

# **Teori Kinetik Gas**

## **Modul 1 Pembelajaran Kinetika Kimia**



Disusun oleh:

**Drs. Jaslin Ikhsan, M.App.Sc., Ph.D.**

**KEMENTERIAN PENDIDIKAN DAN KEBUDAYAAN REPUBLIK INDONESIA**

**FMIPA UNIVERSITAS NEGERI YOGYAKARTA**

**JURUSAN PENDIDIKAN KIMIA**

**2013**

## A. Dasar Konsep

Kinetika kimia yang disebut juga kinetika reaksi merupakan studi tentang laju berlangsungnya suatu reaksi, yang tercermin dalam suatu persamaan hukum laju. Kinetika kimia juga mempelajari pengaruh konsentrasi dan suhu terhadap laju reaksi. Pengetahuan tentang kinetika kimia ini penting untuk mempelajari suatu mekanisme yang terjadi dalam suatu proses kimia. Meskipun mekanisme reaksi dapat juga dipelajari dengan penelitian non-kinetika, misalnya dengan deteksi intermediate reaksi dan pertukaran isotop, namun penjelasan dan bukti-bukti yang memuaskan tentang pengetahuan mekanisme reaksi diperoleh dari penelitian kinetika secara mendalam.

Kinetika kimia telah dipelajari dan diteliti oleh beberapa ilmuwan seperti C. F. Wenzel (1777), Louis Jacques Thénard (1818), namun hasil penemuan mereka tidak ada yang menjelaskan laju secara kuantitatif. Baru pada tahun 1850, Ludwig Ferdinand Wilhelm (1812-1864) seorang ahli kimia dari Jerman mempelajari laju inversi sukrosa dan menemukan pertama kalinya laju reaksi dengan pendekatan kuantitatif. Wilhelm menginterpretasikan laju reaksi dengan menggunakan persamaan diferensial dan menyusun persamaan empiris untuk mengungkapkan kebergantungan laju reaksi pada suhu. Oleh karena itu, tahun 1850 ini dianggap sebagai kelahiran kinetika kimia. Meskipun demikian, penemuan Wilhelm ini hampir luput dari perhatian, sampai suatu saat di mana Friedrich Wilhelm Ostwald (1853-1932) memberikan perhatian penuh dan meneruskan penelitiannya.

Reaksi kimia dapat terjadi pada fase gas, cairan dan padatan, serta antarmuka. Namun, terdapat perbedaan pengertian yang mendasar antara kinetika fase gas dan fase cair. Dalam fase gas molekul-molekul saling berjauhan. Gerakan-gerakan dan antaraksinya dipelajari melalui teori kinetik gas. Berdasarkan teori ini, laju proses fase gas dihitung dengan membuat model sederhana gas-gas melalui pendekatan molekular. Dengan menggunakan tumbukan molekul model bola kaku, frekwensi tumbukan dan sifat perpindahan (*transport properties*) dalam gas tak bereaksi seperti viskositas, difusi, dan hantaran kalor telah dapat dihitung. Berdasarkan model tumbukan reaktif dalam

teori kinetik gas, laju reaksi melalui pendekatan molekular pada fase gas dapat ditentukan.

Modul 1 ini khusus tentang teori kinetika gas yang akan membahas kecepatan gas, distribusi kecepatan dan distribusi energi kinetik translasi sebagai dasar pembahasan tumbukan. Pembahasan ini diharapkan dapat memperkuat fondasi pemahaman sifat fisik reaksi karena teori kinetik gas merupakan dasar pembentukan model ilmu pengetahuan yang hasil bahasannya secara kuantitatif dapat dibandingkan dengan hasil percobaan.

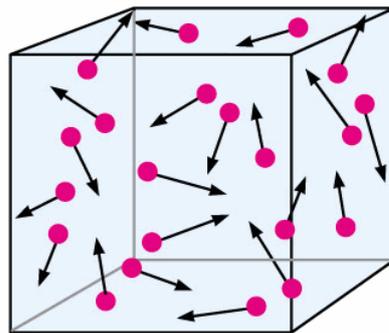
## **B. Model Teori Kinetik Gas**

Teori kinetik gas dimulai dari penurunan Daniel Bernoulli (1738) terhadap hukum Boyle dengan menerapkan hukum gerakan Newton pada molekul. Hasil Bernoulli diabaikan lebih dari 100 tahun kemudian. Pada tahun 1845, John Waterston mempresentasikan karyanya di *Royal Society, Inggris*, yang berisi pengembangan teori kinetik. Namun sayangnya, karya Waterston ini ditolak karena dianggap tidak masuk akal. Eksperimen Joule yang medemonstrasikan panas sebagai suatu energi menjadi dasar untuk mengembangkan gagasan teori kinetik sungguh masuk akal. Sebagai akibatnya, pada periode tahun 1848 – 1898, Joule, Clausius, Maxwell, dan Boltzmann mengembangkan teori kinetik gas.

Teori kinetik gas menjelaskan tentang energi total gas berasal hanya dari sumbangan energi kinetik molekul-molekul penyusun gas tersebut. Ada tiga asumsi mendasari penjelasan ini, yaitu:

- Gas tersusun dari molekul-molekul bermassa  $m$  dan berdiameter  $d$  yang bergerak terus-menerus secara acak.
- Ukuran molekul gas dapat diabaikan karena diameternya dapat diasumsikan sangat kecil jika dibandingkan dengan jarak rata-rata yang ditempuh di antara tumbukan.
- Molekul-molekul gas tidak saling berantaraksi, dan bertumbukan dengan lenting sempurna.

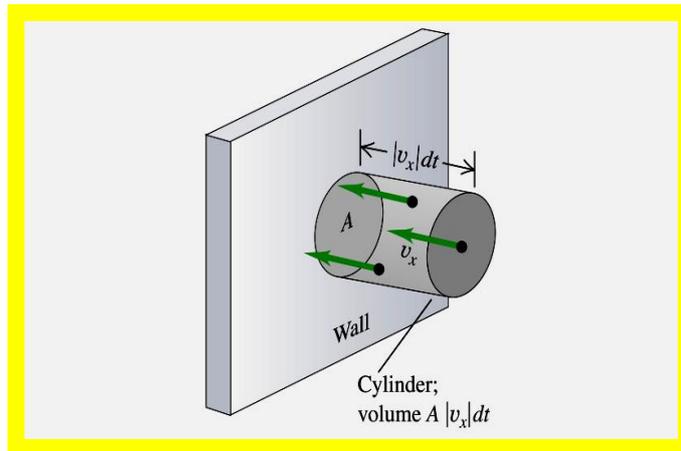
Berdasarkan asumsi yang mendasari teori kinetik gas tersebut, molekul-molekul gas bergerak secara terus menerus, dan tidak saling tarik menarik maupun tolak menolak. Molekul-molekul tersebut bergerak melalui lintasan-lintasan lurus di antara tumbukan-tumbukan. Jarak lintasan yang telah ditempuh oleh gas di antara tumbukan ini sangat besar, sehingga diameter molekul gas dapat diabaikan dibandingkan dengan panjang lintasan tersebut. Tumbukan-tumbukan molekul diasumsikan elastis sempurna. Selama tumbukan, energi kinetik total, berbentuk energi translasi, tidak berubah atau tidak ada energi translasi yang hilang, diserap atau dilepaskan untuk diubah menjadi energi dalam berupa energi elektronik, vibrasi, dan rotasi di dalam masing-masing molekul. Besarnya energi kinetik tersebut berbanding lurus dengan suhu dalam K,  $E_k = \frac{3}{2}RT$



Gambar 1. Tumbukan elastis molekul-molekul gas

### C. Penentuan Kecepatan Molekul Gas

Penentuan kecepatan gas didasarkan pada asumsi bahwa molekul gas yang bergerak acak secara terus-menerus akan menumbuk dinding wadahnya dan menimbulkan tekanan tertentu. Karena jumlah molekul yang menghantam dinding permukaan dalam interval waktu tertentu sangat banyak, maka tekanan yang ditimbulkannya pada dinding akan relatif tetap dengan gaya yang tetap pula. Wadah di mana gas berada dapat disederhanakan seperti Gambar 1 berikut.



