

Materi Kuliah Fisika Mekanika

Teori Kinetik Gas

Dosen :
Tri Surawan, M.Si

**Fakultas Teknik
Universitas Jayabaya**

Yang akan dipelajari

1. Model Molekular Gas Ideal
2. Kalor Jenis Molar Gas Ideal
3. Proses Adiabatik Gas Ideal
4. Ekipartisi Energi
5. Hukum Distribusi Boltzmann
6. Distribusi Kecepatan Molekular / Jalan Bebas Rata-Rata

Model Molekular Gas Ideal

- Setiap zat (padat, cair, dan gas), terdiri atas materi-materi penyusun yang disebut **atom**.
- **Atom-atom berukuran sangat kecil** dan tidak dapat dilihat, walaupun menggunakan alat yang paling canggih.
 - Oleh karena itu, gaya yang ditimbulkan oleh interaksi antarpartikel dan energi setiap partikel hanya dapat diamati sebagai sifat materi yang dibentuk oleh sejumlah partikel tersebut secara keseluruhan.
- Sifat mekanika gas yang tersusun atas sejumlah besar atom-atom atau molekul-molekul penyusunnya dijelaskan dalam **teori kinetik gas**.
- Dalam menjelaskan perilaku gas dalam keadaan tertentu, teori kinetik gas menggunakan beberapa pendekatan dan asumsi mengenai sifat-sifat gas yang disebut **gas ideal**.

Model Molekular Gas Ideal

Asumsi Sifat-sifat gas ideal antara lain :

1. Jumlah partikel gas sangat banyak, tetapi tidak ada gaya tarik menarik (interaksi) antarpartikel.
 2. Setiap partikel gas selalu bergerak dengan arah sembarang atau acak.
 3. Ukuran partikel gas dapat diabaikan terhadap ukuran ruangan tempat gas berada.
 4. Setiap tumbukan yang terjadi antarpartikel gas dan antara partikel gas dan dinding bersifat lenting sempurna.
 5. Partikel gas terdistribusi merata di dalam ruangan.
 6. Berlaku Hukum Newton tentang gerak.
- **Pada kenyataannya, tidak ditemukan gas yang memenuhi kriteria gas ideal.**
 - Akan tetapi, sifat itu dapat didekati oleh gas pada temperatur tinggi dan tekanan rendah.

Tekanan Secara Mikroskopis

Berdasarkan sifat-sifat gas ideal,

setiap dinding ruang tempat gas berada, mendapat tekanan dari tumbukan partikel-partikel gas yang tersebar merata di dalam ruang tersebut.

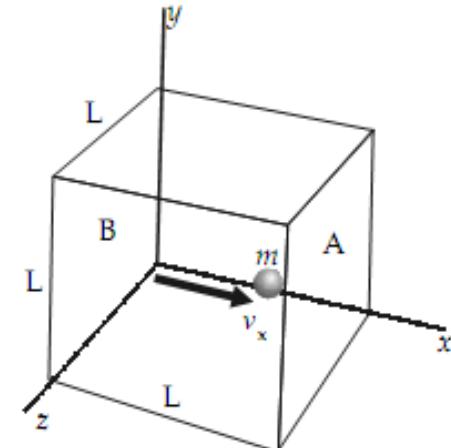
Misalkan gerak satu partikel yang berada di dalam ruang berbentuk kubus dengan panjang rusuk L. Massa partikel adalah m dan kecepatan partikel menurut arah sumbu-x dinyatakan sebagai v_x

Jika partikel gas ideal tersebut menumbuk dinding ruang, tumbukan yang terjadi adalah tumbukan lenting sempurna. Maka, perubahan momentum (Δp_x) yang dialami partikel adalah :

$$\Delta p_x = p_{\text{akhir}} - p_{\text{awal}} = -mv_x - (mv_x) = -2mv_x$$

Dengan demikian, partikel gas tersebut akan bergerak bolak-balik menumbuk dinding A dan dinding B. Selang waktu antara dua tumbukan yang terjadi pada dinding A dinyatakan dengan persamaan :

$$\Delta t = \frac{2L}{v_x}$$



Tekanan Secara Mikroskopis

Pada saat partikel gas tersebut menumbuk dinding, partikel memberikan gaya sebesar F_x pada dinding.

