

PANG4112
Edisi 1

MODUL 01

Termodinamika

Dr. Lula Nadia, M.A., M.Si.

Daftar Isi

Modul 01	1.1
Termodinamika	
Kegiatan Belajar 1	1.5
Hukum-Hukum Termodinamika	
Latihan	1.15
Rangkuman	1.16
Tes Formatif 1	1.16
Kegiatan Belajar 2	1.19
Entropi dan Perubahan Entalpi	
Latihan	1.28
Rangkuman	1.29
Tes Formatif 2	1.29
Kegiatan Belajar 3	1.32
Perubahan Energi	
Latihan	1.38
Rangkuman	1.38
Tes Formatif 3	1.39
Kunci Jawaban Tes Formatif	1.42
Glosarium	1.43
Daftar Pustaka	1.46



Pendahuluan

Modul 1 ini membahas termodinamika reaksi yang berlaku pada semua reaksi kimia dalam metabolisme. Pembahasan dalam modul ini mencakup pengertian, definisi, dan konsep-konsep termodinamika I dan II, serta diberikan perhitungan menyangkut energi pada sistem, dan aplikasi konsep termodinamika pada teknologi pengolahan pangan. Penyajian materi tersebut, diharapkan dapat memudahkan Anda, para mahasiswa, untuk mempelajari modul ini, sebagai dasar untuk mempelajari modul-modul berikut dari BMP mata kuliah Kimia Fisik Pangan. Pembahasan modul ini dibagi dalam 3 kegiatan belajar sebagai berikut.

1. Pengertian dan Hukum Termodinamika.
2. Entropi dan Perubahan Entalpi.
3. Perubahan Energi.

Setelah mempelajari modul 1 ini, Anda akan dapat menjelaskan definisi dan konsep-konsep termodinamika, serta dapat menerapkan konsep-konsep tersebut pada perhitungan yang diperlukan dalam teknologi pengolahan pangan. Secara rinci, Anda akan dapat:

1. menjelaskan definisi dan konsep dalam termodinamika;
2. menjelaskan Hukum O, I, II, dan III Termodinamika;
3. menjelaskan tetnang Entropi dan Entalpi, dan Energi Bebas Sistem;
4. menerapkan perhitungan perubahan energi pada sustu sistem.

Kompetensi yang Anda peroleh dari mempelajari Modul 1 ini akan bermanfaat untuk mempelajari modul-modul selanjutnya. Karena itu pelajarilah bahasan tentang Termodinamika ini agar Anda tidak mengalami kesulitan dalam mempelajari modul-modul berikutnya. Langkah-langkah yang dianjurkan, agar Anda berhasil dalam mempelajari Modul 1 ini, adalah sebagai berikut.

1. Bacalah dengan cermat bagian pendahuluan Modul 1 ini, agar Anda memahami keterkaitan materi yang dibahas pada setiap kegiatan belajar serta memahami kemampuan yang diharapkan dari pembelajaran Modul 1 ini.
2. Pelajarilah bagian demi bagian dari Modul 1 ini dan tandai konsep-konsep penting di setiap bagian sesuai dengan kemampuan yang diharapkan.
3. Kemampuan yang diharapkan dari modul ini adalah Anda mampu menerapkan berbagai konsep yang dipelajari pada Modul 1 ini ke dalam berbagai perhitungan yang relevan, karena itu asahlah kemampuan Anda dengan mempelajari berbagai terapan terkait dari sumber lain.
4. Jika mungkin untuk ikut tutorial tatap muka (TTM) atau tutorial *online* (tuton), maka manfaatkan kegiatan tersebut untuk mendiskusikan hal-hal yang kurang Anda fahami, ataupun menyelesaikan permasalahan yang Anda anggap sulit. Untuk ini, Anda harus mempersiapkan bahan diskusinya sebelum Anda berpartisipasi dalam tutorial.

5. Bacalah rangkuman yang ada pada setiap kegiatan belajar.
6. Kerjakan latihan dan tes formatif dengan aktif, tanpa melihat kunci jawaban tetapi dengan mencari jawaban dengan membaca modul. Cocokkanlah hasil pekerjaan Anda dengan kunci yang ada pada akhir Modul 1 ini, dan hitunglah kemampuan Anda.

Selamat belajar, semoga sukses.

Kegiatan
Belajar

1

Hukum-Hukum Termodinamika

Termodinamika berasal dari Bahasa Yunani, yaitu *thermos* yang berarti panas, dan *dynamic* yang berarti perubahan. Sehingga termodinamika merupakan ilmu yang mempelajari hukum-hukum yang mengatur perubahan energi dari suatu bentuk ke bentuk lain, aliran, dan kemampuan energi melakukan usaha. Termodinamika membahas tentang sistem kesetimbangan (*equilibrium*), yang dapat digunakan untuk mengetahui besarnya energi yang diperlukan untuk mengubah suatu sistem dari keadaan kesetimbangan. Namun demikian, termodinamika tidak dapat digunakan untuk menentukan kecepatan perubahan yang terjadi selama proses saat sistem tidak berada dalam kesetimbangan. Sistem tersebut dapat berubah sebagai akibat dari keadaan lingkungan di sekitarnya. Materi sistem dalam termodinamika dapat menerima energi panas atau energi dalam bentuk yang berbeda-beda.

Dalam termodinamika dikenal sistem termodinamik, yaitu sistem dalam keadaan sembarang (ada perbedaan suhu, ada perbedaan tekanan, ada reaksi kimia) antar bagian-bagian sistem. Bila tidak terjadi perbedaan suhu disebut sistem dalam keadaan kesetimbangan termal. Bila tidak terjadi perbedaan tekanan disebut sistem dalam kesetimbangan mekanik. Bila tidak terjadi reaksi kimia, maka sistem dalam kesetimbangan kimia. Dengan demikian, bila ketiga kesetimbangan telah tercapai dikatakan bahwa sistem dalam kesetimbangan termodinamika.

A. SISTEM

Sistem dalam termodinamika merupakan bagian dari semesta yang menjadi subjek pembahasan atau pusat perhatian yang diamati perubahannya dalam hal energi dan entropinya. Di luar sistem dikenal sebagai lingkungan yang didefinisikan sebagai segala sesuatu yang tidak termasuk dalam sistem atau segala keadaan di luar sistem. Dikenal 3 bentuk sistem yang umum dijumpai, yaitu:

1. Sistem Terbuka

Pada sistem ini, baik untuk energi maupun materi, dapat terjadi pertukaran antara sistem dengan lingkungan. Seperti minuman berupa air teh manis panas. Air (materi) akan mengalir dalam bentuk uap ke lingkungan demikian juga panas (energi) yang ada dalam teh dapat berpindah ke lingkungan sampai terjadi kesetimbangan uap dan suhu antara air teh dan lingkungannya. Pada sistem ini:

- terjadi pertukaran materi (n) sistem dan lingkungan sehingga $dn \neq 0$;
- terjadi pertukaran energi (E) sistem dan lingkungan sehingga $dE \neq 0$.

2. Sistem Tertutup

Suatu sistem yang dibatasi dengan dinding *impermeable* yang memungkinkan pertukaran energi, tapi tidak dengan pertukaran materi sistem. Sebagaimana air panas dalam alat kompres tertutup rapat. Air dalam alat kompres tidak dapat keluar dalam bentuk uap ke lingkungan, sementara panas dari air dapat menembus dinding kompres. Pada sistem ini:

- tidak terjadi pertukaran materi (n) sistem dan lingkungan sehingga $dn = 0$;
- terjadi pertukaran energi (E) sistem dan lingkungan sehingga $dE \neq 0$.

3. Sistem Terisolasi

Suatu keadaan sistem di mana baik energi maupun materi sistem tidak dapat bertukar antara sistem dengan lingkungan. Sebagaimana air dalam termos yang tertutup rapat. Baik air maupun panas dari air yang berada dalam termos tidak dapat berpindah ke lingkungan. Pada sistem ini:

- tidak terjadi pertukaran materi (n) sistem dan lingkungan sehingga $dn = 0$;
- tidak terjadi pertukaran energi (E) sistem dan lingkungan sehingga $dE = 0$.

B. VARIABEL SISTEM

Suatu sistem, dalam termodinamika, dapat diukur melalui karakter dari sistem bersangkutan. Karakter sistem yang dapat diukur meliputi variabel suhu (T), tekanan (P), volume (V), dan jumlah partikel materi (n) yang ada dalam sistem. Selain itu, dalam sistem dikenal adanya variabel kerja (w) dan panas atau kalor (q). Variabel w dan q bukan merupakan suatu karakter atau fungsi keadaan. Variabel-variabel pada sistem dalam termodinamika dapat dilihat dalam Tabel 1.1 berikut.

Tabel 1.1
Variabel dalam Termodinamika

No.	Nama Variabel	Lambang Variabel	Persamaan	Satuan
1.	Tekanan	P	$P = \frac{\text{gaya}}{\text{satuan luas}}$	Atm Pa ($\text{Kg m}^{-2} \text{s}^{-2}$), bar, mmHg
2.	Volume	V	$V = \text{ruang tiga dimensi}$	liter
3.	Partikel	N	$N = \frac{\text{massa zat}}{\text{massa molar zat}}$	Mol
4.	Suhu/ temperatur	T	$T = \text{suhu sistem}$	$^{\circ}\text{C}$ (Celsius) K (Kelvin)

No.	Nama Variabel	Lambang Variabel	Persamaan	Satuan
5.	Kerja	W	$W = gaya \times jarak = P \times (\Delta V)$	Joule (J) Kilo joule (kJ)
6.	Panas/ kalor	q	$q = kalor \text{ masuk atau keluar sistem}$	Joule (J) Kilo joule (kJ)
7.	Kapasitas kalor	C	$C = \frac{kalor}{kenaikan\ suhu}$	Joule/Kelvin (JK ⁻¹)

Sumber: Cengel & Boles (2018) dan Sumarna (2008)

Sebagaimana yang telah dijelaskan, bahwa pertukaran energi dan materi dapat terjadi antara sistem dan lingkungannya. Apabila sistem menggunakan atau menerima energi dari lingkungan berupa panas atau kalor maka nilai q dari sistem adalah positif. Sebaliknya, apabila sistem menghasilkan energi berupa panas atau kalor ke lingkungan maka nilai q dari sistem adalah negatif. Demikian juga dengan variabel kerja, apabila sistem menggunakan atau menerima kerja dari lingkungan maka nilai w sistem adalah positif. Sebaliknya, apabila sistem melakukan kerja (sistem kehilangan energi) maka nilai w sistem adalah negatif.

C. HUKUM-HUKUM TERMODINAMIKA

Berikut ini diuraikan Hukum-hukum Termodinamika yang penting untuk memahami berbagai proses pada pengelolaan pangan.

1. Hukum Nol Termodinamika

Hukum ini menyatakan bahwa dua benda berada dalam kesetimbangan panas jika tidak ada pertukaran kalor antara dua benda tersebut saat keduanya disentuh. Kondisi ini hanya dapat dicapai jika suhu kedua benda tersebut sama, sebab perpindahan kalor terjadi karena adanya perbedaan suhu. Berkaitan dengan kesetimbangan panas, inilah inti dari hukum ke nol termodinamika.

