

Tinjauan Ulang Termodinamika

Paken Pandiangan, S.Si, M. Si.
Drs. Didi Teguh Chandra, M. Sc



PENDAHULUAN

Termodinamika adalah ilmu tentang energi, yang membahas tentang hubungan antara energi panas dengan usaha. Seperti telah diketahui bahwa energi di alam dapat terwujud dalam berbagai bentuk, misalnya energi panas dan kerja, yaitu energi kimia, energi listrik, energi nuklir, energi gelombang elektromagnet, dan energi akibat gaya magnet.

Berbagai bentuk energi di atas dapat pula dikelompokkan menjadi dua bentuk, yaitu energi makroskopik dan energi mikroskopik. Energi makroskopik adalah keberadaan energi yang ditandai dari posisinya terhadap lingkungannya atau terhadap suatu referensi yang ditentukan. Contoh bentuk energi makroskopik adalah energi kinetik dan energi potensial. Keberadaan energi mikroskopik ditentukan oleh struktur internal dari zat pembawa energi sendiri dan tidak bergantung kepada lingkungannya. Energi mikroskopik ini disebut sebagai energi internal (U). Energi makroskopik berhubungan dengan gerakan masa pembawa energi, dan pengaruh luar, seperti gaya gravitasi, pengaruh energi listrik, sifat magnet, dan tegangan permukaan fluida. Energi kinetis adalah energi yang disebabkan oleh gerakan relatif terhadap suatu titik acuan tertentu.

Energi dapat berubah dari satu bentuk ke bentuk lain, baik secara alami maupun hasil rekayasa teknologi. Selain itu, energi di alam semesta bersifat kekal, tidak dapat dibangkitkan atau dihilangkan, yang terjadi adalah perubahan energi dari satu bentuk menjadi bentuk lain tanpa ada pengurangan atau penambahan. Prinsip ini disebut sebagai prinsip konservasi atau kekekalan energi.

Prinsip termodinamika tersebut sebenarnya telah terjadi secara alami dalam kehidupan sehari-hari. Bumi setiap hari menerima energi gelombang elektromagnetik dari matahari, dan di bumi energi tersebut berubah menjadi energi panas, energi angin, gelombang laut, proses pertumbuhan berbagai tumbuh-tumbuhan dan banyak proses alam lainnya. Proses di dalam diri

manusia juga merupakan proses konversi energi yang kompleks, dari input energi kimia dalam makanan menjadi energi gerak berupa segala kegiatan fisik manusia dan energi yang sangat bernilai, yaitu energi pikiran kita. Dengan berkembangnya ilmu pengetahuan dan teknologi maka prinsip alamiah dalam berbagai proses termodinamika direkayasa menjadi berbagai bentuk mekanisme untuk membantu manusia dalam menjalankan kegiatannya. Mesin-mesin transportasi darat, laut maupun udara merupakan contoh yang sangat kita kenal dari mesin konversi energi, yang mengubah energi kimia dalam bahan bakar atau sumber.

Perbedaan mendasar antara termodinamika dengan fisika statistik dapat dijelaskan sebagai berikut. Termodinamika adalah ilmu yang berusaha menjelaskan permasalahan-permasalahan sistem secara makroskopik, melalui pendekatan empiris, melalui eksperimen dan kemudian hasil eksperimen ini dipergunakan untuk memprediksi perilaku umum sistem tersebut di bawah pengaruh kalor, sedangkan Fisika Statistik dalam menjelaskan sifat makroskopik suatu sistem dengan memandang perilaku partikel-partikelnya secara individual, yang kemudian diturunkan untuk memberikan gambaran umum dari sistem makroskopik tersebut.

Jadi, tujuan umum termodinamika dan fisika statistik adalah sama, yaitu menjelaskan karakteristik umum suatu sistem yang dipengaruhi kalor. Termodinamika mempunyai keterbatasan karena persamaan-persamaan diturunkan secara empiris melalui eksperimen, fisika statistik dapat menjelaskan persamaan-persamaan termodinamika bahkan dapat melengkapi termodinamika karena dapat menjelaskan hal-hal yang tidak dapat dijelaskan oleh termodinamika.

Fisika statistik membahas sistem-sistem makroskopik yang terdiri dari sangat banyak partikel penyusun sistem tersebut. Sifat-sifat makroskopik sistem, seperti suhu, energi diturunkan dari kelakuan dan sifat-sifat partikel pendukungnya yang sangat banyak itu. Sifat dan kelakuan partikel-partikel penyusun sistem makroskopik secara individual disebut dengan keadaan mikroskopik dari sistem makroskopik tersebut.

Agar pembahasan selanjutnya dalam fisika statistik ini lebih terarah dan tujuannya lebih jelas maka pemahaman mengenai besaran-besaran termodinamika perlu dipahami dengan baik karena fisika statistik tujuan akhirnya adalah mengungkapkan besaran-besaran makroskopik suatu sistem yang tak lain adalah besaran-besaran termodinamika dan fisika statistik dapat

menjelaskan hukum-hukum termodinamika dari sudut pandang yang lain, yaitu sudut pandang mikroskopik sistem tersebut.

Secara umum kompetensi yang ingin dicapai pada modul ini agar Anda dapat menerapkan tinjauan ulang termodinamika dalam mempelajari fisika statistik. Secara lebih khusus lagi kompetensi dari pembelajaran modul ini adalah Anda dapat:

1. menjelaskan perbedaan antara fisika statistik dengan termodinamika;
2. menjelaskan hukum ke-0 termodinamika;
3. menginterpretasikan bahwa gas ideal adalah gas yang memenuhi hukum Boyle-Gay Lussac;
4. menghitung suhu gas ideal dalam ruang tertutup yang diketahui tekanannya;
5. menerapkan hubungan antara suhu dengan energi partikel dalam suatu sistem;
6. menerapkan persamaan keadaan gas ideal;
7. menerapkan persamaan keadaan gas sejati;
8. menjelaskan hubungan kausal antara usaha dengan kalor;
9. menjelaskan hubungan kausal antara entropi dengan kalor.

Masing-masing kegiatan belajar dari modul ini akan dimulai dengan penjelasan definisi, formulasi, teorema bersama dengan ilustrasi dan bahan-bahan deskriptif lainnya. Di akhir dari setiap sajian materi akan diberikan contoh dengan harapan Anda dapat memahami materi yang diberikan secara mendalam. Pada bagian akhir dari tiap kegiatan belajar akan diberikan rangkuman, latihan, dan tes formatif. Diberikan juga petunjuk jawaban latihan dan tes formatif.

Untuk membantu Anda memperjelas dan memperdalam penguasaan teori dan mempertajam bagian-bagian penting tertentu yang tanpa itu para mahasiswa akan terus-menerus merasa dirinya kurang mempunyai dasar yang kuat serta menyajikan ulangan prinsip-prinsip dasar yang sangat penting untuk belajar secara efektif. Glosarium yang terdapat pada bagian akhir Kegiatan Belajar 2 dimaksudkan agar Anda lebih cepat memahami beberapa istilah yang mungkin sebelumnya masih terasa asing baginya.

Agar Anda berhasil dalam pembelajaran ini maka pelajarilah seluruh isi modul ini secara sungguh-sungguh. Kerjakanlah sendiri soal-soal latihan dan tes formatif yang diberikan tanpa melihat terlebih dahulu petunjuk jawabannya.

Selamat belajar, semoga Anda berhasil!

KEGIATAN BELAJAR 1

Persamaan Keadaan

Di dalam fisika dan termodinamika, persamaan keadaan adalah persamaan termodinamika yang menggambarkan keadaan materi di bawah seperangkat kondisi fisika. Persamaan keadaan adalah sebuah persamaan konstitutif yang menyediakan hubungan matematik antara dua atau lebih fungsi keadaan yang berhubungan dengan materi, seperti temperatur, tekanan, volume, dan energi dalam. Persamaan keadaan berguna dalam menggambarkan sifat-sifat fluida, campuran fluida maupun padatan.

A. SUHU

Kita dapat membedakan panas dan dinginnya suatu benda dengan menggunakan pancaindra yang ada di tubuh kita. Taraf panas dan dinginnya suatu benda merupakan permulaan memahami suhu, jadi konsep penting yang menghubungkan perasaan panas dan dinginnya suatu benda adalah suhu. Apabila kita meraba benda dan terasa bahwa benda tersebut panas maka dikatakan benda yang demikian mempunyai suhu yang tinggi dan apabila kita meraba benda lalu kita merasakan bahwa benda tersebut terasa dingin, dikatakan bahwa suhu benda tersebut rendah.

Perasaan panas dan dingin yang kita rasakan melalui indra peraba, tetapi kita ketahui bahwa indra peraba ini tidak dapat dijadikan standar untuk menentukan suhu suatu benda dan tidak teliti walaupun sensor dalam indra peraba kita sangat sensitif. Oleh karena itu, untuk mengukur suhu suatu benda diperlukan alat ukur yang disebut termometer. Semenjak kita menginjak bangku sekolah, kita telah belajar mengukur dan mendefinisikan suhu jauh sebelum kita memahami sifat-sifat fisisnya. Telah diungkapkan di atas pengertian suhu secara sederhana adalah derajat panas atau dinginnya suatu benda, pembahasan selanjutnya dalam fisika statistik adalah bagaimana kelakuan partikel pendukung benda tersebut kalau suhunya tinggi? Bagaimana kalau suhunya rendah? Dalam termodinamika hal ini tidak secara tuntas dibahas.

Sebelum kita membahas tinjauan statistik tentang perilaku sistem berhubungan dengan suhu, beberapa pengertian termodinamika tentang suhu agar dipahami dahulu dengan baik. Suhu diukur dengan menggunakan

termometer melalui pengamatan terhadap perubahan-perubahan beberapa sifat fisis, seperti perubahan panjang kolom cairan dalam tabung kapiler sebagai derajat panas atau derajat dinginnya suatu benda.

Termometer yang digunakan untuk mengukur suhu dapat menggunakan skala Reamur, Fahrenheit, Celcius, dan Kevin. Satuannya adalah masing-masing ditandai dengan $^{\circ}\text{R}$, $^{\circ}\text{F}$, $^{\circ}\text{C}$, dan K. Pada skala Celcius, 0°C ditetapkan sebagai suhu mencairnya es dan suhu 100°C ditetapkan sebagai suhu mendidihnya air, pada tekanan 1 Atmosfer, titik-titik ini disebut dengan titik tetap untuk termometer dengan skala Celcius.

Untuk menentukan suhu lainnya dengan menggunakan termometer, mula-mula diamati perubahan sifat fisik dari termometer tersebut seperti perubahan volume, hambatan listrik atau ggl sel. Misalkan sifat fisik tersebut adalah X yang berupa perubahan volume, titik tetapnya adalah X_0 dan X_{100} . Perubahan nilai tersebut dalam setiap derajat dalam skala Celcius adalah:

$$\frac{X_{100} - X_0}{100}$$

Jika pada suhu tertentu termometer tersebut mempunyai nilai X maka perubahan nilai tersebut terhadap 0°C adalah $X - X_0$ maka suhu termometer tersebut diukur dalam skala celcius adalah:

$$t(^{\circ}\text{C}) = 100 \frac{X - X_0}{X_{100} - X_0}$$

Metode ini masih banyak kelemahan karena masih bergantung bahan yang digunakan dalam termometer tersebut seperti air raksa atau alkohol, terutama kita menganggap hubungan yang linier antara sifat yang diamati dengan perubahan suhu. Akan tetapi apakah kita merasa yakin bahwa suhu tersebut tidak akan berubah lagi?

Secara mikroskopik suhu tersebut akan berubah terus karena kelakuan sistem secara mikroskopik selalu berubah, tetapi secara makroskopik hal tersebut tidak terukur dan kita menyebutnya bahwa termometer tersebut sudah berada dalam keseimbangan dengan benda yang diukur karena suhu benda dan suhu termometer sudah mencapai harga yang sama.

Dari penjelasan di atas, secara tidak kita sadari kita telah menggunakan asas yang sangat penting dalam fisika khususnya termodinamika tentang pengertian suhu. Benda A diukur dengan termometer B, pada keadaan seimbang $T_A = T_B$ jika termometer itu digunakan untuk mengukur benda lain C dan termometer itu pada keadaan seimbang tetap menunjukkan suhu sama dengan T_B maka $T_C = T_B$. Hal ini menunjukkan antara A dan C mempunyai temperatur yang sama, berarti A dan C berada dalam keseimbangan termal. Jadi, apabila A berada dalam keseimbangan termal dengan B dan B berada dalam keseimbangan termal dengan C maka A dan C berada dalam keseimbangan termal, pernyataan ini dikenal dengan *Hukum ke nol Termodinamika*.

B. SUHU GAS IDEAL

Dibandingkan dengan sifat zat yang lain, gas merupakan zat yang sangat peka terhadap perubahan suhu maka gas dapat digunakan untuk bahan termometer yang disebut dengan *termometer gas* dan digunakan untuk mengukur suhu gas.

Misalkan kita mengamati suatu sistem yang berisi gas, dalam sistem tersebut terdapat n partikel, menempati ruang yang volumenya V , hal ini akan menimbulkan tekanan pada dinding sebesar p , sedangkan p adalah gaya persatuan luas. Jika volume ruangan (V) diubah tanpa mengubah suhu ruangan maka tekanan gas (p) juga akan berubah sedemikian rupa sehingga perkalian antara tekanan gas dengan volume ruangan adalah konstan. Pernyataan ini dikenal dengan Hukum Boyle, secara matematis ditulis sebagai berikut.

$$p \cdot V = \text{konstan (suhu konstan)} \quad (1.1)$$

Usaha untuk mempertahankan suhu agar tetap konstan dapat dilakukan dengan mencelupkan sistem tersebut dalam kolam air yang jauh lebih besar dari sistem tersebut dan mempertahankan suhu kolam air itu tetap konstan. Proses yang terjadi tanpa mengalami perubahan suhu disebut *proses isothermal*.

Berdasarkan hasil percobaan menunjukkan bahwa gas dengan massa tertentu, konstanta suhunya akan bergantung pada nilai suhu di mana proses-proses isothermal itu terjadi. Artinya, gas yang melakukan proses isothermal

pada suhu 0°C akan mempunyai konstanta suhu yang berbeda dengan gas yang sama melakukan proses isothermal pada suhu 100°C . Oleh karena itu, perkalian antara $p \cdot V$ untuk gas dengan massa tertentu akan memberi informasi suhu gas tersebut.

