzegasz, że w wyniku zderzenia zmienił się kierunek wektora prędkości $\vec{v}_i$, a konkretnie:

- prostopadła do ścianki składowa wektora prędkości zmieniła znak na przeciwny: $v_{ix}' = -v_{ix}$, zaś
- równoległa do ścianki składowa prędkości pozostała taka sama: $v_{iy}' = v_{iy}$.

Innymi słowy, w wyniku zderzenia ze ścianką wektor prędkości cząsteczki zmienił się w następujący sposób:

$$\Delta \vec{v}_i = \vec{v}_i' - \vec{v}_i = [v_{ix}', v_{iy}'] - [v_{ix}, v_{iy}] = [-2v_{ix}, 0] = [-2v_i \cos \alpha, 0],$$

(2)

gdzie $v_i = |\vec{v}_i|$. Zmienił się też pęd cząsteczki:

$$\Delta \vec{p}_i = [\Delta p_{ix}, \Delta p_{iy}] = [-2mv_i \cos \alpha, 0].$$

(3)

Podsumowując, podczas pojedynczego zderzenia ze ścianką, siła z jaką cząsteczka działa na ściankę jest równa (por. równ. (1)):

$$\vec{F}_i = \left[-\frac{\Delta p_{ix}}{\Delta t}, 0 \right] = \left[\frac{2mv_i \cos \alpha}{\Delta t}, 0 \right].$$

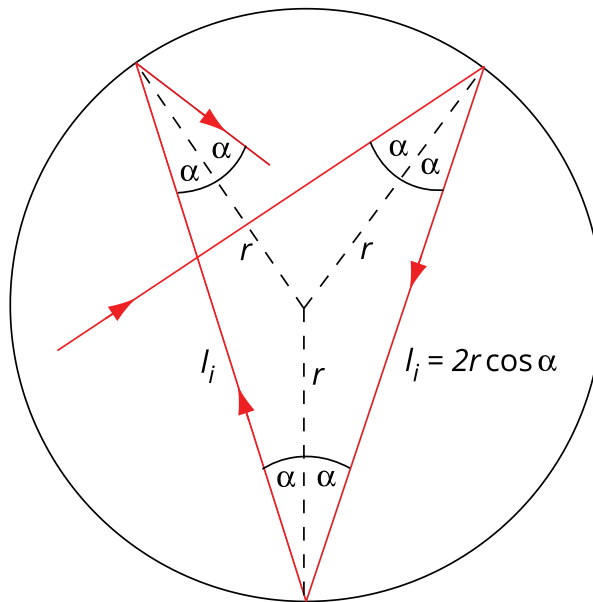
(4)

Siła ta jest prostopadła do ścianki i ma wartość:

$$F_i = \frac{2mv_i \cos \alpha}{\Delta t}.$$

(5)

To jeszcze nie jest koniec obliczeń. Aby wyznaczyć ciśnienie gazu p trzeba jeszcze oszacować, ile razy n_i w czasie Δt badana cząsteczka uderzyła w ściankę naczynia.



Rys. 3. Tor cząsteczki wewnątrz kulistego naczynia (zob. dokładny opis rysunku w tekście).

Źródło: Politechnika Warszawska Wydział Fizyki, licencja: CC BY 4.0. Licencja:

<https://creativecommons.org/licenses/by/4.0/deed.pl>.

Aby oszacować tę liczbę (tj. n_i) rozważmy naczynie w kształcie kuli, o promieniu r i objętości $V = \frac{4}{3}\pi r^3$. Na Rys. 3. czerwoną linią zaznaczono tor cząsteczki w takim naczyniu. Zauważmy, że podczas każdego zderzenia ze ścianką naczynia, kąt padania i odbicia są takie same, a między kolejnymi zderzeniami cząsteczka zawsze przebywa taką samą odległość, równą:

$$l_i = 2r \cos \alpha.$$

(6)

Oznacza to, że w czasie Δt , gdy przebywa ona drogę równą:

$$s_i = v_i \Delta t,$$

(7)

średnia liczba jej zderzeń ze ściankami naczynia wynosi

$$n_i = \frac{s_i}{l_i} = \frac{v_i \Delta t}{2r \cos \alpha}.$$

(8)