Besarnya gaya yang terjadi pada peristiwa tumbukan sama dengan laju perubahan momentumnya

$$F_x = \frac{\Delta p_x}{\Delta t} = \frac{2mv_x}{2L} = \frac{mv_x^2}{L}$$

Jika di dalam ruang berbentuk kubus tersebut terdapat sejumlah N partikel gas, maka gaya total (F_{total}) yang dialami dinding adalah :

$$F_{total} = \frac{Nm v_x^2}{L}$$

Tekanan Secara Mikroskopis

Karena luas dinding adalah perkalian antara dua panjang rusuk dinding tersebut ($A = L^2$) maka persamaan tekanan pada dinding adalah :

$$P = \frac{F_{\text{total}}}{A} = \frac{F_{\text{total}}}{L^2} = \frac{Nm v_x^2}{L^3} = \frac{Nm v_x^2}{V}$$

atau

$$PV = Nmv_x^2$$

Dalam tiga dimensi (tinjauan ruang), kecepatan rata-rata gerak partikel merupakan resultan dari tiga komponen arah kecepatan menurut sumbu-x (v_x), sumbu-y (v_y), dan sumbu-z (v_z) yang besarnya sama. Maka :

$$v^2 = v_x^2 + v_y^2 + v_z^2$$

$$PV = \frac{1}{3} Nmv^2 \quad \text{atau} \quad P = \frac{1}{3} \frac{Nm v^2}{V}$$

P = tekanan gas
N = banyaknya partikel gas,
m = massa 1 partikel gas,
v = kecepatan partikel gas,
V = volume gas.

Tinjauan Molekular Temperatur

Setiap benda yang bergerak memiliki energi kinetik.

Persamaan keadaan gas ideal adalah : $PV = NkT$

Persamaan tekanan gas adalah : $P = \frac{1}{3} \frac{Nmv^2}{V}$

Maka : $P = \frac{NkT}{V} = \frac{1}{3} \frac{Nmv^2}{V}$ dan $\frac{1}{3} mv^2 = kT$

Oleh karena EK = $\frac{1}{2} mv^2$, maka

$$\frac{2}{3} \left(\frac{1}{2} mv^2 \right) = kT \longrightarrow \frac{2}{3} EK = kT$$

Dari persamaan tersebut dapat disimpulkan :

energi kinetik gas berbanding lurus dengan temperaturnya.

Kecepatan Partikel Gas Ideal

Akar dari rata-rata kuadrat kelajuan (v_{rms} = root mean square) gas, dirumuskan dengan :

$$\frac{1}{2} mv^2 = \frac{3}{2} kT$$

$$v^2 = \frac{3kT}{m}$$

$$v_{rms} = \sqrt{v^2}$$

$$v_{rms} = \sqrt{\frac{3kT}{m}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

Gas	Molar mass (g/mol)	v_{rms} at 20°C (m/s)
H ₂	2.02	1 902
He	4.00	1 352
H ₂ O	18.0	637
Ne	20.2	602
N ₂ or CO	28.0	511
NO	30.0	494
O ₂	32.0	478
CO ₂	44.0	408
SO ₂	64.1	338

k = konstanta Boltzmann
= $1,38 \times 10^{-23}$ J/K

M = massa molar gas

R = tetapan umum gas
= 8,31 J/mol K

Contoh

Sebuah tangki yang digunakan untuk mengisi balon gas helium memiliki volume $0,3 \text{ m}^3$ dan berisi 2 mol gas helium pada temperatur 20°C . Gas helium dianggap sebagai gas ideal.

- Hitunglah energi kinetik translasi total molekul gas !
- Hitunglah rata-rata energi kinetik tiap molekul !

Penyelesaian :

Diketahui : $n = 2 \text{ mol}$ dan $T = 20 + 273 = 293 \text{ K}$

Jawab :

- Energi kinetik translasi total molekul gas

$$EK_{\text{tran}} = \frac{3}{2} nRT = \left(\frac{3}{2}\right)(2)(8,31)(293) = 7,30 \times 10^3 \text{ J}$$

- Rata-rata energi kinetik tiap molekul adalah :

$$EK_{\text{rata-rata}} = \frac{3}{2} kT = \left(\frac{3}{2}\right)(1,38 \times 10^{-23})(293) = 6,07 \times 10^{-21} \text{ J}$$

Kalor Jenis Molar Gas Ideal

Kalor jenis suatu zat adalah jumlah kalor yang diperlukan untuk menaikkan temperatur 1 kg suatu zat sebesar 1 °C.