Jadi, suhu gas dapat didefinisikan sebagai besaran yang sebanding dengan nilai perkalian $p \cdot V$. Jika notasi suhu gas adalah T maka pernyataan tersebut dapat ditulis secara matematis sebagai berikut:

$$p \cdot V = cT \quad (1.2)$$

dengan c adalah konstanta suhu gas yang bergantung pada massa gas yang ada. Misalkan gas berada pada suhu titik beku air T_0 , tekanan dan volumenya adalah p_0 dan V_0 dan gas berada pada titik didih air T_{100} , tekanan dan volume gasnya menjadi p dan V maka:

$$p_0 \cdot V_0 = cT_0 \quad \text{dan} \quad p_1 \cdot V_1 = cT_{100} \quad (1.3)$$

Sebagai contoh, apabila kita ingin mengukur suhu gas dengan satuan seperti yang ditunjukkan skala Celcius maka $T_{100} = T_0 + 100$. Konstanta c pada persamaan (1,3) dapat dihilangkan dengan jalan eliminasi atau substitusi sehingga diperoleh,

$$T_0 = \frac{100 \cdot p_0 V_0}{p_1 V_1 - p_0 V_0} \quad (1.4)$$

nilai T_0 yang didapat dengan cara ini adalah sama untuk setiap gas yang digunakan, asalkan kerapatan gas tersebut rendah, dari hasil percobaan didapat nilai T_0 adalah sebagai berikut.

$$T_0 = 273,15 \text{ K}$$

Satuan suhu untuk gas adalah Kelvin (K) tanpa derajat. Hubungan antara skala suhu Kelvin dengan skala suhu Celcius adalah sebagai berikut.

$$K = ^\circ\text{C} + 273$$

Dalam termodinamika telah disetujui untuk menentukan T_0 dengan menentukan nilai 273,16 K untuk suhu titik tripel air, pada keadaan ini dapat muncul dalam keseimbangan berupa zat padat, zat cair atau gas (uap air). Jadi, titik triple air adalah 0.01 K di atas titik beku normal air.

Zat yang biasanya digunakan dalam termometer gas adalah hidrogen dan helium. Termometer gas memiliki nilai yang sama dengan termometer lainnya hanya pada titik tetap saja karena titik tetap adalah titik kalibrasi, pada suhu lainnya terdapat penyimpangan.

Jika gas yang terdapat dalam suatu ruang yang volumenya V , mempunyai tekanan p , suhu gas tersebut adalah T dan ada n mol partikel gas tersebut maka secara matematik dapat ditulis sebagai berikut.

$$pV = nRT \quad (1.5)$$

R adalah suatu konstanta baru yang disebut dengan konstanta gas, mempunyai harga yang sama untuk semua jenis gas. Berdasarkan hasil percobaan nilai konstanta gas tersebut adalah:

$$R = 8,3144 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$$

Hubungan antara tekanan, volume dan suhu yang ditunjukkan oleh persamaan (1.5) adalah menggambarkan keadaan gas sehingga persamaan (1.5) disebut persamaan keadaan gas. Besaran makroskopik dalam persamaan tersebut merupakan besaran internal gas tersebut yang diperoleh secara eksperimen maupun dengan melakukan anggapan yang benar. Hubungan antara besaran-besaran makroskopik dengan kelakuan gas tersebut akan dibahas pada pokok bahasan lain dalam modul yang lain.

Keadaan gas yang mengikuti persamaan (1.5) hanya gas pada suhu yang tinggi dengan kerapatan rendah. Jika suhu gas semakin turun dan kerapatan gas bertambah naik maka keadaan gas akan semakin menyimpang dari persamaan (1.5). Jadi, gas yang mengikuti persamaan tersebut adalah gas yang ideal sehingga gas yang berada pada suhu dan kerapatan tersebut disebut dengan gas ideal dan persamaan (1.5) disebut persamaan gas ideal, sedangkan suhu gas tersebut dikenal dengan suhu gas ideal atau *suhu mutlak*.

Persamaan (1.5) dapat ditulis dalam bentuk lain yang lebih baik dengan melihat jumlah partikel gas tersebut (N) dan bilangan Avogadronya adalah N_A maka jumlah mole gas tersebut ditunjukkan persamaan berikut ini.

$$n = \frac{N}{N_A} \quad (1.6)$$

dengan melakukan substitusi persamaan (1.6) ke persamaan (1.5) maka didapat:

$$pV = N \left(\frac{R}{N_A} \right) T \quad (1.7)$$

besaran k dikenal dengan konstanta Boltzman karena orang yang pertama yang mengungkapkannya adalah seorang ilmuwan Austria yang bernama Ludwig Boltzman, konstanta Boltzman didefinisikan sebagai berikut.

$$k = \frac{R}{N_A} = 1,3807 \cdot 10^{-23} \text{ JK}^{-1} = 8,6178 \cdot 10^{-5} \text{ eVK}^{-1}. \quad (1.8)$$

dengan melakukan substitusi persamaan (1.8) ke persamaan (1.7) maka didapat:

$$pV = NkT \quad (1.9)$$

Persamaan (1.9) juga adalah persamaan untuk gas ideal, yaitu berlaku untuk gas pada suhu tinggi dengan kerapatan yang rendah dan ini sesuai dengan hasil-hasil percobaan untuk gas yang karakteristiknya seperti yang telah diungkapkan di atas.

C. HUBUNGAN SUHU DENGAN ENERGI PARTIKEL

Dalam mekanika telah dibahas bahwa energi yang dimiliki oleh suatu partikel harus dibedakan antara energi gerak partikel sebagai satu kesatuan sistem dengan energi gerak dari setiap individu partikel. Partikel-partikel gas secara individu akan bergerak secara acak dan gerakan ini tidak sama dengan gerak partikel sebagai satu kesatuan sistem. Sebuah benda tegar mungkin bergerak translasi dan rotasi; selain itu dalam setiap volume kecil padatan, molekul-molekulnya semuanya bergerak dalam arah yang berbeda dan dengan energi yang berbeda. Karena itu, gerak partikel adalah *tidak Teratur*

sementara gerak materi dalam kesatuan adalah *teratur*. Aliran air atau hembusan angin adalah contoh-contoh sistem gerak yang teratur maupun tidak teratur. Semua volume kecil yang saling berbatasan dalam air atau angin, bergerak dalam jalan yang kelihatannya teratur, dan ditentukan masing-masing oleh kecepatan air dan angin. Akan tetapi, partikel-partikelnya dalam suatu volume kecil mempunyai gerak yang tidak teratur.

Gerak partikel sebagai suatu kesatuan sistem telah dibahas dalam mekanika. Dalam fisika statistik kita hanya akan mengkonsentrasikan pada gerak partikel sebagai individu yang bergerak tidak teratur (brownian). Tinjau suatu sistem partikel dengan massa masing-masing adalah m_1, m_2, m_3, \dots , dan kecepatannya adalah v_1, v_2, v_3, \dots maka energi rata-rata suatu partikel sistem tersebut adalah:

$$E_{k, \text{rerata}} = \frac{1}{N} \left(\sum \frac{1}{2} m_i v_i^2 \right) \quad (1.10)$$

di mana N merupakan jumlah total partikel. Jika semua partikel memiliki massa yang sama maka

$$E_{k, \text{rerata}} = \frac{1}{N} \sum_i \frac{1}{2} m_i v_i^2 = \frac{1}{2} m \left(\frac{1}{N} \sum_i v_i^2 \right) = \frac{1}{2} m v_{\text{rms}}^2 \quad (1.11)$$

di mana v_{rms} disebut *root-mean-square velocity* dan didefinisikan sebagai berikut.

$$v_{\text{rms}}^2 = \frac{1}{N} \left(\sum_i v_i^2 \right) = \frac{1}{N} (v_1^2 + v_2^2 + v_3^2 \dots) \quad (1.12)$$

Jadi dapat dikatakan bahwa suhu dan energi kinetik rata-rata sistem bergantung pada sifat dari sistem tersebut. Jika suatu sistem mempunyai suhu yang sama secara keseluruhan sehingga energi kinetik rata-rata partikelnya ditemukan sama besar pada setiap daerah dalam sistem tersebut maka sistem tersebut dikatakan dalam keadaan kesetimbangan termal.

Hal lain yang penting untuk dipahami adalah tinjauan kerangka acuan dari gerak tidak teratur tersebut seperti ilustrasi berikut ini. Misalkan sebuah bola logam *panas* yang diam dalam laboratorium dan sebuah bola *dingin* yang bergerak sangat cepat relatif terhadap laboratorium. Bola yang panas

memiliki suhu yang tinggi, diam di dalam laboratorium. Di lain pihak bola yang dingin memiliki suhu yang rendah, bergerak relatif terhadap pengamat. Bola dingin yang bergerak cepat dapat mempunyai energi kinetik total yang besar terhadap laboratorium daripada bola panas yang diam, tetapi bagian terbesar energi kinetik bola dingin merupakan energi kinetik translasi yang bersesuaian dengan gerak bola yang teratur dan suhu T tidak diperhitungkan. Perlakuan yang sama dipakai apabila yang dibandingkan adalah bola panas yang diam dalam laboratorium dengan bola dingin yang berputar dengan sangat cepat.

D. PERSAMAAN KEADAAN GAS IDEAL

Gas adalah sistem partikel yang paling sederhana yang dapat digambarkan sebagai suatu sistem terdiri dari partikel yang jumlahnya banyak sekali, bergerak bebas ke segala arah dengan kecepatan yang tidak sama. Dalam gerakannya partikel tersebut mungkin bertabrakan dengan partikel lain atau dengan dinding pembatas dan akan saling bertukar momentum dan energi.

Jika sebuah partikel bertumbukan dengan sebuah partikel dinding maka yang terjadi adalah pertukaran momentum di antara kedua partikel tersebut. Pertukaran momentum ini akan disertai dengan dikerjakannya sebuah gaya oleh partikel tersebut pada partikel dinding pada titik tumbuknya. Gaya-gaya yang dikerjakan partikel pada dinding tidak sama karena energi kinetik partikel gas tersebut tidak sama, tetapi karena ada sejumlah besar tumbukan pada tiap bagian dinding maka efek keseluruhan dari gas dapat digambarkan dengan sebuah gaya rata-rata F yang bekerja pada semua luas dinding. Jika A adalah luasan tersebut maka tekanan gas p , didefinisikan sebagai gaya rata-rata persatuan luas.

$$p = \frac{F}{A} \text{ atau } F = pA \quad (1.13)$$

Perlu diingat bahwa tekanan gas pada persamaan di atas merupakan konsep statistik yang dianggap benar jika jumlah partikel gas tersebut besar.

Pada hampir semua gas, khususnya pada suhu tinggi dan kerapatan rendah, pengaruh gaya antara partikel relatif kecil; dan energi potensial internal gas dapat diabaikan apabila dibandingkan dengan energi kinetik

partikel-partikelnya. Jadi, didefinisikan bahwa gas ideal merupakan suatu gas di mana gaya antarpartikelnya diabaikan dan partikel-partikel tersebut dapat diperlakukan sebagai titik-titik massa. Karena itu, energi internal suatu gas ideal hanya mempunyai energi kinetik translasinya, yaitu:

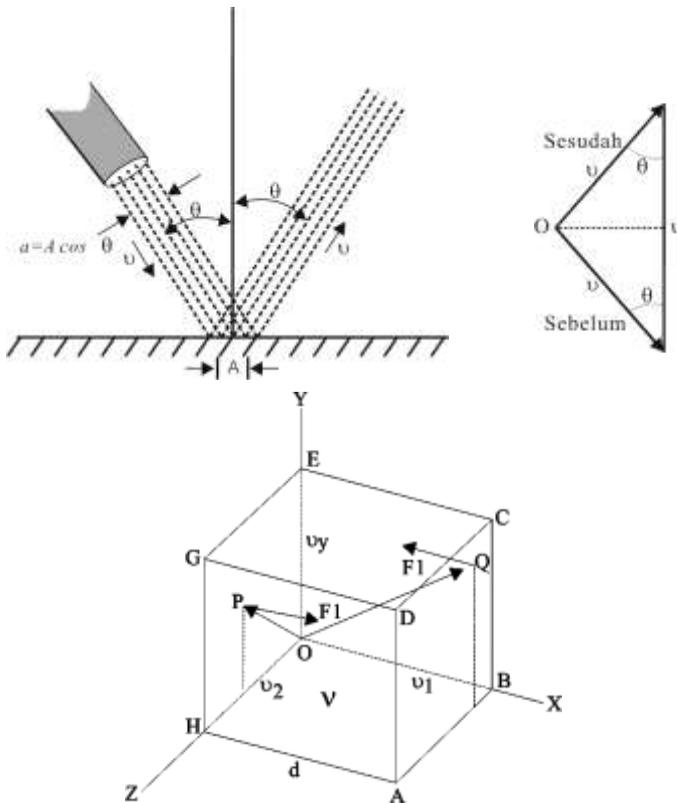
$$U = \sum \frac{1}{2} m v_i^2 = N \left(\frac{1}{2} v_{\text{rms}}^2 \right) = N E_{k, \text{rerata}} \quad (1.14)$$

Model sangat baik menggambarkan gas sejati dalam berbagai kondisi fisik, khususnya bila kecepatan gas begitu rendah sehingga jarak antarpartikel rata-rata adalah besar sehingga interaksi antarpartikel-partikel rata-ratanya kecil. Jadi, pendekatan gas ideal adalah yang paling cocok digunakan.

Untuk menghitung tekanan yang dikerjakan oleh partikel-partikel gas pada dinding ketika partikel-partikel tersebut menabrak dinding adalah sebagai berikut. Ketika suatu aliran partikel bermassa m yang bergerak dengan kecepatan v menabrak dinding yang luasnya A pada sudut terhadap normal permukaan (Gambar 1.1), gaya pada permukaan itu adalah $F = 2 A n m v^2 \cos^2 \theta$, dengan tekanan dapat dinyatakan sebagai:

$$P = \frac{F}{A} = \frac{2 A n m v^2 \cos^2 \theta}{A} = 2 n m v^2 \cos^2 \theta \quad (1.15)$$

Di mana n adalah jumlah partikel persatuan volume dalam aliran. Perhatikan bahwa $v \cos \theta$ adalah komponen kecepatan partikel yang bergerak dalam arah yang membentuk sudut θ terhadap normal dinding. Akan tetapi, partikel-partikel gas bergerak dalam semua arah. Jadi dalam hal ini n bukanlah jumlah total partikel gas persatuan volume tetapi hanya merupakan jumlah partikel bergerak ke arah yang telah disebutkan. Karena itu mula-mula akan dicari berapakah fraksi partikel yang bergerak membentuk sudut θ terhadap arah normal ke segala arah.



