

2014

Modul Termodinamika

Disusun oleh :

Program studi : Tim Dosen

Tri Isti Hartini , S.Pd , M.Pd

Dra . Imas Ratna Ermawati , M.Pd

Dr. Acep Kusdiwelirawan , M.MSI

Program Studi Pendidikan Fisika
Fakultas Keguruan Dan Ilmu Pendidikan
Universitas Muhammadiyah Prof DR HAMKA



BAB I

KONSEP DASAR TERMODINAMIKA

a. Pengantar

Fisika termal adalah cabang fisika yang mempelajari sifat – sifat zat, dalam hal sifat – sifat itu bergantung pada temperatur, nilainya berubah bila temperatur itu berubah, atau nilainya berubah bila zat menerima kalor. Dengan pengertian ini cakupan bidang fisika termal adalah sangat luas. Sifat – sifat yang dipelajari itu dapat berupa sifat makroskopik (biasanya dapat diukur langsung) atau sifat mikroskopik.

Agar lebih mudah dipelajari, fisika termal dibagi menjadi bagian – bagian yang lebih kecil. Yang tinjauannya makroskopik, disebut *termodinamika klasik*, dan yang tinjauannya dari sudut mikroskopik disebut *termodinamika statistik*. Dalam teori kinetik, tinjauan dimulai dari sifat sebuah partikel, sedangkan dalam mekanika statistik ditinjaulah sekelompok partikel dengan menggunakan cara statistik.

Tinjauan mikroskopik memberi jembatan yang menghubungkan sifat makroskopik zat secara keseluruhan dengan sifat mikroskopik penyusun zat itu.

b. Pengertian Termodinamika

Termodinamika merupakan cabang ilmu pengetahuan yang mempelajari hubungan antara panas dan bentuk energi lain (kerja). Pada mulanya, perkembangan termodinamika ditujukan untuk meningkatkan efisiensi motor bakar, namun akhir – akhir ini termodinamika banyak dipelajari karena adanya krisis energi dunia.

c. Ruang Lingkup Termodinamika

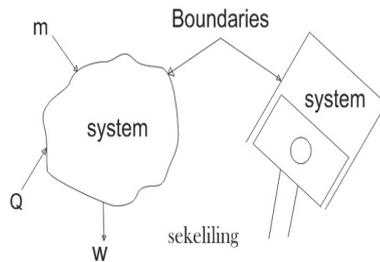
Telah ditekankan bahwa pemberian ciri umum sistem dengan memakai beberapa sifatnya yang terukur, yang secara langsung atau tidak langsung didasarkan atas penerimaan indera kita, merupakan pemberian makroskopik. Namun, dalam termodinamika, perhatian ditujukan pada bagian dalam suatu

sistem. Pandangan makroskopik digunakan dan tekanan diletakkan pada kuantitas makroskopik yang berkaitan dengan keadaan internal sistem.

Kuantitas makroskopik yang berkaitan dengan keadaan internal suatu sistem disebut *koordinat termodinamik*. Koordinat seperti ini menentukan energi internal suatu sistem. Tujuan termodinamika adalah mencari hubungan umum antara koordinat termodinamik yang taat asas dengan hukum pokok termodinamika. Sistem yang dapat diberikan dengan memakai koordinat termodinamik disebut *sistem termodinamik*.

d. Sistem termodinamika sederhana

- **Sistem**



Gambar 1

Suatu sistem termodinamika adalah suatu masa atau daerah yang dipilih, untuk dijadikan obyek analisis. Daerah sekitar sistem tersebut disebut sebagai *lingkungan*. Batas antara sistem dengan lingkungannya disebut batas sistem (*boundary*). Dalam aplikasinya batas sistem merupakan bagian dari sistem maupun lingkungannya, dan dapat tetap atau dapat berubah posisi atau bergerak.

Dalam termodinamika ada dua jenis sistem, yaitu sistem tertutup dan sistem terbuka. Dalam sistem tertutup massa dari sistem yang dianalisis tetap dan tidak ada massa keluar dari sistem atau masuk kedalam sistem, tetapi volumenya bisa berubah. Yang dapat keluar masuk sistem tertutup adalah energi dalam bentuk panas atau kerja. Contoh sistem tertutup adalah suatu balon udara yang dipanaskan, dimana massa udara didalam balon tetap, tetapi volumenya berubah, dan energi panas masuk kedalam massa udara didalam balon.

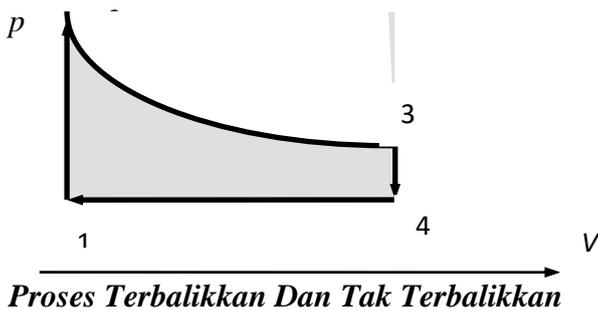
Dalam sistem terbuka, energi dan massa dapat keluar sistem atau masuk kedalam sistem melewati batas sistem. Sebagian besar mesin – mesin konversi energi adalah sistem terbuka. Sistem mesin motor bakar adalah ruang didalam silinder mesin, dimana campuran bahan – bahan bakar dan udara masuk kedalam silinder, dan gas dibuang keluar sistem melalui knalpot. Turbin gas, turbin uap,

pesawat jet dan lain-lain adalah merupakan sistem termodinamika terbuka, karena secara simultan ada energi dan massa keluar – masuk sistem tersebut.

- **Proses dan Siklus Termodinamika**

Perubahan sistem termodinamika dari keadaan seimbang satu menjadi keadaan seimbang lain disebut *proses*, dan rangkaian keadaan diantara keadaan awal dan akhir disebut *lintasan proses*. Suatu sistem disebut menjalani suatu siklus, apabila sistem tersebut menjalani rangkaian beberapa proses, dengan keadaan akhir sistem kembali ke keadaan awalnya.

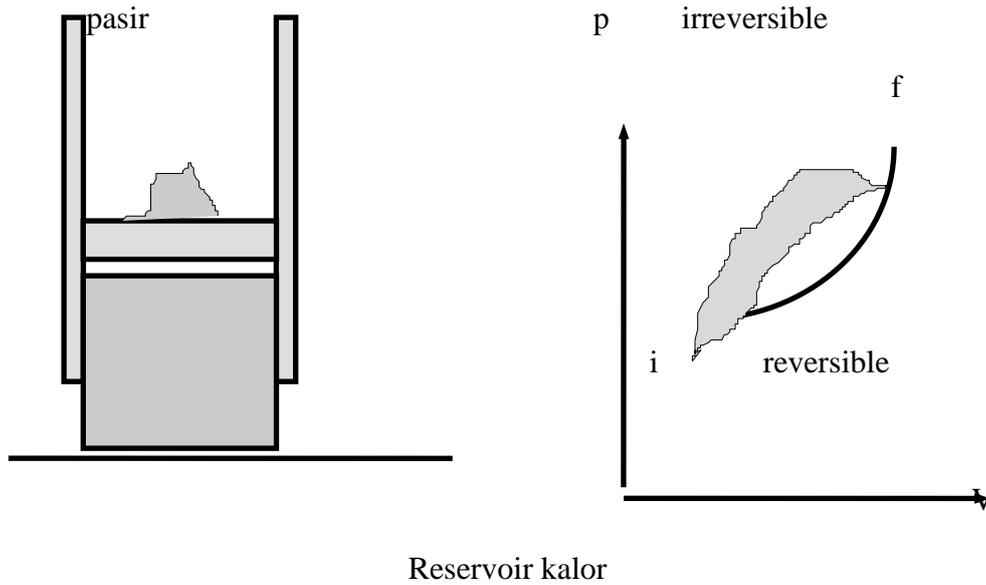
Dalam satu siklus maka $\Delta U = 0$, sehingga $Q = W$. Selanjutnya analisis lebih rinci dilakukan dengan memperhatikan proses – proses pembentuk siklus tersebut. Q menyatakan selisih kalor yang masuk (Q_1) dan kalor yang keluar (Q_2) ($Q = Q_1 - Q_2$) dan W adalah kerja total dalam satu siklus.



Gambar 2

Secara alami kalor mengalir dari temperatur tinggi ke temperatur rendah, tidak sebaliknya. Balok meluncur pada bidang, tenaga mekanik balok dikonversikan ke tenaga internal balok dan bidang (kalor) saat gesekan. Proses tersebut termasuk proses tak terbalikkan (*irreversible*). Kita tidak dapat melakukan proses sebaliknya.

Proses terbalikkan terjadi bila sistem melakukan proses dari keadaan awal ke keadaan akhir melalui keadaan setimbang yang berturutan. Hal ini terjadi secara quasi – statik. Sehingga setiap keadaan dapat didefinisikan dengan jelas P , V dan T -nya. Sebaliknya pada proses irreversible, kesetimbangan pada keadaan perantara tidak pernah tercapai, sehingga P , V dan T tak terdefiniskan.