Pada gas, perubahan suhu dapat dilakukan dengan proses isobarik (tekanan sama) atau proses isovolumetrik (volume sama).

Dengan demikian, kalor jenis gas dapat dibedakan menjadi dua, yakni :

Kalor jenis pada tekanan tetap (C_p) : $c_p = \frac{Q_p}{\Delta T}$

Kalor jenis pada volume tetap (C_V) : $c_v = \frac{Q_v}{\Delta T}$

Menurut Hukum I Termodinamika, maka :

Pada proses isovolumetrik

$$Q_v = \Delta U + W$$

Kerja W yang dilakukan gas :

$$\begin{aligned} W &= P \times \Delta V \\ &= P \times 0 \\ &= 0 \end{aligned}$$

Pada proses isobarik

$$\begin{aligned} Q_p &= \Delta U + W \\ &= \Delta U + P \Delta V \end{aligned}$$

sehingga didapatkan persamaan

$$Q_v = \Delta U$$

Kalor Jenis Molar Gas Ideal

Dengan mengamati Hukum I Termodinamika pada proses isovolumetrik dan isobarik dapat diperoleh :

$$Q_v = \Delta U \quad \text{dan} \quad Q_p = \Delta U + p \Delta V \quad \text{maka} \quad Q_p - Q_v = P \Delta V$$

Sehingga : $(C_p \Delta T) - (C_v \Delta T) = p \Delta V$ $C_p - C_v = \frac{p \Delta V}{\Delta T}$

$$(C_p C_v) \Delta T = p \Delta V$$

Berdasarkan persamaan keadaan gas ideal $PV = nRT$, maka :

$$C_p - C_v = nR \quad n = \text{jumlah mol gas}$$
$$R = \text{tetapan umum gas}$$

Untuk gas monoatomik, energi dalam gas dinyatakan : $\Delta U = 3/2 nR \Delta T$

Kalor jenis pada proses isovolumetrik (C_v) : **Besar C_p dapat ditentukan dari :**

$$Q_v = \Delta U$$
$$C_v \Delta T = 3/2 nR \Delta T$$
$$C_v = 3/2 nR$$

$$C_p = C_v + nR$$
$$= 3/2 nR + nR$$
$$= 5/2 nR$$

Untuk 1 mol gas :

$$C_v = 3/2 R$$
$$= 3/2 (8,31)$$
$$= 12,465 \text{ J/mol K}$$

$$C_p = 5/2 R$$
$$= 5/2 (8,31)$$
$$= 20,775 \text{ J/mol K}$$

Rasio kalor jenis gas untuk tiap mol :

$$\gamma = \frac{C_p}{C_v} = \frac{5R/2}{3R/2} = \frac{5}{3} = 1.67$$

C_p dan C_v untuk zat padat dan cairan memiliki nilai yang hampir sama

Contoh

Gas nitrogen bermassa 56×10^{-3} kg dipanaskan dari suhu 270 K menjadi 310 K. Jika nitrogen ini dipanaskan dalam bejana yang bebas memuoi (pada tekanan tetap), diperlukan kalor sebanyak 2,33 kJ. Jika gas nitrogen ini dipanaskan dalam bejana kaku (pada volume tetap), diperlukan kalor sebesar 1,66 kJ. Jika massa molekul relatif nitrogen 28 g/mol, hitunglah kalor jenis gas nitrogen dan tetapan umum gas.

Penyelesaian :

Diketahui: $m = 56 \times 10^{-3}$ kg, $\Delta T = 40$ K, dan $Mr = 28$ g/mol = 28×10^{-3} kg/mol.

$$Q_p = 2,33 \text{ kJ} = 2330 \text{ J}, Q_V = 1,66 \text{ kJ} = 1660 \text{ J}$$

Proses tekanan tetap pada gas:

$$\begin{aligned}Q_p &= C_p \Delta T \\2,330 \text{ J} &= C_p (40 \text{ K}) \\C_p &= 58,2 \text{ J/K}\end{aligned}$$