Gambar 1.1.
Impuls Gas yang Menumbuk Dinding

Misalkan ada suatu gas dalam tempat berbentuk kubus dengan sisi a diasumsikan secara statistik, pada saat tertentu, setengah dari partikel dalam tempat memiliki sebuah komponen yang mengarah ke dinding, dan setengah yang lain, meninggalkan dinding. Jadi, n harus diganti dengan $\frac{1}{2}n$ karena hanya $\frac{1}{2}n$ saja yang akan menabrak dinding. Juga jika dinding ABCD pada Gambar (1.16) maka $v \cos \theta$ adalah komponen v_x adalah komponen sepanjang sumbu-x, yang normal terhadap dinding yang telah dipilih maka persamaan untuk p menjadi

$$P = 2 \left(\frac{1}{2} n \right) m v_{\text{rms}}^2 \quad (1.16)$$

Kecepatannya adalah $P = 2 \left(\frac{1}{2} n \right) m v_{\text{rms}}^2$, tetapi karena partikel-partikel bergerak dengan kecepatan yang berbeda, seharusnya digunakan nilai rata-rata $v_{x,\text{rms}}^2$ di mana $v_{\text{rms}}^2 = v_{x,\text{rms}}^2 + v_{y,\text{rms}}^2 + v_{z,\text{rms}}^2$ karena gas dianggap serba sama maka kecepatan partikel rata-ratanya adalah sama untuk setiap arah; artinya, kecepatan partikel terdistribusi secara isotropis. Jadi, $v_{x,\text{rms}}^2 = v_{y,\text{rms}}^2 = v_{z,\text{rms}}^2$, dan karena itu $v_{x,\text{rms}}^2 = v_{y,\text{rms}}^2 = v_{z,\text{rms}}^2$ dengan melakukan substitusi ke persamaan p, didapat

$$v_{x,\text{rms}}^2 = v_{y,\text{rms}}^2 = v_{z,\text{rms}}^2 \quad (1.17)$$

$n = N/V$ menyatakan jumlah total partikel dan V adalah volume tempat maka persamaan di atas menjadi

$$v_{x,\text{rms}}^2 = v_{y,\text{rms}}^2 = v_{z,\text{rms}}^2 \quad (1.18)$$

Karena energi kinetik rata-rata sebuah partikel gas adalah $E_{k,\text{rerata}} = \frac{1}{2} m v_{\text{rms}}^2$ maka persamaan (1.18) menjadi

$$E_{k,\text{rerata}} = \frac{1}{2} m v_{\text{rms}}^2 \quad (1.19)$$

Bandingkan hasil ini dengan persamaan gas ideal, $pV = NkT$ maka dapat disimpulkan bahwa energi rata-rata sebuah partikel gas berhubungan dengan suhu mutlak, yaitu:

$$E_{\text{rerata}} = \frac{3}{2} kT \quad (1.20)$$

Persamaan (1.20) menunjukkan bahwa suhu mutlak suatu gas ideal berbanding lurus dengan energi kinetik rata-rata partikelnya sehingga satu kelvin setara dengan $2,07 \times 10^{-23}$ J atau $1,29 \times 10^{-4}$ eV/ partikel.

Berdasarkan definisi, suatu gas ideal tidak mempunyai energi potensial sehingga energi internal total suatu gas ideal dengan N partikel adalah:

$$U = NE_{k, \text{rerata}} = \frac{3}{2} kNT \quad (1.21)$$

dan energi internal gas ideal hanya bergantung pada suhu gas. Hubungan ini tidak berlaku untuk gas sejati yang energi potensialnya tidak nol, tetapi bergantung pada jarak antarpartikel. Untuk suhu rendah atau konsentrasi tinggi, pengaruh gaya-gaya partikel harus diperhitungkan dan persamaan $pV = NkT$ bukanlah pendekatan yang baik untuk persamaan keadaan.

Persamaan $pV = NkT$ menunjukkan bahwa tekanan gas akan bertambah jika suhu (faktor-faktor lainnya tetap sama) seperti diharapkan karena semakin tinggi suhu, semakin besar energi partikel dan kecepatan partikel, serta semakin besar pula perubahan momentum partikel apabila partikel gas menabrak dinding, demikian juga, tekanan sebanding dengan jumlah partikel per satuan volume, N/V ; kesebandingan ini merupakan hasil yang alamiah karena semakin besar jumlahnya, semakin besar jumlah partikel yang bertumbukan dengan dinding persatuan waktu.

Apabila energi kinetik rata-rata yang diberikan dalam persamaan (1.20) disubstitusikan ke persamaan (1.11) maka akan didapat v_{rms} sebagai berikut.

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

Di mana kecepatan ini bersesuaian dengan energi kinetik rata-rata partikel gas.

E. PERSAMAAN GAS SEJATI

Persamaan gas ideal seperti yang telah dibahas di atas menggambarkan kelakuan gas di mana di dalam gas tidak terdapat gaya interaksi antarpartikel dan partikel-partikel dianggap sebagai titik massa, oleh karena itu persamaan ini merupakan pendekatan yang baik untuk gas sejati hanya sejauh pengaruh

gaya antarpartikel dan ukuran partikel diabaikan. Keadaan ideal ini muncul hanya pada suhu tinggi atau kerapatan rendah atau keduanya.

Jika untuk menentukan tekanan gas pada dinding, gaya interaksi antar partikel diperhitungkan maka harus menggunakan teori virial yang dirumuskan oleh seorang ilmuwan Jerman bernama R.J.E. Clausius (1822 - 1888).

Perhatikan sebuah partikel bermassa m yang bergerak di bawah pengaruh suatu gaya F . Didefinisikan suatu besaran skalar $A = mv \cdot r$ di mana r adalah vektor posisi partikel dan v adalah kecepatan maka turunan dari A terhadap waktu adalah sebagai berikut.

$$\frac{dA}{dt} = m \frac{dv}{dt} \cdot r + mv \cdot \frac{dr}{dt} = ma \cdot r + mv^2 \tag{1.22}$$

karena $a = dv/dt$ dan $v = dr/dt$. Bagian terakhir persamaan di atas adalah dua kali energi kinetik partikel sedangkan $ma = F$. jadi

$$\frac{dA}{dt} = m \frac{dv}{dt} \cdot r + mv \cdot \frac{dr}{dt} = ma \cdot r + mv^2 \tag{1.23}$$

Jika diambil rata-ratanya akan didapat

$$\left(\frac{dA}{dt} \right)_{\text{rata-rata}} = (F \cdot r)_{\text{rata-rata}} + 2(E_K)_{\text{rata-rata}} \tag{1.24}$$

dalam selang τ , rata-rata waktu setiap besaran $f(t)$ yang bergantung pada waktu didefinisikan dengan

$$f(t)_{\text{rata-rata}} = \frac{1}{\tau} \int_0^\tau f(t) dt \tag{1.25}$$

Dalam hal ini maka

$$\left(\frac{dA}{dt} \right)_{\text{rata-rata}} = \frac{1}{\tau} \int_0^\tau \frac{dA}{dt} dt = \frac{1}{\tau} \int_0^\tau dA = \frac{A - A_0}{\tau} \tag{1.26}$$

Jika waktu sangat besar dan A tidak bertambah menjadi tak terbatas terhadap waktu maka besaran $(A - A_0) \tau$ menjadi sangat kecil sehingga dapat dianggap sama dengan nol, ini adalah kasus di mana partikel bergerak dalam suatu daerah yang tidak terbatas. Misalnya, sebuah elektron dalam sebuah atom bergerak dalam suatu daerah yang terbatas sehingga besaran r dan v yang ada dalam definisi A selalu tetap berada dalam nilai-nilai tertentu. Demikian pula dengan gerakan bumi yang mengelilingi matahari, oleh karena itu (dA/dt) rata-rata = 0 sehingga persamaan (25) menjadi

$$(E_K)_{\text{rata-rata}} = -\frac{1}{2} (F \cdot r)_{\text{rata-rata}} \quad (1.27)$$

ini adalah teori variational untuk partikel dan besaran $(F \cdot r)$ rata-rata disebut *variational partikel*.

Perhatikan suatu sistem yang terdiri atas dua partikel masing-masing bermassa m_1 dan m_2 sehingga besaran skalar A didefinisikan sebagai berikut.

$$A = m_1 v_1 r_1 + m_2 v_2 r_2$$

Jika besaran skalar A diturunkan terhadap waktu maka didapat

$$\frac{dA}{dt} = (m_1 a_1 \cdot r_1 + m_2 a_2 \cdot r_2) + (m_1 v_1^2 + m_2 v_2^2) \quad (1.28)$$

Bagian terakhir di kanan tanda sama dengan merupakan dua kali energi kinetik sistem sehingga sistem dapat ditulis sebagai berikut.

$$\frac{dA}{dt} = 2E_K + (m_1 a_1 \cdot r_1 + m_2 a_2 \cdot r_2) \quad (1.29)$$

Anggaplah gaya luar yang bekerja pada partikel 1 adalah F_1 dan gaya internal pada partikel 1 oleh partikel 2 adalah F_{12} , sedangkan gaya luar yang bekerja pada partikel 2 adalah F_2 dan gaya internal oleh partikel 1 adalah F_{21} .

Ingat bahwa $F_{12} = -F_{21}$ dan $r_1 - r_2 = r_{12}$ maka didapatkan

$$\begin{aligned} m_1 a_1 \cdot r_1 + m_2 a_2 \cdot r_2 &= (F_1 + F_{12}) \cdot r_1 + (F_2 + F_{21}) \cdot r_2 \\ &= F_1 \cdot r_1 + F_2 \cdot r_2 + F_{12} \cdot (r_1 - r_2) \\ &= F_1 \cdot r_1 + F_2 \cdot r_2 + F_{12} \cdot r_{12} \end{aligned}$$

Oleh karena itu, persamaan di atas menjadi

$$\frac{dA}{dt} = 2E_K + (F_1 \cdot r_1 + F_2 \cdot r_2 + F_{12} \cdot r_{12}) = 2E_K + B \quad (1.30)$$

Untuk memudahkan penulisan, pernyataan di dalam tanda kurung disebut B. Ambil rata-rata waktu dari persamaan ini maka didapatkan

$$\left[\frac{dA}{dt} \right]_{\text{rata-rata}} = 2E_{\text{rata-rata}} + B_{\text{rata-rata}} \quad (1.31)$$

sehingga

$$2E_{K\text{rata-rata}} = -B_{\text{rata-rata}} = -(F_1 \cdot r_2 + F_2 \cdot r_2 + F_{12} \cdot r_{12})_{\text{rata-rata}} \quad (1.32)$$

Persamaan di atas adalah persamaan untuk dua partikel jika terdapat banyak partikel maka persamaan di atas menjadi

$$E_{K\text{rata-rata}} = -\frac{1}{2} \left(\sum_{\text{semua partikel}} F_i \cdot r_i + \sum_{\text{semua pasangan partikel}} F_{ij} \cdot r_{ij} \right)_{\text{rata-rata}} \quad (1.33)$$

Di mana perjumlahan yang pertama di kanan tanda sama dengan menyatakan gaya-gaya luar yang bekerja pada tiap partikel dan perjumlahan yang kedua menyatakan gaya-gaya internal antara tiap pasang partikel. Persamaan (1.33) disebut *teori virial untuk sistem partikel*, dan besaran di kanan tanda sama dengan disebut *virial sistem*.

Sekarang, anggaplah suatu gas terdiri atas partikel-partikel yang dipengaruhi oleh interaksinya dan juga interaksinya dengan dinding tempat partikel itu berada. Diasumsikan juga tempatnya berupa kubus dengan sisi a (ini untuk memudahkan pembahasan) seperti ditunjukkan gambar di bawah ini.

Di mana $V-a^3$ adalah volume yang ditempati oleh gas sehingga persamaan (34) menjadi

$$\sum F_i \cdot r_i = -3pa^3 = -3pV$$

atau

$$\sum F_i \cdot r_i = -3pa^3 = -3pV \tag{1.34}$$

Untuk gas ideal $E_{\text{rata-rata}} = 3/2 kT$ jika hal ini dihubungkan dengan $E_{\text{rata-rata}}$ gas sejati maka Energi kinetik rata-rata partikel suatu gas sejati dengan suhu mutlak gas sehingga gas yang berisi N partikel adalah $E_{\text{rata-rata}} = N (3/2kT)$ sehingga persamaan (1.34) menjadi

$$pV = kNT + \frac{1}{3} \left(\sum_{\substack{\text{semua} \\ \text{pasangan}}} F_{ij} \cdot r_{ij} \right)_{\text{rata-rata}} \tag{1.35}$$

Di mana F_{ij} adalah gaya antar partikel ke i dan j , dan r_{ij} adalah vektor jarak antarpartikel. Hal yang menarik dari persamaan (1.34) menunjukkan bahwa pengaruh gaya antarpartikel pada tekanan gas, misalnya jika gaya antarpartikel adalah gaya tarik, perkalian $F_{ij} \cdot r_{ij}$ semuanya negatif sehingga bagian kanan persamaan (1.34) akan lebih kecil dari gas ideal, dan tekanan yang dihasilkan akan lebih rendah, interpretasi ini adalah sesuai dengan kenyataan fisis.

Untuk dapat melakukan interpretasi fisis yang lain dari persamaan (1.34) harus dibuat beberapa anggapan tentang sifat gaya interaksi antarpartikel, akan tetapi, perhitungan ini sangat rumit dan hasilnya tidak dapat dinyatakan dalam suatu bentuk matematis yang tertutup, pada umumnya ditulis dalam bentuk

$$pV = kNT \left[1 + A(T) \left(\frac{N}{V} \right) + B(T) \left(\frac{N}{V} \right)^2 + \dots \right] \tag{1.36}$$

besaran-besaran $A(T)$, $B(T)$, disebut koefisien virial, dan hanya tergantung pada suhu dan karakteristik tiap gas. Suatu persoalan fisis yang penting adalah perhitungan teoretis koefisien virial itu dalam bentuk gaya antarpartikel dalam gas sehingga koefisien virial cocok dengan koefisien

yang di dapat secara eksperimen. Perhatikan bahwa persamaan (1.36) menghitung ekspansi tekanan dalam pangkat besaran (n/V) karena itu untuk gas pada kerapatan rendah, berarti $NN < 1$ jika ini dipangkatkan akan lebih kecil lagi sehingga semua suku kecuali yang pertama dalam persamaan (1.36) diabaikan dan persamaan tersebut kembali menjadi persamaan untuk gas ideal.

Contoh Persamaan Van der Waals

Ilmuwan Belanda bernama J.D. Vander Waals (1837 - 1923) berusaha mengganti persamaan gas ideal dengan persamaan yang memperhitungkan pengaruh gaya antarpartikel dan ukuran partikel. Koreksi pertama dan yang paling nyata terhadap persamaan gas ideal ($pV = kNT$) adalah mengurangi isi partikel-partikel gas dari volume V sistem sehingga V di ubah menjadi $V - Nb$ di mana b adalah konstanta yang sebanding dengan volume sebuah partikel dan N adalah jumlah partikel gas dalam ruangan tersebut. Oleh karena itu, persamaan gas ideal menjadi

$$p(V - Nb) = kNT$$

atau

$$P = \frac{kNT}{V - Nb}$$

Dengan memperhitungkan gaya antarpartikel, yang diasumsikan berupa gaya tarik dan semakin kuat apabila partikel-partikel semakin dekat maka perhatikanlah bahwa tiap partikel akan berinteraksi dengan $N - 1$ partikel. Jadi pengaruh gaya-gaya partikel tersebut diberikan oleh $N(N-1) \approx N^2$ jika N sangat besar selain alasan ini. Van der Waals menambahkan pada bagian kanan persamaan di atas suatu suku negatif yang sebanding dengan kuadrat dari besaran (NN) , suku ini dihasilkan bila tekanan dikurangi seiring dengan naiknya kerapatan gas. Persamaan modifikasinya adalah:

$$P = \frac{kNT}{V - Nb} - a \left(\frac{N}{V} \right)^2$$

Di mana a adalah konstanta pembanding, persamaan di atas ini dapat dituliskan kembali dalam bentuk

$$\left[P + a \left(\frac{N}{V} \right)^2 \right] (V - Nb) = kNT, \quad (1.37)$$

Persamaan ini disebut persamaan Van der Waals. Persamaan (1.37) menggambarkan keadaan yang sangat baik bagi besaran p , V dan T dan nilai a dan b tertentu untuk setiap gas, konstanta a dan b ditentukan berdasarkan hasil percobaan.