Gambar 2. Tumbukan molekul gas pada dinding wadah

Semua molekul gas dengan massa  $m$  yang bergerak searah sumbu  $X$  dengan kecepatan  $v_x$ , dan dalam selang waktu  $\Delta t$ , akan dapat menempuh jarak  $v_x \Delta t$  dan menumbuk dinding yang memiliki luas penampang  $A$ . Dengan kata lain, dapat pula dikatakan bahwa semua molekul gas yang memiliki volum  $A v_x \Delta t$  akan menumbuk dinding jika molekul tersebut bergerak ke arahnya, dan menghasilkan suatu tekanan tertentu. Namun, karena molekul bergerak mendekat ke dinding untuk menumbuknya, dan kemudian berubah arah menjauhi dinding, maka jumlah molekul yang menumbuk dinding tersebut dikalikan dengan tetapan setengah, atau sebanyak:  $\frac{1}{2} N \cdot A v_x \Delta t$ , dengan  $N$  adalah jumlah molekul gas. Jika rapat jumlah atau jumlah molekul per satuan volum dituliskan dalam  $N/V$ , maka rapat jumlah molekul yang menumbuk dinding adalah  $\frac{1}{2} N/V \cdot A v_x \Delta t$ .

Momentum suatu molekul gas bermassa  $m$  yang menumbuk dinding adalah  $m v_x$  yang berubah menjadi  $-m v_x$ , sehingga perubahan momentum di setiap tumbukan adalah  $2m v_x$ . Jika banyaknya molekul yang menumbuk dinding adalah  $\frac{1}{2} N/V \cdot A v_x \Delta t$ , maka perubahan momentum total dalam selang waktu  $\Delta t$  adalah sama dengan perubahan momentum di setiap tumbukan dikalikan dengan jumlah total molekul yang menumbuk ke dinding, atau sama dengan:

$$\begin{aligned}
 \text{Perubahan momentum} &= (2m v_x) \times \left( \frac{1}{2} \frac{N}{V} A v_x \Delta t \right) \\
 &= \frac{N}{V} A m v_x^2
 \end{aligned}
 \tag{1}$$

$$\text{Laju perubahan momentum} = \frac{N}{V} Amv_x^2 \quad (2)$$

Menurut hukum Newton kedua tentang gerakan, dapat dikatakan bahwa laju perubahan momentum sama dengan gaya yang ditimbulkan oleh tumbukan molekul gas ke dinding.

$$\text{Gaya tumbukan} = \frac{N}{V} Amv_x^2 \quad (3)$$

Menurut Hukum Pascal, gaya (F) yang ditimbulkan akibat tumbukan molekul gas ke dinding sama dengan tekanan (p) dikalikan dengan luas permukaan dinding (A), sehingga besarnya tekanan,

$$p = \frac{F}{A} = \frac{N}{V} mv_x^2 \quad (4)$$

Kecepatan molekul gas,  $v_x$  tidak selalu sama untuk masing-masing molekul. Oleh karena itu,  $v_x$  merupakan kecepatan rata-rata, dan dinotasikan dengan  $\langle v_x \rangle$ . Molekul gas bergerak acak ke segala arah dalam wadah berdimensi tiga, dan bukan hanya dalam arah sumbu X saja, melainkan juga dalam arah sumbu Z dan Y. Dengan demikian, besarnya tekanan (persamaan 1.4) dituliskan sebagai:

$$p = \frac{N}{V} m \langle v_x^2 \rangle \quad (5)$$

Besarnya  $\langle v_x^2 \rangle = 1/3 (\langle v_x^2 \rangle + \langle v_y^2 \rangle + \langle v_z^2 \rangle)$  atau  $\langle v_x^2 \rangle = 1/3 \langle v_{rms}^2 \rangle$ , dengan  $v_{rms}$  adalah *root mean square speed of gas molecule* atau kecepatan akar kwadrat rata-rata molekul. Dengan memasukkan  $v_{rms}$  ke dalam rumus tekanan (persamaan 1.5), maka hubungan antara tekanan  $p$  dan volume  $V$  molekul gas dinyatakan dengan persamaan yang sangat penting dalam teori kinetik gas, sebagai berikut:

$$pV = \frac{1}{3} Nm \langle v_{rms}^2 \rangle \quad (6)$$

Molekul gas ideal akan memenuhi persamaan keadaan gas  $pV = nRT$ . Oleh karena itu, tekanan persamaan 1.6 dapat dituliskan sebagai:

$$pV = \frac{1}{3} Nm \langle v_{rms}^2 \rangle = nRT = \frac{N}{N_A} RT \quad (7)$$

Dari persamaan 1.7 ini, *root mean square speed of gas molecule* atau kecepatan akar kwadrat rata-rata molekul dapat ditentukan, sebagai berikut.

$$v_{rms}^2 = \frac{3RT}{m \cdot N_A} \text{ atau } v_{rms} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad (8)$$

Notasi  $M$  dalam persamaan adalah massa molar,  $M = mN_A$ , dengan  $N_A$  adalah tetapan Avogadro,  $m$  adalah massa gas,  $R$  merupakan tetapan gas dan  $T$  adalah suhu dalam Kelvin.

Perlu kiranya diperhatikan bahwa sistem gas bervolume  $V$  yang mengandung molekul dalam jumlah besar  $N$  mengandung molekul yang bergerak dengan kecepatan masing-masing, dan kecepatan molekul gas tersebut berbanding terbalik dengan massa molar relatif  $M$ . Semakin besar  $M$  gas semakin kecil kecepatannya. Selain itu, di dalam system gas tersebut, kecepatan suatu molekul tidak selalu sama, bisa berubah setiap saat. Perubahan ini terjadi akibat tumbukan antar molekul yang terdapat dalam wadah system gas. Tumbukan antar molekul tersebut dapat menyebabkan pertukaran energi kinetik.

Besarnya energi kinetik translasi ( $\bar{K}$ ) yang dipertukarkan tergantung juga pada  $v_{rms}$  gas. Semakin cepat gas bergerak maka semakin besar pula energi kinetik translasi.

$$\bar{K} = \frac{1}{2} m \langle v_{rms}^2 \rangle = \frac{1}{2} \frac{M}{N_A} \langle v_{rms}^2 \rangle \quad (9)$$

Berdasarkan persamaan 9 ini, maka untuk gas ideal yang memenuhi persamaan keadaan, dapat dituliskan bahwa:

$$pV = \frac{1}{3} Nm \langle v_{rms}^2 \rangle = (\frac{2}{3} N) \times (\frac{1}{2} m v_{rms}) = \frac{2}{3} N \bar{K} = nRT \quad (10)$$

Oleh karena itu, besarnya energi kinetik translasi dapat dituliskan sebagai:

$$\bar{K} = \frac{3}{2} \frac{nRT}{N} = \frac{3}{2} k_B T \quad (11)$$

Di mana  $k_B$  adalah tetapan Boltzmann yang besarnya sama dengan  $1,38 \times 10^{-23}$  J/K. Harga tetapan tersebut adalah hasil bagi tetapan gas  $R$  dengan tetapan Avogadro ( $R/N_A$ ).