Znając n_i (8) oraz F_i (5) możemy obliczyć, z jaką siłą i -ta cząsteczka działa na ścianki naczynia w przedziale czasu Δt . Wartość tej prostopadłej do ścianek naczynia siły jest równa:

$$F_i^c = n_i \cdot F_i = \frac{mv_i^2}{r}.$$

(9)

Wartość siły od wszystkich N cząsteczek gazu jest natomiast równa:

$$F = F_1^c + F_2^c + \dots + F_N^c = \frac{m}{r} (v_1^2 + v_2^2 + \dots + v_N^2).$$

(10)

Jeśli sumę kwadratów prędkości wszystkich cząsteczek podzielimy przez ich liczbę, otrzymamy średni kwadrat prędkości cząsteczek:

$$(v^2)_{\text{sr}} = \frac{(v_1^2 + v_2^2 + \dots + v_N^2)}{N}.$$

(11)

Pierwiastek z wyrażenia $(v^2)_{\text{sr}}$ nazywamy **prędkością średnią kwadratową** i oznaczamy $v_{\text{sr kw}}$:

$$v_{\text{sr kw}} = \sqrt{(v^2)_{\text{sr}}} = \sqrt{\frac{v_1^2 + v_2^2 + \dots + v_N^2}{N}}.$$

(12)

Korzystając z powyższego oznaczenia, wyrażenie (10) na wartość siły, jaka w jednostce czasu Δt działa na ścianki kulistego naczynia, można zapisać w uproszczonej postaci:

$$F = \frac{Nm(v_{\text{sr kw}})^2}{r}.$$

(13)

Dzieląc tę siłę przez pole powierzchni kuli $S = 4\pi r^2$ otrzymamy ciśnienie, jakie cząsteczki gazu wywierają na ścianki naczynia:

$$p = \frac{F}{S} = \frac{Nm(v_{\text{sr kw}})^2}{4\pi r^3}. \quad (14)$$

W końcu, podstawiając w ostatnim wyrażeniu $V = \frac{4}{3}\pi r^3$ dostajemy jeden z najważniejszych wzorów teorii kinetyczno-molekularnej gazu doskonałego:

$$p = \frac{Nm(v_{\text{sr kw}})^2}{3V}. \quad (15)$$

Ważne!

Wynik (15) zasługuje na uwagę, ponieważ łączy on bezpośrednio mierzalne wielkości makroskopowe opisujące gaz (tzn. ciśnienie gazu p , jego objętość V oraz masę $M = Nm$) z wielkościami mikroskopowymi charakteryzującymi pojedyncze cząsteczki gazu (mowa o prędkości średniej kwadratowej: $v_{\text{sr kw}}$).

Prędkość średnia kwadratowa.

Prędkość średnią kwadratową cząsteczek gazu doskonałego można wyznaczyć za pomocą równania (15):

$$v_{\text{sr kw}} = \sqrt{\frac{3pV}{M}}, \quad (16)$$

gdzie $M = mN$ jest całkowitą masą gazu. Pamiętając o tym, że stosunek masy do objętości definiuje gęstość: $d = \frac{M}{V}$, wzór (16) można również przepisać w postaci:

$$v_{\text{sr kw}} = \sqrt{\frac{3p}{d}}. \quad (17)$$

Jak widzimy, prędkość średnia kwadratowa zależy od ciśnienia i gęstości gazu. Okazuje się, że dla typowo spotykanych gazów (np. składników powietrza), w warunkach zbliżonych do normalnych, prędkość ta jest rzędu setek m/s, a więc znacznie przewyższa ona prędkości spotykane na co dzień.

Średnia energia kinetyczna cząsteczek gazu, a jego temperatura termodynamiczna

Na koniec zastanówmy się, jakie jeszcze wnioski można wyciągnąć z wyrażenia (15). Zauważmy, że jeśli licznik i mianownik prawej strony równ. (15) pomnożymy przez 2, to otrzymamy:

$$p = \frac{2N}{3V} \cdot \frac{m(v_{\text{śr kw}})^2}{2}.$$

(18)

W powyższym wyrażeniu, drugi z czynników mamy prawo nazwać **średnią energią kinetyczną** cząsteczek gazu. Zależność (15) możemy zatem zapisać w postaci:

$$pV = \frac{2}{3}NE_{k \text{ śr}}.$$

(19)

Zauważamy podobieństwo tej zależności do równania Clapeyrona:

$$pV = nRT,$$

(20)

będącego równaniem stanu gazu doskonałego. W powyższym równaniu T oznacza temperaturę w skali Kelwina, n - liczbę moli gazu, zaś R jest stałą gazową.