Proses volume tetap pada gas:

$$\begin{aligned}Q_V &= C_V \Delta T \\1660 \text{ joule} &= C_V (40 \text{ K}) \\C_V &= 41,5 \text{ J/K}\end{aligned}$$

Tetapan umum gas R dihitung sebagai berikut.

$$\begin{aligned}C_p - C_V &= n R = \frac{m}{M_r} R \quad \longrightarrow \quad R = \frac{M_r}{m} (C_p - C_V) \\&= \frac{28 \times 10^{-3} \text{ kg/mol}}{56 \times 10^{-3} \text{ kg}} (58,2 - 41,5) \text{ J/K} \\&= 8,35 \text{ J/mol K.}\end{aligned}$$

Proses Adiabatik Gas Ideal

Proses adiabatik adalah proses yang tidak ada kalor yang masuk atau keluar dari sistem (gas) ke lingkungan ($\Delta Q = 0$).

Pada setiap saat selama proses berlangsung, diasumsikan bahwa gas dalam keadaan kesetimbangan, sehingga persamaan $PV = nRT$ tetap berlaku.

Pada proses adiabatik berlaku rumus :

$$PV^\gamma = \text{konstan} \quad \gamma = C_p/C_v \text{ diasumsikan konstan selama proses.}$$

$$P_1 V_1^\gamma = P_2 V_2^\gamma \quad P, V, \text{ dan } T \text{ akan berubah selama proses}$$

Oleh karena persamaan gas ideal dinyatakan sebagai $PV = nRT$
maka persamaan di atas bisa juga dinyatakan :

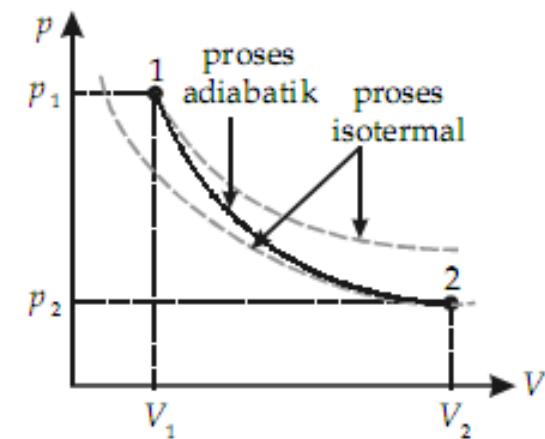
$$T_1 V_1^{(\gamma - 1)} = T_2 V_2^{(\gamma - 1)}$$

Dari kurva hubungan $p - V$ tersebut, dapat diketahui bahwa:

- 1) Kurva proses adiabatik lebih curam daripada kurva proses isotermal.
- 2) Suhu, tekanan, dan volume pada proses adiabatik tidak tetap.

Kerja pada proses adiabatik dinyatakan dengan :

$$W = \frac{3}{2} nR(T_1 - T_2) = \frac{3}{2} (p_1 V_1 - p_2 V_2)$$



Contoh

Kerja sebesar 2×10^3 J diberikan secara adiabatik untuk memampatkan 0,5 mol gas ideal monoatomik sehingga suhu mutlaknya menjadi 2 kali semula. Jika konstanta umum gas $R = 8,31$ J/mol K, tentukanlah suhu awal gas.

Penyelesaian

Diketahui: $W = 2 \times 10^3$ J, $T_2 = 2T_1$, dan $n = 0,5$ mol.

Jawab :

Kerja pada proses adiabatik dinyatakan dengan :

$$\begin{aligned} W &= \frac{3}{2} n R (T_2 - T_1) \\ &= \frac{3}{2} n R (2T_1 - T_1) \\ &= \frac{3}{2} n R T_1 \end{aligned}$$

Suhu awal gas adalah :

$$T_1 = \frac{2W}{3nR} = \frac{2(2 \times 10^3 \text{ joule})}{3 \times 0,5 \text{ mol} \times 8,31 \text{ J/molK}} = 321 \text{ K}$$

Ekipartisi Energi

Dalam kenyataan, nilai C_V dan C_P pada gas lebih kompleks daripada gas monoatomik, karena pada gas monoatomik tidak mempertimbangkan faktor struktur molekulnya.

Energi dalam gas kompleks dipengaruhi oleh gerak translasi, vibrasi, dan rotasi dari molekulnya. Adanya gerak rotasi dan vibrasi molekul disebabkan oleh adanya tumbukan pada gerak translasi molekulnya.