#### **D. Distribusi Maxwell-Boltzmann**

Distribusi Maxwell-Boltzmann ini merupakan suatu rumusan fungsi statistik untuk menentukan kemungkinan ditemukannya molekul dengan

kecepatan dan pada jarak tertentu. Seperti yang diketahui bahwa gas tersusun dari atom atau molekul. Atom atau molekul gas sebenarnya tidak berinteraksi dengan yang lainnya kecuali melalui tumbukan. Kita mungkin membayangkan bahwa gas merupakan gabungan bola-bola sangat kecil di udara, yang bertumbukan antara satu dengan lainnya. Kalaupun atom atau molekul gas bergerak dengan kecepatan yang awalnya sama (padahal sebenarnya tidak sama), tumbukan yang dialami oleh masing-masing gas akan menyebabkan perbedaan kecepatan gas. Beberapa gas bergerak sangat cepat, dan yang lainnya bergerak lambat. Dengan demikian, ada sebaran jumlah molekul mulai dari kecepatan nol hingga kecepatan yang sangat besar. Sebaran tersebut digambarkan dengan suatu fungsi distribusi kecepatan molekul  $f(\mathbf{v})$ , yang disebut distribusi Maxwell. Berdasarkan fungsi ini, pengaruh masa molekul dan suhu terhadap distribusi dinyatakan dalam persamaan.

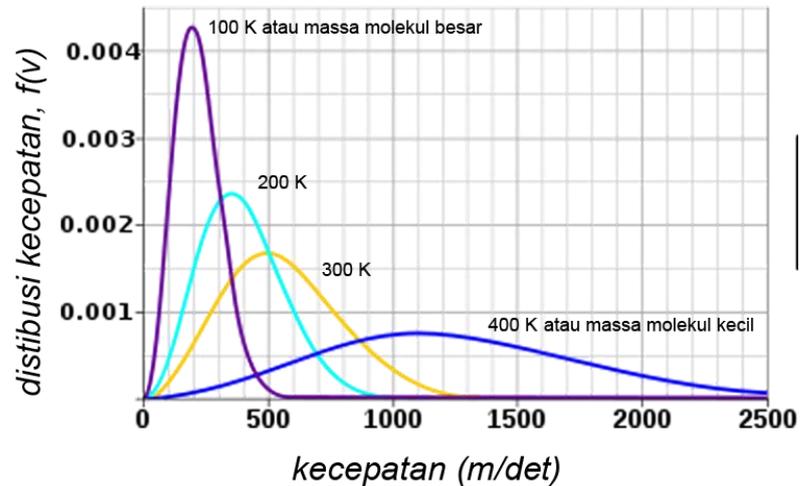
$$f(v) = 4\pi \left( \frac{m}{2\pi k_B T} \right)^{\frac{3}{2}} v^2 e^{-m \cdot v^2 / 2k_B T} \quad (12)$$

Grafik alur fungsi  $f(v)$  terhadap kecepatan  $v$  disajikan pada Gambar 3 di bawah ini. Pada suhu tinggi atau masa molekul kecil, distribusi molekul dengan kecepatan tinggi lebih besar jumlahnya dibandingkan dengan pada suhu rendah atau masa molekul lebih besar. Semakin kecil masa molekul atau semakin tinggi suhu, puncak kurva bergeser ke  $v$  yang lebih tinggi, dan kurva melebar sepanjang aksis kecepatan  $v$  tersebut.

Persamaan Maxwell  $f(v)$  di atas selanjutnya diteliti secara cermat oleh Boltzmann. Penurunan persamaan Maxwell dimulai dari pendapat Boltzmann yang menyatakan bahwa fraksi molekul yang bergerak dengan kecepatan tertentu berbanding lurus dengan pangkat  $(e^{-mv^2/2k_B T})$ . Berdasarkan pendapat ini, distribusi kecepatan gas dalam arah satu dimensi di sumbu X dirumuskan dengan persamaan berikut.

$$\frac{dN}{N} = A \cdot e^{-m \cdot v_x^2 / 2k_B T} \cdot dv_x \quad (13)$$

Dengan  $dN/N$  adalah fraksi molekul, dan  $A$  suatu tetapan perbandingan.



Gambar 3. Distribusi molekul dengan kecepatan  $v$  dan ketergantungannya pada suhu dan masa.

Peluang maksimal ditemukannya molekul dengan kecepatan tersebut adalah seratus persen atau satu. Sehingga, persamaan 13 ini dituliskan menjadi

$$\int_{-\infty}^{+\infty} A \cdot e^{-m \cdot v_x^2 / 2k_B T} \cdot dv_x = 1 \quad (14)$$

Tetapan  $A$  dapat ditentukan sebagai berikut.

$$A = \frac{1}{\int_{-\infty}^{+\infty} e^{-m \cdot v_x^2 / 2k_B T} \cdot dv_x}$$

Untuk menyelesaikan persamaan ini, maka perlu diperhatikan penyelesaian matematik sebagaimana tertera dalam Tabel 1 berikut.

Tabel 1. Penyelesaian matematik untuk integral terhadap fungsi Gauss

Persamaan	$N$			
	0	1	2	3
$\int_{-\infty}^{+\infty} v^n \cdot e^{-a \cdot v_x^2} dv_x = Y$	$Y = \sqrt{\frac{\pi}{a}}$	$Y = 0$	$Y = \frac{1}{2} \sqrt{\frac{\pi}{a^3}}$	$Y = 0$

Dengan  $a = \frac{m}{2kT}$ , maka harga  $\int_{-\infty}^{\infty} e^{-m \cdot v_x^2 / 2k_B T} \cdot dv_x = \sqrt{\frac{2\pi k_B T}{m}}$ .

Oleh karena itu, nilai tetapan A adalah

$$A = \frac{1}{\int_{-\infty}^{+\infty} e^{-m \cdot v_x^2 / 2k_B T} \cdot dv_x} = \sqrt{\frac{m}{2\pi k_B T}}.$$

Dengan memasukkan harga A ke dalam persamaan 13 tentang distribusi fungsi  $f(v) dv$  di atas, maka:

$$\frac{dN}{N} = f(v_x) dv_x = \sqrt{\frac{m}{2\pi k_B T}} \cdot e^{-m \cdot v_x^2 / 2k_B T} \cdot dv_x \quad (15)$$

Persamaan ini dikenal dengan persamaan Maxwell-Boltzmann, yang pertama kali disampaikan oleh Maxwell, dan selanjutnya dibuktikan secara teliti oleh Boltzmann.