2. Hukum I Termodinamika

Hukum I Termodinamika menjelaskan tentang energi yang ada dalam suatu sistem dan dikenal sebagai hukum Kekekalan Energi. Dalam Hukum Kekekalan Energi, energi tidak dapat diciptakan atau dimusnahkan, hanya dapat berubah bentuk, dari bentuk satu ke bentuk lainnya. Oleh karena itu, Hukum I Termodinamika sering disebut Hukum Kekekalan Energi.

Hukum I Termodinamika menyatakan bahwa kalor dan kerja mekanik dapat saling tukar antara sistem/zat dengan lingkungannya, maka sejumlah kerja mekanik dibutuhkan untuk menghasilkan sejumlah kalor, dan sebaliknya. Dengan demikian, energi panas/kalor (Q) yang diberikan oleh lingkungan ke sistem sama dengan kerja eksternal (W) yang dilakukan sistem ditambah dengan perolehan energi dalam sistem (ΔU) karena kenaikan suhu.

Energi dalam suatu sistem (U) sendiri merupakan jumlah dari energi kinetik (E_k) dan energi potensial (E_p) dari molekul pembangun sistem. Energi yang tersimpan dalam suatu sistem atau zat, merupakan sifat mikroskopik, sehingga tidak dapat diukur secara langsung. Sehubungan hukum kekekalan energi dari suatu sistem termodinamika, ada beberapa proses yang dikenal sebagai proses isotermik, isokhorik, isobarik, dan adiabatik. Dari energi yang ada pada proses tersebut, dapat pula dihitung berapa kapasitas panas kalornya, entalpi, dan kalor yang dihasilkan dari proses tersebut.

Jika kalor diberikan kepada sistem, volume dan suhu sistem akan bertambah (sistem akan terlihat mengembang dan bertambah panas). Sebaliknya, jika kalor diambil dari sistem, volume dan suhu sistem akan berkurang (sistem tampak mengerut dan terasa lebih dingin). Prinsip ini merupakan hukum alam yang penting dan salah satu bentuk dari hukum kekekalan energi.

Sistem yang mengalami perubahan volume akan melakukan usaha dan sistem yang mengalami perubahan suhu akan mengalami perubahan energi dalam. Dengan demikian kalor yang diberikan kepada sistem akan menyebabkan sistem melakukan usaha dan mengalami perubahan energi dalam. Prinsip ini dikenal sebagai hukum kekekalan energi dalam termodinamika atau disebut Hukum I Termodinamika. Sehubungan dengan energi dalam (U) sistem, untuk suatu proses dengan keadaan akhir (2) dan keadaan awal (1), maka secara umum perubahan energi dalam dapat dirumuskan sebagai berikut:

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

Jika sistem menyerap kalor Q dari lingkungannya dan melakukan kerja W pada lingkungannya, maka secara matematis, Hukum I Termodinamika adalah hukum umum konservasi energi yang diterapkan pada sistem apa pun di mana transfer energi dari atau ke lingkungan (melalui panas dan kerja) diperhitungkan sebagai persamaan berikut:

$$Q = W + U$$

Dimana:
 Q = Kalor
 W = usaha/kerja
 U = energi dalam

Perubahan energi dalam ΔU tidak bergantung pada proses bagaimana keadaan sistem berubah, tetapi hanya bergantung pada keadaan awal dan keadaan akhir sistem tersebut. Dalam termodinamika proses-proses dibedakan atas empat jenis, yaitu isotermal, isokhorik, isobarik, dan adiabatik. Perubahan energi dalam yang terjadi pada setiap proses tersebut dijelaskan sebagai berikut.

a. *Proses isotermik*

Jika pada suatu sistem, proses yang terjadi berlangsung dalam suhu konstan ($\Delta T = 0$), maka proses ini dinamakan proses isotermik. Karena berlangsung dalam suhu konstan, tidak terjadi perubahan energi dalam ($\Delta U = 0$) dan berdasarkan Hukum I Termodinamika kalor yang diberikan sama dengan usaha yang dilakukan sistem ($Q = W$).

Dari persamaan umum gas: $PV = nRT$, maka usaha yang dilakukan oleh gas pada suhu konstan adalah:

$$Q = \Delta U + W = 0 + W$$

$$dW = P \cdot dV \text{ dimana: } P = \frac{nRT}{V}$$

$$dW = \frac{nRT}{V} dV$$

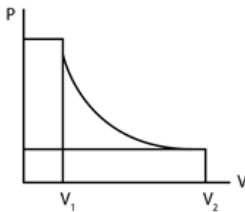
$$\int dW = \int nRT \frac{1}{V} dV$$

$$W = nRT \int_{V_1}^{V_2} \frac{1}{V} dV$$

$$W = nRT \cdot \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right)$$

$$\text{Sehingga: } Q = W = nRT \cdot \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right)$$

Proses isotermik dapat digambarkan dalam grafik $P - V$ pada Gambar 1.1 berikut ini. Usaha yang dilakukan sistem dan kalor dapat dinyatakan sebagai:



Dimana V_2 dan V_1 adalah volume akhir dan awal gas.

Sumber: Cengel & Boles (2018)

Gambar 1.1
Grafik Proses Isotermik

b. *Proses adiabatik*

Proses adiabatik adalah proses termodinamika dimana kerja yang dilakukan oleh gas adalah murni berasal dari perubahan energi internalnya. Tidak ada energi yang masuk maupun yang keluar (Q) selama proses itu berjalan. (Hukum Termodinamika I menyatakan: perubahan energi internal gas (dU) adalah banyaknya energi kalor yang disuplai (Q) dikurangi kerja yang dilakukan oleh gas ($P \cdot dV$).

Kondisi proses adiabatik adalah:

$$Q = \Delta U + W$$

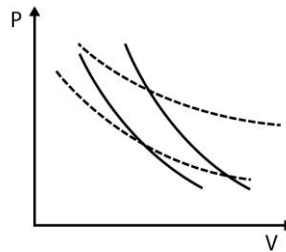
$$0 = \Delta U + W$$

$$\Delta U = -W$$

$$\Delta U = -W = -P \cdot dV = -P (V_2 - V_1)$$

$$\text{Maka: } W = P \cdot dV = P (V_2 - V_1)$$

$$\text{Atau: } W = nR\Delta T = nR(T_2 - T_1)$$



Sumber: Cengel & Boles (2018)

Gambar 1.2
Grafik Proses Adiabatik

Kalor atau panas didefinisikan sebagai energi yang mengalir atau berpindah (masuk atau keluar) sistem, karena adanya perbedaan suhu. Kalor berpindah dari sistem bersuhu tinggi ke sistem bersuhu rendah. Kalor yang masuk ke dalam sistem dianggap positif dan kalor yang keluar dari sistem dianggap negatif. Simbol Q digunakan untuk menyatakan kalor. Proses yang menyatakan tidak ada perubahan panas ($Q = 0$) disebut sebagai proses adiabat.

Kapasitas kalor gas adalah banyaknya kalor yang dibutuhkan untuk menaikkan suhu gas sebesar 1°C , untuk volume tetap disebut C_V dan untuk tekanan tetap disebut C_P .

Persamaan $Q = \Delta U + W = \Delta U + P \Delta V$ pada volume tetap maka: $Q = \Delta U$.

Secara matematis, kapasitas kalor (C) dinyatakan dengan persamaan:

$$C = \frac{Q}{\Delta T}$$

Pada gas, perubahan suhu dapat dilakukan dengan proses isobarik atau proses isokhorik. Sehingga kapasitas kalor gas pada tekanan tetap (C_P) dan kapasitas kalor pada volume tetap (C_V) secara matematis dapat dituliskan sebagai berikut:

$$C_P = \frac{Q_p}{\Delta T} \quad \text{dan} \quad C_V = \frac{Q_v}{\Delta T}$$

Jika besaran Q_P dan Q_V dimasukkan ke dalam persamaan Hukum Pertama Termodinamika, $Q = \Delta U$ akan didapatkan persamaan berikut:

$$C_p = \frac{\Delta U}{\Delta T} \quad \text{dan} \quad C_v = \frac{\Delta U}{\Delta T}$$

$$C_v \Delta T = \Delta U \quad (\text{untuk gas ideal: nilai}) \left(\frac{\Delta U}{\Delta V} \right)_T = 0$$

Dengan memasukkan nilai $\Delta U = -W$ maka diperoleh

$$C_p \Delta T = -nRT \frac{\Delta P}{P} \quad \text{dan} \quad C_v \Delta T = -nRT \frac{\Delta V}{V}$$

c. *Proses isokhorik*

Jika gas melakukan proses termodinamika dalam volume yang konstan, gas dikatakan melakukan proses isokhorik. Karena gas berada dalam volume konstan ($\Delta V = 0$), gas tidak melakukan usaha ($W = 0$) dan kalor yang diberikan sama dengan perubahan energi dalamnya. Kalor di sini dapat dinyatakan sebagai kalor gas pada volume konstan Q_V . Proses Isokhorik adalah proses perubahan keadaan yang terjadi pada volume tetap.

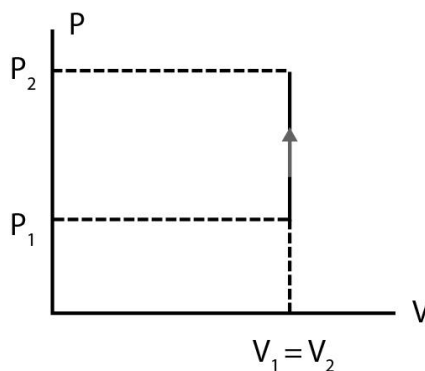
$$Q = \Delta U + W$$

$$W = P \cdot dV = P \cdot 0 = 0$$

$$\text{Sehingga: } Q = \Delta U = U_2 - U_1 = nR(T_2 - T_1)$$

Kapasitas kalor pada proses isokhorik:

$$C_v = -nR(T_2 - T_1)$$



Sumber: Cengel & Boles (2018)

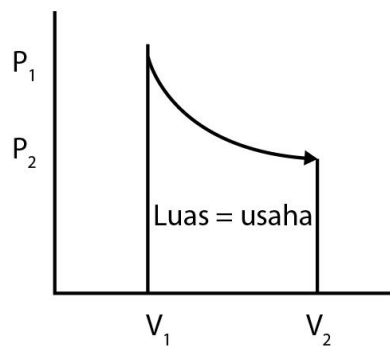
Gambar 1.3
Grafik Proses Isokhorik

d. *Proses isobarik*

Jika gas melakukan proses termodinamika dengan menjaga tekanan tetap konstan, gas dikatakan melakukan proses isobarik. Karena gas berada dalam tekanan konstan, gas melakukan usaha ($W = p \cdot \Delta V$). Kalor di sini dapat dinyatakan sebagai kalor gas pada tekanan konstan Q_p . Berdasarkan hukum I termodinamika, pada proses isobarik berlaku:

$$Q = \Delta U + W = \Delta U + P (V_2 - V_1)$$

$$Q = nR(T_2 - T_1) + P (V_2 - V_1)$$



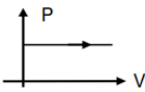
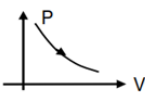
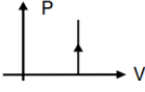
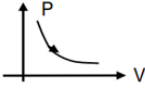
Sumber: Cengel & Boles (2018)

Gambar 1.4
Grafik Proses Isobarik

Kapasitas kalor pada proses isobarik diperoleh sebagai:

$$C_p = C_v + nR$$

Tabel 1.2
Empat Proses Perubahan Energi

No	Nama Proses	Arti	Grafik P-V	Usaha (W)
1.	Isobarik	tekanan tetap		$W = P \cdot \Delta V$
2.	Isotermal	suhu tetap		$W = nRT \ln\left(\frac{V_2}{V_1}\right)$ n : jumlah mol (mol), R : tetapan umum gas (8,31 J/mol), T : suhu mutlak gas (K)
3.	Isokhorik	volume tetap		$W = 0$
4.	Adiabatik	tidak ada pertukaran kalor antara sistem dengan lingkungan		$W = \frac{3}{2} nR(T_1 - T_2)$ T ₁ : suhu mutlak gas mula-mula, T ₂ : suhu mutlak gas keadaan akhir.