Gambar 3

e. Kesetimbangan Termal

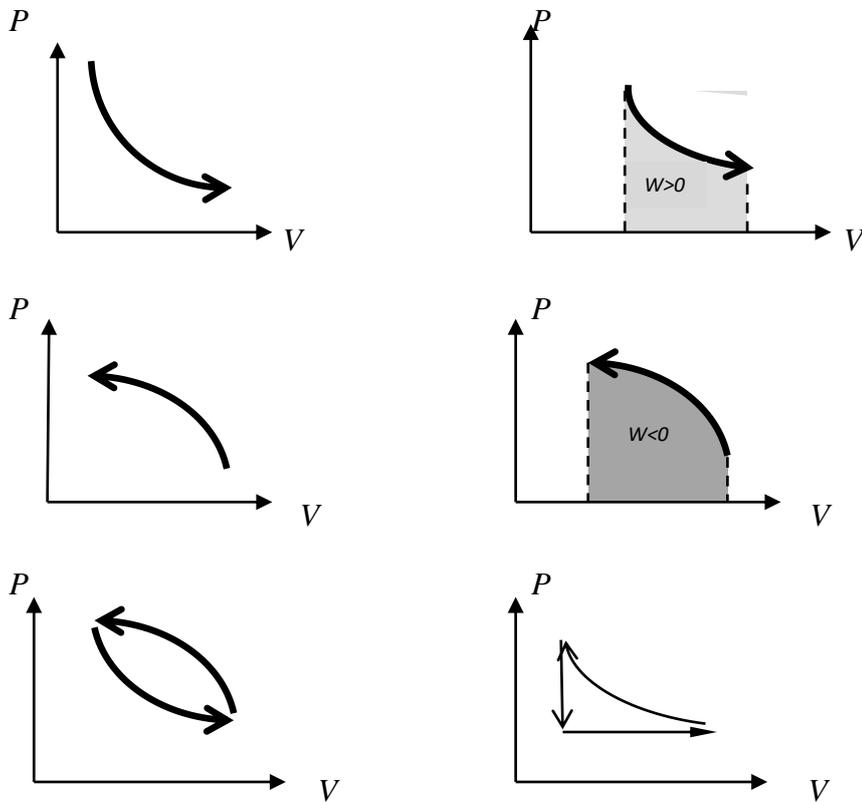
Kita biasanya berhadapan dengan sistem yang dipengaruhi oleh lingkungannya. Pada umumnya lingkungan dapat memberikan gaya pada sistem atau sentuhan antara sistem dengan benda pada temperatur tertentu. Bila keadaan sistem berubah, umumnya berarti terjadi interaksi sistem dengan lingkungannya. Bila tidak ada gaya yang tak berimbang di bagian dalam sistem dan juga tidak antara sistem dengan lingkungannya, maka sistem dalam keadaan setimbang mekanis.

Kesetimbangan termal terjadi bila tidak terjadi perubahan spontan dalam koordinat sistem yang ada dalam kesetimbangan mekanis dan kimia bila sistem itu dipisahkan dari lingkungannya oleh dinding diaterm. Dalam kesetimbangan termal, semua bagian sistem temperatur sama, dan temperatur ini sama dengan temperatur lingkungannya. Bila pernyataan ini tidak dipenuhi, perubahan keadaan akan berlangsung sampai kesetimbangan termalnya tercapai.

f. Diagram PV untuk Zat Murni

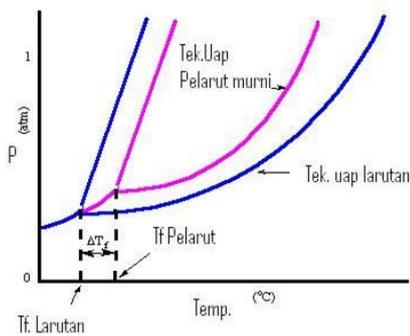
Jika 1 kg air dengan temperatur 94 °C dimasukkan ke dalam bejana yang volumenya sekitar 2 m³ dan udaranya telah dikeluarkan semuanya, air akan

menguap seluruhnya, dan sistem ada dalam kondisi yang disebut *uap takjenuh*, dengan tekanan uap kurang daripada tekanan atmosfer baku.



Gambar 4

g. Diagram PT untuk Zat Murni



Kemiringan kurva sublimasi dan kurva penguapan untuk semua zat berharga positif. Namun kemiringan kurva peleburan dapat positif atau negatif. Untuk kebanyakan zat, kurva peleburannya mempunyai kemiringan positif. Air merupakan satu kekecualian yang penting.

h. Permukaan PVT

Semua informasi yang digambarkan dalam diagram *PV* dan *PT* dapat diperlihatkan pada satu diagram jika ketiga koordinat *P*, *V*, dan *T* dirajah sepanjang koordinat Cartesis. Hasilnya disebut *permukaan PVT*. Setiap keadaan

setimbang gas yang mungkin, bersesuaian dengan suatu titik di atas permukaan, dan setiap titik permukaan bersesuaian dengan suatu keadaan setimbang yang mungkin. Gas tidak bisa didapati dalam keadaan yang bukan di atas permukaan tersebut.

Dalam tiap proses dimana gas menjalani suatu urutan keadaan setimbang, titik yang menyatakan keadaannya bergerak sepanjang sebuah kura yang terletak pada permukaan pVT . Proses demikian harus dilakukan sangat perlahan – lahan guna memberikan kesempatan kepada suhu dan tekanan menjadi sama rata di semua titik dalam gas itu.

i. Persamaan Keadaan

Volume V yang ditempati suatu zat yang massanya m tertentu bergantung pada tekanan p yang diderita zat yang bersangkutan, dan pada suhunya T . Setiap zat ada hubungan tertentu dalam hal besaran – besaran ini. Hubungan tertentu ini dinamakan *persamaan keadaan* yang bersangkutan.

Istilah ‘keadaan’ seperti dipakai di sini ialah suatu keadaan yang setimbang. Maksudnya, suhu tekanan di semua titik atau tempat adalah sama. Jadi, jika panas dibubuhkan di suatu titik kepada suatu sistem yang keadaannya setimbang, kita harus menunggu sampai proses pemindahan panas dalam sistem itu telah menyebabkan terjadinya suatu suhu merata yang baru dan sistem berada dalam keadaan setimbang lagi.

Kita tidak bisa mengungkapkan kelakuan lengkap zat dalam seluruh jangka pengukuran harga P , V , dan T dengan memakai persamaan sederhana. Terdapat lebih dari enam puluh persamaan keadaan yang telah diajukan untuk menggambarkan cairan saja, uap saja, dan daerah cairan – uap, mulai dari persamaan gas ideal :

$$pV = RT \quad (1.1)$$

yang hanya berlaku pada tekanan rendah dalam daerah uap dan gas, hingga persamaan Beattie-Bridgman :

$$P = \frac{RT(1-\epsilon)}{v^2}(V + B) - \frac{A}{V^2} \quad (1.2)$$

$$A = A_0 \left(1 - \frac{a}{V}\right); B = B_0 \left(1 - \frac{b}{V}\right); \epsilon = \frac{c}{VT^3} \quad (1.3)$$

dengan, Persamaan terakhir ini, karena mempunyai 5 tetapan yang dapat disesuaikan, dapat menggambarkan seluruh jangka titik triple dengan kecermatan tertentu.

Beberapa persamaan ini sebenarnya dirumuskan secara empiris, untuk menggambarkan sedekat mungkin harga P , V , dan T yang terukur, sedangkan yang lain dirumuskan secara teoritis berdasarkan teori kinetik gas. Salah satu persamaan keadaan teoritis yang paling terkenal, yang didasarkan atas pengandaian mengenai kelakuan molekular yang sampai sekarang masih dipakai, ialah persamaan keadaan Van der Waals :

$$\left(p + \frac{a}{v^2}\right)(V - b) = RT \quad (1.4)$$

Persamaan ini berlaku dengan baik dalam daerah cairan, daerah uap, dan di dekat serta di atas titik kritis. Dalam semua persamaan tersebut R tetap, disebut *tetapan gas semesta*, V adalah volume molar (V/n), dan n menyatakan banyaknya mol gas.

Contoh Soal :

Volume sebuah tangki oksigen 50 L. Ketika oksigen dikeluarkan dari tangki itu, ukuran tekanan turun dari 300 lb⁻² menjadi 100 lb⁻², dan suhu gas yang tertinggal di dalam tangki turun dari 30 °C menjadi 10 °C. Berapa kilogram oksigen mula – mula terdapat di dalam tangki itu ?

Dik : $V = 50$ L

$$p_1 = 300 \text{ lb}^{-2} = 20,5 \text{ atm}$$

$$p_2 = 100 \text{ lb}^{-2} = 6,8 \text{ atm}$$

$$T_1 = 30 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$T_2 = 10 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$R = 0,082 \text{ L atm/ mol K}$$

Jawab :

Tekanan – tekanan mutlak yang bersesuaian ialah 21,5 atm dan 7,8 atm. Pada awal :

$$\begin{aligned}n_1 &= \frac{p_1 V}{RT_1} \\&= \frac{21,5 \times 50}{0,082 \times 303} \\&= 43,2 \text{ mol}\end{aligned}$$

Karena itu massa awal ialah :

$$\begin{aligned}m &= 43,2 \text{ mol} \times 32 \text{ gr/mol} \\&= 1380 \text{ gr} = 1,38 \text{ kg}\end{aligned}$$

BAB 2

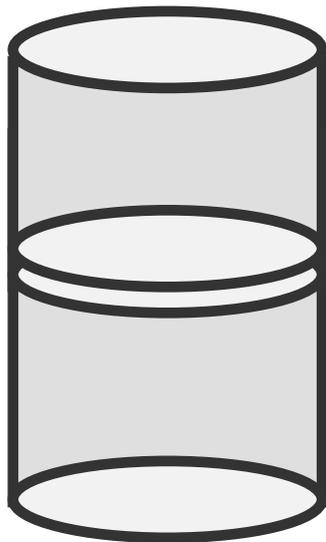
GAS IDEAL

1. Gas Ideal

Definisi mikroskopik gas ideal :

- Suatu gas yang terdiri dari partikel-partikel yang dinamakan molekul.
- Molekul-molekul bergerak secara serampangan dan memenuhi hukum-hukum gerak Newton.
- Jumlah seluruh molekul adalah besar
- Volume molekul adalah pecahan kecil yang dapat diabaikan dari volume yang ditempati oleh gas tersebut.
- Tidak ada gaya yang cukup besar yang beraksi pada molekul tersebut kecuali selama tumbukan.
- Tumbukannya elastik (sempurna) dan terjadi dalam waktu yang sangat singkat.