Ważne!

Przywołane tu równanie Clapeyrona jest związkiem wyprowadzonym **empirycznie**, poprzez uogólnienie faktów doświadczalnych. Oznacza to, że wyniki dotyczące interpretacji temperatury, które dalej otrzymamy, są **uzupełnieniem** teorii kinetyczno-molekularnej gazu doskonałego, a nie jej częścią.

Porównując prawe strony wyrażen (19) i (20) i dostajemy:

$$\frac{2}{3}NE_{k \text{ śr}} = nRT.$$

(21)

Z ostatniej zależności możemy wyznaczyć średnią energię kinetyczną cząsteczek w zależności od temperatury:

$$E_{k \text{ śr}} = \frac{3nR}{2N} T.$$

(22)

Liczbę cząsteczek N możemy zapisać jako iloczyn liczby moli n i liczby cząsteczek w 1 molu gazu N_A (liczby Avogadro), $N = nN_A$. Wzór (22) przybierze wówczas postać:

$$E_{k \text{ śr}} = \frac{3R}{2N_A} T.$$

(23)

We wzorze tym występują dwie stałe: stała gazowa R i liczba Avogadro N_A . Ich iloraz definiuje tzw. stałą Boltzmanna:

$$k_B = \frac{R}{N_A} = 1,38 \cdot 10^{-23} \frac{\text{J}}{\text{K}}.$$

(24)

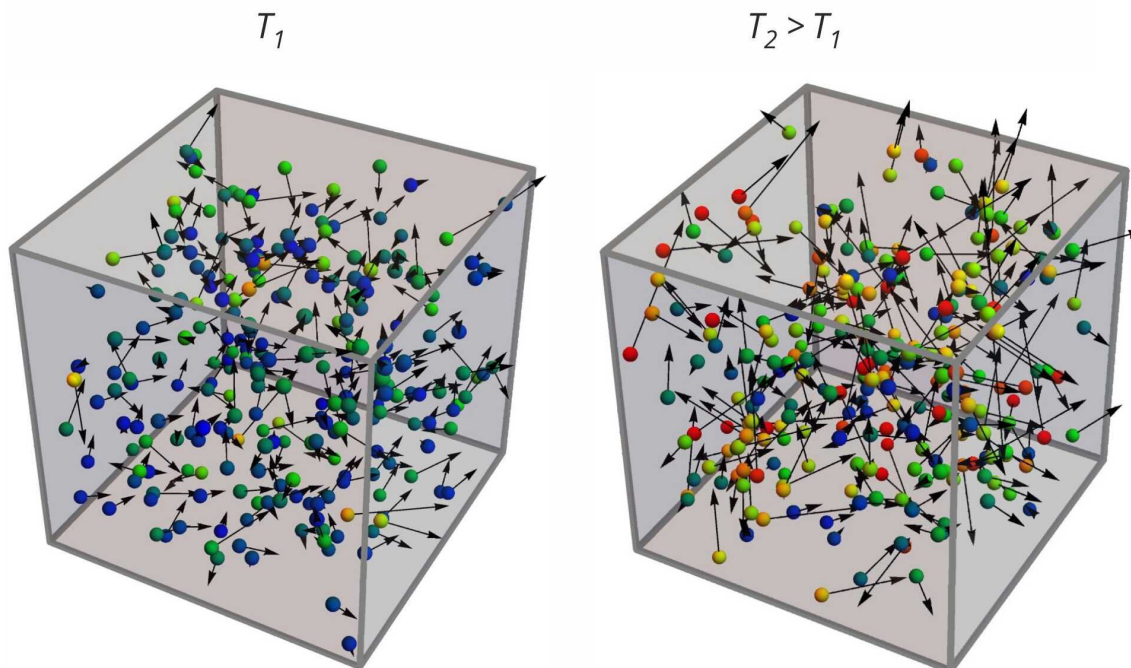
Średnią energię kinetyczną w ruchu postępowym, przypadającą na jedną cząsteczkę gazu, możemy wobec tego przedstawić jako

$$E_{k \text{ śr}} = \frac{3}{2} k_B T.$$

(25)

Ważne!