Sumber: Cengel & Boles (2018) dan Sumarna (2008)

Catatan: garis pada grafik P-V proses adiabatik hampir sama dengan garis pada grafik proses isotermal, hanya kelengkungannya lebih tajam. Suhu awal dan akhir kedua jenis garis itu berada di titik yang sama.

3. Hukum II Termodinamika

Hukum kedua termodinamika terkait dengan entropi, yang mengatakan bahwa entropi dari setiap sistem yang terisolasi selalu meningkat seiring dengan meningkatnya waktu, mendekati nilai maksimumnya. Sistem terisolasi secara spontan berevolusi menuju kesetimbangan termal menuju keadaan entropi maksimum sistem, yaitu entropi alam semesta (sistem terisolasi utama) hanya meningkat dan tidak pernah berkurang.

Konsep Hukum II Termodinamika bermula dari pendapat Kelvin-Planck, yang menyatakan tidak mungkin membuat mesin yang menyerap kalor dari reservoir panas dan mengubah seluruhnya menjadi kerja. Demikian juga dengan pernyataan Clausius, yang menyatakan bahwa tidak mungkin membuat mesin pendingin yang menyerap kalor dari reservoir bersuhu rendah dan membuang ke reservoir bersuhu tinggi tanpa bantuan kerja dari luar. Masih menurut Clausius, suatu sistem yang melakukan proses *reversible* (dapat dibalik arahnya) pada suhu konstan disertai penyerapan kalor Q mengalami perubahan entropi sebagai:

$$\Delta S = Q/T$$

Dengan:
 ΔS = perubahan entropi
 Q = kalor yang diserap dan
 T = suhu proses.

Dalam proses alamiah, perubahan entropi memenuhi persyaratan-persyaratan berikut:

- a. Untuk sistem yang terisolasi, perubahan entropi semua proses memenuhi $\Delta S > 0$.
- b. Untuk sistem yang tidak terisolasi, perubahan entropi total, yaitu jumlah entropi sistem dan lingkungan selalu positif, $\Delta S = \Delta S_{sistem} + \Delta S_{lingkungan} > 0$.

Dengan menggunakan konsep entropi, maka Hukum II Termodinamika dapat dijelaskan bahwa, pada setiap proses alamiah, entropi total sistem dan lingkungan selalu mengalami penambahan.

Sebuah benda dengan massa m dilepaskan dari ketinggian h secara spontan jatuh ke tanah, kemudian diam. Pada situasi ini energi semesta adalah jumlah energi termal benda, energi termal tanah dan energi mekanik benda. Sebelum dilepaskan, benda mempunyai energi mekanik yang sama dengan energi potensialnya:

$$U = m \cdot g \cdot h$$

Dimana: U = energi internal sistem
 m = massa sistem
 g = gravitasi
 h = jarak/ketinggian

Setelah benda tersebut diam di tanah, energi mekaniknya adalah nol. Dengan demikian pada proses ini, energi mekanik semesta berkurang dari mgh menjadi nol. Jika energi total semesta tidak berubah (hukum pertama termodinamika), energi termal semesta dapat meningkat dengan mgh . Peningkatan energi termal menunjukkan peningkatan yang kecil pada suhu benda dan tanah.

Sebagaimana diketahui dari pengalaman sehari-hari bahwa suatu benda yang awalnya diam di tanah tidak akan pernah secara spontan meloncat ke udara. Hal tersebut tidak mungkin terjadi karena melanggar hukum pertama. Jika sebuah benda meloncat ke udara, akan terjadi peningkatan energi mekanik semesta. Hal ini tidak akan melanggar hukum pertama, bagaimanapun jika terdapat hubungan penurunan energi termal semesta. Hukum pertama tidak menjelaskan mengapa benda tidak pernah meloncat ke udara secara spontan.

Proses benda meloncat ke udara secara spontan adalah kebalikan dari proses benda jatuh ke tanah secara spontan. Satu proses, benda jatuh ke tanah, terjadi dengan mudah, sedangkan proses kebalikannya, benda meloncat ke udara, tidak akan pernah terjadi sama sekali. Banyak proses *irreversible* yang lain yang dapat terjadi hanya dalam satu arah. Sebagai contoh, ketika benda yang dingin dan benda panas bersentuhan, kalor selalu mengalir dari benda panas ke benda yang dingin, sehingga suhu benda yang panas menurun, sedangkan suhu benda yang dingin meningkat. Kalor tidak pernah mengalir dari benda dingin ke benda yang panas, Jika proses kebalikan ini dapat terjadi, maka harusnya benda yang dingin akan menjadi lebih

dingin sedangkan benda yang panas akan lebih panas. Contoh lain, tinta diteteskan ke dalam segelas air, tinta tersebut menyebar dalam air, sedangkan proses kebalikannya, dimana campuran air dan tinta secara spontan memisah menjadi air murni dan tinta murni, tidak akan pernah terjadi.

Formulasi Kelvin-Planck atau hukum termodinamika kedua menyebutkan bahwa adalah tidak mungkin untuk membuat sebuah mesin kalor yang bekerja dalam suatu siklus yang semata-mata mengubah energi panas yang diperoleh dari suatu reservoir pada suhu tertentu seluruhnya menjadi usaha mekanik. Hukum kedua termodinamika mengatakan bahwa aliran kalor memiliki arah; dengan kata lain, tidak semua proses di alam semesta adalah *reversible* (dapat dibalikkan arahnya). Sebagai contoh jika seekor beruang kutub tertidur di atas salju, maka salju di bawah tubuhnya akan mencair karena kalor dari tubuh beruang tersebut, sebaliknya beruang tersebut tidak dapat mengambil kalor dari salju tersebut untuk menghangatkan tubuhnya. Dengan demikian, aliran energi kalor memiliki arah, yaitu dari panas ke dingin. Satu aplikasi penting dari hukum kedua adalah studi tentang mesin kalor.

4. Hukum III Termodinamika

Hukum III Termodinamika menyatakan bahwa entropi suatu sistem mendekati nilai konstan ketika suhu mendekati nol absolut. Entropi sistem pada nol absolut biasanya nol, dan dalam semua kasus hanya ditentukan oleh jumlah kondisi dasar yang dimilikinya. Secara khusus, entropi zat kristal murni (urutan sempurna) pada suhu nol absolut adalah nol. Pernyataan ini berlaku jika kristal sempurna hanya memiliki satu keadaan dengan energi minimum. Selanjutnya hukum ini akan dibahas dalam KB 2.



Latihan

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

- 1) Jelaskan definisi dari termodinamika!
- 2) Jelaskan konsep Hukum Termodinamika 0!
- 3) Jelaskan konsep Hukum Termodinamika I!
- 4) Jelaskan konsep Hukum Termodinamika II!
- 5) Jelaskan konsep Hukum Termodinamika III!

Petunjuk Jawaban Latihan

- 1) Pelajari kembali definisi dan pengertian termodinamika.
- 2) Pelajari kembali penjelasan materi mengenai Hukum 0 Termodinamika.

- 3) Pelajari kembali penjelasan materi mengenai Hukum I Termodinamika.
- 4) Pelajari kembali penjelasan materi mengenai Hukum II Termodinamika.
- 5) Pelajari kembali penjelasan materi mengenai Hukum III Termodinamika



Rangkuman

Termodinamika membahas tentang sistem kesetimbangan (equilibrium), yang dapat digunakan untuk mengetahui besarnya energi yang diperlukan untuk mengubah suatu sistem dari keadaan kesetimbangan. Hukum nol termodinamika menyatakan bahwa dua benda berada dalam kesetimbangan panas jika tidak ada pertukaran kalor antara kedua benda tersebut saat keduanya disentuh.

Hukum I Termodinamika menyatakan bahwa kalor dan kerja mekanik dapat saling tukar antara sistem/zat dengan lingkungannya, maka sejumlah kerja mekanik dibutuhkan untuk menghasilkan sejumlah kalor, dan sebaliknya. Dikenal beberapa proses yang berlaku pada sistem yaitu proses isotermik, proses adiabatik, proses isokhorik, dan proses isobarik. Proses isotermik jika proses yang terjadi berlangsung dalam suhu konstan ($\Delta T = 0$). Proses adiabatik adalah proses termodinamika di mana kerja yang dilakukan oleh gas adalah murni berasal dari perubahan energi internalnya. Proses isokhorik, jika gas melakukan proses termodinamika dalam volume yang konstan. Proses isobarik, jika gas melakukan proses termodinamika dengan menjaga tekanan tetap konstan, gas dikatakan melakukan proses isobarik.

Hukum II Termodinamika terkait dengan entropi, yang mengatakan bahwa entropi dari setiap sistem yang terisolasi selalu meningkat seiring dengan meningkatnya waktu, mendekati nilai maksimumnya.

Hukum III termodinamika menyatakan bahwa entropi suatu sistem mendekati nilai konstan ketika suhu mendekati nol absolut.



Tes Formatif 1

Pilihlah satu jawaban yang paling tepat!

- 1) Dua benda berada dalam kesetimbangan panas jika tidak ada pertukaran kalor antara kedua benda tersebut saat keduanya disentuh. Pernyataan ini merupakan
 - A. hukum 0 Termodinamika
 - B. hukum kekekalan energi
 - C. jawaban A dan B benar
 - D. jawaban A, B, dan C salah

- 2) Kalor dan kerja mekanik dapat saling tukar antara sistem/zat dengan lingkungannya. Pernyataan ini merupakan
- A. hukum 1 Termodinamika
 - B. hukum Kekekalan Energi
 - C. jawaban A dan B benar
 - D. jawaban A, B, dan C salah
- 3) Proses termodinamika dimana kerja yang dilakukan oleh gas adalah murni berasal dari perubahan energi internalnya, merupakan proses yang berlangsung dengan
- A. suhu konstan ($\Delta T=0$)
 - B. tekanan konstan ($\Delta P=0$)
 - C. volume konstan ($\Delta V=0$)
 - D. tanpa pertukaran energi
- 4) Proses yang berlangsung pada suatu sistem dikatakan proses isotermik apabila
- A. proses yang berlangsung dalam tekanan konstan ($\Delta P=0$)
 - B. proses yang berlangsung dalam suhu konstan ($\Delta T=0$)
 - C. proses yang berlangsung dalam volume konstan ($\Delta V=0$)
 - D. jawaban A, B, dan C salah
- 5) Suatu keadaan sistem dimana baik energi maupun materi sistem tidak dapat bertukar antara sistem dengan lingkungan, maka sistem ini dikatakan sebagai
- A. sistem terbuka
 - B. sistem tertutup
 - C. sistem terisolasi
 - D. sistem *reversible*
- 6) Apabila sistem menggunakan atau menerima kerja dari lingkungan maka dikatakan bahwa ini adalah sistem dengan nilai
- A. w positif
 - B. w negatif
 - C. w konstan
 - D. $w = \text{nol}$

- 7) Suatu sistem mendapatkan kalor dari lingkungan sebesar 75 J dan melakukan kerja sebesar 30 J, maka perubahan energi dalam sistem, $\Delta U = w + q$, adalah sebagai
- A. $30 \text{ J} + 75 \text{ J} = 105 \text{ J}$
 - B. $-30 \text{ J} + 75 \text{ J} = 45 \text{ J}$
 - C. $30 \text{ J} - 75 \text{ J} = -45 \text{ J}$
 - D. jawaban A, B, dan C salah

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



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.