Pembahasan yang telah dilakukan diasumsikan pada kecepatan gas yang bergerak di sumbu X. Namun gas selalu bergerak acak dengan arah di tiga dimensi X, Y, dan Z. Oleh karena itu, persamaan 15 di atas secara terpisah dapat dituliskan sesuai dengan arahnya:

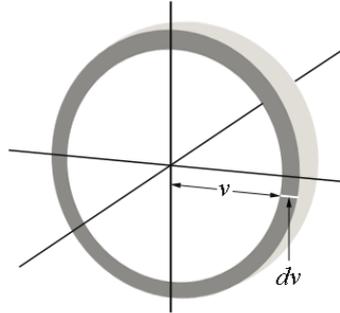
- $f(v_x) dv_x = \sqrt{\frac{m}{2\pi k_B T}} \cdot e^{-m \cdot v_x^2 / 2k_B T} \cdot dv_x$
- $f(v_y) dv_y = \sqrt{\frac{m}{2\pi k_B T}} \cdot e^{-m \cdot v_y^2 / 2k_B T} \cdot dv_y$
- $f(v_z) dv_z = \sqrt{\frac{m}{2\pi k_B T}} \cdot e^{-m \cdot v_z^2 / 2k_B T} \cdot dv_z$

Distribusi molekul yang memiliki kecepatan dalam rentang kecepatan  $v$  sampai  $(v+dv)$  direpresentasikan oleh suatu persamaan koordinat kartesian berikut.

$$f(v) dv = f(v_x, v_y, v_z) dv_x dv_y dv_z = \left( \sqrt{\frac{m}{2\pi k_B T}} \right)^3 \cdot e^{-m \cdot v^2 / 2k_B T} \cdot dv_x dv_y dv_z$$

Distribusi akhir ditemukannya molekul yang bergerak dengan rentangan kecepatan  $v$  sampai  $dv$  merupakan jumlah peluang teletaknya molekul dalam segala arah di tiga dimensi dengan rentang kecepatan  $v$  sampai  $v + dv$  atau

berbentuk bola. Untuk itu, perhitungan peluang harus dikalikan dengan volum bola yang berjejari  $v$  dengan kulit  $dv$ , sehingga volum bola adalah  $4/3\pi v^3$  (Gambar 4).



Gambar 4. Distribusi molekul yang memiliki kecepatan dalam rentang kecepatan  $v$  sampai  $v+dv$  dalam segala arah 3 dimensi berbentuk bola.

$$\begin{aligned}
 \bullet f(v) dv &= \left( \frac{m}{2\pi k_B T} \right)^{\frac{3}{2}} \cdot e^{-m \cdot v^{\frac{3}{2}} / 2k_B \cdot T} \cdot \frac{4}{3} \pi v^3 \cdot dv \\
 \bullet f(v) &= \frac{4}{3} \pi \left( \frac{m}{2\pi k_B T} \right)^{\frac{3}{2}} \int v^3 \cdot e^{-m \cdot v^{\frac{3}{2}} / 2k_B \cdot T} \cdot dv \\
 \bullet f(v) &= 4\pi \left( \frac{m}{2\pi k_B T} \right)^{\frac{3}{2}} v^2 e^{-m \cdot v^{\frac{3}{2}} / 2k_B \cdot T} \tag{16}
 \end{aligned}$$

Persamaan 16 ini adalah persamaan distribusi kecepatan Maxwell yang sudah dituliskan dalam persamaan 12 di halaman 9. Mengingat hubungan antara massa  $m$  dan massa molekul  $M$ , serta antara tetapan Boltzmann  $k_B$  dan tetapan gas  $R$ , maka persamaan distribusi tersebut dapat dituliskan sebagai berikut.

$$f(v) = 4\pi \left( \frac{M}{2\pi RT} \right)^{\frac{3}{2}} v^2 e^{-M \cdot v^{\frac{3}{2}} / 2RT} \tag{17}$$

## E. Aplikasi Distribusi Maxwell

### 1. Menghitung Distribusi Kecepatan

Fungsi distribusi Maxwell dipelajari untuk menentukan besarnya peluang ditemukannya molekul yang mempunyai kecepatan dalam rentang  $v$  sampai  $(v + dv)$ . Fungsi ini dapat digunakan menghitung kecepatan akar kwadrat rata-rata

( $v_{rms}$ ), dan kecepatan rata-rata  $\bar{v}$  (*mean speed*). Penulisan produk fraksi dengan kecepatan  $v^2$  adalah  $v^2 \cdot f(v)dv$ . Dengan demikian kecepatan akar kwadrat rata-rata ( $v_{rms}$ ) dapat dievaluasi dari integral  $v^2 \cdot f(v)dv$  yang kemudian diakar.

$$\langle v^2 \rangle = \int_0^{\infty} v^2 \cdot f(v) \cdot dv = 4\pi \left( \frac{M}{2\pi RT} \right)^{\frac{3}{2}} \int_0^{\infty} v^4 e^{-Mv^2/2RT} \cdot dv$$

Integral  $v^2 \cdot f(v)dv$  ini memerlukan penyelesaian matematik sebagai berikut.

Tabel 2. Penyelesaian matematik untuk integral terhadap fungsi Gauss

Persamaan	N					
	0	1	2	3	4	5
$\int_0^{+\infty} v^n \cdot e^{-a \cdot v_x^2} dv_x = I$	$I = \frac{1}{2} \sqrt{\frac{\pi}{a}}$	$I = \frac{1}{2a}$	$I = \frac{1}{4} \sqrt{\frac{\pi}{a^3}}$	$I = \frac{1}{2a^2}$	$I = \frac{3}{8} \sqrt{\frac{\pi}{a^5}}$	$I = \frac{1}{a^3}$

Dengan  $a = \frac{M}{2RT}$ , maka evaluasi untuk perhitungan  $v_{rms}$  dengan harga  $n = 4$ , adalah sebagai berikut.

- $\langle v^2 \rangle = 4\pi \left( \frac{M}{2\pi RT} \right)^{\frac{3}{2}} \times \frac{3}{8} \left[ \pi \left( \frac{2RT}{M} \right)^5 \right]^{\frac{1}{2}}$
- $\langle v^4 \rangle = \pi^2 \left( \frac{M}{2\pi RT} \right)^3 \times \frac{9}{4} \left[ \pi \left( \frac{2RT}{M} \right)^5 \right]$
- $\langle v^2 \rangle = \left( \frac{3RT}{M} \right)$
- sehingga  $v_{rms} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$  (18)

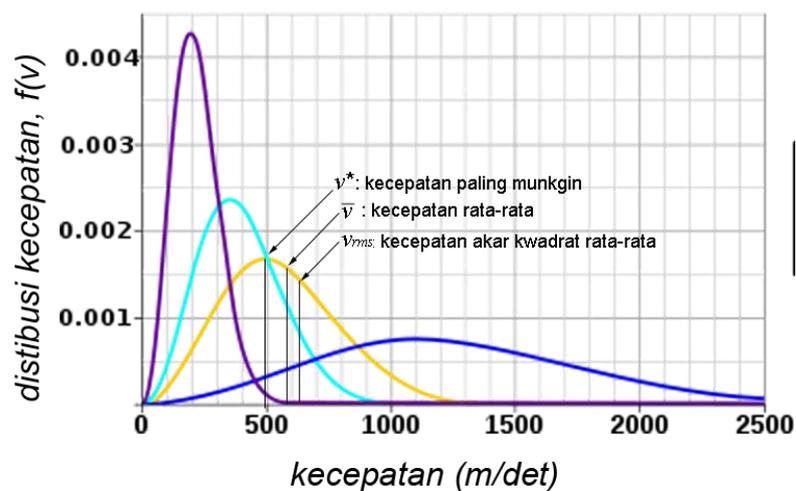
Evaluasi kecepatan rata-rata  $\bar{v}$  juga dapat dilakukan dengan cara serupa menggunakan fungsi distribusi Maxwell dan cara integral terhadap  $v \cdot f(v)dv$  sebagai berikut.