Persamaan Van der Waals ini dapat dibuat menjadi bentuk virial seperti yang diberikan oleh persamaan (1.36) dengan cara seperti berikut ini.

$$P = \frac{kNT}{V - Nb} - a \left(\frac{N}{V} \right)^2$$

Dituliskan

$$\begin{aligned} P &= \frac{kNT}{V(1 - Nb/V)} - a \left(\frac{N}{V} \right)^2 \\ &= \frac{kNT}{V} \left(1 + \frac{Nb}{V} + \frac{N^2b^2}{V^2} + \dots \right) - \frac{akNT}{V} \left(\frac{N}{kVT} \right) \end{aligned}$$

dengan mengatur lagi setiap suku-sukunya maka didapat persamaan:

$$P = kNT \left[1 + \left(b - \frac{a}{kT} \right) \frac{N}{V} + b^2 \left(\frac{N}{V} \right)^2 + \dots \right]$$

Hal yang menunjukkan bahwa koefisien virial yang pertama dan kedua adalah:

$$A(T) = b - \frac{a}{kT} \quad \text{dan} \quad B(T) = b^2$$

Tabel 1.1
Koefisien Van der Waals dan suhu Boyle (T_b)

Gas	a Pa M ⁶ partikel ⁻²	b M ³ partikel ⁻¹	T ^b Kelvin
Monoatomik	0.0095×10^{-48}		
He	$0,3792 \times 10^{-48}$	$3,936 \times 10^{-29}$	17,5
Ar	$1,1718 \times 10^{-48}$	$5,345 \times 10^{-29}$	505,4
Xe	$2,2612 \times 10^{-48}$	$8,477 \times 10^{-29}$	1001,3
Hg		$2,816 \times 10^{-29}$	5817,1
Dwiatomik	$0,0683 \times 10^{-48}$	$4,419 \times 10^{-29}$	112,0
H ₂	$0,3800 \times 10^{-48}$	$5,286 \times 10^{-29}$	520,9
O ₂	$1,8142 \times 10^{-48}$	$9,336 \times 10^{-29}$	1407,6
Cl ₂			
Triatomik			
N ₂ O	$1,0567 \times 10^{-48}$	$7,331 \times 10^{-29}$	1044,4
NO ₂	$1,4764 \times 10^{-48}$	$7,346 \times 10^{-29}$	1456,3
H ₂ O	$1,5267 \times 10^{-48}$	$5,063 \times 10^{-29}$	2185,0
Poliatomik			
CH ₄	$0,9296 \times 10^{-48}$	$7,104 \times 10^{-29}$	642,1
NH ₃	$1,1650 \times 10^{-48}$	$6,156 \times 10^{-29}$	1371,1
CCl ₄	$5,6828 \times 10^{-48}$	$22,966 \times 10^{-29}$	1793,1

(Marcelo Alonso & Edward J. Finn, Fundamentals University Physics, 1990)

Konstanta a dan b dapat diperkirakan untuk beberapa jenis gas. Perhatikan bahwa ada suatu suhu a/kb , di mana $A(T) = 0$ suhu ini disebut suhu Boyle gas dan merupakan suhu di mana kelakuan gas sejati hampir menyerupai gas ideal, tabel di atas menunjukkan daftar konstanta a dan b dengan suhu Boyle.



LATIHAN

Untuk memperdalam pemahaman Anda mengenai materi di atas, kerjakanlah latihan berikut!

- 1) Hitunglah energi rata-rata sebuah partikel gas yang memiliki suhu mutlak 300 K.
- 2) Tunjukkan bahwa dalam suatu gas sejati, energi kinetik partikel berpasangan dengan energi potensial rata-ratanya, yaitu:

$$(E_k)_{\text{rata-rata}} = -\frac{1}{2} n (E_p)_{\text{rata-rata}}$$

- 3) Jika kecepatan bunyi dalam gas sama dengan $v_{\text{rata-rata}}$ maka tunjukkan bahwa laju bunyi dalam gas ideal akan bergantung pada temperatur.

Petunjuk Jawaban Latihan

$$1) E_{\text{rerata}} = \frac{3}{2} kT = \frac{3}{2} \cdot 1,38 \times 10^{-23} \text{ J/K} \times 300 \text{ K} = 6,21 \times 10^{-21} \text{ J} \\ = 0,038 \text{ eV}$$

$$2) \vec{F} = \hat{u}_r \frac{\partial E_p}{\partial r}$$

$$\vec{F} \cdot \vec{r} = -r \frac{\partial E_p}{\partial r}$$

$$\hat{u}_r \cdot \vec{r} = r$$

$$(E_k)_{\text{rata-rata}} = -\frac{1}{2} (\vec{F} \cdot \vec{r})_{\text{rata-rata}} = -\frac{1}{2} \left(-r \frac{\partial E_p}{\partial r} \right) = -n (E_p)_{\text{rata-rata}}$$

- 3) Kerapatan gas $\rho = \frac{nM}{V}$, M berat molekul, n jumlah mol.

Persamaan gas ideal $pV = nRT$, kemudian gunakan rumus

$$v_{\text{rata-rata}} = \sqrt{\frac{2E_{k \text{ rata-rata}}}{m}} = \sqrt{3kT/m} \text{ yang menunjukkan bahwa laju bunyi}$$

dalam gas ideal bergantung pada temperatur.



RANGKUMAN

- Hukum ke 0 termodinamika menyatakan bahwa jika benda A berada dalam keseimbangan termal dengan B ($T_A = T_B$), kemudian B berada dalam keseimbangan termal dengan C ($T_B = T_C$) maka A dengan C berada dalam keseimbangan termal ($T_A = T_C$).
- Persamaan gas ideal yang berlaku untuk gas pada suhu tinggi dengan kerapatan yang rendah.

$$pV = nRT$$

R adalah konstanta gas yang nilainya = $8,3144 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$. Jika $k = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J/K} = \frac{R}{N_A}$ dan k disebut konstanta Boltzmann maka persamaan tersebut di atas menjadi

$$pV = NkT$$

3. Suhu (T) suatu sistem berhubungan dengan energi kinetik rata-rata partikel yang bergerak tidak teratur, jadi jika suatu sistem mempunyai suhu yang sama secara keseluruhan sehingga energi kinetik rata-rata partikelnya didapat sama besar pada setiap bagian sistem tersebut maka sistem dikatakan berada dalam keadaan setimbang termal.
4. Persamaan gas ideal yang berada dalam ruangan yang volumenya V dan partikel-partikel gas tersebut bergerak dengan kecepatan v :

$$PV = \frac{2}{3} NE_{\text{rata-rata}}$$

sedangkan energi partikel yang berhubungan dengan suhu sistem:

$$E_{\text{rata-rata}} = \frac{3}{2}kT$$

dan v_{rms} dinyatakan oleh persamaan:

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

5. Persamaan keadaan gas sejati dinyatakan oleh:

$$PV = NkT + \frac{1}{3} \left(\sum_{\substack{\text{semua} \\ \text{pasangan}}} F_{ij} \cdot r_{ij} \right)$$

di mana F_{ij} gaya interaksi antara partikel dan r_{ij} adalah vektor jarak antar partikel.


TES FORMATIF 1

Pilihlah satu jawaban yang paling tepat!

- 1) Sebuah partikel gas memiliki suhu mutlak 42°C . Jika $k = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J/K}$, maka besarnya energi rata-rata partikel gas tersebut adalah....
 - A. 0,01 eV
 - B. 0,04 eV
 - C. 0,75 eV
 - D. 1,25 eV

- 2) Sistem yang terdiri dari N partikel, masing-masing bermassa m dan kecepatannya v . Jika tumbukan diasumsikan elastis sempurna maka tekanan secara teoretis dinyatakan oleh persamaan $p = \frac{1}{3} \frac{N}{V} m\bar{v}^2$, yang menyatakan keadaan makroskopik dan mikroskopik sistem tersebut adalah
 - A. (p, V) dan (m, v)
 - B. (p, m) dan (v, V)
 - C. (m, v) dan (p, V)
 - D. (V, m) dan (p, v)

- 3) Apabila sistem A setimbang termal dengan B, sedangkan sistem A juga setimbang termal dengan C maka pernyataan di bawah ini yang benar adalah sistem
 - A. A dengan B kontak termal
 - B. B dengan C kontak termal
 - C. B seimbang termal dengan C
 - D. B tidak setimbang dengan C

- 4) Gas ideal adalah gas yang dengan tepat memenuhi hukum Boyle dan hukum Gay-Lussac dinyatakan oleh persamaan
 - A. $pV = NkT$
 - B. $p/V = nRT$
 - C. $pT = NkV$
 - D. $pV = NRT$

- 5) Gas yang sering kita jumpai dalam kehidupan sehari-hari disebut gas sejati dan tidak akan memenuhi hukum Boyle dan hukum Gay-Lussac. Kondisi yang memungkinkan gas sejati mirip dengan gas ideal adalah ...

- A. p tinggi, T rendah
 - B. p rendah, T rendah
 - C. p rendah, T tinggi
 - D. p tinggi, T tinggi
- 6) Tekanan termometer gas ideal pada volume tetap adalah 750 mm Hg, sedangkan termometer dalam ruang yang suhunya hendak ditentukan adalah 1000 mm Hg maka suhu ruang tersebut adalah
- A. $102,15^{\circ}\text{C}$
 - B. 250°C
 - C. 75°C
 - D. $92,85^{\circ}\text{C}$
- 7) Besar kecilnya suhu suatu sistem secara mikroskopik berhubungan dengan
- A. massa partikel
 - B. energi kinetik partikel
 - C. jumlah keadaan mikroskopik
 - D. jumlah partikel sistem
- 8) Sebuah termometer hambatan platina mempunyai hambatan 90,35 Ohm apabila reservoirnya ditempatkan pada titik triple air. Jika reservoirnya ditempatkan dalam suatu ruangan sehingga hambatannya menjadi 96,28 Ohm maka suhu ruang tersebut adalah
- A. 273,16 K
 - B. 302,26 K
 - C. 280,6 K
 - D. 281,4 K
- 9) Sebuah atom Argon pada temperatur 20°C memiliki v_{rms} 430 m/det. Pada suhu berapakah agar v_{rms} -nya setengah dari semula?
- A. 5 K.
 - B. 73 K.
 - C. 278 K.
 - D. 316 K.
- 10) Perpotongan dari keempat grafik pada soal nomor 9 pada satu titik pada garis vertikal menunjukkan bahwa titik tersebut adalah
- A. titik keseimbangan
 - B. titik absolut
 - C. tetapan universal gas
 - D. titik tripel

Cocokkanlah jawaban Anda dengan Kunci Jawaban Tes Formatif 1 yang terdapat di bagian akhir modul ini. Hitunglah jawaban yang benar. Kemudian, gunakan rumus berikut untuk mengetahui tingkat penguasaan Anda terhadap materi Kegiatan Belajar 1.

$$\text{Tingkat penguasaan} = \frac{\text{Jumlah Jawaban yang Benar}}{\text{Jumlah Soal}} \times 100\%$$

Arti tingkat penguasaan: 90 - 100% = baik sekali
80 - 89% = baik
70 - 79% = cukup
< 70% = kurang

Apabila mencapai tingkat penguasaan 80% atau lebih, Anda dapat meneruskan dengan Kegiatan Belajar 2. **Bagus!** Jika masih di bawah 80%, Anda harus mengulangi materi Kegiatan Belajar 1, terutama bagian yang belum dikuasai.

KEGIATAN BELAJAR 2

Usaha dan Perumusan Hukum Pertama Termodinamika

Kita sering menjumpai suatu sistem berinteraksi dengan sistem lain di mana kedua sistem mempunyai perbedaan temperatur. Pada keadaan kontak termal ini akan terjadi berbagai perubahan fisis, misalnya perpindahan kalor, perpindahan energi ataupun perpindahan partikel di antara kedua sistem tersebut.

Besaran fisis yang akan dibahas merupakan karakteristik makroskopik dari suatu sistem, yaitu usaha, kalor, dan kapasitas kalor yang umumnya telah dibahas dengan cukup lengkap dalam termodinamika. Dalam pembahasan selanjutnya besaran-besaran makroskopik yang dibahas dalam termodinamika ini merupakan acuan pembahasan dalam fisika statistik dengan meninjau karakteristik mikroskopik sistem tersebut.

A. USAHA

Misalkan suatu sistem melakukan kontak termal dengan sistem lain di luar dirinya maka akan terjadi pertukaran energi di antara kedua sistem yang melakukan kontak termal tersebut, ini digambarkan oleh usaha luar (W_{ext}) oleh persamaan berikut ini.

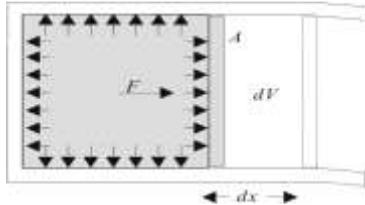
$$\Delta U = W_{\text{ext}} \quad (1.38)$$

Jika W_{ext} positif maka energi internalnya bertambah, tetapi jika usaha dilakukan oleh sistem di mana W_{ext} negatif, hal ini berarti energi internalnya berkurang. Usaha yang dilakukan sistem merupakan penjumlahan usaha-usaha luar individual tiap partikel yang dikerjakan pada sistem tersebut.

Dalam membicarakan mesin panas umumnya hanya menghitung usaha luar yang dilakukan oleh sistem, yang ditandai dengan $W_{\text{sy}}t$ dan usaha luar total yang dilakukan pada sistem adalah W_{ext} , karena kedua usaha ini bersesuaian dengan pergeseran yang sama dengan gayanya sama besar dan berlawanan arah maka kedua usaha ini sama besar namun berlawanan tanda.

$$W_{\text{syst}} = -W_{\text{ext}} \tag{1.39}$$

W_{syt} , adalah usaha yang dilakukan oleh sistem.



Gambar 1.3

Usaha yang Dilakukan pada Pemuaian Gas untuk Menggeser Pengisap A

Apabila jumlah partikel sangat besar, perhitungan usaha luar merupakan penjumlahan usaha-usaha individual tiap partikel sangat sulit, tetapi jika dihitung secara Statistik menjadi lebih mudah. Contoh, suatu gas dalam sebuah silinder, satu dinding pengisap dapat digerakkan (Gambar 1.1), gas tersebut dapat bertukar energi dan momentum dengan sekitarnya melalui tumbukan dan interaksi partikel-partikel gas dengan partikel-partikel dinding. Jika salah satu dinding dapat digerakkan maka gaya yang dihasilkan oleh gas dapat menggeser pengisap sejauh dx . Pertukaran energi sistem dengan dunia luar dapat dinyatakan oleh usaha yang dilakukan oleh gaya ini selama pergeseran. Oleh karena itu, usaha yang dilakukan oleh gas dapat ddinyatakan sebagai

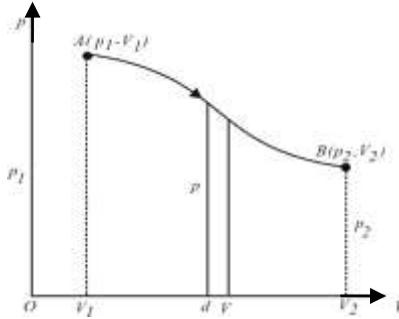
$$dW = Fdx = p.A dx \text{ atau } dw = p dV \tag{1.40}$$

di mana $dV = A dx$ adalah perubahan volume gas. Apabila volume berubah dari V_0 menjadi V maka usaha yang dilakukan oleh gas adalah:

$$W = \int_{V_0}^V p dV \tag{1.41}$$

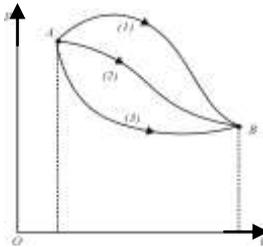
Untuk dapat melakukan integrasi, Persamaan (1.41) terlebih dahulu harus diketahui hubungan persamaan keadaan gas antara p dan V . Anggaplah

bahwa hubungan antara p dan V ini telah diketahui maka nilai p dan V berturut-turut dapat di gambarkan pada sebuah kurva p - V berikut ini.