Jumlah gas di dalam suatu volume tertentu biasanya dinyatakan dalam mol. Misalkan suatu gas ideal ditempatkan dalam suatu wadah (container) yang berbentuk silinder



Gambar 5

- Hukum Boyle : Bila gas dijaga dalam temperatur konstan, tekanannya berbanding terbalik dengan volume.
- Hukum Charles & Gay-Lussac : Jika tekanan gas dijaga konstan, volume berbanding lurus dengan temperatur.

Kesimpulan tersebut dapat dirangkum sebagai persamaan keadaan gas ideal :

$$PV = nRT \quad (2.1)$$

R : konstanta gas universal

$$= 8,31 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$$

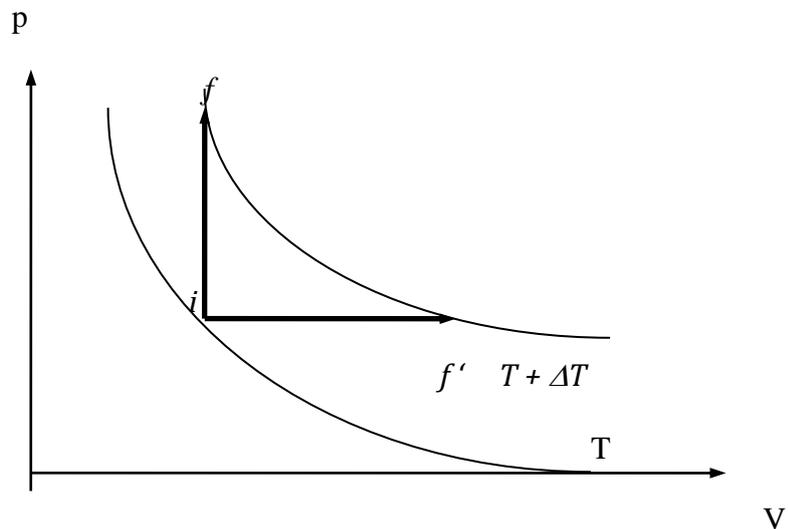
$$= 0,0821 \text{ Lt} \cdot \text{atm/mol} \cdot \text{K}$$

2. Kalor Jenis Gas Ideal

Secara mikroskopis, temperatur dari gas dapat diukur dari tenaga kinetik translasi rata-rata dari molekul gas tersebut, Untuk molekul yang terdiri satu atom, monoatomik, seperti He, Ne, gas mulia yang lain, tenaga yang diterimanya seluruhnya digunakan untuk menaikkan tenaga kinetik translasinya, oleh karena itu total tenaga internalnya :

$$U = 3/2 NkT = 3/2 nRT \quad (2.2)$$

Tampak bahwa U hanya merupakan fungsi T saja.



Gambar 6

Untuk suatu proses volume konstan ($i \rightarrow f$), usaha yang dilakukan gas : $W = \int P dV = 0$, maka menurut hukum pertama termodinamika,

$$Q = \Delta U = 3/2 n R \Delta T \quad (2.3)$$

$$n c_v \Delta T = 3/2 n R \Delta T$$

$$c_v = 3/2 R$$

Seluruh kalor yang diterimanya, digunakan untuk menaikkan tenaga internal sistem. C_v adalah kalor jenis molar gas untuk volume konstan.

Untuk suatu proses volume konstan ($i \rightarrow f'$), usaha yang dilakukan gas $W = \int P dV = P \Delta V$, maka menurut hukum pertama termodinamika

$$\Delta U = Q - W \quad (2.4)$$

$$= n c_p \Delta T - P \Delta V$$

Karena kedua proses tersebut mempunyai temperatur awal dan akhir yang sama maka ΔU kedua proses sama.

$$n c_v \Delta T = n c_p \Delta T - P \Delta V$$

Dari $PV = nRT$ diperoleh $P \Delta V = n R \Delta T$, maka

$$n c_v \Delta T = n c_p \Delta T - n R \Delta T$$

$$c_p - c_v = R \quad (2.5)$$

Karena $c_v = 3/2 R$, maka $c_p = 5/2 R$, perbandingan antara kuantitas tersebut

$$\gamma = c_p / c_v = 5/3$$

Untuk gas diatomik dan poliatomik dapat diperoleh dengan cara yang sama :

$$\text{gas diatomik } (U = 5/2 nRT) : \gamma = 7/5$$

$$\text{gas poliatomik } (U = 3 nRT) : \gamma = 4/3$$

3. Persamaan keadaan van der Waals

Gas yang mengikuti hukum Boyle dan hukum Charles, yakni hukum gas ideal disebut gas ideal. Namun, didapatkan, bahwa gas yang kita jumpai, yakni gas nyata, tidak secara ketat mengikuti hukum gas ideal. Semakin rendah tekanan gas pada temperatur tetap, semakin kecil deviasinya dari perilaku ideal, atau juga sebaliknya.

Paling tidak ada dua alasan yang menjelaskan hal ini. Peratama, definisi temperatur absolut didasarkan asumsi bahwa volume gas real sangat kecil sehingga bisa diabaikan. Molekul gas pasti memiliki volume nyata walaupun mungkin sangat kecil. Selain itu, ketika jarak antarmolekul semakin kecil, beberapa jenis interaksi antarmolekul akan muncul.

Fisikawan Belanda Johannes Diderik van der Waals (1837-1923) mengusulkan persamaan keadaan gas nyata, yang dinyatakan sebagai persamaan keadaan van der Waals atau persamaan van der Waals. Ia memodifikasi persamaan gas ideal (persamaan 2.1) dengan cara sebagai berikut: dengan menambahkan koreksi pada P untuk mengkompensasi interaksi antarmolekul; mengurangi dari suku V yang menjelaskan volume real molekul gas. Sehingga didapat:

$$[P + (n^2a/V^2)] (V - nb) = nRT \quad (2.6)$$

a dan b adalah nilai yang ditentukan secara eksperimen untuk setiap gas dan disebut dengan tetapan van der Waals (Tabel 1). Semakin kecil nilai a dan b menunjukkan bahwa perilaku gas semakin mendekati perilaku gas ideal. Besarnya nilai tetapan ini juga berhubungan dengan kemudahan gas tersebut dicairkan.

Tabel 1. Nilai tetapan gas yang umum kita jumpai sehari-hari.

gas	a (atm dm ⁶ mol ⁻²)	b (atm dm ⁶ mol ⁻²)
He	0,0341	0,0237
Ne	0,2107	0,0171
H ₂	0,244	0,0266
NH ₃	4,17	0,0371
N ₂	1,39	0,0391
C ₂ H	4,47	0,0571
CO ₂	3,59	0,0427

H₂O	5,46	0,0305
CO	1,49	0,0399
Hg	8,09	0,0170
O₂	1,36	0,0318

Asumsikan bahwa terdapat sejumlah molekul dengan bilangan Avogadro (misal dalam mol, n) mengisi volume ruang sebesar b liter. Volume total dari ruang tersebut disimbolkan dengan V . Kemudian ada molekul individual yang dapat bergerak bebas. Ruang yang tersedia untuk molekul adalah volume yang terukur (V) dikurangi dengan volume yang terisi molekul (nb). Jadi volume ‘efektif’ (V_{eff}) adalah

$$V_{eff} = V - nb \quad (2.7)$$

Sedangkan tekanan ‘efektif’ imajinasinya agak rumit menjelaskannya hehehe:) Kurang lebih begini : Bayangkan bahwa terdapat gas dimana molekul-molekulnya saling tarik menarik. Molekul-molekul yang terdapat pada bagian ‘ujung’ gas (dekat dinding kontainer) ditarik oleh molekul di bagian interior. Jumlah molekul yang terdapat pada sisi ‘ujung’ ini sebanding dengan n/V dan jumlah molekul interior juga sebanding dengan n/V . Karena itu jumlah pasangan molekul-molekul yang berinteraksi sebanding dengan n^2/V^2 . Gaya-gaya ini akan memberikan kontribusi tambahan terhadap tekanan yang sebanding pula dengan n^2/V^2 . Jumlah kontribusi tekanan akibat gaya-gaya tersebut kita sebut dengan konstanta a sehingga tekanan ‘efektif’ menjadi :

$$P_{eff} = P + a \frac{n^2}{V^2} \quad (2.8)$$

Sekarang kita dapat membayangkan bahwa gas akan mengabaikan prinsip EoS jika kita hanya menggunakan konsep volume dan tekanan efektif saja, yaitu :

$$P_{eff} V_{eff} = nRT \quad (2.9)$$

Dengan menguraikan konsep volume dan tekanan dalam persamaan gas ideal maka kita akan mendapatkan persamaan sbb :

$$\left(P + a \frac{n^2}{V^2}\right) (V - nb) = nRT \quad (2.10)$$

dimana persamaan di atas adalah *VdW EoS*.

BAB 3

PROSES TERMODINAMIKA GAS

Telah anda ketahui bahwa proses termodinamika yang dialami suatu gas dapat dijelaskan dengan baik melalui grafik p - V . Ada empat macam proses termodinamika pada gas, yakni: isobarik, isokhorik, isothermal, dan adiabatik, menyangkut persamaan grafik p - V -nya.

Proses isobarik

Proses isobarik adalah proses perubahan keadaan gas pada tekanan tetap.