- $\bar{v} = \int_0^{\infty} v \cdot f(v) \cdot dv = 4\pi \left( \frac{M}{2\pi RT} \right)^{\frac{3}{2}} \int_0^{\infty} v^3 e^{-Mv^2/2RT} \cdot dv$
- $\bar{v} = 4\pi \left( \frac{M}{2\pi RT} \right)^{\frac{3}{2}} \cdot \frac{1}{2} \left( \frac{2RT}{M} \right)^2$
- $\bar{v} = \sqrt{\frac{8RT}{\pi M}}$

Selain kedua kecepatan yang dihitung dengan distribusi Maxwell tersebut, dikenal pula satu kecepatan gas lainnya yang dikenal sebagai kecepatan dengan kebolehjadian terbesar  $v^*$ , atau kecepatan yang paling mungkin (*the most probable speed*). Kecepatan paling mungkin ini ditunjukkan oleh titik puncak distribusi, dimana turunan pertama fungsi Maxwell bernilai = 0. Dengan bertambahnya suhu atau berkurangnya massa molekul gas, kecepatan ini berubah ke arah kecepatan yang lebih besar. Ini dikarenakan distribusi kecepatan molekul juga semakin besar. Harga kecepatan paling mungkin ini ditentukan oleh persamaan

$$v^* = \sqrt{\frac{2RT}{M}} \tag{19}$$

Kurva distribusi kecepatan-kecepatan gas ini diikhtisarkan dalam Gambar 5 berikut.



Gambar 5. Ilustrasi kecepatan-kecepatan molekul gas berdasarkan distribusi Maxwell

Seperti telah diulas di depan bahwa semua kecepatan gas dipengaruhi oleh masa molekul gas  $M$  dan suhu  $T$ . Semakin tinggi suhu dan/atau semakin besar masa molekul, maka kecepatan gas akan semakin kecil. Besarnya masing-masing kecepatan gas tersebut diberikan oleh rasio berikut.

$$v_{rms} = \sqrt{\frac{3}{2}} v^* = 1,225 v^* \text{ dan } \bar{v} = \sqrt{\frac{4}{\pi}} v^* = 1,128 v^* \quad (20)$$

Distribusi ini dapat pula digunakan untuk menerangkan kecepatan pergerakan gas hydrogen dan helium di atmosfer bumi yang lebih besar dari pada nitrogen dan oksigen. Barangkali kita tidak dapat merasakan keberadaan gas hydrogen dan helium secara bebas di atmosfer seperti gas nitrogen dan oksigen. Ini dapat diterangkan dengan  $v_{rms}$  yang mengukur seberapa cepat suatu atom atau molekul berkelana di atmosfer.  $v_{rms}$  hydrogen  $(14)^{1/2}$  kali lebih besar dari pada nitrogen karena masa molekul nitrogen 14 kali masa hydrogen, sedangkan  $v_{rms}$  helium  $(7)^{1/2}$  kali lebih besar dari pada nitrogen karena masa nitrogen 7 kali masa atom helium.

Kecepatan suatu objek untuk dapat lepas dari gravitasi bumi dan meninggalkan bumi adalah 11,2 km/det. Maka dari itu, roket yang akan meluncur ke Mars harus memiliki kecepatan melebihi 11,2 km/det untuk dapat meninggalkan bumi. Demikian pula yang berlaku pada molekul gas. Jika molekul gas memiliki kecepatan rata-rata lebih dari 11,2 km/det, gas tersebut tidak akan pernah tinggal di bumi. Gas hydrogen dan helium memiliki kecepatan rata-rata yang sangat besar, sehingga hampir tidak ditemukan di atmosfer bumi.

## 2. Menghitung Distribusi Energi Kinetik Translasi

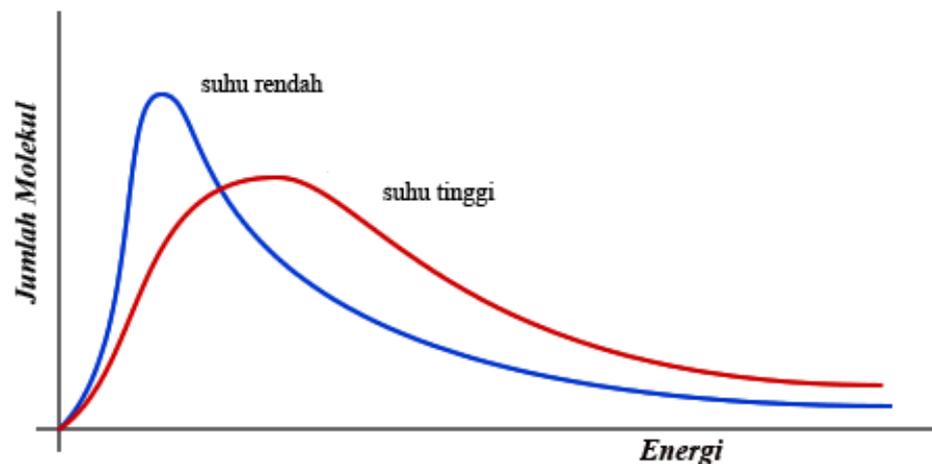
Distribusi Maxwell dapat juga digunakankan untuk menggambarkan distribusi molekul yang memiliki energi kinetik translasi tertentu. Jika suatu molekul memiliki kecepatan berkisar dari  $v$  sampai  $v+dv$ , maka energi kinetik translasinya adalah dalam rentang  $\frac{1}{2} mv^2$  sampai  $\frac{1}{2} m(v+dv)^2 = \frac{1}{2} m(v^2+2v dv+dv^2) = (\frac{1}{2} mv^2+mv dv)$ , yang dapat dituliskan secara singkat rentang energi tersebut dari  $\varepsilon$  sampai  $(\varepsilon+d\varepsilon)$ , di mana  $\varepsilon = \frac{1}{2} mv^2$  [ $v = (2\varepsilon/m)^{1/2}$ ] dan  $d\varepsilon = mv dv$

$[dv = d\varepsilon/(2m\varepsilon)^{1/2}]$ . Jika harga ini disubstitusikan ke dalam persamaan Maxwell (persamaan 16) berikut.

$$f(v) dv = 4\pi v^2 \left( \frac{m}{2\pi k_B T} \right)^{3/2} e^{-m v^2 / 2k_B T} dv,$$

Maka didapatkan

$$\begin{aligned} \bullet f(\varepsilon) d\varepsilon &= 4\pi \left( \frac{2\varepsilon}{m} \right) \left( \frac{m}{2\pi k_B T} \right)^{3/2} e^{-\varepsilon / k_B T} \frac{d\varepsilon}{(2m\varepsilon)^{1/2}} \\ \bullet f(\varepsilon) d\varepsilon &= 2\pi \left( \frac{1}{\pi k_B T} \right)^{3/2} \varepsilon^{1/2} e^{-\varepsilon / k_B T} d\varepsilon \end{aligned} \quad (21)$$



Gambar 6. Fungsi distribusi energi kinetik translasi gas

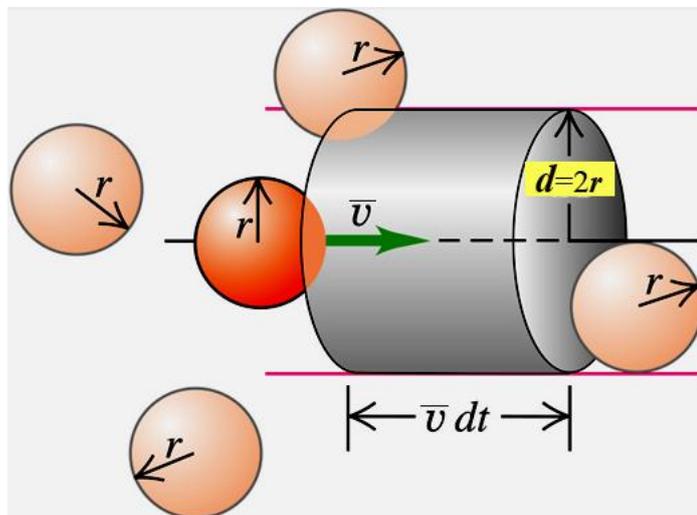
Bentuk kurva distribusi energi ini berbeda dengan kurva distribusi kecepatan (Gambar 4).