Wzór (25) pokazuje, czym jest kolejny makroskopowy parametr – **temperatura**. **To wielkość wprost proporcjonalna do średniej energii kinetycznej cząsteczek w ich ruchu postępowym**. Mówimy w skrócie, że temperatura jest miarą średniej energii kinetycznej cząsteczek (Rys. 4.). Dotyczy to jednak chaotycznego ruchu dużej liczby cząsteczek w układzie, w którym średnia suma ich pędów jest zerowa.



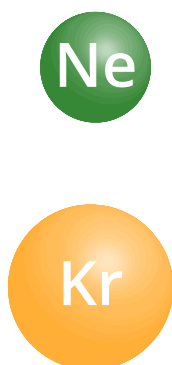
Rys. 4. Gaz, którego cząsteczki mają większą średnią energię kinetyczną, ma wyższą temperaturę. Na rysunku zimniejsze kolory cząsteczek (niebieski, zielony) reprezentują wolniejsze cząsteczki, a kolory cieplejsze (żółty, pomarańczowy, czerwony) - szybsze cząsteczki. Strzałki oznaczają wektory prędkości cząsteczek.

Źródło: Politechnika Warszawska Wydział Fizyki, licencja: CC BY 4.0. Licencja:
<https://creativecommons.org/licenses/by/4.0/deed.pl>.

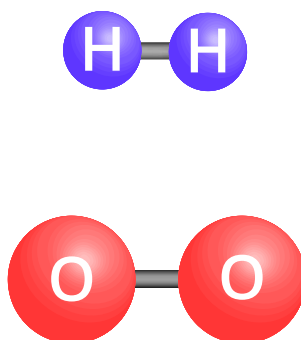
Cząsteczki o różnych masach

Obliczmy, dla przykładu, średnią energię kinetyczną i prędkość średnią kwadratową cząsteczek dwutlenku węgla CO_2 i wodoru H_2 w temperaturze $t = 30^\circ \text{C}$. Masa molowa CO_2 wynosi: 44 g/mol, a dla H_2 jest równa: 2 g/mol.

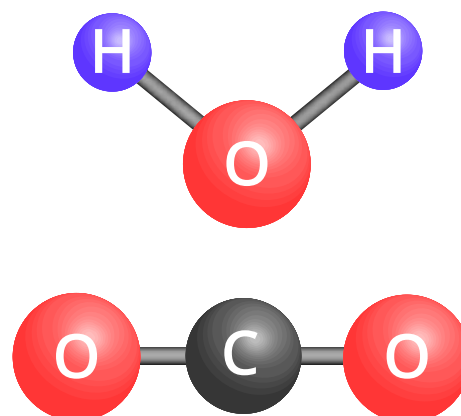
a)



b)



c)



Rys. 5. Przykłady cząsteczek różnych gazów: a) jednoatomowych, b) dwuatomowych i c) trójatomowych.

Źródło: Politechnika Warszawska Wydział Fizyki, licencja: CC BY 4.0. Licencja:
<https://creativecommons.org/licenses/by/4.0/deed.pl>.

Skorzystamy ze wzoru (25) na średnią energię kinetyczną cząsteczek w ich ruchu postępowym:

$$E_{k\text{ śr}} = \frac{3}{2}k_B T = \frac{3}{2} \cdot 1,38 \cdot 10^{-23} \frac{\text{J}}{\text{K}} \cdot 303 \text{ K} = 6,27 \cdot 10^{-21} \text{ J}.$$

Jak widać, średnia energia kinetyczna cząsteczek nie zależy od rodzaju gazu i jest jednakowa dla różnych gazów w jednakowej temperaturze.

Aby obliczyć prędkość średnią kwadratową cząsteczek, użyjemy wzoru:

$$E_{k\text{ śr}} = \frac{m(v_{\text{śr kw}})^2}{2} = \frac{3}{2}k_B T,$$

skąd mamy

$$v_{\text{śr kw}} = \sqrt{\frac{3k_B T}{m}}.$$

Masa jednej cząsteczki gazu m to masa 1 mola podzielona przez liczbę Avogadro $N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}$.