Gambar 1.4a

Usaha yang Dilakukan Sistem merupakan Luas Daerah V_1ABV_2



Gambar 1.4b

Usaha untuk Berpindah dari Keadaan A ke Keadaan B Bergantung pada Proses yang Dilakukan Sistem

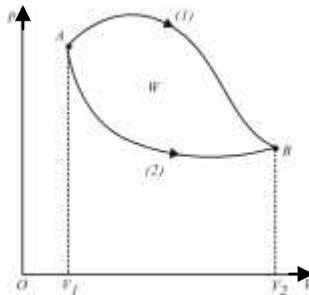
Dalam gambar tersebut di atas di mana suatu sistem berubah dari keadaan A ke keadaan B bergantung pada proses sistem yang dilaluinya. Perhatikan bahwa p dan dV adalah luas daerah yang lebarnya dV dan tingginya p maka usaha yang dilakukan oleh sistem dalam proses perjalanannya A ke B diberikan oleh

$$W_{A \rightarrow B} = \int_{V_1}^{V_2} p dV = \text{luasan di bawah AB}, \quad (1.42)$$

Gambar 1.4b menunjukkan beberapa proses, kurva (1), (2), dan (3), semuanya membuat sistem berubah dari keadaan A ke keadaan B. Oleh karena luas di bawah tiap kurva berbeda maka usaha yang dilakukan tiap

proses juga berbeda. Ini menunjukkan bahwa usaha yang dilakukan sistem untuk berubah dari satu keadaan ke keadaan lain tergantung pada proses yang dilakukannya.

Salah satu yang menarik dari proses ini adalah adanya siklus. Ini adalah suatu aktivitas di mana pada akhir proses sistem kembali ke keadaan semula. Karena itu, dalam diagram p-V sebuah siklus digambarkan oleh kurva tertutup.



Gambar 1.5

Usaha yang Dilakukan Sistem Membentuk suatu Siklus pada Kurva p-V

Perhatikan gambar, sistem berjalan dari A ke B membentuk suatu siklus, dari A ke B melalui proses (1) dan kembalinya dari B ke A melalui proses (2), dalam perjalanannya kembali dari B ke A sistem melakukan usaha yang sama dengan luas negatif di bawah kurva (2) karena usaha dilakukan sistem selama siklus merupakan daerah yang diarsir tebal dilingkupi oleh kurva (1) dan kurva (2), yaitu:

$$\begin{aligned}
 W_{\text{siklus}(1)} &= \int p \, dp \\
 &= \text{luas di bawah kurva 1} - \text{luas di bawah kurva 2} \\
 &= \text{luasan A (1) B (2) A.}
 \end{aligned}$$

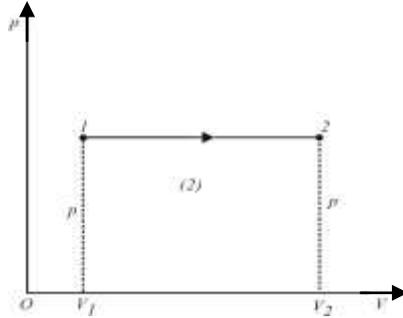
Oleh karena itu usaha yang dilakukan oleh sebuah mesin panas persiklus dapat di hitung dengan diagram p-V jika siklusnya diketahui.

Contoh

Suatu gas yang menempati volume $0,30 \text{ m}^3$, dapat memberikan tekanan $p = 2 \times 10^5 \text{ Pa}$. Jika pada tekanan konstan, volumenya mencapai $0,45 \text{ m}^3$ maka tentukanlah usaha yang dilakukan oleh gas.

Penyelesaian:

Suatu proses yang terjadi pada tekanan konstan disebut proses isobaris, grafik yang menunjukkan proses isobaris ditunjukkan oleh gambar berikut ini.



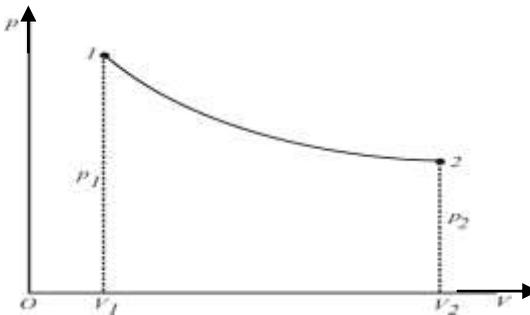
Gambar 1.6
Pemuaiian Isobaris

Jika tekanan p konstan maka usaha yang dilakukan oleh sistem adalah:

$$\begin{aligned}
 W &= \int_{V_1}^{V_2} p dV = P \int_{V_1}^{V_2} dV = p(V_2 - V_1) \\
 &= 2 \cdot 10^5 (0,45 - 0,30) = 30.000 J
 \end{aligned}$$

Contoh

Suatu gas memuai pada suhu gas konstan, carilah persamaan usaha yang dilakukan bila volume memuai dari V_1 sampai V_2 dan prosesnya diperlihatkan oleh gambar berikut ini.



Gambar 1.7
Pemuaiian Isotermal

Penyelesaian:

Usaha yang dilakukan oleh sistem untuk berubah dari V_1 menjadi V_2 adalah:

$$W = \int_{V_1}^{V_2} p dV = kNT \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V} = kNT/n \frac{V_2}{V_1}$$

Terlihat bahwa usaha yang dilakukan sistem dalam proses isothermal bergantung pada suhu dan perbandingan V_2 / V_1 yang disebut ekspansi pemuiaan antara kedua volume yang dicapai.

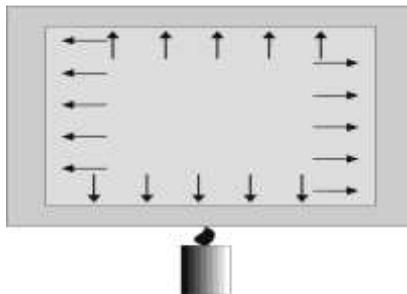
B. KALOR

Persamaan (1.41) adalah persamaan mengenai usaha yang dilakukan sistem, persamaan tersebut menyatakan besaran rata-rata makroskopik yang merupakan jumlah semua perubahan individu-individu partikel pengisap yang sedang bergerak

$$W = \int p \cdot dV$$

tetapi masalahnya bagaimana menghitung pertukaran energi yang terjadi karena interaksi partikel-partikel gas dengan dinding?

Perhatikan suatu gas yang berada dalam tempat, seperti diperlihatkan oleh Gambar 1.8 berikut ini.



Gambar 1.8
Gas Dipanaskan dalam Ruang Tertutup

Jika tempat itu dipanaskan maka akan dapat diamati suatu kenaikan suhu dan tekanan gas, kenaikan ini menyatakan bahwa energi partikel-partikel gas bertambah. Akan tetapi, dalam hal ini kita tidak membahas usaha yang dilakukan pada gas ditinjau dari pandangan yang telah didefinisikan di atas sebab kita tidak dapat melihat sesuatu yang bergerak begitu pula tak ada gaya yang berpengaruh pada perubahan jarak.

Oleh karena itu, perlu diperkenalkan suatu konsep makroskopis baru yang merupakan konsep statistik yang disebut kalor. Nilai rata-rata usaha antara sistem dan sekelilingnya karena pertukaran energi individual terjadi sebagai hasil tumbukan antara partikel-partikel sistem dengan partikel-partikel sekelilingnya disebut kalor (Q).

Kalor Q dianggap *positif* bila berkaitan dengan total usaha luar yang dilakukan pada sistem, dalam keadaan ini dikatakan bahwa kalor *diserap* oleh sistem atau sistem mendapat energi, sedangkan jika Q *negatif* apabila total usaha dilakukan oleh sistem, dalam keadaan ini dikatakan *dilepas* oleh sistem atau sistem kehilangan energi. Apabila sistem mengalami transformasi di mana tidak menyerap atau melepas kalor maka proses ini disebut *adiabatis*. Jadi, kalor bukanlah bentuk baru dari energi, tetapi merupakan nama untuk suatu bentuk khusus perpindahan usaha atau energi di antara partikel-partikel dua sistem yang berinteraksi.

Apabila antara dua sistem yang berinteraksi tidak ada pertukaran kalor maka dikatakan kedua sistem itu berada dalam keseimbangan termal. Ini merupakan suatu konsep fisika statistik karena partikel-partikel individual bisa bertukar energi, tetapi secara rata-rata, sejumlah energi yang sama saling tertukar dalam arah yang berlawanan. Agar kesetimbangan termal muncul di antara dua sistem maka energi rata-rata dari kedua sistem yang berinteraksi itu harus sama sehingga tak ada pertukaran energi total akibat tumbukan partikel.

Pernyataan di atas sering disebut sebagai *hukum ke nol termodinamika* sehingga dapat juga disimpulkan bahwa energi dapat berpindah sebagai kalor bila suhu kedua sistem berbeda.

Oleh karena kalor berhubungan dengan usaha maka kalor harus dinyatakan dalam satuan *Joule*, tetapi kadang-kadang dinyatakan dalam satuan *kalori* dengan konversi sebagai berikut.

$$1 \text{ kalori} = 4,1840 \text{ J.}$$

kalori pertama kali diperkenalkan sebagai satuan kalor ketika sifat kalor belum diketahui. Akan tetapi, kalor secara sederhana merupakan satuan lain untuk mengukur usaha dan energi, jadi tidak hanya untuk kalor saja.

B. HUKUM PERTAMA TERMODINAMIKA

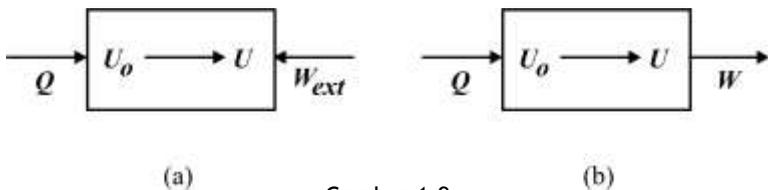
Pada bahasan sebelumnya telah diperlihatkan bahwa usaha yang dilakukan oleh sistem mempunyai partikel yang sangat banyak dan kalor pada sistem sehingga usaha luar total sistem dapat dinyatakan sebagai:

$$\text{Usaha total} = Q + W_{\text{ext}} \tag{1.43}$$

Di sini W_{ext} adalah besar usaha luar dan dapat dihitung sebagai gaya rata-rata dikali jarak, seperti telah dibahas pada Kegiatan Belajar 1 dan biasanya dikatakan sebagai usaha *mekanik*, sedangkan Q menggambarkan bahwa sebagian usaha luar harus dinyatakan sebagai kalor sehingga kekekalan energi dapat ditulis dalam bentuk

$$dU = Q + W_{\text{ext}} \tag{1.44}$$

Persamaan ini menunjukkan bahwa perubahan energi internal sistem sama dengan kalor yang diserap ditambah usaha luar yang dilakukan pada sistem.



Gambar 1.9
Hubungan antara Kalor, Usaha, dan Energi Internal

Gambar tersebut memperlihatkan kalor Q yang diserap oleh sistem dan usaha W_{ext} disimpan sebagai usaha perubahan energi internal (ΔU) sistem. Usaha luar W_{ext} dikerjakan pada sistem yang akan digunakan oleh sistem untuk melakukan usaha (W), sehingga $W_{\text{ext}} = -W$. Selanjutnya, persamaan (1.44) dapat dituliskan menjadi:

$$\Delta U = Q - W \quad (1.45)$$

Persamaan (1.45) menyatakan bahwa “*perubahan energi internal suatu sistem sama dengan kalor yang diserap dikurangi usaha luar yang dilakukan oleh sistem*”.

Pernyataan yang diungkapkan yang berhubungan dengan Persamaan (1.44) dan (1.45) disebut *hukum pertama Termodinamika*. Secara sederhana hukum kekekalan energi dipakai untuk sistem-sistem dengan jumlah partikelnya sangat besar, dengan usaha luar dibagi menjadi dua, yaitu yang satu tetap disebut *usaha* dan yang lain disebut *kalor*:

Jika kita menuliskan persamaan (10) dalam bentuk:

$$Q = \Delta U + W \quad (1.46)$$

maka dapat dilihat bahwa kalor Q juga harus tergantung pada lintasan karena W tergantung pada lintasan meskipun ΔU tidak. Oleh karena itu, kalor yang diserap sepanjang ketiga lintasan yang ditunjukkan dalam Gambar 1.9 adalah berbeda untuk tiap kasus.

Jika sistem membentuk siklus dan kembali ke keadaan semula maka perubahan energi internalnya adalah nol, yaitu:

$$\Delta U_{\text{siklus}} = 0$$

sehingga Persamaan (1.45) menjadi

$$Q = W \text{ (untuk suatu siklus)} \quad (1.47)$$

Jika energi internal sistem sama dengan 0 maka usaha yang dilakukan oleh sistem sama dengan kalor yang diserap oleh sistem tersebut. Ini merupakan prinsip kerjanya mesin-mesin kalor, yaitu kalor diberikan pada mesin, dan sebaliknya usaha dilakukan pada sekelilingnya.

Apabila prosesnya adiabatik ($Q = 0$), persamaan (1.45) menjadi

$$\Delta U = -W \text{ (proses adiabatik)} \quad (1.48)$$

Persamaan tersebut menunjukkan suatu *proses adiabatik* di mana energi internal sistem berkurang dengan jumlah yang sama seperti dilakukan oleh sistem.

Untuk gas ideal, energi internal hanya tergantung pada suhu. Oleh karena itu, suhu gas berkurang dalam pemuaian adiabatik (W positif) dan bertambah selama kompresi adiabatik (W negatif).

Jika tak ada usaha yang dilakukan oleh sistem ($W=0$), persamaan (1.45) menjadi:

$$\Delta U = Q \text{ (proses isokoris)} \quad (1.49)$$

Jadi, apabila tidak ada usaha yang dilakukan sistem maka perubahan energi internal sistem sama dengan kalor yang diserap oleh sistem tersebut. Hasil ini dipakai, misalnya pada proses dengan volume konstan (*proses isokoris*).

C. KAPASITAS PANAS

Kapasitas panas suatu bahan didefinisikan sebagai kalor yang diserap oleh satu mol bahan itu untuk menghasilkan satu satuan perubahan suhu. Jika ada N mol partikel menyerap kalor sebesar dQ sehingga suhunya naik sebesar dT maka kapasitas panasnya dinyatakan sebagai:

$$c_v = \frac{1}{N} \frac{dQ}{dT} \quad (1.50)$$

Satuan kapasitas panas dinyatakan dengan $\text{J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ dalam satuan SI, tetapi yang lebih umum dipakai adalah $\text{kal K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$.