## F. Tumbukan Antar Molekul dan Frekwensi Tumbukan

Model kinetika gas memberikan gambaran kuantitatif dari peristiwa-peristiwa yang berlangsung dalam gas, dan dapat juga dipergunakan untuk menghitung frekwensi tumbukan dan jarak bebas rata-rata yang dialami oleh gas dalam pergerakannya yang acak. Frekwensi tumbukan merupakan jumlah tumbukan yang dilakukan oleh molekul gas per satuan waktu. Jarak bebas rata-

rata merupakan perjalanan rata-rata molekul yang bebas tumbukan (jarak rata-rata di antara tumbukan).

Tumbukan terjadi jika dua molekul saling mendekat dalam jarak  $d$  (diameter tumbukan). Molekul gas diasumsikan sebagai bola keras, dan besar  $d$  (diameter tumbukan) untuk molekul yang identik sama dengan diameter molekul. Tetapi untuk molekul model bola keras A dan B yang tidak identik, harga  $d = \frac{1}{2}(d_A + d_B)$



Gambar 7. Pipa wadah gas yang saling bertumbukan

Jumlah tumbukan yang dihasilkan oleh suatu molekul adalah sama dengan volum wadah dikalikan dengan rapat jumlah molekul ( $\mathcal{N}$ ). Nilai  $\mathcal{N}$  sama dengan  $N/V$ , dimana  $N$  adalah jumlah molekul dan  $V$  adalah volum gas. Wadah gas tersebut memiliki luas penampang (*collision cross section*)  $\sigma = \pi d^2$ , dan panjang penampang  $\bar{v} \Delta t$ , sehingga volum wadah gas sama dengan  $\sigma \bar{v} \Delta t$ . Jika suatu molekul gas memiliki volum yang besarnya sama dengan  $\sigma \bar{v} \Delta t$ , maka molekul tersebut akan mengalami tumbukan dengan gas lainnya. Jumlah tumbukan yang terjadi dalam wadah tersebut sama dengan  $\sigma \bar{v} \Delta t \cdot \mathcal{N}$ . Oleh karena itu, frekwensi tumbukan  $z$  yang didefinisikan sebagai jumlah tumbukan yang dihasilkan oleh suatu molekul per satuan waktu, dirumuskan sebagai berikut.

$$z = \frac{N}{V} \sigma \bar{v} \quad (22)$$

Persamaan 22 di atas diturunkan dari suatu asumsi bahwa hanya satu molekul yang bergerak menumbuk molekul yang lainnya. Di dalam kenyatannya, masing-masing molekul bergerak dengan kecepatan yang belum tentu sama, apalagi molekul tersebut memiliki masa yang tidak sama ( $m_A \neq m_B$ ) dengan diameter yang berbeda pula ( $d_A \neq d_B$ ). Oleh karena itu,  $\bar{v}$  dalam rumus 22 di atas seharusnya kecepatan rata-rata relatif ( $\bar{v}_{rel}$ ) yang besarnya:

- $\bar{v}_{rel} = \sqrt{\frac{8k_B T}{\pi \mu}}$ ,

dengan  $\mu$  adalah masa tereduksi molekul, yang besarnya: (23)

- $\mu = \frac{m_A \cdot m_B}{m_A + m_B}$

Jika masa molekul A dan B adalah sama,  $m_A = m_B$ , maka masa tereduksi molekul.

$$\mu = \frac{m_A \cdot m_B}{m_A + m_B} = \frac{m_A^2}{2} = \frac{m_A}{2}$$

Kecepatan rata-rata relatif ( $\bar{v}_{rel}$ ) dirumuskan dengan

$$\bar{v}_{rel} = \sqrt{\frac{8k_B T}{\pi m_A}} \times \sqrt{2} = 2^{1/2} \cdot \bar{v} \quad (24)$$

Oleh karena itu, frekwensi tumbukan dua molekul gas identik dengan masa sama akan memiliki kecepatan relatif yang besarnya dinyatakan dengan rumus berikut.

$$z = \frac{2^{1/2} \sigma \bar{v} N}{V} \quad (25)$$

Persamaan (25) menjelaskan bahwa frekwensi tumbukan meningkat bila suhu sistem dinaikkan. Pengaruh suhu pada frekwensi tumbukan ditunjukkan oleh persamaan (24), yang memperlihatkan bahwa peningkatan suhu sistem menyebabkan peningkatan kecepatan rata-rata relatif ( $\bar{v}_{rel}$ ) dari molekul-molekul yang bertumbukan. Hal ini yang menyebabkan frekwensi tumbukan juga meningkat.

Rapat jumlah molekul, yaitu  $N/V$  bagi proses yang terjadi terhadap gas yang identik dengan gas ideal, dapat pula diungkapkan dengan persamaan berikut.

- $pV = nRT$ ,
- $pV = \frac{N}{N_A} RT$ ,
- $\frac{N}{N_A V} = \frac{p}{RT} = C$ ,
- Maka  $\frac{N}{V} = \frac{p N_A}{RT} = \frac{p}{C} = CN_A$

(26)

Dengan menggunakan ungkapan tersebut, maka frekwensi tumbukan gas yang identik dapat ditulis dalam bentuk lain,

$$z = \frac{2^{1/2} \sigma \bar{v} p}{k_B T} = 2^{1/2} \sigma \bar{v} \cdot N_A C \quad (27)$$

Persamaan ini menunjukkan bahwa pada suhu tertentu, frekwensi tumbukan berbanding lurus dengan tekanan  $p$  dan konsentrasi gas  $C$ . Jika tekanan sistem atau konsentrasi gas diperbesar, maka kerapatan molekul gas akan meningkat. Sebagai akibatnya, frekwensi tumbukan juga menjadi lebih besar.

### G. Rapat Tumbukan

Dalam system di suatu wadah bervolum  $V$  terdapat gas yang jumlahnya  $N$ . Frekwensi tumbukan menyatakan jumlah tumbukan per satuan waktu yang dialami oleh suatu molekul gas. Frekwensi tumbukan total yang terjadi dalam suatu system gas yang mengandung sejumlah molekul gas ( $j,i$ ) dihitung dengan rapat tumbukan  $Z_{ji}$ .  $Z_{ji}$  mengungkapkan jumlah total tumbukan per satuan waktu per satuan volum. Rapat tumbukan molekul-molekul identik (misalnya molekul A dan A) dituliskan sebagai  $Z_{AA}$ , sedangkan rapat tumbukan molekul yang tidak identik (misalnya molekul A dan B) dituliskan sebagai  $Z_{AB}$ .

Besarnya rapat tumbukan dihitung dengan mengalikan frekwensi tumbukan  $z$  dengan rapat jumlah molekul gas ( $j,i$ ). Selain itu, faktor penghitungan ganda (*double counting factor*) juga harus diperhitungkan untuk setiap tumbukan yang dialami oleh dua molekul identic. Sebagai contoh, jika dua molekul A bertumbukan, jumlah tumbukan keduanya dihitung sekali, bukan dua kali. Secara matematik, rapat tumbukan dalam system gas yang identik harus memperhitungkan perkalian dengan angka  $1/2$  dari rapat jumlah molekul sebagai berikut.