Masa cząsteczki wodoru wynosi zatem: $m_{H_2} = \frac{0,002 \text{ kg}}{6,022 \cdot 10^{23}} = 3,3 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$, stąd jej prędkość średnia kwadratowa

$$v_{\text{śr kw}} = \sqrt{\frac{3 \cdot 1,38 \cdot 10^{-23} \frac{\text{J}}{\text{K}} \cdot 303 \text{ K}}{3,3 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}} = 1950 \frac{\text{m}}{\text{s}}.$$

Analogicznie dla cząsteczki dwutlenku węgla: $m_{CO_2} = \frac{0,044 \text{ kg}}{6,022 \cdot 10^{23}} = 7,3 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$, więc

$$v_{\text{śr kw}} = \sqrt{\frac{3 \cdot 1,38 \cdot 10^{-23} \frac{\text{J}}{\text{K}} \cdot 303 \text{ K}}{7,3 \cdot 10^{-26} \text{ kg}}} = 414 \frac{\text{m}}{\text{s}}.$$

Z obliczeń tych wynika, że w danej temperaturze średnie energie kinetyczne cząsteczek różnych gazów są jednakowe, ale ich prędkości średnie kwadratowe różnią się, jeśli różne są ich masy molowe. Im większa więc masa cząsteczki, tym mniejsza prędkość średnia kwadratowa.

Czy te obliczenia są właściwe?

To pytanie jest uzasadnione! Założyliśmy przecież, że cząsteczki gazu traktujemy jak identyczne **punkty materialne**. Wiemy jednak, że cząsteczki wodoru i dwutlenku węgla *składają się z atomów*, odpowiednio, wodoru oraz węgla i tlenu (Rys. 5.). Mają więc *wewnętrzną strukturę*. Okazuje się, że otrzymane przez nas wyniki są w dobrym przybliżeniu poprawne, choć strukturę cząsteczek trzeba bez wątpienia uwzględnić przy opisywaniu **energii wewnętrznej gazu**.

Składa się na nią nie tylko energia kinetyczna w ruchu postępowym cząsteczek, ale także inne formy energii, jak energia kinetyczna ich ruchu obrotowego. Choć ciśnienie wywierane przez gaz zależy tylko od tej pierwszej formy energii, to pozostałe mogą się objawiać przy wymianie energii pomiędzy gazem a otoczeniem. Więcej o tych zagadnieniach możesz przeczytać w e-materiale „Jaki jest związek pomiędzy temperaturą w skali Kelvina a średnią energią ruchu cząsteczek gazu doskonałego i jego energią wewnętrzną?”.

Słowniczek

Energia wewnętrzna

(*ang.: internal energy*) suma wszystkich rodzajów energii, kinetycznych i potencjalnych, cząsteczek i atomów tworzących dany układ. Dla gazu doskonałego energia wewnętrzna zależy tylko od temperatury i liczby cząsteczek.

Masa punktowa

(*ang.: point-like mass*) inaczej zwana punktem materialnym, to ciało fizyczne obdarzone masą, ale mające nieskończenie małe rozmiary (będące punktem). W mechanice tzw. „przybliżenie punktu materialnego” bardzo upraszcza opis ruchu ciała.

Równanie Clapeyrona

(*ang: ideal gas law, general gas equation*) równanie stanu gazu doskonałego. Jest to matematyczny związek pomiędzy ciśnieniem, objętością i temperaturą gazu doskonałego, o postaci:

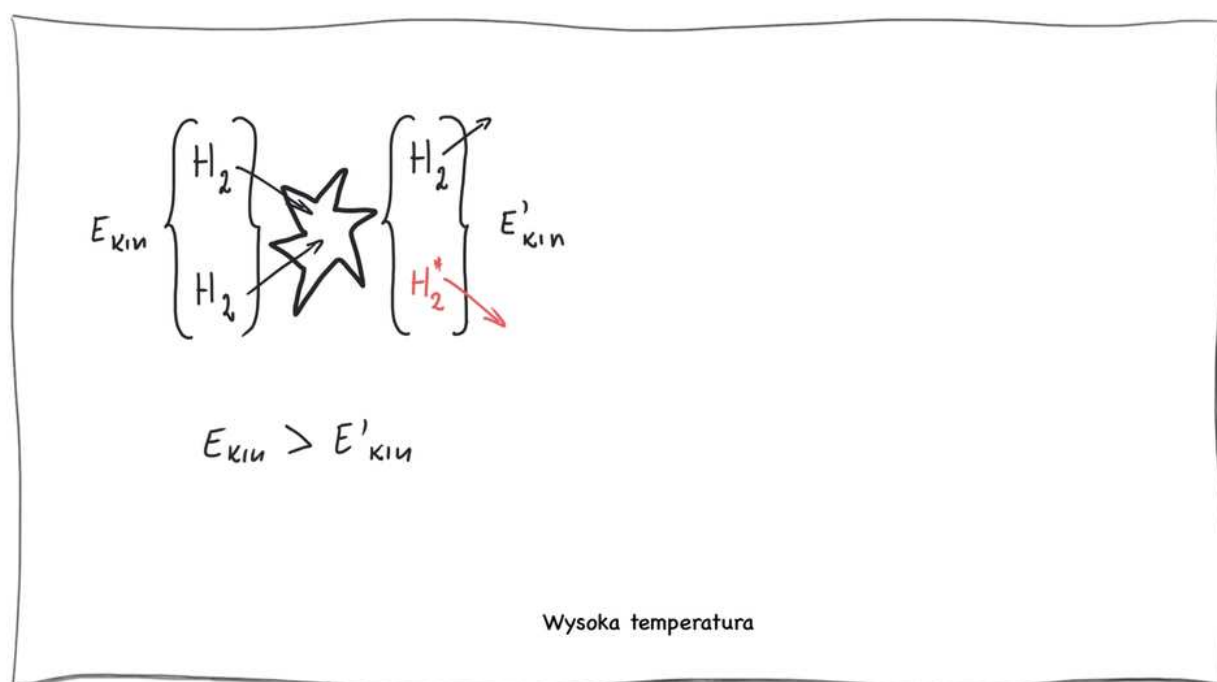
$$p \cdot V \sim T$$

Równanie to wyprowadził w roku 1834 francuski fizyk Benoît Emile Clapeyron, uogólniając dotychczasową wiedzę eksperymentalną o zachowaniu się gazów.

Film samouczek

Teoria kinetyczno-molekularna gazu doskonałego

Obejrzyj film samouczek, który podsumowuje założenia modelu gazu doskonałego oraz komentuje ograniczenia tego modelu w zastosowaniu do gazów rzeczywistych. Po obejrzeniu filmu odpowiedz na zamieszczone poniżej pytanie.



Film dostępny pod adresem [/preview/resource/RJwLl0y0Xinjw](https://preview/resource/RJwLl0y0Xinjw)

Źródło: Politechnika Warszawska Wydział Fizyki, licencja: CC BY 4.0. Licencja:
<https://creativecommons.org/licenses/by/4.0/deed.pl>.

Zapoznaj się z audiodeskrypcją samouczka.

Polecenie 1

Wodę, która ma postać pary wodnej można skroplić, czyli zmienić jej stan skupienia z gazowego na ciekły, np. poprzez zmniejszanie jej objętości i/lub zwiększenie ciśnienia. Zastanów się, czy gdyby para wodna spełniała założenia modelu gazu doskonałego, można byłoby ją skroplić? Swoją odpowiedź wpisz w polu poniżej, a następnie porównaj ją z zamieszczoną odpowiedzią wzorcową.

Sprawdź się

Pokaż ćwiczenia:   

Ćwiczenie 1



Zaznacz właściwe uzupełnienie każdego zdania:

Liczba cząsteczek gazu jest jednoznacznie wyznaczona przez liczbę moli / masę gazu / objętość gazu.

Ciśnienie jest wprost proporcjonalne do średniej prędkości / do średniego kwadratu prędkości cząsteczek.

Temperatura w skali Kelvina jest miarą średniego pędu / średniej prędkości / średniej energii kinetycznej cząsteczek gazu.

Ćwiczenie 2



Wskaż właściwe wyrażenie na średnią energię kinetyczną ruchu postępowego cząsteczek gazu doskonałego. N_A - liczba Avogadra, R - stała gazowa, T - temperatura gazu.