Entropi dan Perubahan Entalpi

Termodinamika merupakan ilmu yang membahas tentang energi dan entropi pada suatu sistem. Energi dalam termodinamika merupakan energi sistem, sedangkan entropi adalah ukuran gangguan pada sistem. Energi sendiri dapat masuk dan keluar dari sistem ke lingkungannya. Terkait konsep entropi, maka berdasarkan Hukum II Termodinamika dapat dijelaskan, bahwa pada setiap proses alamiah, entropi total sistem dan lingkungan selalu mengalami penambahan. Dengan kata lain suatu proses hanya dapat terjadi jika tingkat ketidakteraturan suatu keadaan menuju ketidakteraturan yang lebih besar.

A. ENTROPI

Entropi adalah salah satu besaran termodinamika yang mengukur panas/kalor (energi) dalam sistem persatuan suhu yang tidak dapat digunakan untuk melakukan usaha. Entropi suatu sistem perlu diukur untuk menentukan seberapa besar panas/kalor (energi) yang tidak dapat dipakai untuk melakukan kerja pada proses-proses termodinamika. Pada sistem yang terisolasi, saat terjadi transfer panas, energi panas berpindah dari sistem yang bersuhu tinggi ke sistem yang bersuhu rendah, maka entropi suatu sistem yang tertutup (terisolasi), hanya berjalan ke satu arah (bukan proses *reversible*), ini berarti pada sistem terisolasi entropi selalu naik atau secara alamiah entropi suatu proses cenderung berkembang ke arah peningkatan entropi. Jadi hukum kedua mengharuskan adanya perubahan entropi.

Ukuran dari perubahan energi atau gangguan selama proses kimia adalah entropi. Entropi dinyatakan dengan simbol 'S', dan selalu ditulis sebagai huruf besar/kapital. Dalam sebuah persamaan, entropi ditulis sebagai ' ΔS ' karena mewakili gangguan dalam entropi selama proses kimia. Satuan SI untuk Entropi (S) adalah Joule per Kelvin (J/K). Suhu dalam persamaan entropi diukur pada skala suhu absolut atau Kelvin. Dimensi entropi adalah:

$$\frac{\text{energi}}{\text{suhu}} = \Delta S = \frac{Q}{T}$$

Satuan entropi S adalah Joule/Kelvin. Perubahan entropi dinyatakan sebagai:

$$\Delta S = S_{\text{akhir}} - S_{\text{awal}}$$

Semua proses yang sesuai dengan Hukum II Termodinamika dapat dibedakan atas: proses *reversible* (dapat balik) dan proses tak *reversible/irreversible* (tidak dapat balik). Proses *reversible* merupakan proses idealisasi, terjadi apabila perubahan tingkat keadaan pada suatu sistem sedemikian sehingga entropi tidak berubah, entropi juga tidak akan berubah pada proses balik sehingga proses dapat berlangsung dalam arah maju atau balik.

Dalam proses *reversible* $\Delta S = 0$, sedangkan untuk proses *irreversible*, yang banyak dijumpai dalam kehidupan sehari-hari, terjadi apabila perubahan tingkat keadaan pada sistem berlangsung sedemikian rupa sehingga entropinya bertambah besar dan pada proses balik, entropinya berkurang, keadaan ini tidak mungkin terjadi karena bertentangan dengan hukum kedua termodinamika. Pada proses tak *reversible* terjadi perubahan entropi $\Delta S > 0$.

Entropi sangat berbeda dengan energi. Entropi tidak kekal tetapi meningkat dalam semua proses nyata. Proses yang dapat balik (seperti pada mesin Carnot) adalah proses di mana perpindahan panas yang paling besar terjadi dan juga merupakan proses yang menjaga entropi, ada hubungan antara entropi dan ketersediaan energi untuk melakukan pekerjaan. Dalam hal ini, entropi berhubungan dengan fakta, bahwa tidak semua perpindahan panas dapat diubah menjadi kerja. Dengan demikian diperoleh Hukum II Termodinamika yang dapat dirumuskan sebagai:

$$\Delta S \geq 0$$

Dapat dikatakan entropi alam selalu meningkat dengan:

$$\Delta S_{\text{alam}} = \Delta S_{\text{sistem}} + \Delta S_{\text{lingkungan}}$$

Nilai $\Delta S > 0$: proses berlangsung spontan

Nilai $\Delta S < 0$: proses berlangsung berlawanan secara spontan

Nilai $\Delta S = 0$: proses dalam kesetimbangan

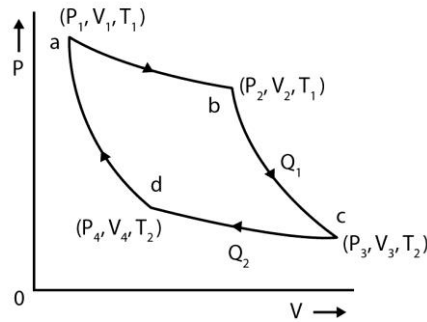
Dengan pendekatan gas ideal, persamaan entropi menjadi sebagai berikut:

$$\Delta S = nR \ln \frac{V_2}{V_1} \quad \text{Pada suhu konstan: } \frac{V_2}{V_1} = \frac{P_1}{P_2}$$

Sehubungan dengan Hukum II Termodinamika, dikenal siklus Carnot yang merupakan siklus *reversible* yang beroperasi di antara dua suhu T_1 (awal) dan T_2 (akhir) merupakan mesin yang paling efisien. Siklus Carnot terdiri dari dua proses isothermal yang dihubungkan oleh dua proses adiabatik. Menurut Carnot, sebuah mesin kalor akan memiliki efisiensi maksimum jika proses-proses dalam mesin adalah

reversible (dapat balik). Suatu proses *reversible* adalah suatu keadaan di mana kedua sistem dan lingkungannya dapat kembali ke keadaan semula, sama persis seperti sebelum terjadinya proses. Efisiensi dari mesin Carnot diberikan sebagai berikut.

$$\eta = 1 - \frac{T_2}{T_1}$$



Sumber: Cengel & Boles (2018)

Gambar 1.5
Siklus Carnot untuk Gas Ideal

Siklus Carnot pada Gambar 1.5 terdiri dari proses isotermis dan proses adiabatik sebagai berikut.

1. Proses a - b: ekspansi isotermal pada suhu T_1 (suhu tinggi). Gas dalam keadaan kontak dengan reservoir suhu tinggi. Dalam proses ini gas menyerap kalor Q_1 dari reservoir dan melakukan usaha W_{ab} menggerakkan piston.
2. Proses b - c: ekspansi adiabatik. Tidak ada kalor yang diserap maupun keluar sistem. Selama proses suhu gas turun dari T_1 ke T_2 (suhu rendah) dan melakukan usaha W_{bc} .
3. Proses c - d: kompresi isotermal pada suhu T_2 (suhu rendah). Gas dalam keadaan kontak dengan reservoir suhu rendah. Dalam proses ini gas melepas kalor Q_2 dari reservoir dan mendapat usaha dari luar W_{cd} .
4. Proses d - a: kompresi adiabatik. Tidak ada kalor yang diserap maupun keluar sistem. Selama proses suhu gas naik dari T_2 ke T_1 dan mendapat usaha W_{da} .

Efisiensi dari mesin kalor siklus Carnot:

$$\eta = \frac{W}{Q_1} = 1 - \frac{Q_2}{Q_1}$$

$$\text{karena } \frac{Q_2}{Q_1} = \frac{T_2}{T_1}$$

$$\text{maka } \eta = 1 - \frac{T_2}{T_1}$$

Kalor dapat dipaksa mengalir dari benda dingin ke benda panas dengan melakukan usaha pada sistem. Peralatan yang bekerja dengan cara seperti ini disebut mesin pendingin (*refrigerator*). Contohnya lemari es dan pendingin ruangan (*air conditioner/AC*). Dengan melakukan usaha W pada sistem pendingin, sejumlah kalor Q_2 diambil dari reservoir bersuhu rendah T_2 , misalnya, dari dalam lemari es. Selanjutnya, sejumlah kalor Q_1 dibuang ke reservoir bersuhu tinggi T_1 , misalnya, lingkungan di sekitar lemari es. Ukuran kemampuan sebuah mesin pendingin dinyatakan sebagai koefisien daya guna atau koefisien performansi, yang diberi lambang K_p dan dirumuskan dengan persamaan:

$$K_p = \frac{Q_2}{W}$$

Oleh karena usaha yang diberikan pada mesin pendingin tersebut dinyatakan dengan $W = Q_1 - Q_2$, Persamaan koefisien performansi ini dapat ditulis menjadi:

$$K_p = \frac{Q_2}{Q_1 - Q_2}$$

Jika gas yang digunakan dalam sistem mesin pendingin adalah gas ideal, Persamaan K_p dapat dituliskan menjadi:

$$K_p = \frac{T_2}{T_1 - T_2}$$

Lemari es dan pendingin ruangan memiliki koefisien performansi dalam jangkauan 2 sampai dengan 6. Semakin tinggi nilai K_p , semakin baik mesin pendingin tersebut.

Mari kita pelajari penerapan mesin kalor dengan siklus Carnot ini pada contoh-contoh berikut.

1. Contoh soal 1: Pada dua buah sistem terjadi perpindahan panas spontan dari panas ke dingin. Hitung perubahan total entropi jika terjadi perpindahan panas 4000 J dari sistem panas dengan suhu $T_p = 600 \text{ K}$ (327°C) ke sistem dingin dengan suhu $T_d = 250 \text{ K}$ (-23°C). Diasumsikan tidak ada perubahan suhu pada kedua sistem (Sumber pada Link 1 di daftar Pustaka).

Pemecahan:

Digunakan persamaan: $\Delta S_{tot} = \Delta S_p + \Delta S_d$

$$\text{Sistem dingin: } \Delta S_p = \frac{-Q_p}{T_p} = \frac{-4000 \text{ J}}{600 \text{ K}} = -6,67 \text{ J/K}$$

$$\text{Sistem panas: } \Delta S_d = \frac{Q_d}{T_d} = \frac{4000 \text{ J}}{250 \text{ K}} = 16,0 \text{ J/K}$$

$$\Delta S_{tot} = \Delta S_p + \Delta S_d$$

$$\Delta S_{tot} = 9,33 \text{ J/K}$$

2. Contoh soal 2:

- a. Hitung hasil kerja mesin Carnot yang beroperasi di antara suhu 600 K dan 100 K untuk transfer panas 4000 J ke mesin.
- b. Tentukan keluaran kerja yang dihasilkan dari mesin Carnot, jika perpindahan panas pertama terjadi dari sistem dengan suhu 600 K ke sistem dengan suhu 250 K (tanpa kerja, dan dengan peningkatan entropi di atas) sebelum menstransfer ke mesin Carnot yang beroperasi antara 250 K dan 100 K.