Kalor yang diserap oleh suatu sistem bergantung pada prosesnya, oleh karena itu kapasitas panas berhubungan dengan proses yang terjadi dalam sistem tersebut. Dua kapasitas panas yang paling luas pemakaiannya adalah *kapasitas panas pada tekanan konstan* (c_p) dan *Kapasitas panas pada volume konstan* (c_v), yang dapat dirumuskan sebagai berikut.

$$c_p = \frac{1}{N} \frac{dQ}{dT}, p \text{ konstan dan } c_v = \frac{1}{N} \frac{dQ}{dT}, V \text{ konstan} \quad (1.51)$$

Kapasitas panas rata-rata air pada tekanan satu atmosfer yang konstan adalah $18,00 \text{ kal K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$, sejarahnya, kalori pertama kali didefinisikan sebagai panas yang dibutuhkan untuk menaikkan suhu satu gram air sebesar 1 K pada tekanan konstan.

Tabel 1.2

Kapasitas Panas untuk Beberapa Jenis Zat Cair dan Zat Padat ($\text{kal K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$)

Zat Cair	c ($\text{kal K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$)	Zat Padat	c ($\text{kal K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$)
Air H_2O	18,000	Logam	
Air Raksa (Hg)	6,660	1. Aluminium	5,664
Metil Alkohol, HC_4O	17,450	2. Tembaga	5,784
Etil Eter, $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$	39,210	3. Emas	5,916
Toluol C_6H_8	29,130	4. Perak	6,009
Karbon Tetraklorida, CCl_4	30,920	Non Logam	
		1. Es (-20^0) Seng sulfida, ZnS	8,370 11,20
		2. Quart, SiO_2	10,45

Contoh c_p dan c_v beberapa jenis gas. Perhatikan bahwa dalam semua kasus $c_p > c_v$ karena pada volume konstan semua kalor yang diserap disimpan dengan energi internal seperti diperlihatkan pada Tabel 1.3 berikut.

Tabel 1.3

c_p dan c_v untuk Beberapa Jenis Gas

Gas	c_p ($\text{kal K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$)	c_v ($\text{kal K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$)	γ
Monoatom			
He	5,004	3,014	1,660
Ar	4,990	2,993	1,667
Ne	4,966	3,024	1,642
Hg	4,983	2,991	1,666
Dwiatom			
H_2	6,887	4,891	1,408
N_2	6,899	4,924	1,401
O_2	7,079	5,056	1,400
CO	6,919	5,355	1,297
NO	6,962	4,944	1,394
Triatom			
CO_2	9,333	7,7179	1,300
H_2O	7,946	5,956	1,334
N_2O	9,379	7,084	1,324
CS_2	12,19	9,838	1,394

Gas	c_p (kal K^{-1} mol $^{-1}$)	c_v (kal K^{-1} mol $^{-1}$)	γ
Poliatom			
Metil alkohol, CH ₄ O	13,30	10,59	1,256
Etil Eter, (C ₂ H ₅) ₂ O	31,72	30,98	1,024
Kloroform, CHCl ₃	17,20	15,49	1,110

Besaran γ adalah merupakan harga perbandingan antara kapasitas panas pada keadaan tekanan konstan dengan kapasitas panas dalam keadan volume konstan.

$$\gamma = \frac{c_p}{c_v} \tag{1.52}$$

Perbandingan ini muncul dalam banyak perhitungan misalnya bila suatu gas ideal mengalami suatu proses adiabatik, tekanan, dan volume dihubungkan oleh persamaan

$$pV^\gamma = \text{Konstan} \tag{1.53}$$

Contoh:

Energi internal suatu gas ideal monoatom diberikan oleh persamaan

$$U = \frac{3kNT}{2} . \text{ Tentukanlah harga dari } \gamma \text{ dan } c_p - c_v .$$

Penyelesaian:

Apabila suhu berubah dari T menjadi T + dT, perubahan energi internalnya adalah:

$$dU = \frac{3}{2} NR dT .$$

Jika proses berlangsung pada volume konstan sehingga tak ada usaha yang dilakukan, Persamaan (1.49) menunjukkan bahwa kalor yang diserap adalah:

$$(dQ)_{V=\text{konstan}} = dU = \frac{3}{2} NR dT .$$

Karena Persamaan (1.51) memberikan

$$(dQ)_{V=\text{konstan}} = dU = \frac{3}{2} nR dT.$$

sehingga dapat dituliskan $U = Nc_V T$.

Jika suhu berubah pada tekanan konstan, usaha yang dilakukan oleh gas menurut persamaan $W = nR(T_2 - T_1)$ adalah:

$$dW = n R dT$$

kalor yang diserap dengan memakai persamaan (1.46), adalah

$$(dQ)_{P=\text{Konstan}} = dU + dW = \frac{5}{2} nR dT.$$

Dengan menggunakan persamaan (1.50), didapat

$$c_p = \frac{5}{2} R = 4,967 \text{ kal}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

Dari kedua hasil didapatkan harga γ sebagai berikut.

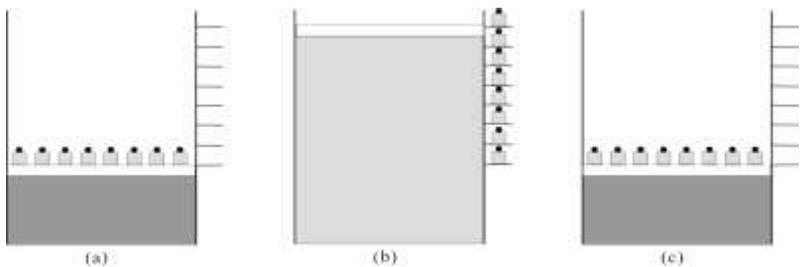
$$\gamma = \frac{c_p}{c_v} = \frac{5}{3} = 1,67 \text{ dan } c_p - c_v = R$$

Perbandingan nilai-nilai γ dalam Tabel 1.3 menunjukkan harga yang hampir sama untuk gas monoatom, tetapi tak dapat digunakan untuk gas-gas poliatom karena energi rotasi dan vibrasi partikel-partikel harus dihitung untuk memperoleh energi internal gas-gas poliatom. Dalam gas-gas sejati juga diperlukan untuk menghitung energi potensial internal.

D. PROSES REVERSIBEL DAN IRREVERSIBEL

Ada kedua jenis proses yang dapat terjadi dalam sistem yang terdiri dari banyak partikel. *Pertama*, apabila suatu proses atau proses terjadi dengan sangat lambat sehingga pada tiap langkah proses, sistem tersebut hanya mengalami sedikit gangguan maka dapat diasumsikan bahwa sistem setiap saat berada dalam keadaan setimbang secara statistik, serta tidak ada gaya disipasi seperti gesekan, dikatakan proses demikian adalah proses yang dapat dibalik (*Reversibel*). *Kedua*, proses tak dapat balik (*Irreversibel*) terjadi apabila selama sistem menyimpang jauh dari keadaan setimbang, besaran-besaran statistik seperti tekanan dan suhu tidak dapat ditentukan, akhir dari proses sistem berada dalam keseimbangan baru yang ditandai tekanan, volume dan suhu tertentu yang berbeda dari keadaan awal.

Pemuaian gas dapat dipakai untuk menggambarkan suatu proses reversibel (Gambar 1.10), anggap piston dapat bergerak dalam silinder tanpa gesekan dan terletak pada suatu posisi dengan beberapa pemberat kecil, Gambar 1.10 (a). Pada keadaan setimbang udara luar berkurang sedikit maka kesetimbangan gas akan sedikit terganggu, hal ini akan menyebabkan gas akan sedikit memuai sampai tercapai kesetimbangan baru, apabila proses ini diulang beberapa kali maka gas akhirnya memuai sampai mencapai volume tertentu seperti yang ditunjukkan Gambar 1.10 (b).

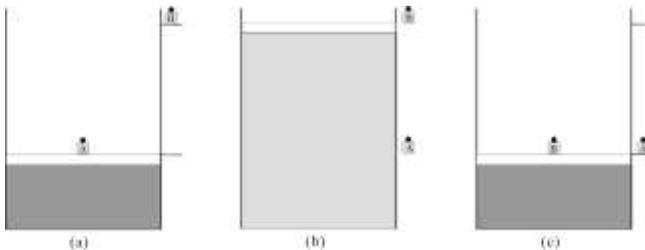


Gambar 1.10
Pemuaian Gas

Pemberat yang mula-mula berada di atas piston, seolah-olah dipindahkan seperti tampak ditunjukkan pada gambar tersebut. Oleh karena proses terjadi sangat lambat dan terjadi tanpa gesekan maka setiap keadaan, gas dapat dianggap tetap berada dalam kesetimbangan statistik dan proses pemuaiannya

dapat balik. Untuk mengembalikan gas pada keadaan semula dapat dilakukan dengan meletakkan kembali pemberat tersebut ke atas piston jika seluruh pemberat sudah dikembalikan ke atas piston maka keadaan gas kembali seperti semula, dikatakan gas telah menyelesaikan sebuah siklus yang lengkap. Selama proses itu tidak ada perubahan di sekitar gas tersebut, dengan kata lain: *dalam siklus proses reversibel tidak dihasilkan perubahan yang dapat diamati, baik dalam sistem ataupun di sekitar sistem tersebut.*

Pada umumnya, proses irreversibel terjadi pada kelajuan proses yang besar. Pemuai gas digunakan menggambarkan proses tak dapat balik seperti diperlihatkan Gambar 1.11. Gambar (a) sama seperti Gambar 1.11(a) tetapi dengan semua pemberat dipusatkan menjadi satu (A), terdapat juga pemberat B pada permukaan lain yang lebih tinggi. Jika pemberat A diangkat tiba-tiba maka tekanan udara luar turun dengan cepat sehingga gas memuai dengan cepat disertai turbulensi yang besar dalam gerak partikel-partikelnya. Selama proses kecepatan-kecepatan partikel-partikel tidak mengikuti hukum distribusi Maxwell-Boltzmann. Akhir dari proses tersebut piston berhenti pada suatu posisi tertentu dan kesetimbangan baru tercapai dengan tekanan dan suhu yang berbeda (1.11(b)). Untuk membuat gas kembali ke keadaan semula dilakukan dengan memindahkan pemberat B ke atas piston sehingga piston bergerak turun melalui proses yang mungkin juga tidak seperti proses sebelumnya, ketika kesetimbangan kembali tercapai, gas kembali pada keadaan semula (1.11(c)) dan gas telah menyelesaikan sebuah siklus penuh, tetapi terjadi perubahan di sekitarnya, yaitu terdapat pemberat B, yang tadinya berada di atas sekarang berada di dasar bersama dengan pemberat A. Jadi, dalam sebuah siklus penuh, yang sebagian atau seluruhnya terdiri dari proses yang tidak dapat balik, sistem akan kembali ke keadaan semula, tetapi disertai perubahan permanen di sekitarnya.



Gambar 1.11
Proses Gas

Proses *reversibel* dapat digambarkan pada diagram p-V dengan suatu kurva yang menghubungkan keadaan awal dan akhir suatu proses, tetapi proses *irreversibel* tidak dapat digambarkan dengan cara demikian. Sebuah aspek menarik yang dapat dikemukakan dari penjelasan di atas, adalah bahwa sistem akan melakukan usaha yang lebih besar apabila prosesnya dapat balik daripada yang tak dapat balik, karena alasan ini para ahli teknik merancang mesin-mesin kalor yang sedapat mungkin siklus operasinya dibuat reversibel.

E. ENTROPI

Pada keadaan setimbang akan didapat suatu partisi yang paling mungkin terjadi, artinya partisi tersebut mempunyai nilai peluang (P) yang maksimum. Jika sistem meskipun terisolasi, tidak berada dalam kesetimbangan maka sistem tersebut mempunyai nilai P yang lebih rendah dibandingkan dengan sistem dalam keadaan setimbang. Tidak ada kenaikan nilai P yang berarti kecuali jika sistem terganggu oleh pengaruh luar.

Untuk menggambarkan kecenderungan alam dalam mencapai kesetimbangan statistik dengan menyusun partisi yang nilai peluangnya maksimum, diperkenalkan suatu konsep penting yang disebut *entropi*. Entropi (S), didefinisikan sebagai:

$$S = k \ln P \quad (1.54)$$

Di mana k adalah konstanta Boltzmann. Entropi suatu sistem adalah suatu besaran yang sebanding dengan logaritma peluang partisi yang bersesuaian dengan keadaan sistem tersebut. Definisi entropi ini berlaku untuk partisi baik setimbang maupun tidak, juga berarti bahwa entropi adalah suatu sifat atau keadaan sistem. Oleh karena itu, perubahan entropi suatu sistem bila sistem beralih dari satu keadaan yang lain tak tergantung pada proses yang dilaluinya karena perubahannya ditentukan oleh probabilitas partisi awal dan akhir. Misalnya, dalam gambar S_A dan ketika berada dalam keadaan B adalah S_B perubahan entropi sistem dalam peralihannya dari keadaan A ke keadaan B adalah $S_B - S_A$ tak dipengaruhi oleh yang dilaluinya. Karena itu, apabila suatu sistem membentuk sebuah siklus, perubahan entropinya adalah nol karena keadaan awal dan akhirnya sama.

Untuk keadaan setimbang, entropi dapat dinyatakan sebagai fungsi dari variabel-variabel makroskopis yang mendefinisikan keadaan. Sebagai ilustrasi, entropi suatu gas ideal yang berada dalam keadaan setimbang pada tekanan P dan suhu T adalah:

$$S = kN \ln \frac{T^{5/2}}{P} + S_0 \quad (1.55)$$

di mana S_0 merupakan sebuah konstanta. Suatu proses dari suatu sistem yang terisolasi atau tidak, di mana entropi sistem tidak berubah disebut proses *isentropis*.

1. Hubungan antara Entropi dan Kalor

Definisi entropi yang diberikan oleh persamaan $S = k \ln P$ tidak menunjukkan adanya hubungan yang nyata dengan besar-besaran lain seperti usaha, kalor dan energi, padahal hubungan tersebut sebenarnya ada. Misalkan ditunjukkan bahwa selama proses *reversibel*, perubahan entropi, kalor yang diserap, dan suhu mutlak sistem dihubungkan oleh persamaan berikut ini.

$$dS = \frac{dQ}{T} \quad (\text{untuk proses reversibel balik saja}) \quad (1.56)$$

Hubungan ini adalah definisi pertama tentang entropi yang dikemukakan dalam termodinamika sehingga satuan entropi dinyatakan dalam J K^{-1} atau kal K^{-1} , selain itu persamaan tersebut dapat digunakan untuk mendefinisikan suhu suatu sistem, yaitu:

$$\frac{1}{T} = \frac{dS}{dQ} \quad (1.57)$$

Apabila sebuah sistem beralih dari keadaan 1 ke keadaan 2 melalui proses reversibel maka perubahan entropinya adalah:

$$\Delta S = \int_1^2 \frac{dQ}{T} \quad (1.58)$$

Perubahan entropi (ΔS) hanya tergantung pada keadaan awal dan akhir sistem dan tidak tergantung pada proses yang dilaluinya maka integral di sisi

kanan sama dengan juga tidak tergantung pada proses reversibel yang dilaluinya jika sistem berubah dari keadaan-1 ke keadaan-2. Perubahan ΔS positif atau negatif hanya tergantung pada apakah panas diserap atau dilepaskan karena T selalu positif. Untuk proses adiabatik. $dQ_a = 0$, dan Persamaan (1.58) menjadi

$$S = 0 \quad \text{atau} \quad S = \text{konstan}$$

Jadi, proses adiabatik reversibel terjadi pada entropi konstan, oleh karena itu juga isentropis, sedangkan proses adiabatik tidak perlu isentropis.