- $Z_{AA} = \frac{1}{2} \frac{N}{V} \bar{v} z$
- $Z_{AA} = \frac{\sigma \bar{v}}{2^{1/2}} \left( \frac{N}{V} \right)^2 = \sigma \left( \frac{4k_B T}{\pi m} \right)^{1/2} \cdot N_A^2 C^2$

(28)

Rapat tumbukan gas biasanya memiliki harga yang sangat besar. Sebagai contoh, molekul nitrogen yang berdiameter  $d = 280$  pm pada suhu kamar dan tekanan 1 atmosfer mempunyai rapat tumbukan  $Z_{AA} = 5 \times 10^{34} \text{ m}^{-3} \text{ s}^{-1}$ . Ini berarti, dalam wadah  $1 \text{ m}^3$ , gas nitrogen mengalami tumbukan sebanyak  $5 \times 10^{34}$  kali di setiap detiknya.

Rapat tumbukan molekul-molekul tidak identik (misalnya  $J$  dan  $I$ ) dituliskan sebagai  $Z_{JI}$  dan dihitung dengan persamaan berikut.

- $Z_{JI} = \sigma \bar{v}_{rel} \frac{N_J N_I}{V^2}$

(29)

- $Z_{JI} = \pi \cdot d_{JI}^2 \left( \frac{8kT}{\pi \cdot \mu_{JI}} \right)^{1/2} \frac{N_J N_I}{V^2}$

(30)

- $Z_{JI} = \pi \cdot d_{JI}^2 \left( \frac{8kT}{\pi \cdot \mu_{JI}} \right)^{1/2} (N_A)^2 \cdot C_J C_I$

(31)

$C_J$  adalah konsentrasi molekul  $J$ ,  $N_J$  adalah jumlah molekul  $J$ ,  $N_A$  adalah tetapan Avogadro,  $\mu_{JI}$  adalah masa tereduksi molekul  $J$  dan  $I$ , sedangkan  $d_{JI}$  adalah diameter tumbukan molekul  $J$  dan  $I$ , di mana  $d_{JI} = \frac{1}{2} (d_J + d_I)$ . Perhatikan bahwa faktor perkalian ganda  $\frac{1}{2}$  tidak muncul dalam persamaan x111 di atas karena molekul  $J$  yang bertumbukan dengan molekul  $I$  dihitung masing-masing sebagai satu kali tumbukan. Hal ini dapat dirunut dari kecepatan rata-rata relatif  $\bar{v}_{rel}$  yang memperhitungkan masa tereduksi  $\mu$ , sebagaimana ditunjukkan persamaan 23 pada halaman 18.

## H. Jalan Bebas Rata-rata

Jalan bebas rata-rata  $\lambda$  merupakan jarak rata-rata yang ditempuh suatu molekul di antara tumbukan. Suatu molekul bergerak dengan kecepatan yang berubah-ubah setiap detiknya karena tumbukan molekul yang dialaminya selama waktu tertentu  $t$ . Jika suatu molekul bergerak dengan kecepatan rata-rata  $\bar{v}$  dan

menempuh jarak  $\bar{v} \Delta t$ , serta mengalami tumbukan sebanyak  $z \Delta t$ . Dengan demikian, jarak rata-rata yang ditempuh molekul di antara tumbukan adalah  $\bar{v} \Delta t / (z \Delta t)$  atau:

$$\lambda = \frac{\bar{v}}{z} \quad (32)$$

Karena frekwensi tumbukan berbanding lurus dengan tekanan seperti ditunjukkan oleh persamaan (27) maka peningkatan tekanan gas memperkecil jalan bebas rata-rata. Hubungan ini dieksplicitkan dengan mensubstitusikan ungkapan  $z$  (frekwensi tumbukan  $z$  untuk molekul gas ideal yang identic) dalam persamaan (27) atau persamaan (33) berikut ke dalam persamaan 32.

$$z = 2^{1/2} \sigma \bar{v} \frac{N}{V} = \frac{2^{1/2} \sigma \bar{v} p}{k_B T} = 2^{1/2} \sigma \bar{v} \cdot N_A C \quad (33)$$

Maka, besarnya jalan bebas rata-rata adalah

$$\lambda = \frac{V}{2^{1/2} \sigma N} = \frac{k_B T}{2^{1/2} \sigma p} = \frac{1}{2^{1/2} \sigma N_A C} \quad (34)$$

Persamaan ini menunjukkan bahwa pada volum tetap, yang berarti pada  $T/p$  tetap, jalan bebas rata-rata  $\lambda$  tidak bergantung pada suhu dan kecepatan gerak gas. Jarak di antara tumbukan tersebut ditentukan oleh jumlah molekul yang ada dalam volum tertentu, tidak pada kecepatannya.

Parameter tumbukan yang terdiri dari diameter tumbukan, frekwensi tumbukan, laju tumbukan dan jalan bebas rata-rata dari beberapa molekul gas diberikan dalam Tabel 3 berikut.

Tabel 3. Parameter tumbukan beberapa gas pada suhu kamar dan  $p=1$  atm

Molekul	Diameter tumbukan	Jalan bebas rata-rata	Frekwensi tumbukan	Laju tumbukan
	$d / \text{Å}$	$\lambda / 10^{-8} \text{ m}$	$z / 10^9 \text{ det}^{-1}$	$Z_{(j,i)} / 10^{34} \text{ m}^{-3} \text{ det}^{-1}$
H <sub>2</sub>	2,73	12,4	14,3	17,6
He	2,18	19,1	6,6	8,1
N <sub>2</sub>	3,74	6,56	7,2	8,9

O <sub>2</sub>	3,57	7,16	6,2	7,6
Ar	3,62	6,99	5,7	7,0
CO <sub>2</sub>	4,56	4,41	8,6	10,6
HI	5,56	2,96	7,5	10,6

### I. Tumbukan terhadap Dinding dan Efusi

Tumbukan gas terhadap satu sisi dinding wadah menjadi suatu fenomena yang menarik untuk dipelajari dengan seksama. Dinding wadah gas dengan luas  $A$  yang tegak lurus dengan sumbu  $X$ , akan ditumbuk oleh gas yang bergerak searah sumbu  $X$  dengan kecepatan  $v_x > 0$  dan menjunya selama selang waktu  $\Delta t$ . Lintasan atau jarak yang harus ditempuh gas untuk menumbuk dinding tersebut adalah  $v_x \Delta t$ . Dengan demikian, dapat dipastikan bahwa semua molekul yang memiliki volum  $A v_x \Delta t$  dan bergerak dengan kecepatan positif menuju dinding, akan menumbuk dinding dalam selang waktu  $\Delta t$ . Jumlah rata-rata tumbukan total dalam selang waktu  $\Delta t$  ini ditentukan oleh jumlah molekul yang memiliki kecepatan dalam rentang  $v_x$  sampai  $v_x + dv_x$ , sebanyak  $N^\circ f(v_x) dv_x$ , yang tersebar di seluruh bagian wadahnya. Oleh karena itu, jumlah total molekul yang memiliki kecepatan dalam rentang  $v_x$  sampai  $v_x + dv_x$  dalam wadah tersebut adalah  $N^\circ f(v_x) dv_x A v_x \Delta t$ .

Jumlah tumbukan total gas terhadap dinding dihitung dengan cara integrasi.