Pemecahan:

Sedikit usaha dari transfer panas/kalor pada perubahan yang besar dari entropi (Sumber pada Link 1 pada daftar Pustaka).

Efisiensi mesin Carnot:

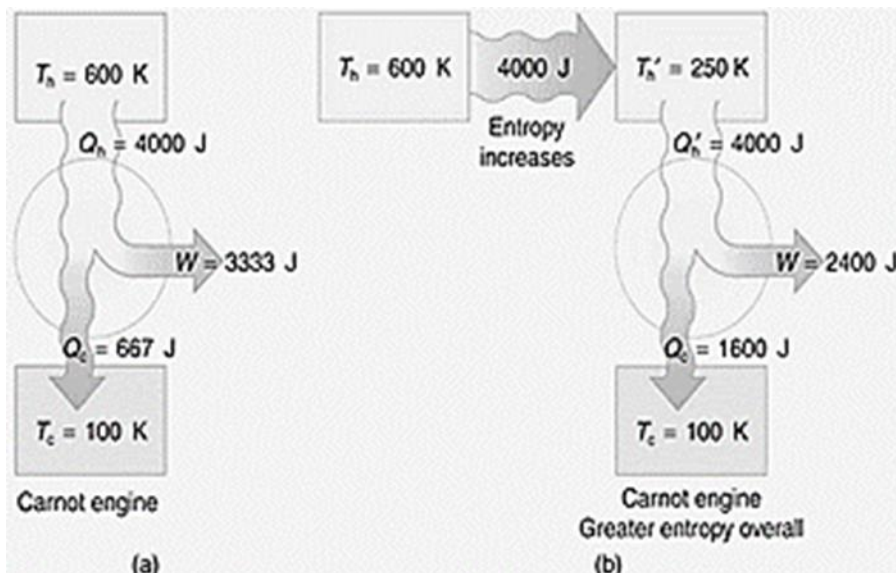
$$a. \quad \eta = 1 - \frac{T_2}{T_1} = 1 - \frac{100 \text{ K}}{600 \text{ K}} = 0.83$$

$$\eta = \frac{W}{Q} \rightarrow W = \eta Q$$

$$W = (0.83)(4000 \text{ J}) = 3333 \text{ J}$$

$$b. \quad \eta_d = 1 - \frac{T_{d2}}{T_{d1}} = 1 - \frac{100 \text{ K}}{250 \text{ K}} = 0,600$$

$$W = \eta_d Q_p = (0,600)(4000 \text{ J}) = 2400 \text{ J}$$



Sumber: Link URL 1

Gambar 1.6
Efisiensi Mesin Carnot untuk Contoh Soal 2

3. Contoh soal 3: Tentukan perubahan kenaikan entropi dari 1 kg es pada 0 °C yang mencair pada suhu tersebut, jika diketahui panas laten air untuk mencair = 334 kJ/kg.

Pemecahan:

Perubahan entropi digunakan persamaan:

$$\Delta S = \frac{Q}{T}$$

$$Q = m(\text{panas laten air untuk mencair}) = mL$$

$$Q = (1,00 \text{ kg}) \left(334 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}} \right)$$

$$Q = 3,3410^5 \text{ J}$$

Sehingga nilai entropi pada 0°C = 273 K adalah:

$$\Delta S = \frac{Q}{T} = \frac{3,3410^5 \text{ J}}{273 \text{ K}}$$

$$\Delta S = 1,2210^3 \text{ J / K}$$

B. ENTALPI (H)

Entalpi adalah istilah dalam termodinamika yang menyatakan jumlah energi internal dari suatu sistem ditambah energi yang digunakan untuk melakukan kerja. Entalpi mengukur perubahan panas atau perubahan energi internal sistem selama reaksi kimia di bawah tekanan konstan. Entalpi adalah ukuran total energi dalam sistem, meskipun selalu menunjukkan perubahan dalam sistem energi pada tekanan konstan karena total entalpi sistem tidak dapat diukur.

Entalpi dilambangkan sebagai ΔH . Sehingga, pada tekanan tetap, perubahan entalpi sama dengan kalor (q) yang diserap maupun kalor yang dilepas. Perubahan entalpi molar adalah perubahan entalpi dengan disertai reaksi atau perubahan zat dari unsur-unsur pembentuknya setiap 1 mol. Entalpi molar disebut juga entalpi pembentukan. Satuan entalpi molar adalah kJ/mol atau kJ mol⁻¹. Perubahan entalpi dari pembentukan 1 mol zat langsung dari unsur-unsur pembentuknya disebut entalpi molar pembentukan atau entalpi pembentukan.

Secara matematis, entalpi dapat dirumuskan sebagai berikut:

$$H = U + pV$$

Di mana:

H = entalpi sistem (joule)

U = energi internal (joule)

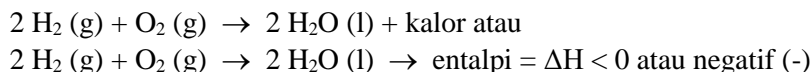
P = tekanan dari sistem (Pa)

V = volume sistem (m³)

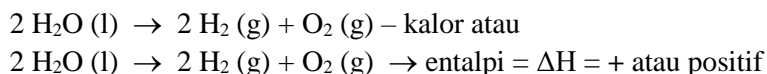
PV hanya tergantung keadaan awal dan akhir sistem. Perubahan entalpi (ΔH) adalah perubahan kalor yang terjadi pada suatu reaksi kimia. Perubahan entalpi atau ΔH ini merupakan selisih antara entalpi produk dengan entalpi reaktan yang dirumuskan dengan:

$$\Delta H = H_{\text{produk}} - H_{\text{reaktan}}$$

Jika H produk lebih kecil daripada H reaktan maka akan terjadi pembebasan kalor. Harga ΔH negatif atau lebih kecil daripada nol. Sebagai contoh:



Jika H produk lebih besar daripada H reaktan maka akan terjadi penyerapan kalor. Harga ΔH positif atau lebih besar daripada nol. Sebagai contoh:



Nilai entalpi yang negatif dari suatu sistem atau reaksi kimia, menunjukkan bahwa proses berlangsung secara eksoterm. Reaksi eksoterm adalah reaksi yang melepaskan kalor dari sistem ke lingkungan, sehingga kalor dari sistem akan berkurang. Tanda reaksi eksoterm adalah $\Delta H = -$ (negatif).

Nilai entalpi yang positif dari suatu sistem atau reaksi kimia, menunjukkan bahwa proses berlangsung secara endoterm. Reaksi endoterm adalah reaksi dimana sistem menerima kalor dari lingkungan, sehingga kalor diserap oleh sistem dari lingkungan. Tanda reaksi endoterm adalah $\Delta H = +$ (positif).

1. Entalpi dan Kalor

Entalpi sebagai fungsi T dan P; maka dapat dituliskan sebagai:

$$H = f(T, P)$$

$$H = U + PV$$

Di mana:

- H = entalpi sistem (joule)
- U = energi internal (joule)
- P = tekanan dari sistem (P_a)
- V = volume sistem (m^3)

PV hanya tergantung keadaan awal dan akhir sistem. Perubahan entalpi (ΔH) adalah perubahan kalor yang terjadi pada suatu reaksi kimia yang merupakan selisih antara entalpi produk dengan entalpi reaktan yang dirumuskan dengan:

$$\Delta H = H_{\text{produk}} - H_{\text{reaktan}}$$

$$= (U_p + P_p V_p) - (U_r + P_r V_r)$$

$$= (U_p - U_r) + (P_p V_p - P_r V_r)$$

Pada tekanan (P) tetap (isobarik):

$$H = U + P(V_p - V_r)$$

$$H = U + P \Delta V$$

$$Q = U + P \Delta V$$

$$\text{Maka } H = Q$$

$$dH = dQ$$

Ada beberapa perbedaan antara entalpi dan entropi, yaitu sebagai berikut.

- Entalpi merupakan proses perpindahan kalor yang terjadi secara konstan, sedangkan di dalam entropi proses tersebut berlangsung secara acak dari komponen bersuhu tinggi ke komponen bersuhu rendah. Dapat dikatakan bahwa entropi adalah pengukuran gangguan atau keacakan dalam sistem selama proses kimia, sedangkan entalpi mengukur perubahan panas atau perubahan energi internal sistem selama reaksi kimia di bawah tekanan konstan.
- Dalam reaksi kimia, perubahan entalpi dapat positif atau negatif, sedangkan pada reaksi spontan yang terjadi adalah peningkatan entropi universal.
- Entalpi adalah energi yang dilepaskan atau diserap selama berlangsungnya proses reaksi. Entalpi mengukur perubahan panas atau perubahan energi internal sistem selama reaksi kimia di bawah tekanan konstan, sedangkan entropi adalah pengukuran gangguan atau keacakan dalam sistem selama proses kimia.
- Entalpi berkaitan dengan hukum pertama termodinamika, kekekalan energi, sedangkan entropi berkaitan langsung dengan hukum termodinamika tersebut. Dalam hal ini sebenarnya, entalpi adalah ukuran total energi dalam sistem, sedangkan entropi adalah ukuran aktivitas acak, yang biasanya merupakan jumlah gangguan dalam sistem.

Kata 'Entalpi' untuk ukuran ini diciptakan oleh ahli fisika terkenal abad 19, Heike Kamerlingh Onnes, dan fisikawan Jerman Rudolf Clausius menciptakan kata 'Entropi.'

Tabel 1.3
Perbedaan entalpi dan entropi

Kategori	Entalpi	Entropi
Definisi	Entalpi mengukur perubahan panas atau perubahan energi internal sistem selama reaksi kimia di bawah tekanan konstan	Entropi adalah ukuran gangguan atau keacakan dalam sistem selama proses kimia
Satuan SI	Satuan SI untuk entalpi spesifik Joule per kilogram (J/kg)	Satuan dalam Joule per Kelvin (J/K)
Persamaan	$H = U + PV$	$S = q/T$

Sumber: Cengel & Boles (2018) dan Sumarna (2008)

Hubungan antara entalpi dan entropi ada dalam kaitan dengan Energi Bebas Gibbs. Energi Bebas Gibbs sendiri adalah fungsi kuantitas termodinamika yang menyatakan hubungan antara entalpi, entropi, dan suhu sistem dan direpresentasikan dengan persamaan sebagai berikut:

$$G = H - TS$$

Dimana:

G = energi bebas Gibbs

H = entalpi

T = suhu ($^{\circ}\text{K}$)

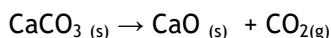
S = entropi

Besaran H dan S adalah fungsi keadaan, sehingga besaran G juga merupakan fungsi keadaan, dan nilai G ditentukan oleh keadaan awal dan keadaan akhir selama proses berlangsung. Karena besaran H dinyatakan pada tekanan tetap, maka besaran G juga pada tekanan dan suhu tetap. Jika proses kimia dioperasikan tidak pada tekanan tetap, misal volume tetap, persamaannya berubah menjadi $U - TS$.