Dari persamaan (2 - 21) dapat dituliskan

$$Q = \int_1^2 TdS = \text{luasan di bawah } A_1A_3, \quad (1.59)$$

Hal yang memberikan kalor yang diserap selama peralihan dari keadaan ke-1 keadaan ke-2 melalui proses balik; integral dapat balik dapat digambarkan dengan suatu garis pada diagram di mana ordinatnya bersesuaian dengan suhu T dan absisnya dengan entropi S , seperti dalam Gambar 1.5, Q adalah luasan di bawah kurva dari S_1 ke S_2 .

Jika proses merupakan suatu siklus seperti $A(I)B(2)A$ (Gambar 1.4), perubahan entropi adalah nol,

$$\Delta S_{\text{siklus}} = 0 \quad (1.60)$$

Oleh karena kembali ke keadaan semula; dan kalor netto yang diserap oleh sistem dalam siklus dari persamaan (1.59), adalah:

$$Q = \int Tds \quad (1.61)$$

Hubungan ini sangat penting dalam perhitungan-perhitungan termodinamika dan juga entropi adalah satu variabel yang dapat dipakai untuk menggambarkan suatu proses dengan cara yang sama seperti yang terjadi pada tekanan, volume atau suhu.

Perubahan entropi selama proses isothermal reversibel, dalam kasus ini T sistem adalah konstan sehingga Persamaan (1.58) menjadi

$$\Delta S = \frac{1}{T} \int_1^2 dQ = \frac{Q}{T} \quad (1.62)$$

$$Q = T\Delta S \quad (\text{untuk proses isothermal saja})$$

Misalnya, es meleleh 0°C atau $273,1\text{ K}$, selama proses es menyerap 1435 kalori per mol maka perubahan entropi satu mol air untuk meleleh adalah:

$$\Delta S = \frac{1435 \text{ kalmol}^{-1}}{273,1\text{K}} = 5,26\text{kalK}^{-1}\text{mol}^{-1}.$$

Siklus Carnot adalah siklus yang terdiri atas dua proses isothermal dan dua proses adiabatik reversibel tanpa memperhatikan proses seperti digambarkan oleh empat persegi panjang ABCD, di mana AB dan CD merupakan proses isothermal dan DA merupakan proses adiabatik atau isotropis. Siklus tersebut digambarkan searah jarum jam (arah tanda panah). Misalnya, suhu proses isothermal adalah T_1 dan T_2 di mana T_1 lebih tinggi dari T_2 selama proses isothermal CD, entropi berkurang dan sistem melepaskan kalor sebesar Q_1 sedangkan selama proses adiabatik entropi tetap konstan dan tak ada pertukaran kalor antara sistem dengan sekitarnya, jadi sistem merupakan sebuah mesin kalor, digambarkan secara skematis.

Perubahan entropi selama proses. Menurut Persamaan (1.59) adalah

$$\begin{aligned} \Delta S_{AB} &= Q_1 / T_1 && \text{isothermal, kalor diserap} \\ \Delta S_{BC} &= 0, && \text{adiabatik;} \\ \Delta S_{CD} &= -Q_2 / T_2, && \text{isothermal, kalor dilepas; dan} \\ \Delta S_{DA} &= 0, && \text{adiabatik} \end{aligned}$$

Perubahan entropi total dalam suatu siklus adalah nol maka

$$\Delta S_{\text{Siklus}} = \frac{Q_1}{T_1} - \frac{Q_2}{T_2} = 0 \text{ atau } \frac{Q_1}{T_1} = \frac{Q_2}{T_2} \quad (1.63)$$

Persamaan ini memberikan hubungan antara kalor yang diserap, kalor yang dilepas dan suhu sesuai dengan azas Black berlaku untuk sembarang sistem yang melakukan siklus carnot reversibel. Misalkan sistem adalah gas, siklus carnot sistem tersebut terdiri dari seperangkat pemuaian dan pemampatan maka kalor yang diserap oleh sistem selama siklus adalah sebagai berikut.

$$Q = Q_1 - Q_2$$

Persamaan tersebut juga merupakan usaha W yang dilakukan oleh sistem selama siklus. Menurut Persamaan (1.61), dapat dituliskan:

$$\begin{aligned} W = Q &= \text{luas empat persegi panjang ABCD} \\ &= (T_1 - T_2)(S_2 - S_1) \end{aligned}$$

sedangkan berdasarkan Persamaan (1.62)

$$Q_1 = T_1 (S_2 - S_1)$$

Efisiensi untuk mesin yang bekerja berdasarkan siklus carnot didefinisikan sebagai harga perbandingan antara kalor yang diserap pada temperatur tinggi dalam satu siklus, ditulis secara matematik sebagai berikut.

$$E = \frac{W}{Q_1} = \frac{(T_1 - T_2)(S_2 - S_1)}{T_1(S_2 - S_1)} = \frac{T_1 - T_2}{T_1} \quad (1.64)$$

Oleh karena itu, mesin kalor yang bekerja berdasarkan siklus carnot reversibel tidak bergantung pada sistem yang melakukan usaha, tetapi hanya bergantung pada suhu operasi sistem selama proses, pernyataan ini dikenal sebagai *teori carnot*.

2. Kecenderungan Sistem Menuju Kesetimbangan (Hukum Kedua Termodinamika)

Dalam definisi entropi, keadaan kesetimbangan statistik berhubungan dengan partisi yang paling mungkin sehingga dapat disimpulkan bahwa entropi suatu sistem terisolasi dalam kesetimbangan statistik mempunyai nilai maksimum dan ini sesuai dengan kondisi fisis sistem. Oleh karena itu,

proses yang dapat terjadi dalam suatu sistem terisolasi setelah mencapai sistem kesetimbangan statistik adalah proses di mana entropi tidak berubah. Sementara itu, sistem yang terisolasi yang tidak seimbang secara alamiah akan berusaha melakukan proses sehingga tercapai keseimbangan statistik, pada keadaan ini entropi akan bertambah sampai mencapai nilai P yang maksimum, jadi proses yang mungkin terjadi dalam sistem yang terisolasi adalah proses di mana pertidaksamaan ini berlaku bila sistem yang terisolasi mula-mula tidak berada dalam sistem sehingga

$$\Delta S \geq 0; \quad (1.65)$$

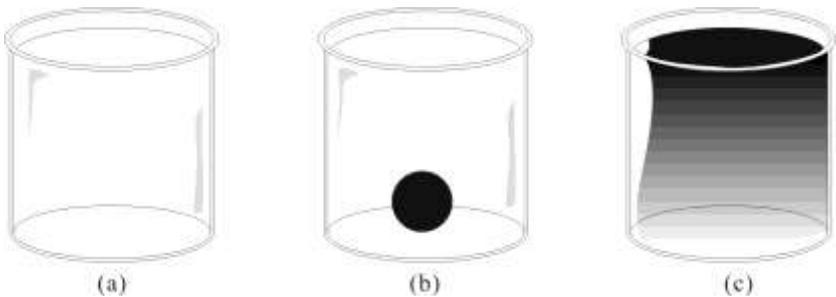
Pertidaksamaan ini berlaku bila sistem yang terisolasi mula-mula tidak dalam kesetimbangan sehingga hukum kedua termodinamika dapat dinyatakan sebagai berikut: *proses yang paling mungkin terjadi dalam sebuah sistem yang terisolasi adalah proses di mana entropinya bertambah atau tetap (konstan)*. Secara statistik pernyataan itu ditafsirkan sebagai berikut: pada saat tertentu karena fluktuasi, entropi suatu sistem terisolasi dapat berkurang, tetapi semakin besar pengurangannya maka sistem semakin kecil peluang untuk terjadi. Variasi entropi selama proses evolusi sistem menuju kesetimbangan dapat digambarkan oleh kurva tak beraturan.

3. Hubungan antara Entropi dan Keteraturan Sistem

Perhatikan suatu sistem dengan N partikel, hubungan antara susunan partikel dengan derajat keteraturan akan berhubungan dengan partisi energi partikel sistem tersebut. Semakin kecil energi sistem maka gerak partikelnya semakin teratur. Misalnya, energi partikel yang sangat rendah maka bahan akan berada dalam keadaan padat, di mana partikel-partikelnya menempati posisinya dan tetap tersusun secara teratur. Sebagai konsekuensinya, partisi energi yang mungkin dapat sistem tersebut relatif terbatas. Pada kondisi ini dikatakan bahwa sistem menunjukkan derajat keteraturan yang tinggi.

Apabila energi partikelnya naik maka partisi energi rata-rata akan bertambah, berarti sistem menjadi kurang teratur, jika energi partikelnya dinaikkan lebih jauh (mendekati keadaan cair) maka partikel-partikelnya tak lagi menempati posisi yang tetap dan partisi energinya memiliki lebih banyak alternatif. Akhirnya dalam keadaan gas maka partikel-partikelnya mempunyai energi lebih besar lagi sehingga partisi energi jumlahnya sangat besar dan pada saat ini partikelnya menjadi sangat tak teratur.

Jadi, apabila jumlah cara energi yang terbagi di antara partikel bertambah, probabilitas partisi juga bertambah sehingga hubungan yang muncul antara probabilitas partisi dan ketidakteraturan gerak partikel adalah semakin besar probabilitas partisi maka partikel bergerak semakin tidak teratur. Karena itu, dapat disimpulkan bahwa entropi suatu sistem akan bertambah seiring dengan bertambahnya ketidakteraturan gerak partikel.



Gambar 1.12

Fenomena transpor, seperti difusi dan konduksi panas, contoh yang baik dari proses yang terjadi dalam satu arah. Difusi terjadi dalam arah dari sistem dengan konsentrasi yang lebih rapat ke yang kurang rapat sehingga menghasilkan suatu sistem yang konsentrasinya cenderung serba sama dan dapat dibuktikan bahwa entropi sistemnya bertambah. Proses kebalikannya, suatu perubahan yang berhubungan dengan penurunan entropi, tak pernah teramati misalnya, jika setetes tinta dilepaskan pada titik A di dalam sebuah tabung yang berisi air (Gambar 1.12) (a) partikel-partikel tinta dengan cepat menyebar di dalam air, dan setelah beberapa saat air berwarna serba sama (Gambar 1.12) (c). di dalam proses ini entropi akan berkurang tetapi, jika pada suatu saat tertentu kecepatan semua partikel tepat dibalik semua tinta akhirnya akan kembali terkumpul di titik A, dan sebagai hasilnya, entropi akan berkurang. tetapi kejadian ini jelas sangat tidak mungkin dan sejauh ini tak pernah teramati. Di lain pihak, mungkin juga terjadi fluktuasi kecil dalam konsentrasi partikel-partikel tinta pada tempat-tempat yang berbeda meskipun kesetimbangan telah tercapai; tetapi fluktuasi tersebut, dalam banyak kasus tak teramati.

Konduksi panas adalah suatu proses di mana dua sistem (atau dua bagian dari sistem yang sama) pada suhu yang berbeda saling menukar energi,

energi itu secara rata-rata dipindahkan melalui tumbukan partikel dari sistem yang suhunya lebih tinggi ke sistem yang suhunya lebih rendah. Akan tetapi, tak pernah dalam arah sebaliknya. Sebagai hasil suhu yang bendanya lebih panas akan turun dan suhu yang lebih dingin akan naik. Proses berlanjut sampai kedua sistem mencapai suhu yang sama. Proses sebaliknya-perpindahan panas dari benda dingin ke benda panas tak pernah teramati dalam suatu sistem yang terisolasi. Agar proses ini terjadi (seperti pada pendingin), perlu dilakukan usaha luar pada sistem.

Jika suatu sistem tidak terisolasi, entropinya bisa berkurang karena interaksinya dengan sistem-sistem lain, yang entropinya juga harus berubah. Akan tetapi, jumlah total semua perubahan entropi yang dibuat semua sistem yang bersangkutan dalam proses haruslah sesuai dengan $\Delta S = 0$ berlaku untuk proses dapat dibalik dan untuk proses tak dapat dibalik.

Misalnya, jika gabungan kedua sistem terisolasi dan entropi total adalah proses yang terjadi dalam sistem yang tergabung harus memenuhi

$$\Delta S = \Delta S_1 + \Delta S_2 \geq 0$$

Entropi salah satu komponen dapat berkurang selama proses, tetapi perubahan entropi netto untuk keseluruhan sistem harus positif atau nol.

Hal yang sangat penting dalam kedua hukum termodinamika, adalah bahwa hukum itu menunjukkan proses-proses yang lebih mungkin terjadi dalam semesta secara keseluruhan. Meskipun banyak dapat terjadi karena tunduk pada hukum-hukum lainnya, seperti kekekalan energi, namun sangat tidak mungkin proses-proses tersebut akan terjadi karena melanggar hukum kedua, atau persyaratan yang diberikan.

Prinsip kenaikan entropi dan prinsip kekekalan (energi, momentum, dan momentum angular) menyatakan aturan-aturan dasar di mana suatu proses yang terjadi dalam semesta diatur.

Contoh perubahan entropi dalam konduksi panas.

Andaikan terdapat dua benda pada suhu T_1 dan T_2 dengan $T_1 \geq T_2$ jika kedua benda saling disentuhkan, sejumlah energi dalam bentuk panas akan dipindahkan dari benda panas yang menuju dingin; tetapi sebaliknya tak pernah terjadi. Proses ini tak dapat dibalik. Jika Q adalah kalor yang dipindahkan, perubahan entropi kedua benda adalah:

$$\Delta S_1 = -\frac{Q}{T_1} \text{ dan } \Delta S_2 = +\frac{Q}{T_2}$$

Oleh karena benda yang bersuhu T_1 melepaskan kalor Q dan benda bersuhu T_2 menyerapnya. Perubahan entropi sistemnya adalah

$$\Delta S = \Delta S_1 + \Delta S_2 = -\frac{Q}{T_1} + \frac{Q}{T_2} = Q \left(\frac{T_1 - T_2}{T_1 T_2} \right)$$

Jelas bahwa $\Delta S \geq 0$, yang bersesuaian dengan proses tak dapat dibalik. Perhatikan jika energi dipindahkan dari benda yang lebih dingin ke benda yang panas. Entropi sistem akan berkurang, suatu keadaan yang tak teramati di alam.



LATIHAN

Untuk memperdalam pemahaman Anda mengenai materi di atas, kerjakanlah latihan berikut!

- 1) Gas diatomik memiliki dua macam gerak, yaitu gerak rotasi dan gerak translasi, energi dalam sistem tersebut adalah U jika kapasitas panas dalam tekanan tetap (c_p) dan pada volume tetap (c_v) maka tentukan besarnya γ tersebut untuk gas diatomik!
- 2) Hitunglah usaha per mole yang dilakukan oleh gas ideal yang berekspansi secara isothermal dengan volume mula-mula V_1 dan volume akhir pada V_2 !
- 3) Gas helium mula-mula volumenya 100 liter, tekanannya 10^4 N/m^2 memiliki temperatur 200 K (sebut keadaan ini A dan anggap helium adalah gas ideal). Jika helium itu mengalami pemuaian secara isobarik sampai volumenya mencapai 200 liter (sebut keadaan ini adalah keadaan B) kemudian helium tersebut didinginkan melalui proses isokhorik sehingga mencapai keadaan A lagi. Tentukan (a) Usaha yang dilakukan helium, (b) Kalor yang diserap helium, (c). Perubahan energi yang terjadi dalam helium.