Grafik p - V nya berupa garis lurus horizontal dan usaha yang dilakukan gas dinyatakan oleh persamaan:

$$W = p\Delta V = p(V_2 - V_1) \quad (3.1)$$

Persamaan keadaan gas ideal untuk proses isobarik (p tetap) adalah

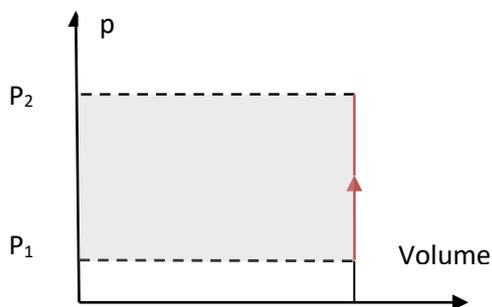
$$\frac{V}{T} = \text{konstan}$$

$$\frac{V_2}{T_2} = \frac{V_1}{T_1} \quad (3.2)$$

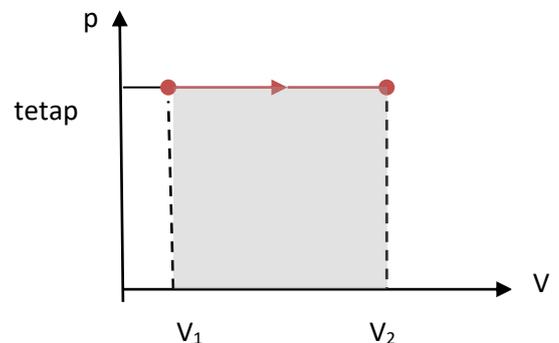
Ini adalah **Hukum Gay-Lussac**

Proses isokhorik

Proses isokhorik adalah proses perubahan keadaan gas pada volume tetap.



Gambar 8 $V_1=V_2$



Gambar 7

Pada suatu proses isobarik, grafik p - v berupa garis lurus horizontal, dan usaha yang dilakukan $W = p(V_2 - V_1)$ sama dengan luas di bawah grafik p - V .

grafik p - V suatu proses isokhorik berupa garis lurus vertikal, dan luas daerah di bawah grafik p - v adalah nol, menunjukkan bahwa tidak ada usaha yang dilakukan gas.

Jika gas dalam suatu ruang yang kaku dipanaskan maka proses yang terjadi secara isokhorik. Hal ini dikarenakan ruang yang kaku menjaga volum gas tetap. Gas akan memuai namun volumenya akan tetap karena ruang yang kaku tersebut. Sehingga grafik p - V untuk proses ini adalah berupa garis lurus vertikal. Pemuaian wadah gas itu sendiri diabaikan. Karena volum tetapa, tekanan gas dalam wadah naik, dan gas melakukan gaya yang makin membesar pada dinding. Walaupun gaya yang sangat besar dapat dibangkit dalam wadah tertutup, usaha adalah nol karena dinding wadah tidak berpindah. Ini konsisten dengan luas daerah di bawah grafik p - V , yaitu luas di bawah garis lurus vertikal adalah nol.

Usaha luar yang dilakukan oleh gas adalah;

$$W = \int_{v_1}^{v_2} p \, dV = 0 \text{ sebab } v_1 = v_2 \quad (3.3)$$

Persamaan keadaan gas ideal untuk proses isokhorik adalah;

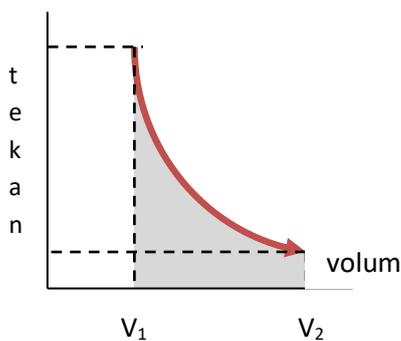
$$PV = nRT \text{ oleh karena } V, n, R \text{ tetap maka}$$

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

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \quad (3.4)$$

Ini adalah *hukum Charles*.

Proses Isotermal



Gambar 9

Proses isotermal adalah proses perubahan keadaan gas pada suhu tetap. Dari persamaan keadaan gas ideal $PV = nRT$ di peroleh $P = \frac{nRT}{V}$. Karena nRT konstan, maka grafik p - V berbentuk hiperbola.

Jika sebuah wadah silinder logam mengandung n mol gas ideal, dan massa ung dengan persamaan sejumlah besar pasir panas menjaga silinder dan gas pada suatu suhu mutlak konstan T . Kedudukan pengisap mula mula sedemikian sehingga volum gas adalah V_1 . Saat gaya luar yang bekerja pada pengisap dikurangi, gas memuai secara statis mencapai volum akhir V_2 . Usaha yang dilakukan gas tidak dapat dihitung dengan persamaan $W = p\Delta V$ sebab tekan

p tidak tetap. Walaupun demikian, usaha sama dengan luas daerah di bawah grafi p - V .

Secara umum, usaha yang dilakukan gas dinyatakan oleh persamaan integral berikut;

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

$$W = \int_{v_1}^{v_2} \frac{nRT}{V} \, dV$$

$$W = nRT \int_{v_1}^{v_2} \frac{1}{V} \, dV = nRT (\ln V)_{v_1}^{v_2}$$

$$= nRT (\ln V_2 - \ln V_1)$$

$$W = nRT \left(\ln \frac{V_2}{V_1} \right) \quad (3.5)$$

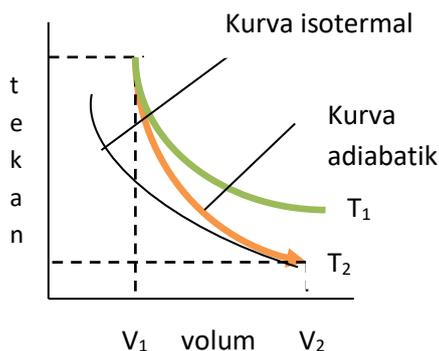
Persamaan keadaan gas ideal untuk proses isothermal (T tetap) adalah;

$$pV = \text{konstan}$$

$$p_1 V_1 = p_2 V_2 \quad (3.6)$$

Dan ini adalah **hukum Boyle**

Proses Adiabatik



Gambar 10

Grafik p - V proses adiabatik berupa garis lengkung yang memiliki tanda panah yang memotong garis lengkung isothermal pada suhu awal T_1 dan suhu akhir T_2 .

Proses adiabatik adalah suatu proses perubahan keadaan gas tidak ada kalor yang masuk ke dalam atau keluar dari sistem (gas) yaitu $Q = 0$. Jika suatu n mol gas yang melakukan usaha dalam keadaan adiabatik, memuai secara statis dari volum awal V_1 ke volum akhir V_2 . Susunannya mirip dengan pemuaian pada

proses isothermal. Akan tetapi, usaha yang berbeda dilakukan dalam proses ini, sebab wadah silinder sekarang dikelilingi oleh bahan yang menahan aliran kalor (bahan pengisolasi) sehingga tidak terjadi pertukaran kalor antara gas dan sekelilingnya atau tidak ada kalor yang dilepaskan ataupun yang diterima oleh gas tersebut ($Q=0$).

Proses adiabatik akan memenuhi persamaan ;

$$pV^\gamma = \text{konstan}$$

$$p_1V_1^\gamma = p_2V_2^\gamma \quad (3.7)$$

Dari persamaan gas ideal di peroleh $P = \frac{nRT}{V}$, dengan memasukkan nilai p kepersamaan sebelumnya, maka

$$\frac{nRT_1}{V_1} V_1^\gamma = \frac{nRT_2}{V_2} V_2^\gamma$$

$$T_1V_1^{\gamma-1} = T_2V_2^{\gamma-1} \quad (3.8)$$

Dengan γ konstanta laplace yang nilainya adalah $\gamma = \frac{C_p}{C_v}$, dengan $\gamma > 1$. Adapun C_p adalah kalor jenis gas pada tekanan tetap dan C_v adalah kalor jenis gas pada volume tetap.

Jika dibandingkan dengan grafik pada proses isothermal, grafik pada proses adiabatik mempunyai kelengkungan yang lebih curam. Hal ini disebabkan oleh konstanta laplace yang mempunyai nilai lebih dari satu ($\gamma > 1$).

BAB 4

USAHA, KALOR, DAN ENERGI DALAM

a. Usaha atau Kerja

Pengertian Usaha atau Kerja

Menurut fisika klasik, Usaha atau kerja dapat didefinisikan sebagai hasil kali antara gaya dan jarak. Bila sistem mengalami pergeseran karena beraksinya gaya, maka dikatakan kerja telah dilakukan. Dalam kondisi tertentu sistem dapat melakukan usaha terhadap lingkungannya, atau sebaliknya sistem menerima usaha dari lingkungannya.

Jika hasil sistem secara keseluruhan menimbulkan gaya pada lingkungannya dan terjadi pergeseran, kerja yang dilakukan oleh sistem atau pada sistem disebut *kerja eksternal*. Jadi gas dalam silinder pada tekanan serba sama, ketika memuai dan menggerakkan piston, melakukan kerja pada lingkungannya. Kerja yang dilakukan oleh bagian sistem pada bagian sistem yang lain disebut *kerja internal*.

Bila gaya eksternal yang beraksi pada sistem termodinamik berarah sama dengan pergeseran sistem, maka kerja dilakukan pada sistem, dalam hal ini kerja ditentukan positif. Sebaliknya, bila gaya eksternal berlawanan dengan pergeseran, kerja dilakukan oleh sistem, dalam hal ini kerja menjadi negatif. Apabila fluida berekspansi sedikit (Δv) sedangkan tekanannya boleh dianggap tetap p , maka fluida melakukan kerja sebesar :

$$\Delta W = p \Delta V \quad (4.1)$$

Satuan SI untuk kerja adalah joule dimana 1 J adalah usaha yang terbentuk apabila gaya sebesar 1 newton (N) bekerja dalam jarak 1 meter (m). Jadi $1 \text{ J} = 1 \text{ N} \times 1 \text{ m}$.