Jika dari hasil perhitungan diperoleh nilai energi bebas Gibbs negatif ($G < 0$), maka proses reaksi kimia terjadi spontan. Jika perubahan energi bebas sama dengan nol ($G = 0$), maka proses reaksi *reversible* atau kesetimbangan. Jika energi bebas nilainya positif ($G > 0$), maka proses tidak spontan, tetapi proses kebalikannya berlangsung spontan.

Penentuan energi bebas reaksi kimia umumnya dinyatakan dalam perubahan energi bebas Gibbs standar yang dinotasikan sebagai ΔG° . Perubahan energi bebas Gibbs dapat diterapkan jika reaksi dilakukan pada keadaan standar (25°C , 1 atm). Energi bebas standar suatu reaksi tidak diukur secara langsung, namun berdasarkan sifat-sifat energi bebas sebagai fungsi keadaan. Karena perubahan energi bebas Gibbs merupakan fungsi keadaan, maka pengukuran energi bebas reaksi dapat dilakukan melalui pengukuran perubahan entalpi dan perubahan entropi pada suhu dan tekanan standar. Setelah itu, energi bebas dihitung dengan menggunakan persamaan energi bebas Gibbs.

Penerapan energi bebas Gibbs adalah sebagai berikut. Hitung energi bebas standar ΔG° , ΔH° , dan ΔS° untuk penguraian batu kapur menjadi kapur tohor dan gas karbon dioksida seperti persamaan reaksi berikut:



Zat	$\Delta H^{\circ}_f / (\text{kJ/mol})$	$S^{\circ} / (\text{J/kmol})$
$\text{CaCO}_3 (s)$	-1207,0	93
$\text{CaO} (s)$	-635,0	40
$\text{CO}_2 (g)$	-393,5	214

Nilai ΔH_f° dapat dihitung dari perubahan entalpi pembentukan standar menggunakan persamaan berikut:

$$\Delta H^\circ = \Delta H_f^\circ (\text{CO}_2) + \Delta H_f^\circ (\text{CaO}) - \Delta H_f^\circ (\text{CaCO}_3)$$

$$\Delta H^\circ = -393,5 \text{ kJ/mol} - 635 \text{ kJ/mol} + 1207 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H^\circ = 178,5 \text{ kJ/mol}$$

Nilai ΔS° dapat dihitung dari data entropi standar menggunakan persamaan berikut:

$$\Delta S^\circ (\text{reaksi}) = \sum S^\circ (\text{produk}) - \sum S^\circ (\text{pereaksi})$$

Untuk reaksi ini adalah:

$$\Delta S^\circ = S^\circ (\text{CaO}) + S^\circ (\text{CO}_2) - S^\circ_f (\text{CaCO}_3)$$

$$\Delta S^\circ = 40 \text{ J/K mol} + 214 \text{ J/K mol} - 93 \text{ J/K mol}$$

$$\Delta S^\circ = 161 \text{ J/K mol}$$

Untuk menghitung energi bebas ΔG° digunakan nilai ΔH° dan ΔS° dengan persamaan sebagai berikut:

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

$$\Delta G^\circ = 178.500 \text{ J mol} - (298 \text{ K} \times 161 \text{ J/K mol})$$

$$\Delta G^\circ = 13,552 \text{ kJ/mol}$$

Hasil perhitungan menunjukkan bahwa perubahan energi bebas penguraian batu kapur pada keadaan standar adalah 13,552 kJ/mol. Nilai energi bebasnya adalah positif, maka reaksi ini tidak terjadi. Namun demikian reaksi pembentukan batu kapur dari unsur-unsurnya berlangsung secara spontan pada keadaan standar.



Latihan

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

- 1) Jelaskan yang dimaksud dengan entropi!
- 2) Jelaskan efisiensi siklus carnot!
- 3) Jelaskan yang dimaksud dengan entalpi!

Petunjuk Jawaban Latihan

- 1) Pelajari kembali mengenai entropi.
- 2) Pelajari kembali mengenai siklus Carnot dan efisiensi siklus Carnot.
- 3) Pelajari kembali mengenai entalpi reaksi.



Rangkuman

Entropi adalah salah satu besaran termodinamika yang mengukur panas/kalor (energi) dalam sistem persatuan suhu yang tidak dapat digunakan untuk melakukan usaha. Ukuran dari perubahan energi atau gangguan selama proses kimia adalah entropi. Sehubungan dengan Hukum II Termodinamika dikenal dua proses, yaitu *reversible* (dapat balik) dan *irreversible* (tidak dapat balik).

Dikenal siklus Carnot yang merupakan siklus *reversible* yang beroperasi di antara dua suhu T_1 (awal) dan T_2 (akhir) yang merupakan mesin yang paling efisien.

Entalpi adalah istilah dalam termodinamika yang menyatakan jumlah energi internal dari suatu sistem ditambah energi yang digunakan untuk melakukan kerja. Nilai entalpi yang negatif dari suatu sistem atau reaksi kimia, menunjukkan bahwa proses berlangsung secara eksoterm. Nilai entalpi yang positif dari suatu sistem atau reaksi kimia, menunjukkan bahwa proses berlangsung secara endoterm. Hubungan antara entalpi dan entropi ada dalam kaitan dengan Energi Bebas Gibbs.



Tes Formatif 2

Pilihlah satu jawaban yang paling tepat!

- 1) Proses *reversible* dapat terjadi pada suatu sistem apabila
 - A. nilai entropi berubah dimana $\Delta S = 0$
 - B. nilai entropi berubah dimana $\Delta S \geq 0$
 - C. nilai entropi berubah dimana $\Delta S \leq 0$
 - D. jawaban A, B, dan C salah

- 2) Proses *irreversible* dapat terjadi pada suatu sistem apabila
 - A. nilai entropi berubah dimana $\Delta S = 0$
 - B. nilai entropi berubah dimana $\Delta S \geq 0$
 - C. nilai entropi berubah dimana $\Delta S \leq 0$
 - E. jawaban A, B, dan C salah

- 3) Menurut Carnot, sebuah mesin kalor akan memiliki efisiensi maksimum jika
 - A. proses-proses dalam mesin adalah *irreversible* (tidak dapat balik)
 - B. proses-proses dalam mesin berlangsung secara isokhorik
 - C. proses-proses dalam mesin adalah reversible (dapat balik)
 - D. proses-proses dalam mesin berlangsung secara adiabatik

- 4) Hasil pembakaran karbon C (grafit) oleh gas oksigen menghasilkan gas CO_2 , maka persamaan reaksi dapat ditulis sebagai
- A. $\text{C (grafit)} + \text{O}_2 (\text{g}) + 394,8 \text{ kJ/mol}$
 - B. $\text{C (grafit)} + \text{O}_2 (\text{g}) \quad \Delta H = 394,8 \text{ kJ/mol}$
 - C. $\text{C (grafit)} \rightarrow \text{O}_2 (\text{g}) - 394,8 \text{ kJ/mol}$
 - D. jawaban A, B, dan C salah
- 5) Jika penguraian gas karbondioksida CO_2 menjadi gas CO dan O memiliki nilai $\Delta H = -283,9 \text{ kJ/mol}$ dengan persamaan pembakaran C (grafit) seperti pada soal nomor 4, maka pembakaran C (grafit) menjadi gas CO memiliki nilai ΔH sebagai
- A. $\Delta H = +283,9 \text{ kJ/mol}$
 - B. $\Delta H = -394,8 \text{ kJ/mol}$
 - C. $\Delta H = -110,1 \text{ kJ/mol}$
 - D. $\Delta H = -578,7 \text{ kJ/mol}$
- 6) Diketahui entalpi pembentukan standar belerang dioksida $\text{SO}_2 = -296,8 \text{ kJ mol}^{-1}$ dan belerang trioksida $\text{SO}_3 = -395,7 \text{ kJ mol}^{-1}$. Jika entalpi reaksi $\Delta H = -x \text{ kJ}$ maka persamaan reaksi pembakaran belerang disulfida menjadi belerang trioksida adalah
- A. $\text{SO}_2 (\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{SO}_3 (\text{g}) - x \text{ kJ mol}^{-1}$
 - B. $\text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{SO}_3 (\text{g}) + x \text{ kJ mol}^{-1}$
 - C. $\text{SO}_2 (\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{SO}_3 (\text{g}) - x \text{ kJ mol}^{-1}$
 - D. $\text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{SO}_3 (\text{g}) + x \text{ kJ mol}^{-1}$
- 7) Jika diketahui entalpi pembentukan standar belerang dioksida $\text{SO}_2 = -296,8 \text{ kJ mol}^{-1}$ dan belerang trioksida $\text{SO}_3 = -395,7 \text{ kJ mol}^{-1}$, maka entalpi pembakaran belerang disulfida menjadi belerang trioksida adalah
- A. $\Delta H = +98,9 \text{ kJ/mol}$
 - B. $\Delta H = -283,9 \text{ kJ/mol}$
 - C. $\Delta H = -98,9 \text{ kJ}$
 - D. $\Delta H = +283,9 \text{ kJ/mol}$

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



Apabila mencapai tingkat penguasaan 80% atau lebih, Anda dapat meneruskan dengan Kegiatan Belajar 3. **Bagus!** Jika masih di bawah 80%, Anda harus mengulangi materi Kegiatan Belajar 2, terutama bagian yang belum dikuasai.

Perubahan Energi

Sebagaimana telah dijelaskan sebelumnya bahwa termodinamika ialah ilmu yang mempelajari perubahan energi dari suatu bentuk ke bentuk lain, aliran energi, dan kemampuan energi melakukan usaha. Hukum pertama termodinamika (prinsip kekekalan energi) memasukkan kalor sebagai mode perpindahan energi. Selanjutnya pada hukum kedua termodinamika menyatakan bahwa aliran kalor memiliki arah, sehingga tidak semua proses di alam adalah *reversible* (dapat dibalikkan).

Saat terjadi kerja sejumlah energi akan dipindahkan dari sistem ke lingkungan atau sebaliknya. Kalor mengalir dari benda bersuhu tinggi ke benda yang bersuhu rendah, dan akan berhenti hingga suhu kedua benda sama. Kalor bukanlah suatu jenis energi, melainkan energi yang berpindah. Dengan demikian dapat dikatakan bahwa kalor adalah energi yang berpindah akibat adanya perbedaan suhu.

Energi sendiri adalah kemampuan sistem untuk melakukan kerja. Jenis energi yang dikenal adalah energi kimia, energi panas, energi potensial, energi potensial gravitasi, dan energi kinetik. Perubahan energi yang dimaksud adalah bahwa energi dapat berubah dari satu bentuk ke bentuk yang lain yang seringkali diikuti dengan perpindahan energi itu sendiri. Dalam hal ini pada suatu sistem dikenal adanya energi kinetik dan energi potensial.