Petunjuk Jawaban Latihan

- 1) Anggap setiap molekul seperti dua bola yang dihubungkan oleh tongkat kaku.

$$-U = 3n \left(\frac{1}{2} RT \right) + 2n \left(\frac{1}{2} RT \right).$$

$$2) \quad -W = \int_{V_i}^{V_f} p \cdot dV$$

$$-pV = nRT$$

$$3) \quad -P_A V_A = P_B V_B$$

$$-\frac{T_B}{P_B \cdot V_B} = \frac{T_A}{P_A V_A}$$

$$-W_{AB} = \int_{V_A}^{V_B} P \cdot dV$$

$$U_B - U_A = \frac{3}{2} nR (T_B - T_A)$$

$$Q_{AB} = C_P (T_B - T_A) - C_V (T_A - T_B)$$

**RANGKUMAN**

1. Usaha yang dilakukan sistem untuk berubah dari keadaan A keadaan B dinyatakan oleh persamaan berikut ini.

$$W_{A \rightarrow B} = \int_{V_1}^{V_2} P \cdot dV = \text{Luas di bawah kurva AB}$$

Usaha tersebut bergantung pada proses yang dilalui oleh sistem tersebut. Jika proses yang dilakukan sistem membentuk siklus maka secara matematis usaha yang dilakukan sistem adalah sebagai berikut.

$$W_{\text{siklus}} = \int p \cdot dV = \text{luas di bawah kurva (1) - luas di bawah kurva (2)}$$

2. Kalor (Q) adalah nilai rata-rata usaha antara sistem dengan sekelilingnya karena terjadi pertukaran energi individual partikel sebagai hasil tumbukan antara partikel-partikel sistem dengan partikel-partikel sekelilingnya. A berharga positif artinya sistem menyerap kalor atau sistem melepaskan kalor atau sistem kekurangan kalor (sistem kehilangan energi).
3. Perubahan energi internal sistem sama dengan kalor yang diserap ditambah usaha luar yang dilakukan pada sistem jika ditulis secara matematis sebagai berikut.

$$\Delta u = Q + W_{\text{ext}}$$

Jika W_{ext} yang dikerjakan pada sistem digunakan oleh sistem untuk melakukan usaha maka $W_{\text{ext}} = -W$ sehingga persamaan tersebut di atas menjadi:

$$du = Q - W$$

Kedua pernyataan itu disebut hukum Pertama Termodinamika.

4. Kapasitas panas suatu sistem didefinisikan sebagai kalor yang diserap oleh satu mole sistem untuk menghasilkan satu satuan pertambahan suhu. Kapasitas panas yang umum digunakan adalah kapasitas panas pada tekanan tetap (c_p) dan kapasitas panas pada volume tetap (c_v) yang secara matematis ditulis sebagai berikut.

$$C_p = \frac{1}{N} \left(\frac{dQ}{dT} \right)_{p=\text{konstan}}$$

$$C_v = \frac{1}{N} \left(\frac{dQ}{dT} \right)_{V=\text{konstan}}$$

5. Ada dua jenis proses yang dilakukan sistem, pertama adalah proses yang dapat dibalik (*reversibel*), yaitu proses yang terjadi sangat lambat sehingga setiap langkah proses hanya sedikit mengalami gangguan setiap saat sistem dapat dianggap berada dalam keadaan setimbang secara statistik, kedua adalah proses tidak dapat dibalik (*irreversibel*), yaitu proses pada sistem menumpang jauh dari keadaan setimbang dan akhir dari proses sistem berada dalam keadaan keseimbangan baru.
6. Entropi adalah kecenderungan alam dalam mencapai keseimbangan statistik dengan menyusun partisi yang nilai peluangnya maksimum, didefinisikan secara matematis sebagai berikut.

$$S = k \ln P$$

7. Sistem yang terisolasi dan tidak seimbang secara alamiah akan berusaha melakukan proses sehingga tercapai keseimbangan secara statistik dan entropi akan bertambah sampai mencapai nilai P maksimum, jadi perubahan entropi selalu berharga positif ($\Delta S \geq 0$) sehingga hukum kedua Termodinamika dapat dikatakan sebagai berikut: *proses yang paling mungkin terjadi dalam sebuah sistem yang terisolasi adalah proses di mana entropinya bertambah atau tetap (konstan).*



TES FORMATIF 2

Pilihlah satu jawaban yang paling tepat!

- 1) Suatu sistem yang berisi gas ideal menerima kalor sebesar dQ sehingga energi dalam berubah sebesar dU . Jika besaran dQ sama dengan dU maka proses yang terjadi adalah proses
 - A. isobarik
 - B. isokhorik
 - C. isotermik
 - D. kuasistatik

- 2) Suatu gas menempati ruang yang volumenya $0,3 \text{ m}^3$ dan tekanan ruang tersebut adalah $2 \times 10^5 \text{ pa}$. Pada tekanan konstan gas tersebut berubah sehingga menjadi $0,45 \text{ m}^3$. Tentukan usaha yang dilakukan sistem tersebut
 - A. $4,2 \times 10^4 \text{ J}$
 - B. $3,0 \times 10^5 \text{ J}$
 - C. $3,0 \times 10^4 \text{ J}$
 - D. $2,7 \times 10^5 \text{ J}$

- 3) Dalam suatu sistem, energi adalah kekal, jadi dalam suatu sistem tidak hanya energi mekanik tetapi juga harus diperhitungkan energi dalam dan kalor, usaha yang dilakukan sistem tidak diperoleh cuma-cuma tetapi harus diberi energi dari luar dan sistem yang melakukan usaha, energi dalamnya berkurang sehingga suatu saat habis dan sistem akan berhenti. Pernyataan tersebut berhubungan dengan hukum ke
 - A. 0 Termodinamika
 - B. 1 Termodinamika
 - C. 2 Termodinamika
 - D. 3 Termodinamika

- 4) Air yang volumenya 1 cm^3 ; dan tekanannya 1 atm dipanaskan sehingga volume menjadi 1671 cm^3 ; uap air. Jika masa air itu adalah 1 gr , kalor uap air 539 kal/gr pada tekanan 1 atm maka besarnya perubahan energi dalam sistem tersebut adalah
- A. 539 kalori
 - B. 169,5 kalori
 - C. 41 kalori
 - D. 498 kalori
- 5) Untuk gas ideal energi kinetik rata-rata partikelnya merupakan energi dalam sistem tersebut yang dinyatakan oleh $U = \frac{3}{2} NkT = \frac{3}{2} nRT$, kapasitas panas sistem tersebut dalam volume konstan adalah
- A. $\frac{2}{3} R$
 - B. $\frac{3}{2} R$
 - C. $\frac{3}{2} nR$
 - D. $\frac{5}{2} R$
- 6) Secara umum di alam ini terdapat dua macam proses, yaitu proses yang dapat dibalik (reversibel) dan proses yang tidak dapat dibalik (irreversibel). Keadaan yang sesuai dengan proses reversibel adalah entropi
- A. tidak berubah
 - B. berkurang
 - C. bertambah
 - D. maksimum
- 7) Suatu sistem yang terdiri dari 1 kg es, mula-mula temperaturnya 10^0 C , kemudian melebur (reversibel) menjadi air pada temperatur tetap. Jika kalor lebur es adalah $79,6 \text{ kal/gr}$ maka perubahan entropi sistem adalah
- A. $12,2 \text{ J/K}$
 - B. 79600 J/K
 - C. 1220 J/K
 - D. $7,96 \text{ J/K}$
- 8) Sebuah es berbentuk kubus yang massanya 8 gr , temperaturnya 10^0 C dimasukkan ke dalam bejana yang berisi 100 cm^3 air, 20^0 C . Tentukan perubahan entropi dari sistem bila keseimbangan baru telah tercapai. Kalor jenis es adalah $0,52 \text{ kal/gr K}$.
- A. $0,15 \text{ kal/K}$
 - B. $-0,15 \text{ kal/K}$

- C. 0,104 kal/K
D. 0,2 kal/K
- 9) Dua sistem melakukan kontak termal dengan entropi masing-masing adalah S_1 dan S_2 , sedangkan temperturnya adalah T_1 dan T_2 di mana $T_1 > T_2$ pada saat keseimbangan baru tercapai, pernyataan yang benar adalah
- A. $S_1 + S_2 < 0$
B. $S_2 > S_1$
C. $S_1 = S_2$
D. $S_1 + S_2 > 0$
- 10) Suatu sistem terdiri dari N partikel ($N = \sim$) melakukan proses irreversibel pada keadaan seimbang baru ($\Delta S \geq 0$), hal ini berarti
- A. keteraturan sistem sama dengan sebelum proses
B. pada keadaan seimbang baru sistem lebih teratur
C. entropi tidak ada hubungannya dengan keteraturan sistem
D. pada keadaan seimbang baru sistem lebih tidak teratur

Cocokkanlah jawaban Anda dengan Kunci Jawaban Tes Formatif 2 yang terdapat di bagian akhir modul ini. Hitunglah jawaban yang benar. Kemudian, gunakan rumus berikut untuk mengetahui tingkat penguasaan Anda terhadap materi Kegiatan Belajar 2.

$$\text{Tingkat penguasaan} = \frac{\text{Jumlah Jawaban yang Benar}}{\text{Jumlah Soal}} \times 100\%$$

Arti tingkat penguasaan: 90 - 100% = baik sekali
80 - 89% = baik
70 - 79% = cukup
< 70% = kurang

Apabila mencapai tingkat penguasaan 80% atau lebih, Anda dapat meneruskan dengan modul selanjutnya. **Bagus!** Jika masih di bawah 80%, Anda harus mengulangi materi Kegiatan Belajar 2, terutama bagian yang belum dikuasai.

Kunci Jawaban Tes Formatif

Tes Formatif 1

- 1) B. $E_{\text{rerata}} = \frac{3}{2}kT = \frac{3}{2} \cdot 1,38 \times 10^{-23} \text{J/K} \times 314 \text{K} = 0,04 \text{eV}$
- 2) A. Hal yang menyatakan keadaan makroskopik adalah tekanan dan volume, sedangkan keadaan mikroskopik sistem adalah massa dan kecepatan.
- 3) C. Apabila sistem A setimbang termal dengan B, sedangkan sistem A juga setimbang termal dengan C, maka secara otomatis sistem B akan seimbang termal dengan C (sesuai dengan hukum ke nol Termodinamika).
- 4) D. Persamaan gas ideal yang memenuhi hukum Boyle dan hukum Gay-Lussac adalah $pV = NRT$, di mana untuk gas ideal $n = 1$.
- 5) B. Kondisi yang memungkinkan gas sejati mirip dengan gas ideal terjadi pada tekanan dan suhu yang rendah.
- 6) A. Gunakan persamaan $T_0 = \frac{100 p_0 V_0}{p_1 V_1 - p_0 V_0}$
- 7) B. Besar kecilnya suhu suatu sistem secara mikroskopik berhubungan dengan energi kinetik partikel.
- 8) C. Gunakan persamaan $t(^{\circ}\text{C}) = 100 \frac{X - X_0}{X_{100} - X_0}$
- 9) B. $\frac{v_{\text{rms}(1)}}{v_{\text{rms}(2)}} = \sqrt{\frac{3kT_1}{m} / \frac{3kT_2}{m}}, T_2 = \frac{1}{4} \cdot 293 = 73 \text{K}$

Tes Formatif 2

- 1) B. Proses Isokhorik terjadi apabila suatu sistem yang berisi gas ideal menerima kalor sebesar dQ sehingga energi dalam berubah sebesar dU .
- 2) C. Usaha yang dilakukan system adalah $W = p \cdot \Delta V = 2 \times 10^5 \text{Pa} \cdot (0,45 - 0,3) \text{m}^3 = 3 \cdot 10^4 \text{J}$
- 3) B. Hukum 1 termodinamika berkaitan erat dengan hukum kekekalan energi.
- 4) D. Gunakan rumus $\Delta U = Q - W$.

- 5) B. $U = 3/2 NkT = 3/2 nRT$, dan $c_v = \frac{\partial U}{\partial T} = \frac{3}{2} nR$
- 6) A. Jika entropi suatu sistem tidak berubah maka Keadaan tersebut bersesuaian dengan proses reversibel.
- 7) C. Gunakan persamaan $\Delta S_1 = -\frac{Q}{T_1}$ dan $\Delta S_2 = +\frac{Q}{T_2}$.
- 8) A. Gunakan persamaan $\Delta S = \Delta S_1 + \Delta S_2 = -\frac{Q}{T_1} + \frac{Q}{T_2} = Q \left(\frac{T_1 - T_2}{T_1 T_2} \right)$.
- 9) D. Jika Dua sistem melakukan kontak termal dengan entropi masing-masing adalah S_1 dan S_2 , sedangkan temperaturnya adalah T_1 dan T_2 di mana $T_1 > T_2$ pada saat keseimbangan baru tercapai sehingga $S_1 + S_2 > 0$.
- 10) D. Suatu sistem terdiri dari N partikel ($N = \sim$) melakukan proses irreversibel pada keadaan seimbang baru ($\Delta S \geq 0$) akibatnya pada keadaan seimbang baru sistem lebih tidak teratur.

Glosarium

Gas ideal adalah merupakan suatu gas di mana gaya antarpartikelnya diabaikan dan partikel-partikel tersebut dapat diperlakukan sebagai titik-titik massa.

Entropi adalah suatu sifat atau keadaan sistem.

Apabila suatu proses atau proses terjadi dengan sangat lambat sehingga pada tiap langkah proses, sistem tersebut hanya mengalami sedikit gangguan maka dapat diasumsikan bahwa sistem setiap saat berada dalam keadaan setimbang secara statistik, serta tidak ada gaya disipasi seperti gesekan, dikatakan proses demikian adalah proses *Reversibel*.

Proses Irreversibel terjadi apabila, selama sistem menyimpang jauh dari keadaan setimbang, besar-besaran statistik seperti tekanan dan suhu tidak dapat ditentukan, akhir dari proses sistem berada dalam keseimbangan baru yang ditandai tekanan, volume dan suhu tertentu yang berbeda dari keadaan awal.

Entropi suatu sistem adalah suatu besaran yang sebanding dengan logaritma peluang partisi yang bersesuaian dengan keadaan sistem tersebut.

Konduksi panas adalah suatu proses di mana dua sistem (atau dua bagian dari sistem yang sama) pada suhu yang berbeda saling menukar energi, energi itu secara rata-rata dipindahkan melalui tumbukan partikel dari sistem yang suhunya lebih tinggi ke sistem yang suhunya lebih rendah.

Daftar Pustaka

- B. Darmawan. (1990). *Termodinamika*. FMIPA ITB.
- D. Halliday & R. Resnick. (1979). *Physics*. New York: John Wiley & Sons Inc.
- F. Reif. (1965). *Fundamentals of Statistical and Thermal Physics*. New York: McGraw Hill Book Company.
- M. Alonso & E.J. Finn. (1979). *Fundamentals University Physics*. Massachusetts: Addison-Wesley Publishing Company.
- Sears & Salinger. (1976). *Thermodynamics, Kinetic Theory and Statistical Thermodynamics*. Massachusetts: Addison Wesley Publishing Company.
- Sutrisno & Tan Ik Gie. (1986). *Seri Fisika Dasar Jilid 4*. Penerbit ITB.