Energi kinetik gas dinyatakan : Jika dituliskan sebagai :

$$EK = \frac{3}{2} kT$$

$$EK = 3(\frac{1}{2} kT)$$

besaran $\frac{1}{2} kT$ disebut
derajat kebebasan

Untuk gas monoatomik, seperti Helium (He), Argon(Ar), dan Neon (Ne), jika energi kinetiknya dinyatakan sebagai $3/2 kT$, maka gas tersebut memiliki 3 derajat kebebasan.

Semakin tinggi suhu suatu gas, energi kinetiknya akan semakin besar, sehingga secara fisis akan meningkatkan jumlah derajat kebebasannya.

Prinsip Ekipartisi Energi oleh James Clerk Maxwell menyatakan bahwa :

jumlah derajat kebebasan partikel gas menentukan energi yang dimiliki atau disimpan oleh gas tersebut.

Ekipartisi Energi

Pada gas-gas diatomik, seperti H₂, N₂, dan O₂ :

Pada suhu rendah (± 250 K) :

$$EK = \frac{3}{2} kT$$

$$C_V = \frac{3}{2} R$$

$$C_p = C_V + R = \frac{5}{2} R$$

$$\gamma = \frac{C_p}{C_V} = \frac{\frac{5}{2}R}{\frac{3}{2}R} = \frac{5}{3} = 1.67$$

Pada suhu sedang (± 500 K), partikel-partikel gas diatomik tersebut dapat bertranslasi dan berotasi, tetapi vibrasi yang dialami partikel gas diabaikan karena nilainya sangat kecil.

$$EK = \frac{3}{2} kT + 2 \left(\frac{1}{2} kT \right) = \frac{5}{2} kT.$$

$$C_V = \frac{5}{2} R$$

$$C_p = C_V + R = \frac{7}{2} R$$

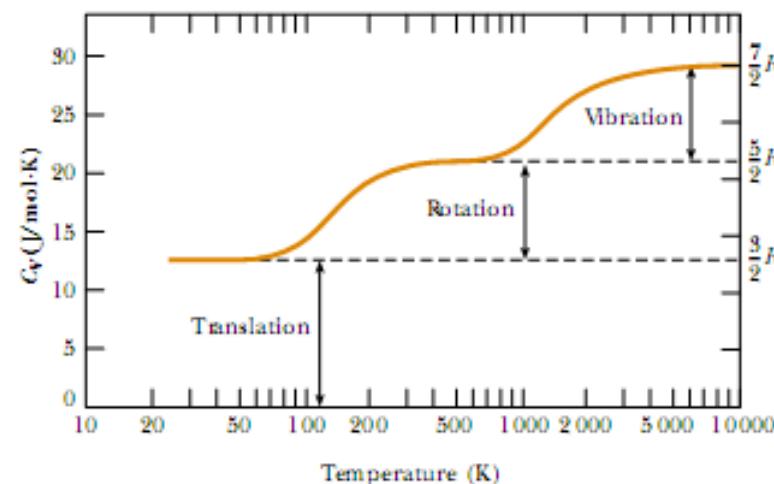
$$\gamma = \frac{C_p}{C_V} = \frac{\frac{7}{2}R}{\frac{5}{2}R} = \frac{7}{5} = 1.40$$

Pada suhu tinggi (± 1.000 K), partikel-partikel gas diatomik akan bergerak translasi, rotasi, dan vibrasi (bergetar pada sumbunya).

$$EK = \frac{3}{2} kT + 2 \left(\frac{1}{2} kT \right) + 2 \left(\frac{1}{2} kT \right) = \frac{7}{2} kT.$$

$$C_V = \frac{7}{2} R$$

$$C_p = C_V + R = \frac{9}{2} R$$



Contoh

Sebuah wadah berisi 2 mol gas diatomik.

Hitunglah kapasitas kalor gas pada volume dan tekanan konstan bila dianggap gas berotasi tetapi tidak bervibrasi.

