

# Teori Kinetik Gas

## A. Hukum Tentang Gas

### 1. Hukum Boyle

Volume gas dalam suatu ruang tertutup sangat bergantung pada tekanan dan suhunya. Apabila suhu dijaga konstan, maka tekanan yang diberikan akan memperkecil volumenya. Hubungan, tersebut dikenal dengan Hukum Boyle yang dapat dinyatakan berikut ini.

“Apabila suhu gas yang berada dalam ruang tertutup dijaga konstan, maka tekanan gas berbanding terbalik dengan volumenya”.

Secara sistematis, pernyataan tersebut dapat dituliskan:

$$PV = \text{konstan}$$
$$P_1V_1 = P_2V_2$$

Keterangan:

$P_1$  = tekanan gas pada keadaan 1 (N/m<sup>2</sup>);

$V_1$  = volume gas pada keadaan 1 (m<sup>3</sup>);

$P_2$  = tekanan gas pada keadaan 2 (N/m<sup>2</sup>); dan

$V_2$  = volume gas pada keadaan 2 (m<sup>3</sup>).

### 2. Hukum Charles

Telah diketahui bahwa selain ditentukan oleh tekanan, volume gas dalam ruang tertutup juga dipengaruhi oleh suhu. Jika suhu gas dinaikkan, maka gerak partikel-partikel gas akan semakin cepat sehingga volumenya bertambah. Apabila tekanan tidak terlalu tinggi dan dijaga konstan, volume gas akan bertambah terhadap kenaikan suhu. Hubungan tersebut dikenal dengan Hukum Charles yang dapat dinyatakan berikut ini.

“Apabila tekanan gas yang berada dalam ruang tertutup dijaga konstan, maka volume gas berbanding lurus dengan suhu mutlaknya.”

Secara matematis, pernyataan tersebut dapat dituliskan:

$$\frac{V}{T} = \text{konstan}$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Keterangan:

$T_1$  = suhu gas pada keadaan 1 (K);

$V_1$  = volume gas pada keadaan 1 ( $\text{m}^3$ );

$T_2$  = suhu gas pada keadaan 2 (K); dan

$V_2$  = volume gas pada keadaan 2 ( $\text{m}^3$ ).

### 3. Hukum Gay Lussac

Apabila botol dalam keadaan tertutup kita masukkanke api, maka botol tersebut akan meledak. Hal ini terjadikarena naiknya tekanan gas di dalamnya akibat kenaikansuhu. Dengan demikian, dapat dikatakan bahwa:

“Apabila volume gas yang berada pada ruang tertutup dijagakonstan, maka tekanan gas berbanding lurus dengan suhumutlaknya”.

Pernyataan tersebut dikenal dengan Hukum Gay Lussac. Secara matematis dapat dituliskan:

$$\frac{P}{T} = \text{konstan}$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Keterangan:

$P_1$  = tekanan gas pada keadaan 1 ( $\text{N/m}^2$ );

$T_1$  = suhu gas pada keadaan 1 (K);

$P_2$  = tekanan gas pada keadaan 2 (N/m<sup>2</sup>); serta

$T_2$  = suhu gas pada keadaan 2 (K).

#### 4. Hukum Boyle-Gay Lussac

Hukum Boyle - Gay Lussac adalah “hasil kali antara tekanan dan volume dibagi suhu pada sejumlah partikel mol gas adalah tetap”. Secara matematis, dirumuskan sebagai berikut.

$$\frac{PV}{T} = \text{konstan}$$
$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

Keterangan:

$P_1$  = tekanan gas pada keadaan 1 (N/m<sup>2</sup>);

$V_1$  = volume gas pada keadaan 1 (m<sup>3</sup>);

$T_1$  = suhu gas pada keadaan 1 (K);

$P_2$  = tekanan gas pada keadaan 2 (N/m<sup>2</sup>);

$T_2$  = suhu gas pada keadaan 2 (K); serta

$V_2$  = volume gas pada keadaan 2 (m<sup>3</sup>).