Kerja dapat dipandang sebagai suatu proses atau dapat juga dipandang sebagai bentuk transformasi energi dari satu sistem ke sistem lainnya. Banyaknya kerja yang terlibat dalam suatu proses akan sangat bergantung pada bagaimana proses itu berlangsung. Walaupun keadaan awal dan akhir suatu proses misalkan sama, tetapi banyaknya kerja yang dibebaskan sistem akan berbeda bergantung pada bagaimana cara yang ditempuh sistem untuk menuju ke keadaan akhir.

Contoh Soal :1 gr air (1 cm^3) air yang dididihkan pada tekanan 1 atm berubah menjadi 1671 cm^3 . Panas penguapan pada tekanan ini ialah 539 kal/gr. Hitunglah usahanya !

Dik : $V_1 = 1 \text{ gr} = 1 \text{ cm}^3$

$V_2 = 1671 \text{ cm}^3$

$p = 1 \text{ atm} = 1,013 \times 10^6 \text{ dyn cm}^{-2}$

Jawab :

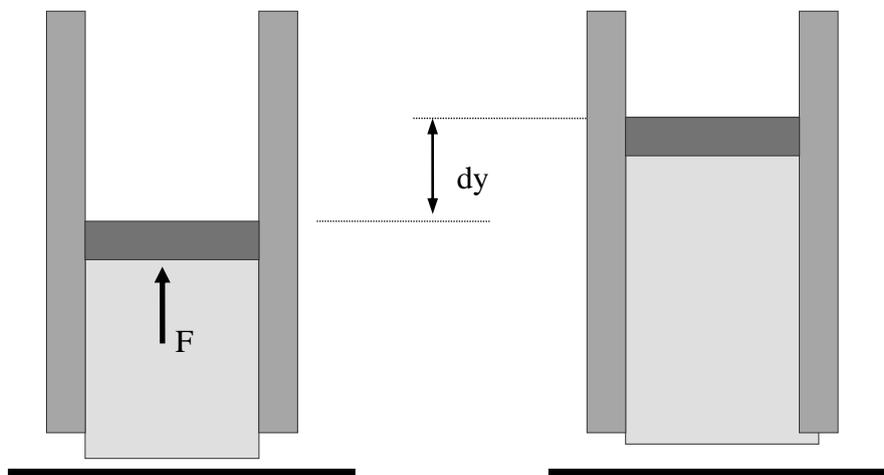
$W = p \Delta V$

$= 1,013 \times 10^6 (1671 - 1)$

$= 1,695 \times 10^9 \text{ erg} = 169.5 \text{ J} = 41 \text{ kal}$

Kerja Sistem Hidrostatik

Bayangkan sistem hidrostatik dalam silinder yang dilengkapi dengan piston yang dapat bergerak, sehingga sistem dan lingkungannya dapat berantaraksi melaluinya.



Gambar 11

Mula-mula gas ideal menempati ruang dengan volume V dan tekanan p . Bila piston mempunyai luas penampang A maka gaya dorong gas pada piston $F = pA$. Dimisalkan gas diekspansikan (memuai) secara quasi – statik, (secara pelan – pelan sehingga setiap saat terjadi kesetimbangan), piston naik sejauh dy , maka kerja yang dilakukan gas pada piston :

$$dW = F dy$$

$$= P A dy$$

$A dy$ adalah pertambahan volume gas, sehingga :

$$dW = p dV \quad (4.2)$$

Lingkungannya juga menimbulkan gaya yang menentang gaya pada piston tersebut. Sehingga :

$$dW = - PA dy$$

Tetapi $A dy = dV$

maka $dW = - P dV$

Tanda negatif di depan $P dV$ menyatakan bahwa dV yang positif (pemuai) menghasilkan kerja yang negatif dan sebaliknya, dV yang negatif (pemampatan) menghasilkan kerja positif. Dalam proses kuasi – statik berhingga dengan perubahan volume dari V_i ke V_f , kerja ialah :

$$W = - \int_{V_i}^{V_f} P dV \quad (4.3)$$

Karena perubahan volumenya dilakukan secara kuasi – statik, tekanan sistem P pada setiap saat tidak hanya sama dengan tekanan eksternal, tetapi juga merupakan suatu koordinat termodinamik. Jadi, tekanan dapat diungkapkan sebagai fungsi dari θ dan V dengan memakai persamaan keadaan. Di sepanjang suatu lintasan kuasi – statik tertentu kerja yang dilakukan pada sistem ketika berubah dari volume V_i ke volume yang lebih kecil V_f dinyatakan sebagai :

$$W_{fi} = - \int_{V_i}^{V_f} P dV$$

sedangkan pemuai dari f ke i sepanjang lintasan yang sama tetapi dengan arah yang berlawanan, menghasilkan kerja yang dilakukan oleh sistem sebesar :

$$W_{if} = \int_{V_f}^{V_i} P dV$$

Bila lintasannya kuasi – statik, $W_{if} = - W_{fi}$

Hampiran yang cukup dekat pada proses kuasi – statik dalam praktek dapat dicapai dengan membiarkan tekanan eksternal berbeda sedikit sekali dengan yang ditimbulkan oleh sistem.

Proses Kuasi – statik

- Proses dianggap selalu dalam keadaan setimbang pada tiap titik di dalam lintasan.
- Proses berjalan sangat lambat.
- Merupakan idealisasi dari suatu proses untuk memudahkan analisis, yang diperlukan hanya state awal (*initial state*) dan state akhir (*final state*).

Selama proses kuasi – statik berlangsung, pada setiap saat keadaan sistem itu sangat menghampiri keadaan setimbang termodinamik dan semua keadaan yang dilewati oleh sistem dapat diberikan dengan memakai koordinat termodinamik yang mengacu pada sistem secara keseluruhan. Proses kuasi – statik merupakan suatu pengidealan yang dapat diterapkan untuk segala sistem termodinamik, termasuk sistem listrik dan magnetik.

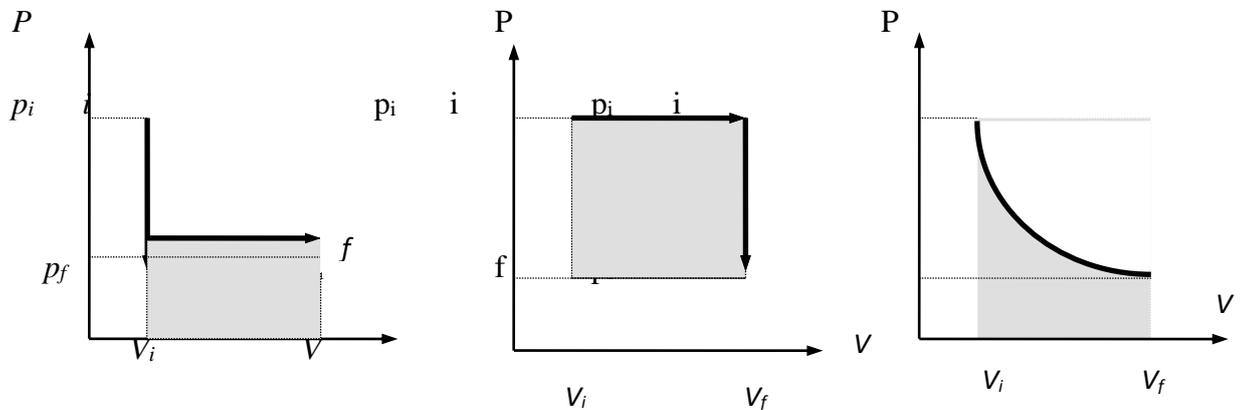
Kerja Bergantung pada Lintasan

Kerja yang dilakukan oleh sistem tidak hanya bergantung pada keadaan awal dan keadaan akhir, tetapi juga pada keadaan madyanya, misalnya pada lintasannya. Ini merupakan cara lain untuk mengatakan bahwa untuk proses kuasi – statik, ungkapan

$$W == - \int_{V_i}^{V_f} P dV$$

tidak dapat diintegrasikan kecuali jika P diketahui sebagai fungsi V . Dari beberapa persamaan (teori kinetik gas, persamaan keadaan gas ideal) didapatkan bahwa $Q = \Delta U + W$. Ini merupakan pernyataan hukum kekekalan energi yang dalam kasus ini berarti bahwa kalor yang diberikan kepada sistem dari lingkungan sebagian digunakan untuk melakukan kerja terhadap lingkungan.

Kerja yang dilakukan gas pada saat ekspansi dari keadaan awal ke keadaan akhir adalah luas dibawah kurva dalam diagram PV .



Gambar 12

Tampak bahwa usaha yang dilakukan dalam setiap proses tidak sama, walaupun mempunyai keadaan awal dan keadaan akhir yang sama.

Contoh Soal :

Kalor sebanyak 1000 J ditambahkan ke sistem sementara kerja dilakukan pada (terhadap) sistem sebesar 500 J. Berapa perubahan energi dalam sistem ?

Dik : $Q = 1000 \text{ J}$

$W = 500 \text{ J}$

Jawab :

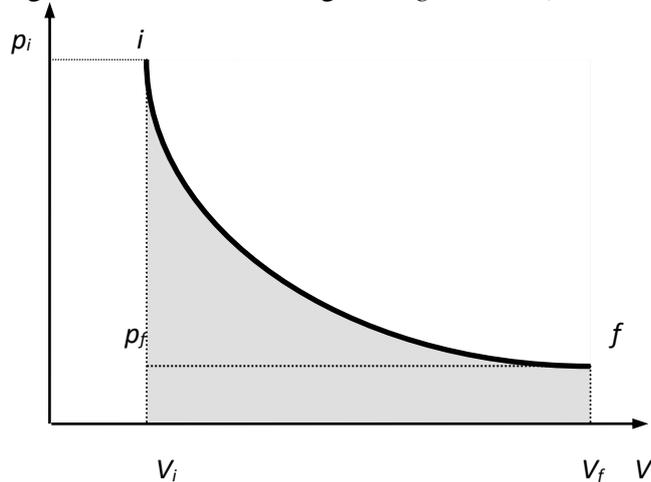
$$U = Q - W$$

$$= (+ 1000) - (-500)$$

$$= 1500 \text{ J}$$

Diagram PV

Ketika volume sistem hidrostatik berubah karena gerakan piston dalam sebuah silinder, kedudukan piston pada setiap saat berbanding lurus dengan volume. Diagram dengan tekanan dirajah sepanjang sumbu Y dan volume sepanjang sumbu X disebut dengan *diagram PV* (dahulu diagram petunjuk).