Penyelesaian :

Kapasitas kalor pada volume tetap $C = n C_V$

Kapasitas kalor pada tekanan tetap $C = n C_p$

Bila dianggap gas berotasi tetapi tidak bervibrasi

kalor jenis molar pada volume tetap adalah : $C_V = 5/2 R$

kalor jenis molar pada volume tetap adalah : $C_p = 7/2 R$

Jadi :

Kapasitas kalor pada volume tetap

$$C = n C_V = (2)(5/2)(8,31) = 41,6 \text{ J/K}$$

Kapasitas kalor pada tekanan tetap

$$C = n C_p = (2)(7/2)(8,31) = 58,2 \text{ J/K}$$

Contoh

Sebuah molekul diatomik klorin (Cl_2) dengan jarak antar atom klor 2×10^{-10} m dan berotasi pada pusat massanya dengan kecepatan angular 2×10^{12} rad/s.

Hitunglah energi kinetik rotasi pada molekul klorin (Cl_2) tersebut, jika massa molar Cl_2 adalah 70 g/mol dan momen inersia dua atom Cl adalah $I = 2mr^2$.

Penyelesaian

Diketahui :

$$d = 2 \times 10^{-10} \text{ m} \rightarrow r = 10^{-10} \text{ m}, \omega = 2 \times 10^{12} \text{ rad/s}, M_r \text{ Cl}_2 = 70 \text{ g/mol} = 0,07 \text{ kg/mol}$$

Jawab :

Mol Cl₂ :

$$n = N/N_A = 1/(6,022 \times 10^{23}) = 1,66 \times 10^{-24} \text{ mol}$$

Massa Cl :

$$m = n Ar (\text{Cl}) = (1,66 \times 10^{-24})(0,035) = 5,81 \times 10^{-26} \text{ kg}$$

Momen Inersia dua atom Cl :

$$\begin{aligned} I &= 2mr^2 = (2)(5,81 \times 10^{-26})(10^{-10})^2 \\ &= (11,62 \times 10^{-26})(10^{-20}) \\ &= 11,62 \times 10^{-46} \text{ kg.m}^2 \end{aligned}$$

Energi kinetik rotasi adalah :

$$\begin{aligned} EK_{\text{rot}} &= \frac{1}{2} I \omega^2 = \frac{1}{2} (11,62 \times 10^{-46})(2 \times 10^{12})^2 \\ &= (5,81 \times 10^{-46})(4 \times 10^{24}) \\ &= 23,24 \times 10^{-22} \text{ J} \end{aligned}$$

Hukum Distribusi Boltzmann

- Biasanya, yang diperhitungkan energi suatu gas hanya nilai rata-rata energi molekul pada gas tersebut, dan tidak memperhatikan distribusi energi diantara molekul.
- Dalam kenyataannya, sebenarnya gerakan molekul dalam gas sangat kompleks.
 - Kemungkinan tumbukan antarmolekul sangat besar (milyaran kali per detik).
 - Tiap tumbukan akan merubah kecepatan dan arah gerak molekul.
- Akar dari rata-rata kuadrat kelajuan (v_{rms}) molekul akan meningkat bila temperaturnya naik.

$$v_{rms} = \sqrt{\frac{3kT}{m}}$$

Hukum Distribusi Boltzmann

- Jumlah kerapatan energi $n_v(E)$ adalah fungsi distribusi yang menyatakan jumlah molekul per satuan volume dalam rentang energi E sampai $E + dE$.
- Secara umum, jumlah kerapatan yang diperoleh dari mekanika statistik dinyatakan :

$$n_v(E) = n_0 e^{-E/kT}$$

Dimana n_0 adalah jumlah molekul per satuan volume yang memiliki energi antara $E=0$ dan $E = dE$.

Dan k adalah konstanta Boltzmann.

- Persamaan di atas disebut **Hukum Distribusi Boltzmann** yang menyatakan :
 - Probabilitas keberadaan molekul pada keadaan energi tertentu berhubungan dengan eksponensial negatif dari energi dibagi kT .

Contoh

Gas dengan temperatur 2500 K yang atom-atomnya mengisi hanya 2 level energi yang dipisahkan 1,50 eV. ($1 \text{ eV} = 1.60 \times 10^{-19} \text{ J}$). Hitunglah rasio jumlah atom yang berada pada level energi tinggi dan rendah.