- Jumlah tumbukan  $= \frac{N}{V} A \Delta t \left( \frac{m}{2\pi k_B T} \right)^{\frac{1}{2}} \int_0^{+\infty} v_x e^{-m v_x^2 / 2 k_B T} dv_x$
- Jumlah tumbukan  $= \frac{N}{V} A \Delta t \left( \frac{k_B T}{2\pi m} \right)^{\frac{1}{2}}$

Jumlah tumbukan per satuan luas per satuan waktu ( $Z_w$ ) adalah.

$$Z_w = \frac{N}{V} \left( \frac{k_B T}{2\pi m} \right)^{\frac{1}{2}} = \frac{\bar{v} N}{4V} \quad (35)$$

Untuk gas yang mendekati ideal, maka:

$$Z_w = \frac{\bar{p}v}{4k_B T} = \frac{p}{(2\pi mk_B T)^{1/2}} \quad (36)$$

Jika satu dinding yang ditumbuk oleh gas tersebut berlubang kecil dengan luas  $A_o$ , sedangkan area di luar dinding tersebut adalah vakum, maka laju keluarnya molekul gas sama dengan laju pembentukan molekul pada luas lubang tersebut. Jumlah molekul yang keluar lubang tersebut per satuan waktu dihitung dengan persamaan berikut.

$$Z_w A_o = \frac{p A_o}{(2\pi mk_B T)^{1/2}} \quad (37)$$

Jumlah molekul yang keluar lubang tersebut disebut efusi. Menurut Hukum Efusi Graham (*Graham Law of Effusion*), laju efusi berbanding terbalik dengan akar kwadrat dari masa molar molekul  $M^{-1/2}$ . Perbedaan laju efusi ini berguna untuk memisahkan spesies isotopic, misalnya antara  $^{235}\text{UF}_6$  dan  $^{238}\text{UF}_6$ .

Jika jarak rata-rata yang ditempuh gas di antara tumbukan adalah  $\lambda$ , maka diameter lubang dinding harus jauh lebih kecil dari  $\lambda$ . Kalau tidak, molekul akan bertumbukan dengan molekul lainnya di dekat lubang, dan dapat mengakibatkan terjadinya aliran gas beruntun keluar melalui lubang. Hal ini terjadi karena keluarnya molekul melalui lubang dalam jumlah besar dapat mengurangi kerapatan jumlah gas di dekat lubang, yang dapat mengurangi tekanan di daerah dekat lubang dinding. Maka, molekul di dekat lubang dinding akan mengalami sedikit tumbukan dibandingkan dengan molekul yang berada jauh dari lubang. Aliran yang terjadi karena perbedaan tekanan ini disebut *viscous flow* atau *connective flow*. Efusi bukanlah aliran karena perbedaan tekanan tersebut, namun merupakan suatu contoh aliran molekul bebas yang oleh **Knudsen** dimanfaatkan untuk menentukan masa molar suatu molekul. Dalam Metode **Knudsen** ini,  $\lambda$  mempunyai nilai yang besar atau panjang, sehingga tumbukan antar molekul dapat diabaikan.

Salah satu syarat lain yang harus dipenuhi agar persamaan 37 dapat diberlakukan adalah bahwa dinding yang memiliki lubang tersebut harus tipis.

Kalau dindingnya tebal, keluarnya molekul gas dimungkinkan bersinggungan dengan sisi-sisi lubang, dan molekul gas akan memantul balik ke dalam wadah.

Berdasarkan persamaan 37 di atas, metode Knudsen menemukan bahwa jika tekanan uap padatan dengan lubang kecil adalah  $p$ , maka laju kehilangan masa molekul dari wadah karena terjadinya efusi berbanding lurus dengan  $p$ .

**Contoh soal:**

1. Apakah di dalam suatu system, semua gas bergerak dengan kecepatan yang sama?
2. Apakah suatu gas bergerak dengan kecepatan yang selalu tetap?
3. Hitunglah kecepatan-kecepatan: (i) kecepatan paling mungkin, (ii) kecepatan akar kwadrat rata-rata, (iii) kecepatan rata-rata, dan (iv) kecepatan relatif molekul gas hidrogen pada suhu  $27\text{ }^{\circ}\text{C}$ !
4. Hitung kecepatan akar kwadrat rata-rata moleku  $\text{O}_2$  yang memiliki energi kinetik  $2\text{ kkal mol}^{-1}$ . Pada suhu berapakah kecepatan tersebut terjadi?
5. Urutkan molekul gas di bawah ini berdasarkan penurunan kecepatan rata-ratanya pada suatu suhu tertentu!
  - $\text{C}_2\text{H}_4$  (etilena, hormon tumbuhan yang menyebabkan buah-buahan dapat masak)
  - Ne (neon, digunakan untuk membuat lampu neon yang berwarna kemerah-merahan indah)
  - $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}$  (benzaldehida, senyawa organik yang menyebabkan buah almond berbau spesifik)
  - Xe (xenon, gas mulia yang digunakan untuk mengasilkan pijaran lampu yang eksotik).
  - $\text{CO}_2$  (karbon dioksida, gas yang dikeluarkan dalam system pernafasan makhluk hidup dan juga komponen gas sintesis)
  - NO (nitrogen oksida, suatu komponen kabut fotokimia)
  - $\text{H}_2$  (hidrogen, digunakan dalam produksi amonia).

6. Bagaimanakah kebergantungan frekwensi tumbukan dengan penampang lintang tumbukan, kecepatan rata-rata relatif molekul, dan konsentrasi gas
7. Mengapa jalan bebas rata-rata sebanding dengan se per-frekwensi tumbukan?
8. Hitunglah diameter dan penampang lintang tumbukan dari gas O<sub>2</sub> dengan gas Cl<sub>2</sub> bila diketahui diameter masing-masing 0,361 nm dan 0,423 nm.
9. Hitunglah jalan bebas rata-rata pada suhu 27 °C tekanan 2 atm dari gas klorin yang bertumbukan dengan diameter 0,423 nm

**Jawab:**

$$1. \quad 3. \quad c^* = \left( \frac{2RT}{M} \right)^{1/2} = \left[ \frac{2(8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1})(300 \text{ K})}{2,016 \times 10^{-3} \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}} \right]^{1/2} = 1,57 \times 10^3 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$c = \left( \frac{3}{2} \right)^{1/2} c^* = 1,93 \times 10^3 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$\bar{c} = \left( \frac{4}{\pi} \right)^{1/2} c^* = 1,77 \times 10^3 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$\bar{c}_{\text{rel}} = 2^{1/2} \bar{c} = 2,51 \times 10^3 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

2. (6)  $z = \sigma \bar{c}_{\text{rel}} \mathcal{N}$ , berbanding lurus

3. (7) jalan bebas rata-rata (jarak) = kecepatan  $\times$  waktu ; karena  $t = 1/z$

$$4. \quad (8) \quad \sigma = \pi d^2 = \pi \left[ \frac{1}{2} (d_{\text{O}_2} + d_{\text{Cl}_2}) \right]^2 = (3,14) \left[ \frac{1}{2} (0,361 + 0,423) \right]^2 = 0,4827 \text{ nm}^2.$$

$$5. \quad (9) \quad \frac{N}{V} = \frac{pN_A}{RT} = \frac{(2 \text{ atm})(6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1})(10^3 \text{ L m}^{-3})}{(0,082051 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1})(300 \text{ K})} = 4,89 \times 10^{25} \text{ m}^{-3}$$

$$\lambda = \frac{V}{2^{1/2} \sigma N} = \left[ (2)^{1/2} (3,14) (4,23 \times 10^{-10} \text{ m})^2 (4,89 \times 10^{25} \text{ m}^{-3}) \right]^{-1} = 2,57 \times 10^{-8} \text{ m}$$

## **J. Daftar Pustaka**

Irma I. Kartohadiprodjo, (1999), *Kimia Fisika, Jilid 2, (Terjemahan: P.W. Atkins)*, Erlangga, Jakarta.

Levine, Ira N., (1978), *Physical Chemistry*, McGraw-Hill Kogakusha, Tokyo.

Laidler, Keith J., (1987), *Chemical Kinetics, Third Edition*, HarperCollinsPublishers, New York.