Gambar 13

b. KALOR

Kerja dan Kalor

Kalor dan kerja sama – sama berdimensi tenaga (energi). Kita ambil definisi kalorimetrik dari kalor sebagai sesuatu yang berpindah antara sistem dan lingkungannya akibat adanya perbedaan temperatur saja. Energi panas selalu berpindah dari sistem panas ke sistem dingin. Agar kedua benda yang saling bersentuhan tersebut berada dalam keadaan termal yang seimbang (yakni tidak ada perpindahan kalor antara kedua benda), suhu kedua benda haruslah sama. Dan bila transfer tenaga tersebut tidak terkait dengan perbedaan temperatur, disebut usaha (*work*).

Panas merupakan faktor ekstensif artinya bergantung pada jumlah zat. Jumlah (kuantitas) panas biasanya diberi simbol Q dan besarnya bergantung pada tiga faktor yaitu suhu, jenis zat, dan banyaknya zat. Ketiga faktor tadi digabungkan menjadi satu dalam kapasitas panas.

Satuan SI untuk kalor adalah joule. Namun, satuan kalor yang paling enak dipakai disebut kalori dan didefinisikan sebagai sejumlah kalor yang diperlukan untuk menaikkan temperatur 1 gr air sebesar 1 °C. Tetapi sekarang satuan kalori

tidak lagi digunakan dalam buku – buku ilmu pengetahuan (1 J = 0,239 kal). Satuan lain dari kalor yaitu *british thermal unit* (1 Btu = 1054 J).

Panas dan kerja merupakan dua besaran yang saling berhubungan. Hal ini telah dibuktikan oleh Joule dengan percobaannya yang dilakukan pada tahun 1840-an. Dengan percobaannya itu, Joule dapat memperlihatkan bahwa suhu air dapat dinaikkan hanya dengan gesekan sudu – sudu yang digerakkan dengan jalan menjatuhkan beban.

Dengan percobaan tersebut, Joule memperlihatkan bahwa sebenarnya panas dan kerja merupakan dua bentuk energi yang berbeda. Nisbah antara jumlah kerja dan panas yang dihasilkan pada percobaan itu dikenal sebagai *tara kalor mekanik*.

Konsep Kalor

Kalor adalah perpindahan energi internal. Kalor mengalir dari satu bagian sistem ke bagian lain atau dari satu sistem ke sistem lain karena ada perbedaan temperatur. Adanya kalor yang masuk atau keluar sistem merupakan salah satu penyebab yang dapat menimbulkan perubahan keadaan sistem (perubahan koordinat termodinamik sistem P , V , T , U , dan sebagainya).

Hubungan antara kalor yang keluar atau masuk sistem dengan perubahan temperatur sistem dapat dituliskan sebagai :

$$dQ = C dT \quad (4.4)$$

dengan C adalah kapasitas panas dari sistem.

Selama pengaliran kita tidak mengetahui proses keseluruhannya, misalnya keadaan akhirnya. Kalor belum diketahui sewaktu proses berlangsung. Kuantitas yang diketahui selama proses berlangsung ialah laju aliran Q yang merupakan fungsi waktu. Jadi, kalornya ialah :

$$Q = \int_{\tau_1}^{\tau_2} Q dT \quad (4.5)$$

dan hanya bisa ditentukan bila waktu $t_2 - t_1$ telah berlalu hanya setelah aliran itu terhenti orang bisa mengacu pada kalor – energi internal yang telah dipindahkan

dari suatu sistem bertemperatur lebih tinggi ke sistem lain yang temperaturnya lebih rendah.

Bayangkan sistem *A* dalam sentuhan termal dengan sistem *B*, kedua sistem itu dilingkupi oleh dinding adiabat. Untuk sistem *A*, berlaku :

$$U_f - U_i = Q + W$$

dan untuk sistem *B* saja :

$$U'_f - U'_i = Q' + W'$$

Dengan menjumlahkannya didapatkan :

$$(U_f + U'_f) - (U_i + U'_i) = Q + Q' + W + W' \quad (4.6)$$

Karena $(U_f + U'_f) - (U_i + U'_i)$ adalah perubahan energi sistem gabungan dan $W + W'$ adalah kerja yang dilakukan oleh sistem gabungan, maka $Q + Q'$ adalah kalor yang dipindahkan oleh sistem gabungan. Karena sistem gabungan ini dilingkupi oleh dinding adiabat, maka :

$$Q + Q' = 0$$

dan
$$Q = - Q' \quad (4.7)$$

Dengan perkataan lain, dalam kondisi adiabat, kalor yang dibuang (atau diterima) oleh sistem *A* sama dengan kalor yang diterima (dibuang) oleh sistem *B*.

Kalor Jenis (Kapasitas Kalor Spesifik)

Suhu suatu zat dapat naik karena berbagai kondisi. Volumennya bisa saja dikonstantkan, atau tekanannya yang dikonstantkan, atau keduanya dibiarkan berubah akibat sesuatu. Pada tiap keadaan ini, jumlah panas per mol yang diperlukan persatuan kenaikan suhu, berbeda. Dengan kata lain, suatu zat mempunyai banyak macam kapasitas panas mol. Akan tetapi hanya ada dua yang praktis dipakai, yaitu kapasitas panas pada volume konstan dan kapasitas panas pada tekanan konstan. Antara keedua kapasitas panas mol gas sempurna ini terdapat hubungan sederhana dan sangat penting.

Kalor jenis zat adalah kalor yang diperlukan untuk menaikkan suhu satuan massa zat tersebut sebanyak 1°. Kapasitas panas molar adalah banyaknya panas yang dibutuhkan untuk menaikkan suhu 1 mol zat 1 °C. Untuk mengukur jumlah

kalor yang dipindahkan antara suatu sistem dengan sejumlah air, kita hanya memerlukan dua pengukuran, yaitu massa air dan perubahan temperatur.

Kemudian, ketika pengukuran menjadi lebih tepat dan koreksi yang lebih teliti dilakukan, didapatkan bahwa kalor yang diperlukan untuk mengubah 1 gr air dari 0° menjadi 1 °C berbeda dengan kalor yang diperlukan untuk mengubahnya. Jumlah kerja yang harus dibuang dalam air baik dengan mempertahankan arus dalam hambatan yang ditenangkan dalam air maupun dengan mengaduk air itu secara tak teratur per satuan massa air dari temperatur 14,5° menjadi 15,5 °C disebut *kesetaraan mekanis kalor*, yang ternyata sama dengan 4,1860 J/kal.

Banyaknya panas yang dibutuhkan akan bergantung pada cara panas itu diserap atau dilepaskan. Panas dapat diserap dalam keadaan volume tetap atau dalam keadaan tekanan tetap. Kalau kalor sebanyak ΔQ diperlukan untuk menaikkan suhu zat dengan massa m sebanyak ΔT , maka kapasitas kalor spesifik zat itu :

$$c = \frac{\Delta Q}{m \Delta T} \quad \text{atau} \quad \Delta Q = m c \Delta T \quad (4.8)$$

Kapasitas panas jenis atau kapasitas panas molar suatu zat bukanlah satu – satunya sifat fisis yang penentuannya secara eksperimen memerlukan pengukuran suatu kuantitas panas. Konduktivitas panas, panas peleburan, panas penguapan, panas pembakaran, panas larut, dan panas reaksi, semuanya merupakan sifat fisis lainnya materi, yang disebut *sifat termal materi*.

Dalam sistem SI, c mempunyai satuan J/kg K yang sama dengan J/kg °C. Juga digunakan secara luas adalah satuan kal/gr °C, dimana 1 kal/gr °C = 4184 J/kg °C. Setiap zat mempunyai kapasitas kalor jenis atau kalor jenis sendiri, yang berubah – ubah sedikit dengan temperatur. Untuk air, $c = 4,180 \text{ J/kg } ^\circ\text{C} = 1 \text{ kal/gr } ^\circ\text{C}$.

Kalor Laten

Kalor yang digunakan untuk menaikkan atau menurunkan suhu tanpa mengubah wujud zat:

$$H = m c \quad (4.9)$$

Suatu bahan biasanya mengalami perubahan temperatur bila terjadi perpindahan kalor antara bahan dengan lingkungannya. Pada suatu situasi tertentu, aliran kalor ini tidak merubah temperaturnya. Hal ini terjadi bila bahan mengalami perubahan fasa. Misalnya padat menjadi cair (mencair), cair menjadi uap (mendidih) dan perubahan struktur kristal (zat padat). Energi yang diperlukan disebut *kalor transformasi*. Kalor yang diserap atau dilepaskan (Q) dalam proses perubahan wujud benda:

$$Q = m L \quad (4.10)$$

dimana L adalah kalor laten.

Contoh Soal :

Es (kalor jenis $0,5 \text{ kal/gr } ^\circ\text{C}$) sebanyak 10 gr pada suhu $0 \text{ }^\circ\text{C}$ diberi kalor sebanyak 1000 kal . Bila kalor lebur es sama dengan 80 kal/gr , hitunglah temperatur akhir air !