Energi kimia adalah energi yang tersimpan dalam persenyawaan kimia. Pada bahan pangan banyak menyimpan energi kimia yang sangat bermanfaat untuk tubuh kita. Energi kimia dalam bahan pangan bersumber dari energi matahari. Energi matahari berupa panas dan cahaya sangat diperlukan untuk proses fotosintesis pada tumbuhan, sehingga menghasilkan berbagai bahan pangan berupa biji-bijian, buah-buahan, dan berbagai sayuran. Tanaman pangan kemudian dikonsumsi oleh manusia dan hewan. Tumbuhan dan hewan yang mati miliaran tahun yang lalu menghasilkan minyak bumi yang menjadi energi kimia yang berfungsi untuk menggerakkan kendaraan, alat-alat pabrik, ataupun kegiatan memasak. Tabel 1.4 berikut memperlihatkan kandungan energi yang terdapat dalam beberapa bahan pangan.

Tabel 1.4
Kandungan Energi dalam Beberapa Bahan Pangan

No.	Jenis makanan	Kandungan energi tiap 100g
1.	Daging dan ikan	600 – 1200 kJ
2.	Telur, keju, dan mentega	300 – 3000 kJ
3.	Roti	1000 – 1600 kJ

No.	Jenis makanan	Kandungan energi tiap 100g
4.	Gandum dan beras	1500 kJ
5.	Sayur-sayuran	40 – 450 kJ
6.	Buah-buahan	100 – 3000 kJ
7.	Kue, coklat dan permen	1000 – 2300 kJ

Sumber: Walstra (2003)

Buah kelapa pada pohon menyimpan suatu energi yang disebut energi potensial sebagai adanya gaya tarik bumi, sehingga jatuhnya selalu ke pusat bumi. Energi potensial akibat gravitasi bumi disebut energi potensial gravitasi. Tetapi energi potensial yang dimiliki akibat pegas atau karet yang diregangkan disebut energi potensial pegas. Baik energi potensial gravitasi ataupun energi potensial pegas merupakan energi akibat adanya perbedaan kedudukan dari keseimbangannya. Persamaan untuk energi potensial elastis adalah sebagai:

$$E_p = \frac{1}{2} k \Delta x^2$$

Besarnya usaha dengan adanya perubahan energi potensial benda, secara matematis ditulis:

$$w = \Delta E_p$$

Energi kinetik adalah energi yang dimiliki sistem karena sistem bergerak. Sedangkan energi potensial adalah energi yang dimiliki sistem karena posisi sistem. Jumlah energi kinetik dan energi potensial sistem merupakan energi dalam (internal) sistem atau energi mekanik. Energi dalam adalah: energi yang tersimpan dalam suatu zat, merupakan sifat mikroskopik zat, sehingga tidak dapat diukur secara langsung. Secara umum perubahan energi dalam (ΔU), dirumuskan:

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

Secara matematis Hukum I Termodinamika terkait perubahan energi, dapat dirumuskan sebagai berikut:

$$\Delta U = U_2 - U_1 = Q - W$$

+Q = sistem menerima kalor

-Q = sistem mengeluarkan kalor

+W = sistem melakukan usaha

-W = sistem dikenai usaha

Satuan energi dalam sistem MKS dan CGS adalah sebagai berikut:

$$\begin{aligned}
 1 \text{ joule} &= 1 \text{ newton} \times 1 \text{ meter} &&= 1 \text{ kg} \cdot 1 \text{ m/s}^2 \times 1 \text{ meter} \\
 &= 1000 \text{ g} \cdot 100 \text{ cm/s}^2 \times 100 \text{ cm} &&= 10.000.000 \text{ g.cm}^2 / \text{s}^2 \\
 &= 107 \text{ g.cm}^2 / \text{s}^2 &&= 107 \text{ erg.} \\
 1 \text{ joule} &= 0,24 \text{ kalori} &&1 \text{ kkal} = 4,2 \times 10^3 \text{ joule} \\
 1 \text{ joule} &= 0,625 \times 10^{19} \text{ eV} &&1 \text{ MeV} = 1,6 \times 10^{-13} \text{ joule}
 \end{aligned}$$

Usaha untuk mendorong meja dengan gaya (F) dalam newton sejauh jarak (s) dalam meter (m) adalah sebagai:

$$W(\text{Joule}) = F(\text{newton}) \times s(\text{meter})$$

Untuk gerakan vertikal (seperti jatuhnya buah kelapa) karena gravitasi bumi, maka gaya dan usaha yang dilakukan:

$$\text{Gaya} = F = m \times g \rightarrow w = m \times g \times h$$

Dimana: W = usaha (J).

m = masa benda (kg)

g = percepatan gravitasi (N/kg)

h = Jarak ketinggian (m)

Sementara untuk energi kinetik secara matematis dirumuskan sebagai:

$$E_k = \frac{1}{2}mv^2$$

Dimana: E_k = energi kinetik (Joule)

m = massa benda (kg)

v = kecepatan benda (m/s)

Besarnya usaha dengan adanya perubahan energi kinetik benda, secara matematis ditulis:

$$w = \Delta E_k$$

Energi panas didefinisikan sebagai jumlah dari energi potensial dan energi kinetik yang dimiliki oleh atom-atom dan molekul-molekul yang membentuk zat. Menurut teori kinetik-molekul, benda panas memiliki energi yang lebih besar dibandingkan dengan benda yang dingin. Jika kedua buah benda yang memiliki perbedaan suhu disentuhkan, maka sejumlah energi akan mengalir dari benda panas (bersuhu tinggi) ke benda yang dingin (suhunya lebih rendah).

Sehubungan dengan Hukum II Termodinamika maka suatu mesin tidak mungkin bekerja dengan hanya mengambil energi dari suatu sumber suhu tinggi kemudian membuangnya ke sumber panas tersebut untuk menghasilkan kerja abadi (ketidaktungkinan mesin abadi). Berdasarkan pendekatan terhadap hukum ini, maka dalam Hukum II Termodinamika ukuran keteraturan atau ketidakteraturan suatu sistem dikaitkan dengan entropi, yang secara alamiah entropi suatu proses selalu meningkat. Sehingga, berkaitan dengan perubahan entropi, maka kemampuan suatu sistem untuk melakukan kerja menjadi berkurang, yang disebut sebagai penurunan daya guna energi.

Usaha yang dilakukan oleh gas pada tekanan tetap:

$$W = p \times \Delta V = p \times (V_2 - V_1)$$

Dimana:

p: Besarnya tekanan (atm)

ΔV : Perubahan volume (liter)

Persamaan umum untuk usaha yang dilakukan gas:

$$W = \int_{v_1}^{v_2} p dV$$

Penghitungan energi dalam untuk:

$$\text{Gas monoatomik: } \Delta U = \frac{3}{2} n \times R \times \Delta T$$

$$\text{Gas diatomik: } \Delta U = \frac{5}{2} n \times R \times \Delta T$$

Selanjutnya akan diuraikan contoh penerapan konsep usaha pada contoh soal berikut ini. Suatu gas mempunyai volume awal $2,0 \text{ m}^3$ dipanaskan dengan kondisi isobaris hingga volume akhirnya menjadi $4,5 \text{ m}^3$. Bila tekanan gas adalah 2 atm , tentukan usaha luar gas tersebut.

$$(1 \text{ atm} = 1,01 \times 10^5 \text{ Pa})$$

$$V_2 = 4,5 \text{ m}^3$$

$$V_1 = 2,0 \text{ m}^3$$

$$P = 2 \text{ atm} = 2,02 \times 10^5 \text{ Pa}$$

Isobaris \rightarrow Tekanan Tetap

$$W = P (\Delta V)$$

$$W = P(V_2 - V_1)$$

$$W = 2,02 \times 10^5 (4,5 - 2,0) = 5,05 \times 10^5 \text{ joule}$$

Termodinamika selain mengenal energi internal U , juga mengenal fungsi yang dinamakan energi bebas. Ada dua jenis energi bebas, yaitu sebagai fungsi energi bebas Helmholtz dan fungsi energi bebas Gibbs. Energi bebas Gibbs (G) adalah potensial termodinamika yang merupakan fungsi keadaan isobarik. Energi Gibbs dapat digunakan untuk meramalkan kecenderungan berlangsungnya suatu reaksi. Sedangkan energi bebas Helmholtz (F) adalah potensial termodinamika yang merupakan fungsi keadaan isobarik.

Sebagai energi bebas, nilainya berbeda dengan energi internal U , disebabkan karena tidak semua energi yang dikandung dalam U itu bebas untuk digunakan. Energi bebas Gibbs dan energi bebas Helmholtz dirumuskan sebagai persamaan berikut:

$$G = H - TS = U + pV - TS$$

Diketahui energi bebas Helmholtz (F) merupakan fungsi keadaan isobarik dimana $P_2 = P_1$ atau $\Delta P = 0$ sehingga:

$$\begin{aligned} F &= U - TS \\ \text{Maka } G &= F + PV \\ dG &= dF + PdV + VdP \\ &= -SdT - PdV + PdV + VdP \\ &= -SdT + VdP \end{aligned}$$

Sehingga G merupakan fungsi dari suhu (T) dan tekanan (P), dengan ketentuan berikut, jika nilai:

$\Delta G < 0$ Maka reaksi berjalan spontan dalam arah maju.

$\Delta G > 0$ Maka reaksi berjalan spontan dalam arah berlawanan.

$\Delta G = 0$ Maka reaksi dalam kesetimbangan.

Dengan pendekatan gas ideal dengan persamaan:

$$\Delta S = -nR \ln \frac{V_2}{V_1}$$

Pada gas ideal ΔH tidak bergantung pada tekanan, maka perasamaan energi bebas suatu sistem adalah sebagai berikut.

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S = nRT \ln p \rightarrow \Delta G = G - G^\circ = nRT \ln p$$

Sehingga diperoleh

$$G = G^\circ + nRT \ln p$$

Untuk larutan ideal, melalui pengukuran tekanan osmotik diperoleh persamaan energi bebas sebagai berikut.

Dimana

$$PV = nRT$$

$$\Delta G = nRT \ln K = nRT \ln \frac{C_2}{C_1}$$

Dimana:

P = adalah tekanan pada sistem

V = adalah volume sistem

K = adalah konstanta kesetimbangan sistem

N = adalah jumlah mol gas yang ada

R = adalah konstanta gas ideal

Sebagai penyederhanaan pembahasan, maka untuk gas ideal disepakati untuk nilai n mengacu pada jumlah partikel tertentu, yaitu menggunakan bilangan Avogadro yang besarnya:

$$n = 6,0226 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

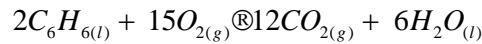
Energi bebas standar ΔG_f° untuk beberapa zat dapat dilihat pada Tabel 1.5 berikut.