☐ $E_{k\ \acute{s}r} = \frac{3}{2} \frac{N_A}{R} T$

☐ $E_{k\ \acute{s}r} = \frac{3}{2} \frac{R}{N_A} T$

☐ $E_{k\ \acute{s}r} = \frac{5}{2} \frac{R}{N_A} T$

☐ $E_{k\ \acute{s}r} = \frac{5}{2} \frac{N_A}{R} T$

Ćwiczenie 3



W tabeli zapisano wartości energii kinetycznych dwóch zderzających się ciał, ciała a i ciała b , przed i po zderzeniu. Które zderzenie (1), (2) czy (3) może być zderzeniem dwóch cząsteczek gazu doskonałego?

	Zderzenie (1)		Zderzenie (2)		Zderzenie (3)	
	E_a [J]	E_b [J]	E_a [J]	E_b [J]	E_a [J]	E_b [J]
Energia kinetyczna przed zderzeniem	$6,5 \cdot 10^{-21}$	$3,5 \cdot 10^{-21}$	$6 \cdot 10^{-21}$	$3,5 \cdot 10^{-21}$	$6 \cdot 10^{-2}$	$4,5 \cdot 10^{-2}$
Energia kinetyczna po zderzeniu	$4,5 \cdot 10^{-21}$	$5 \cdot 10^{-21}$	$4,5 \cdot 10^{-21}$	$5 \cdot 10^{-21}$	$5,5 \cdot 10^{-2}$	$5 \cdot 10^{-2}$

Odpowiedź: Zderzeniem dwóch cząsteczek gazu doskonałego może być zderzenie nr {1} / {#2} / {3}/

Ćwiczenie 4



W pojemniku znajduje się N cząsteczek gazu doskonałego o temperaturze T i pod ciśnieniem p . Do pojemnika dodajemy $2N$ cząsteczek o takiej samej średniej energii kinetycznej, jak cząsteczki, które wcześniej się tam znajdowały. Odpowiedz, jakie będą końcowe wartości ciśnienia i temperatury gazu.

Wpisz odpowiedzi:

a) $p_k =$ p

b) $T_k =$ T

Ćwiczenie 5



W zamkniętym naczyniu znajduje się gaz doskonały o temperaturze $t = 115^\circ\text{C}$. Średnia energia kinetyczna cząsteczek zmniejszyła się dwukrotnie. Oblicz końcową temperaturę.

Odpowiedź:

$T_k =$ K

$t_k =$ $^\circ\text{C}$

Ćwiczenie 6



W zamkniętym naczyniu znajduje się gaz doskonały pod ciśnieniem $p = 10^5$ Pa. Średnia energia kinetyczna cząsteczek zmniejszyła się dwukrotnie. Oblicz końcowe ciśnienie.

Odpowiedź:

$p_k =$ hPa

Ćwiczenie 7



Gęstość gazu wynosi $d = 1,4$ kg/m³, a jego ciśnienie $p = 10^4$ Pa. Oblicz prędkość średnią kwadratową cząsteczek tego gazu. Wynik podaj z dokładnością do trzech cyfr znaczących.

Odpowiedź:

Prędkość średnia kwadratowa cząsteczek wynosi m/s.

Ćwiczenie 8



Gaz doskonały o temperaturze $T = 300 \text{ K}$ i ciśnieniu $6 \cdot 10^4 \text{ Pa}$ znajduje się w pojemniku ze szczelną przegrodą. Gaz zajmuje $\frac{1}{3}$ objętości pojemnika, w pozostałej części panuje próżnia. W przegrodzie robimy mały otwór. Wiedząc, że cząsteczki gazu nie zmieniają swojej średniej energii kinetycznej, gdy wypełniają pustą początkowo część pojemnika, odpowiedz, jak zmieniła się:

- a) temperatura,
- b) energia wewnętrzna,
- c) ciśnienie

po usunięciu przegrody.

- a) Temperatura {#nie zmieniła się} / {wzrosła} / {zmaląa}
- b) Energia wewnętrzna {#nie zmieniła się} / {wzrosła} / {zmaląa}
- c) Ciśnienie {pozostało stałe} / {wzrosło} / {#zmaląo}
- d) Ciśnienie wynosi hPa.