Dik : $c = 0,5 \text{ kal/gr } ^\circ\text{C}$

$$m = 10 \text{ gr}$$

$$T_1 = 0 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$Q = 1000 \text{ kal}$$

$$L = 80 \text{ kal/gr}$$

Jawab :

Misalkan temperatur akhir setelah diberi kalor ialah $x \text{ }^\circ\text{C}$. Maka berdasarkan asas Black :

$$Q = mL + mc \Delta t$$

$$1000 = 10 \cdot 80 + 10 \cdot 1 (x - 0)$$

$$1000 = 800 + 10 x$$

$$x = 20 \text{ }^\circ\text{C}$$

Kalor yang Diserap atau yang Dilepas

Menurut asas Black :

$$\text{Kalor yang dilepas} = \text{kalor yang diterima} \quad (4.11)$$

Catatan:

1. Kalor jenis suatu benda tidak tergantung dari massa benda, tetapi tergantung pada sifat dan jenis benda tersebut. Jika kalor jenis suatu benda adalah kecil maka kenaikan suhu benda tersebut akan cepat bila dipanaskan.
2. Pada setiap penyelesaian persoalan kalor (asas Black) lebih mudah jika dibuat diagram alirnya.

Benda bermassa m dengan kapasitas kalor spesifik c , yang mengalami perubahan suhu ΔT (tanpa disertai fase) adalah :

$$\Delta Q = m c \Delta T$$

Contoh Soal :

- a. Berapa kalor yang diperlukan untuk memanaskan air 250 cm^3 dari suhu $20 \text{ }^\circ\text{C}$ menjadi $35 \text{ }^\circ\text{C}$?
- b. Berapa pula kalor yang dilepas air kalau air kembali mendingin sampai $20 \text{ }^\circ\text{C}$?

Dik : $v = 250 \text{ cm}^3 = 250 \text{ gr}$

$$T_1 = 20 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$T_2 = 35 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$T_3 = 20 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$c_{\text{air}} = 1,00 \text{ kal/gr }^\circ\text{C}$$

Jawab :

$$\begin{aligned} a. \quad \Delta Q &= m c \Delta T \\ &= 250 \cdot 1,00 \cdot (35 - 20) \\ &= 3750 \text{ kal} = 15,7 \text{ kJ} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} b. \quad \Delta Q &= m c \Delta T \\ &= 250 \cdot 1,00 \cdot (20 - 35) \\ &= - 3750 \text{ kal} = - 15,7 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Kapasitas Kalor Gas

Bila gas dipanasi pada volume tetap seluruh kalor terpakai untuk menaikkan energi dalam molekul gas. Akan tetapi, bila gas dipanasi pada tekanan tetap, kalor yang diserap tidak hanya dipakai untuk menaikkan energi dalam molekul gas, tetapi sebagian dipakai untuk melakukan usaha luar dengan mengembangkan volume gas sambil mengatasi gaya luar yang menentang tekanan

yang tetap itu. Karena itu kapasitas kalor spesifik gas pada tekanan tetap c_p adalah lebih besar daripada kapasitas kalor spesifiknya pada volume c_v .

Dapat dibuktikan bahwa untuk gas ideal dengan massa molekular M , berlaku hubungan :

$$c_p - c_v = \frac{R}{M} \quad (\text{gas ideal}) \quad (4.12)$$

Di sini R adalah tetapan gas umum. Kalau $R = 8314 \text{ J/kmol K}$, dan M dinyatakan dalam kg/kmol , maka c_p serta c_v didapatkan dalam satuan $\text{J/kg K} = \text{J/kg } ^\circ\text{C}$. Sementara orang memakai nilai $R = 1,98 \text{ kal/mol } ^\circ\text{C}$ dan M dinyatakan dalam gr/mol maka sekarang c_p dan c_v bersatuan $\text{kal/gr } ^\circ\text{C}$.

Contoh Soal :

c_v untuk gas nitrogen = 740 J/kg K . Berapakah c_p kalau berat molekul nitrogen $28,0 \text{ kg/kmol}$?

Dik : $c_v = 740 \text{ J/kg K}$

$M = 28 \text{ kg/kmol}$

$R = 8314 \text{ J/kmol K}$

Jawab :

$$c_p = c_v + \frac{R}{M}$$

$$= 740 + \frac{8314}{28} = 1040 \text{ J/kg K}$$

Nisbah Kapasitas Kalor

Persamaannya :

$$\gamma = \frac{c_p}{c_v} \quad (4.13)$$

Seperti tampak di atas, perbandingan ini untuk gas mestilah lebih besar dari satu. Dari hasil teori kinetik gas diketahui bahwa untuk gas yang monoatomik (seperti gas He, Ne, Ar), $\gamma = 1,67$. Sedangkan untuk gas beratom dua (seperti O_2 , N_2), $\gamma = 1,40$ pada suhu – suhu biasa.

Penghantaran Kalor

Bila dua bagian dari suatu bahan dipertahankan berbeda temperaturnya dan temperatur masing – masing elemen volume zat yang membatasinya diukur, percobaan menunjukkan adanya distribusi malar dari temperatur. Transpor energi antara elemen volume yang bertetangga, yang ditimbulkan oleh perbedaan temperatur antar elemen itu, dikenal sebagai *penghantaran kalor*.

Hukum pokok penghantaran kalor merupakan perampatan dari hasil percobaan pada aliran linear kalor melalui lempengan dalam arah tegak lurus permukaan. Hasil ini dapat dirumuskan sebagai berikut :

$$\frac{Q}{t} \propto A \frac{\Delta T}{\Delta L}$$

yang merupakan hampiran jika ΔT dan ΔL berhingga tetapi menjadi tepat benar jika ΔT dan ΔL mendekati nol. Jika kita rampatkan hasil itu untuk lempengan infinitesimal yang tebalnya dT dan perbedaan temperaturnya dL , dan kita masukkan tetapan perbandingan K , hukum pokok penghantaran kalor itu menjadi

$$Q = \frac{dQ}{dt} = -KA \frac{dT}{dL} \quad (4.14)$$

Tanda minus dimasukkan supaya arah positif aliran kalor bersesuaian dengan arah positif T . Supaya kalor mengalir dalam arah positif dari T , arah ini harus sesuai dengan arah pertambahan L . K dikenal sebagai *konduktivitas termal*. Suatu zat yang memiliki konduktivitas termal yang besar dikenal sebagai *penghantar termal*, dan zat dengan harga K kecil dikenal sebagai *penyekat termal*.

Contoh Soal :

Sebuah keping besi tebal 2 cm dengan luas penampang 5000 cm², sisi yang satu bersuhu 150 °C dan yang lain 140 °C. Berapa kalor berpindah melalui keping setiap detik ?

Dik : $dL = 2 \text{ cm} = 0,02 \text{ m}$

$$A = 5000 \text{ cm}^2 = 0,50 \text{ m}^2$$

$$T_1 = 140 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$T_2 = 150 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$K_{besi} = 80 \text{ W/m K}$$

Jawab :

$$\begin{aligned} \frac{\Delta Q}{\Delta t} &= KA \frac{dT}{dL} \\ &= 80 \cdot 0,50 \frac{150-140}{0,02} \\ &= 20 \text{ kJ/s} \end{aligned}$$

c. Energi Dalam

Pengertian Energi Dalam

Energi dalam sistem merupakan besaran yang konservatif. Perubahan energi dalam dari keadaan awal i ke keadaan akhir f tak bergantung pada jenis lintasan yang ditempuh antara i dan f dan hanya bergantung pada keadaan awal (i) dan akhirnya (f) saja. Karena itu diferensial dari energi dalam merupakan diferensial eksak :

$$\int_i^f dU = \Delta U = U_f - U_i \quad (4.15)$$

Energi dalam merupakan gabungan dari energi – energi konservatif yang berada dalam sistem baik berupa energi kinetik partikel (seperti pada gas), potensial kimia, dan sebagainya. Untuk gas ideal energi internal dapat dinyatakan dalam bentuk :

$$U = U(T) = \frac{d NkT}{2} \quad (4.16)$$

dengan d adalah derajat kebebasan partikel – partikel gas pada keadaan (temperatur) itu. Dan juga :

$$U = \int C_v dT \quad (4.17)$$

C_v adalah kapasitas kalor sistem. $C_v = m c_v$, dengan m adalah massa dari sistem, dan c_v adalah panas jenis untuk volume tetap. Bila C_v konstan maka :

$$U = C_v T \quad (4.18)$$

Konsep Energi Dalam

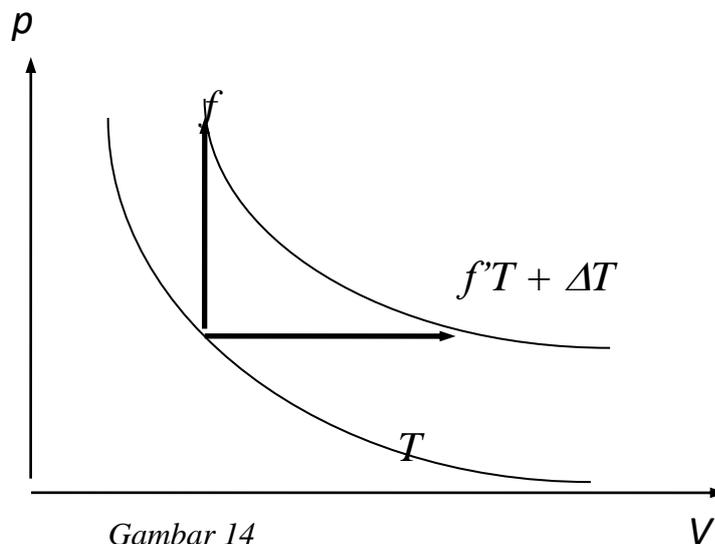
Di dalam anggapan dasar gas ideal bahwa partikel gas tersebar merata dan bergerak acak ke semua arah, tersiratlah bahwa potensial di tempat gas itu berada adalah serba sama. Dengan demikian selama partikel bergerak dalam wadahnya tersebut potensial itu tak mempengaruhi gerak partikel itu dan karena itu dapatlah potensial itu kita beri nilai nol. Maka energi total partikel itu sama dengan energi kinetiknya dan energi total gas secara keseluruhan dapat dituliskan sebagai :

$$N \left(\frac{1}{2} m v^2 \right) = \frac{3}{2} N k T$$

Tetapi secara keseluruhan gas itu tidaklah bergerak : energi total ini merupakan energi dalam gas :

$$U = \frac{3}{2} N k T = \frac{3}{2} n R T \quad (4.19)$$

Tampak bahwa U hanya merupakan fungsi T saja.