Tabel 1.5
Energi bebas standar (ΔG_f°) untuk beberapa zat
(Cengel and Boles, 2018, dan Sumarna, 2008)

No.	Zat	Keadaan	ΔG_f° (kJ/mol)	ΔG_f° (kkal/mol)
1.	NO	gas	87,6	20,90
2.	NO ₂	gas	51,3	12,30
3.	N ₂ O	gas	103,7	24,78
4.	H ₂ O	gas	-228,6	-54,64
5.	H ₂ O	cair	-237,1	-56,67
6.	CO ₂	gas	-394,4	-94,26
7.	CO	gas	-137,2	-32,79
8.	CH ₄	gas	-50,5	-12,10
9.	C ₂ H ₆	gas	-32,0	-7,65
10.	C ₃ H ₈	gas	-23,4	-5,59
11.	C ₆ H ₆	gas	129,7	29,76
12.	C ₆ H ₆	cair	124,5	31,00

Sumber: Link URL 2

Berikut adalah contoh penerapan perubahan energi bebas standar. Berapakah perubahan energi bebas standar untuk reaksi berikut ini pada 25 °C? Bagaimana kesimpulan jalannya reaksi tersebut berdasarkan nilai ΔG° jika diketahui energi bebas pembentukan standar ΔG_{reaksi}° .



$$\Delta G_{reaksi}^\circ = \sum n \Delta G_{produk}^\circ - \sum m \Delta G_{reaktan}^\circ$$

$$\Delta G_{reaksi}^\circ = [12(-394,4) + 6(-237,2)] - [2(124,5)] = -6405 \text{ kJ}$$

$$\text{Nilai } \Delta G^\circ \text{ reaksi} = -6405 \text{ kJ} < 0$$

Maka reaksi di atas berlangsung secara spontan



Latihan

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

- 1) Jelaskan pengertian energi sistem!
- 2) Jelaskan yang dimaksud dengan energi potensial!
- 3) Jelaskan yang dimaksud dengan energi kinetik!
- 4) Jelaskan yang dimaksud dengan energi kimia!
- 5) Jelaskan yang dimaksud dengan energi panas!

Petunjuk Jawaban Latihan

- 1) Pelajari kembali materi yang menjelaskan tentang pengertian energi!
- 2) Pelajari kembali materi yang menjelaskan tentang energi potensial!
- 3) Pelajari kembali materi yang menjelaskan tentang energi kinetik!
- 4) Pelajari kembali materi yang menjelaskan tentang energi kimia!
- 5) Pelajari kembali materi yang menjelaskan tentang energi panas!



Rangkuman

Energi merupakan kemampuan sistem untuk melakukan kerja. Saat terjadi kerja sejumlah energi akan dipindahkan dari sistem ke lingkungan atau sebaliknya. Sehubungan dengan perpindahan energi, maka panas/kalor adalah energi yang berpindah akibat adanya perbedaan suhu.

Perubahan energi yang dimaksud adalah bahwa energi dapat berubah dari satu bentuk ke bentuk yang lain yang seringkali diikuti dengan perpindahan energi itu sendiri. Dikenal beberapa bentuk energi, yaitu, energi kimia, energi potensial, energi potensial gravitasi, energi potensial elastis, energi kinetik dan energi panas. Perubahan energi dirumuskan sebagai:

$$\Delta U = U_2 - U_1 = Q - W$$

Persamaan untuk energi kinetik secara matematis dirumuskan sebagai:

$$E_k = \frac{1}{2}mv^2$$

Besarnya usaha dengan adanya perubahan energi kinetik benda, dinyatakan sebagai:

$$w = \Delta E_k$$

Usaha yang dilakukan oleh gas pada tekanan tetap:

$$W = p \times \Delta V = p \times (V_2 - V_1)$$

Dikenal dua jenis energi bebas, yaitu sebagai fungsi energi bebas Helmholtz (*Helmholtz Free Energy*), dan fungsi energi bebas Gibbs (*Gibbs Free Energy*).



Tes Formatif 3

Pilihlah satu jawaban yang paling tepat!

- 1) Sebuah tangki berisi cairan panas yang didinginkan dengan pengadukan. Awalnya, energi internal cairan adalah 800 kJ. Selama proses pendinginan, cairan kehilangan panas 500 kJ, dan pengadukan bekerja memberikan 100 kJ pada cairan. Maka persamaan energi sistem adalah sebagai
 - A. $E_m - E_k = \Delta E_{sistem}$
 - B. $E_m + E_k = \Delta E_{sistem}$
 - C. $E_k - E_m = \Delta E_{sistem}$
 - D. jawaban A, B, dan C salah

- 2) Berdasarkan keterangan pada soal nomor 1, maka persamaan kerja pengaduk (W_p) adalah
- A. $W_p = \Delta U - Q_k$
 - B. $W_p = Q_k + \Delta U$
 - C. $W_p = Q_k - \Delta U$
 - D. jawaban A, B, dan C salah
- 3) Berdasarkan keterangan pada soal nomor 1, maka energi internal akhir dari cairan adalah
- A. $U_2 = U_1 + W_p - Q_k$
 - B. $400 \text{ kJ} = 4 \cdot 10^5 \text{ J}$
 - C. jawaban A dan B benar semua
 - D. jawaban A, B, dan C salah
- 4) Sebanyak 2 mol gas ideal diekspansi secara isothermal pada suhu 323 K dari tekanan 4 atm menjadi 2 atm. Maka perubahan energi bebas dari gas tersebut adalah (gunakan persamaan $\Delta G = nRT \times 2,303 \log \frac{P_2}{P_1}$
- A. -1,15 kJ
 - B. -3,44 kJ
 - C. -1,72 kJ
 - D. jawaban A, B, dan C salah
- 5) Reaksi: $2X + Y \rightarrow Z$ berlangsung pada 298 K, dengan $\Delta H = 200 \text{ kkal}$ dan $\Delta S = 0,10 \text{ kkal/K}$. Jika ΔH dan ΔS dianggap tetap pada semua rentang suhu, maka pada suhu berapa reaksi berlangsung secara spontan? (gunakan persamaan $\Delta G = \Delta H - T\Delta S = 0$ untuk reaksi spontan
- A. -2000 K
 - B. 20000 K
 - C. 2000 K
 - D. -20000 K

Cocokkanlah jawaban Anda dengan Kunci Jawaban Tes Formatif 3 yang terdapat di bagian akhir modul ini. Hitunglah jawaban yang benar. Kemudian, gunakan rumus berikut untuk mengetahui tingkat penguasaan Anda terhadap materi Kegiatan Belajar 3.

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

Arti tingkat penguasaan



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 3, terutama bagian yang belum dikuasai.

Kunci Jawaban Tes Formatif

Tes Formatif 1

- 1) A
- 2) C
- 3) D
- 4) B
- 5) C
- 6) A
- 7) B

Tes Formatif 2

- 1) A
- 2) D
- 3) C
- 4) A
- 5) C
- 6) B
- 7) C

Tes Formatif 3

- 1) A
- 2) B
- 3) C
- 4) B
- 5) C

Glosarium

- Adiabatik = Isentropis : adalah proses yang berlangsung dalam keadaan tidak ada perpindahan kalor antara sistem dan lingkungan.
- Energi Bebas Gibbs = G : adalah fungsi kuantitas termodinamika yang menyatakan hubungan antara entalpi, entropi dan suhu sistem, yang dinyatakan dengan persamaan $G = H - TS$.
- Energi Bebas HelmHoltz = A : adalah potensial isokhorik atau potensial isothermal pada volume tetap, atau potensial isokhorik-isothermal (energi bebas, energi yang digunakan, fungsi kerja). Energi yang merupakan energi dalam yang tersedia secara isothermal dengan persamaan $A = U - TS$.
- Energi Dalam = U : adalah energi entalpi internal yang terkandung dalam suatu zat.
- Energi Disosiasi Ikatan : adalah besarnya perubahan energi pada saat 1 mol ikatan dalam suatu molekul tertentu diputuskan.
- Entalpi = H : adalah istilah dalam termodinamika yang menyatakan jumlah energi internal dari suatu sistem ditambah energi yang digunakan untuk melakukan kerja.
- Entalpi ikatan : disebut juga energi ikat merupakan nilai rata-rata entalpi disosiasi ikatan.
- Entropi absolut : adalah kuantitas entropi sebenarnya, sebesar 0 pada suhu 0 K.
- Entropi = S : adalah fungsi termodinamika yang dapat dipandang sebagai ukuran ketidakteraturan atau keteracakan.
- Hukum Gas Ideal : dinyatakan dengan $pV = n R T$, dengan p adalah tekanan gas, V = volume gas, n = jumlah mol gas, R = tetapan gas ideal, dan T adalah suhu mutlak dalam Kelvin.

Hukum I Termodinamika	: merupakan hukum konservasi energi, yang menyatakan energi tidak dapat diciptakan atau dimusnahkannya dapat diubah dari satu bentuk ke bentuk energi yang lain.
Hukum II Termodinamika	: menyatakan untuk setiap proses spontan selalu terdapat kenaikan entropi semesta. Hukum ini digunakan untuk meramalkan arah suatu proses.
Hukum III Termodinamika	: menyatakan setiap zat memiliki entropi positif tertentu, tetapi pada suhu 0 K entropi tersebut menjadi nol, dan memang demikian untuk kristal sempurna.
Isobarik	: adalah proses yang berlangsung pada kondisi tekanan tetap.
Isokhorik	: adalah proses yang berlangsung pada volume tetap.
Isotermal	: adalah proses yang berlangsung pada kondisi suhu tetap.
Kalor	: adalah bentuk energi yang ditransfer diantara sistem dan lingkungan.
Kalor Jenis	: adalah kapasitas kalor per gram.
Kalor Pembentukan Standar	: adalah nilai ΔH° untuk pembentukan 1 mol zat dari unsur-unsurnya.
Kalorimeter	: adalah alat untuk mengukur perubahan kalor pada suatu proses melalui pengukuran perubahan suhu.
Kapasitas Kalor	: adalah jumlah kalor yang diperlukan untuk meningkatkan suhu zat sebesar 1 K.
Kapasitas Kalor molar	: adalah kapasitas kalor per mol.
Keadaan Standar atau Standard Temperature and Pressure (STP)	: adalah pengukuran gas pada 0 °C dan 1 atm.

- Keadaan Standar Termodinamika : adalah keadaan pada tekanan 1 atm dan suhu tertentu.
- Kerja : adalah bentuk energi selain kalor.
- Lingkungan : adalah bagian dari semesta di luar sistem.
- Semesta : lingkungan di luar sistem disebut juga sebagai *universe*.
- Siklus Carnot : yang merupakan siklus *reversible* yang beroperasi di antara dua suhu T_1 (awal) dan T_2 (akhir) merupakan mesin yang paling efisien, yang terdiri dari dua proses isothermal yang dihubungkan oleh dua proses adiabatik.
- Sistem : adalah bagian dari semesta yang dipelajari sifat-sifatnya.
- Sistem Terbuka : adalah sistem yang dapat mempertukarkan baik kalor maupun materi di antara sistem dan lingkungan.
- Sistem Tersekat/Terisolasi : adalah suatu sistem yang tidak dapat mempertukarkan kalor atau materi ke lingkungan atau sebaliknya.
- Sistem Tertutup : adalah sistem yang hanya mempertukarkan kalor antara sistem dan lingkungan.

Sumarna, O. (2008). *Kimia Fisika 1*. Jurusan IPA, FKIP Universitas Terbuka. Edisi pertama, Universitas Terbuka, Tangerang Selatan.

Walstra, P. (2003). *Physical Chemistry of Food*. Wageningen University, Wageningen, The Netherlands.

Cengel, Y. A & Boles, M. A. (2018). *Thermodynamics: An Engineering Approach, 5th edition*.

Website

Link 1: <https://opentextbc.ca/physicstestbook2/chapter/entropy-and-the-second-law-of-thermodynamics-disorder-and-the-unavailability-of-energy/>
Diunduh pada tanggal 19 November 2019.

Link 2: https://id.wikipedia.org/wiki/Energi_bebas_Gibbs
Diunduh pada tanggal 19 November 2019.