Penyelesaian :

Rasio jumlah atom yang berada pada level energi tinggi dan rendah adalah :

$$\frac{n_V(E_2)}{n_V(E_1)} = \frac{n_0 e^{-E_2/k_B T}}{n_0 e^{-E_1/k_B T}} = e^{-(E_2 - E_1)/k_B T}$$

Diketahui : $E_2 - E_1 = 1.50 \text{ eV}$,

Penyebut dari eksponensial adalah :

$$k_B T = (1.38 \times 10^{-23} \text{ J/K}) (2500 \text{ K}) \left(\frac{1 \text{ eV}}{1.60 \times 10^{-19} \text{ J}} \right) \\ = 0.216 \text{ eV}$$

Maka rasionya adalah :

$$\frac{n_V(E_2)}{n_V(E_1)} = e^{-1.50 \text{ eV}/0.216 \text{ eV}} = e^{-6.94} \\ = 9.64 \times 10^{-4}$$

Distribusi Kecepatan Molekular

James Clerk Maxwell menyatakan bahwa distribusi kecepatan molekular sangat mungkin terjadi pada gerakan gas. Hal ini dianggap kontroversial para ilmuwan, karena mendeteksi langsung molekul tidak dapat dilakukan secara eksperimen pada waktu itu. Baru setelah 60 tahun kemudian, secara eksperimen membenarkan pernyataan Maxwell tersebut.

Distribusi kecepatan sejumlah N molekul gas adalah :

$$N_v = 4\pi N \left(\frac{m}{2\pi k_B T} \right)^{3/2} v^2 e^{-mv^2/2k_B T}$$

Dimana :

N_v = fungsi distribusi kecepatan Maxwell–Boltzmann

m = massa molekul gas

k = konstanta Boltzmann

T = temperatur absolute

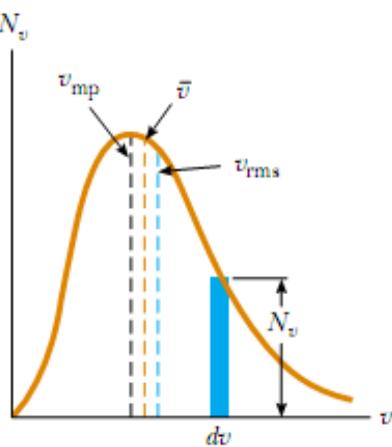
Rata-rata kecepatan molekul gas sedikit lebih rendah dari kecepatan rms.

$$v_{rms} = \sqrt{\bar{v}^2} = \sqrt{\frac{3k_B T}{m}} = 1.73 \sqrt{\frac{k_B T}{m}}$$

$$\bar{v} = \sqrt{\frac{8k_B T}{\pi m}} = 1.60 \sqrt{\frac{k_B T}{m}}$$

$$v_{mp} = \sqrt{\frac{2k_B T}{m}} = 1.41 \sqrt{\frac{k_B T}{m}}$$

V_{mp} = kemungkinan terbesar nilai kecepatan



Contoh

Sembilan partikel memiliki kecepatan masing-masing
5 m/s, 8 m/s, 12 m/s, 12 m/s, 12 m/s, 14 m/s, 14 m/s, 17 m/s, dan 20 m/s.

- Hitunglah kecepatan rata-rata partikel
- Hitunglah kecepatan rms (v_{rms}) partikel

Penyelesaian :

- a. Kecepatan rata-rata partikel adalah penjumlahan semua kecepatan dibagi jumlah partikel :

$$\bar{v} = \frac{(5.00 + 8.00 + 12.0 + 12.0 + 12.0 + 14.0 + 14.0 + 17.0 + 20.0) \text{ m/s}}{9}$$
$$= 12.7 \text{ m/s}$$

- b. Kecepatan rms (v_{rms}) partikel adalah akar dari kuadrat kecepatan rata-ratanya :

$$\bar{v^2} = \frac{(5.00^2 + 8.00^2 + 12.0^2 + 12.0^2 + 12.0^2 + 14.0^2 + 14.0^2 + 17.0^2 + 20.0^2) \text{ m}^2/\text{s}^2}{9}$$
$$= 178 \text{ m}^2/\text{s}^2$$

Maka, kecepatan rms (v_{rms}) partikel adalah :

$$v_{rms} = \sqrt{\bar{v^2}} = \sqrt{178 \text{ m}^2/\text{s}^2} = 13.3 \text{ m/s}$$

Terima Kasih