#### 5. Persamaan Umum Gas Ideal

Adapun persamaan umum gas ideal adalah sebagai berikut.

$$PV = nRT$$

$$PV = \frac{m}{Mr} RT$$

$$P.Mr = \frac{m}{V} RT$$

$$P.Mr = \rho RT$$

$$PV = \frac{N}{N_a} RT$$

$$PV = NkT$$

Keterangan:

$P$  = tekanan gas (Pa);

$Mr$  = massa molekul relatif (kg/mol);

$V$  = volume gas (m<sup>3</sup>);

$N_a$  = bilangan Avogadro =  $6,02 \times 10^{23}$  partikel/mol

$m$  = massa 1 partikel gas (kg);

$R$  = tetapan gas ideal ( $8,314 \times 10^3$  J/kmol.K;

$k$  = konstanta Boltzman ( $1,38 \times 10^{-23}$  J/K);

$N$  = jumlah partikel gas;

$n$  = jumlah mol (mol);

$\rho$  = massa jenis gas (kg/m<sup>3</sup>); dan

$T$  = suhu gas (K).

## B. Teori Kinetik Gas

### 1. Tekanan Gas Ideal

Keberadaan gas di ruang tertutup bisa mengakibatkan adanya tekanan. Tekanan tersebut disebabkan oleh adanya tumbukan antara partikel gas dan dinding tempat gas berada. Besarnya tekanan gas di ruang tertutup dirumuskan sebagai berikut.

$$P = \frac{1}{3} \frac{N \cdot m \cdot \overline{v^2}}{V} = \frac{2}{3} \frac{N}{V} E_k$$

Keterangan:

$P$  = tekanan gas ( $\text{N/m}^2$ );

$V$  = volume gas ( $\text{m}^3$ );

$m$  = massa partikel gas (kg);

$N$  = jumlah partikel gas;

### 2. Suhu dan Energi Kinetik Rata-Rata Partikel Gas Ideal

Energi kinetik rata-rata partikel gas bergantung pada besarnya suhu. Berdasarkan teori kinetik, semakin tinggi suhunya, maka gerak partikel-partikel gas akan semakin cepat. Hubungan antara suhu dengan energi kinetik rata-rata partikel gas dinyatakan berikut ini. Menurut persamaan umum gas ideal:

$$P \cdot V = N \cdot k \cdot T$$

### 3. Kelajuan Efektif Gas Ideal

Salah satu anggapan tentang gas ideal adalah bahwa partikel-partikel gas bergerak dengan laju dan arah yang beraneka ragam. Apabila di dalam suatu ruang tertutup terdapat  $N_1$  partikel yang bergerak dengan kecepatan  $v_1$ ,  $N_2$  partikel yang bergerak dengan kecepatan  $v_2$ , dan seterusnya, maka rata-rata kuadrat kecepatan partikel gas  $\overline{v^2}$ , dapat dituliskan:

$$\bar{v}^2 = \frac{N_1 \bar{v}_1^2 + N_2 \bar{v}_2^2 + \dots + N_i \bar{v}_i^2}{N_1 + N_2 + N_3} = \frac{\sum N_i \bar{v}_i^2}{\sum N_i}$$

## C. Teorema Ekipartisi Energi

### 1. Derajat Kebebasan Molekul Gas

Pada gas ideal yang monoatomik atau beratunggal, partikel hanya melakukan gerak translasi pada arah sumbu x, sumbu y, dan sumbu z. Apabila massapartikel m, maka energi kinetik translasi sebesar:

$$Ek = \frac{1}{2} m.v^2 = \frac{1}{2} m.v_x^2 + \frac{1}{2} m.v_y^2 + \frac{1}{2} m.v_z^2$$

### 2. Energi Dalam pada Gas Ideal

Berdasarkan teorema ekipartisi energi bahwa tiap partikel gas mempunyai energi kinetik rata-rata sebesar

$$\overline{Ek} = f\left(\frac{1}{2} kT\right)$$