Dla nauczyciela

Scenariusz lekcji

Imię i nazwisko autora:	Krystyna Wosińska
Przedmiot:	Fizyka
Temat zajęć:	Teoria kinetyczno-molekularna gazu doskonałego.
Grupa docelowa:	III etap edukacyjny, liceum, technikum, zakres rozszerzony
Podstawa programowa:	Cele kształcenia - wymagania ogólne II. Rozwiązywanie problemów z wykorzystaniem praw i zależności fizycznych. Zakres rozszerzony Treści nauczania - wymagania szczegółowe I. Wymagania przekrojowe. Uczeń: 4) przeprowadza obliczenia liczbowe posługując się kalkulatorem; VI. Termodynamika. Uczeń: 10) posługuje się założeniami teorii kinetyczno-molekularną gazu doskonałego.
Kształtowane kompetencje kluczowe:	Zalecenie Parlamentu Europejskiego i Rady UE z 2018 r: • kompetencje w zakresie rozumienia i tworzenia informacji, • kompetencje matematyczne oraz kompetencje w zakresie nauk przyrodniczych, technologii i inżynierii, • kompetencje cyfrowe, • kompetencje osobiste, społeczne i w zakresie umiejętności uczenia się.
Cele operacyjne:	Uczeń: 1. dowie się czym jest gaz doskonały. 2. zrozumie, dlaczego gaz wywiera ciśnienie na ścianki naczynia. 3. zastosuje zasady dynamiki Newtona do wyznaczenia ciśnienia gazu. 4. przeanalizuje otrzymany wzór na ciśnienie oraz równanie Clapeyrona i zinterpretuje znaczenie temperatury. 5. uzasadni pogląd, że temperatura jest miarą średniej energii kinetycznej cząsteczek gazu.

Strategie nauczania:	Strategia eksperymentalno-obszernacyjna (dostrzeganie i definiowanie problemów).
Metody nauczania:	- wykład informacyjny, - pokaz multimedialny, - analiza pomysłów.
Formy zajęć:	- praca w grupach, - praca indywidualna.
Środki dydaktyczne:	Komputer z rzutnikiem lub tablety do dyspozycji każdego.
Materiały pomocnicze:	E-materiał: „Równanie stanu gazu doskonałego”.
PRZEBIEG LEKCJI	
Faza wprowadzająca:	
- Zainteresowanie tematem zgodnie z treścią we „Wprowadzeniu”. - Odwołanie do wiedzy uczniów o modelu gazu doskonałego.	
Faza realizacyjna:	
Nauczyciel wyprowadza wzór na ciśnienie gazu: $pV = \frac{2N}{3} E_{kśr}.$ Odwołuje się przy tym do wiedzy uczniów o zasadach dynamiki. Przykładowe pytania do uczniów: Jak w zderzeniu sprężystym cząsteczki ze ścianą zmieni się jej pęd? Jaki jest związek zmiany pędu z siłą, która wywołała zmianę? Jaka siła działa w zderzeniu na cząsteczkę, a jaka na ścianę? Nauczyciel wprowadza pojęcie prędkości średniej kwadratowej, a uczniowie obliczają w grupach prędkość średnią kwadratową cząsteczki tlenu wchodzącej w skład powietrza znajdującego się w pokoju o temperaturze 24°C i przy ciśnieniu 10⁵ Pa. Nauczyciel doprowadza otrzymane równanie do ostatecznej postaci i zleca uczniom znalezienie związku temperatury ze średnią energią kinetyczną ruchu postępowego cząsteczek, z wykorzystaniem równania Clapeyrona. Uczniowie wykonują to zadanie w grupach. Uczniowie oglądają film-samouczek i rozwiązują zadanie 8 z nim związane.	
Faza podsumowująca:	
W celu sprawdzenia wiedzy uczniowie rozwiązują zadanie 7. Nauczyciel i uczniowie oceniają stopień przyswojonej wiedzy.	
Praca domowa:	
W celu powtórzenia i utrwalenia materiału uczniowie rozwiązują: obowiązkowo zadania 1 – 3, do wyboru jedno z zadań 4 – 6.	

Wskazówki metodyczne opisujące różne zastosowania danego multimedium:	Multimedium bazowe można wykorzystać na lekcji i połączyć z wykonaniem zadania 8 oraz przedyskutowaniem wyników. Może też być wykorzystane przez uczniów po lekcji do powtórzenia i utrwalenia materiału. Zadania z multimedium II można potraktować jako zadania domowe lub niektóre z nich rozwiązać na lekcji.
--	--