Gambar 14

Untuk suatu proses volume konstan ($i \geq f$), usaha yang dilakukan gas :

$$W = \int p dV = 0. \quad (4.20)$$

Inilah hubungan antara besaran – besaran makroskopik U dan T , yang didapat dari teori kinetik. Besaran U sendiri tidak dapat diukur langsung dalam eksperimen. Yang dapat diukur ialah turunannya yaitu kapasitas panas gas pada volume tetap C_v .

Fungsi Energi Dalam

Secara fisika, perbedaan U_f dan U_i ditafsirkan sebagai perubahan energi sistem. Jadi, kesamaan antara perubahan energi dan kerja adiabat mengungkapkan prinsip kekekalan energi. Namun, perlu ditekankan bahwa persamaan itu mengungkapkan sesuatu yang lebih daripada prinsip kekekalan energi. Persamaan ini menyatakan bahwa ada fungsi energi, perbedaan fungsi antara dua keadaan menyatakan perubahan energi sistem.

Energi internal adalah suatu fungsi koordinat termodinamik yang banyaknya sama dengan yang diperlukan untuk memerinci keadaan suatu sistem. Jadi, energi internal dapat dibayangkan sebagai fungsi dari dua koordinat termodinamik.

Jika koordinat yang dipakai untuk memeriksa kedua keadaan hanya berbeda infinitesimal, perubahan energi internalnya ialah dU , yang merupakan diferensial saksama, karena merupakan diferensial dari fungsi sebenarnya.

Telah diperlihatkan bahwa kapasitas panas pada volume tetap c_v adalah :

$$c_v = \left(\frac{\partial E}{\partial T}\right)_V \quad (4.21)$$

Dan kapasitas panas tekanan tetap adalah :

$$c_p = \left(\frac{\partial H}{\partial T}\right)_p \quad (4.22)$$

Dengan mengintegalkan kedua persamaan di atas akan diperoleh :

$$\begin{aligned} \Delta E &= \int_{T_1}^{T_2} c_v \partial T = c_v (T_2 - T_1) \\ \Delta E &= c_v \Delta T \\ \Delta E &= \int_{T_1}^{T_2} c_p \partial T = c_p (T_2 - T_1) \\ \Delta E &= c_p \Delta T \end{aligned} \quad (4.23)$$

Dalam hal di atas diasumsikan bahwa nilai c_p dan c_v tidak berubah dengan berubahnya suhu. (Pada kenyataannya nilai c_p dan c_v sedikit berbeda pada suhu yang berbeda). Selisih antara c_p dan c_v adalah :

$$c_p - c_v = \left(\frac{\partial H}{\partial T}\right)_p - \left(\frac{\partial E}{\partial T}\right)_V \quad (4.24)$$

Dalam hal sistem hidrostatik U dipandang sebagai fungsi dari θ dan V , maka :

$$dU = \left(\frac{\partial U}{\partial \theta}\right)_V d\theta + \left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_\theta dV \quad (4.25)$$

atau dengan memandang U sebagai fungsi dari θ dan P ,

$$dU = \left(\frac{\partial U}{\partial \theta}\right)_P d\theta + \left(\frac{\partial U}{\partial P}\right)_\theta dP \quad (4.25)$$

Berdasarkan persamaan $H = E + pV$, karena itu :

$$\left(\frac{\partial H}{\partial T}\right)_P = \left(\frac{\partial E}{\partial T}\right)_P + \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P \quad (4.26)$$

Energi dalam juga dapat dituliskan dengan persamaan yang mirip dengan persamaan di atas, karena E juga merupakan fungsi dari suhu dan volume. c_v untuk gas monoatomik seperti helium adalah $3/2 R$. Karena itu untuk helium berlaku $c_p = R + 3/2 R = 5/2 R$.

BAB 5

HUKUM PERTAMA TERMODINAMIKA

Sejarah Hukum Pertama Termodinamika

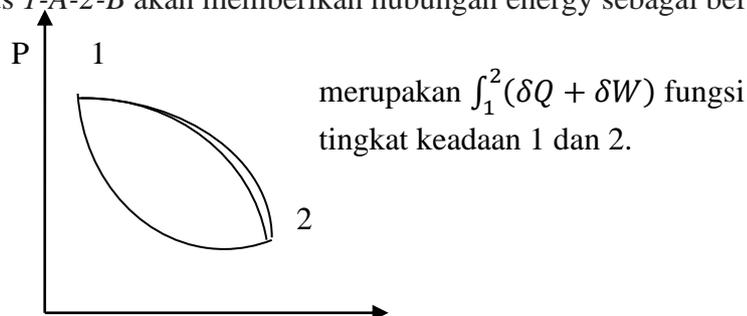
Antara tahun 1843-1848, Joule melaksanakan percobaan yang merupakan langkah-langkah pertama dalam analisis kuantitatif sistem termodinamik dan yang mengarah ke Hukum Pertama Termodinamika. Dalam sistem yang beliau kaji, energi dalam bentuk kerja dipindahkan ke fluida dengan bantuan roda aduk. Perpindahan kerja ini menyebabkan kenaikan temperatur fluida dan jumlah perpindahan kalor dari system sama dengan peningkatan energy air. System pada akhir siklus tidak mengalami perubahan netto sehingga kerja selama siklus tersebut akan sama dengan nol. Jika satuan yang sama digunakan untuk kalor dan kerja, maka hubungan symbol ini dapat ditulis sebagai ;

$$\oint \delta Q + \oint \delta W = 0 \quad (5.1)$$

Persamaan diatas merupakan suatu pernyataan Hukum Pertama Termodinamika untuk suatu system yang mengalami satu siklus atau lebih. Menurut Hukum Pertama ini, apabila interaksi kalor dan kerja terjadi diantara system dan sekelilingnya maka jumlah aljabar interaksi kerja dan kalor selama satu siklus lengkap akan sama dengan nol.

Hukum Pertama Termodinamika untuk Sistem

Gambar diagram dibawah ini , system dapat berlangsung dari tingkat keadaan 1 ke tingkat keadaan 2 sepanjang lintasan A. Dari persamaan (4.1), pada siklus $I-A-2-B$ akan memberikan hubungan energy sebagai berikut :



Gambar 15

$$\left(\int_{1(A)}^2 \delta Q + \int_{2(B)}^1 \delta Q\right) + \left(\int_{1(A)}^2 \delta W + \int_{2(B)}^1 \delta W\right) = 0 \quad (5.2)$$

Jika system ini berubah dari tingkatan 2 ke tingkatan keadaan 1 sepanjang lintasan C sembarang lainnya seperti lintasan B, maka hubungan eneginya adalah :

$$\left(\int_{1(A)}^2 \delta Q + \int_{2(C)}^1 \delta Q\right) + \left(\int_{1(A)}^2 \delta W + \int_{2(C)}^1 \delta W\right) = 0 \quad (5.3)$$

Dengan mengeliminasi persamaan (4.2) dan (4.3), didapatkan :

$$\int_{1(B)}^2 \delta Q + \int_{2(B)}^1 \delta W = \left(\int_{1(C)}^2 \delta Q + \int_{2(C)}^1 \delta W\right)$$

Atau :

$$\int_{1(B)}^2 (\delta Q + \delta W) = \left(\int_{1(C)}^2 \delta Q + \delta W\right) \quad (5.5)$$

Ini berarti besarnya $\int (\delta Q + \delta W)$ akan konstan tanpa memperhatikan apakah system berubah tingkat keadaasn sepanjang lintasan B atau C. Dengan kata lain , $\int (\delta Q + \delta W)$ merupakan fungsi tingkat keadaan awal dan tingkat keadaan akhir system dan tidak bergantung pada proses yang diikuti diantara kedua tingkat keadaan tersebut. Dengan demikian hukum pertama yang berlaku pada system ini adalah :

$$\delta Q + \delta W = dE \quad (5.6)$$

Dengan δQ = perpindahan kalor netto ke system

δW = kerja yang dilakukan pada system

dE = perbedaan antara energy awal dan energy akhir.

Apabila persamaan diatas dinyatakan dalam fungsi waktu, diperoleh :

$$\frac{\delta Q}{dt} + \frac{\delta W}{dt} = \frac{dE}{dt} \quad (5.7)$$

Dengan t melambangkan waktu.

Dalam system yang terisolasi, $Q = 0$ dan $W = 0$. Dari persamaan (5.6) berarti $E_1 = E_2$. Dengan demikian terbukti bahwa energy system yang terisolasi akan tetap konstan yang merupakan pernyataan prinsip kekekalan energy yang merupakan akibat langsung dari hukum pertama.

Bentuk pengintegralan dari persamaan (5.6) adalah :

$$Q_{1-2} + W_{1-2} = (E_2 - E_1) \quad (5.8)$$

Apabila energy keseluruhan hanya terdiri atas energy dalam U, energy kinetic dan energy potensial maka persamaan diatas akan menjadi :

$$\underline{Q_{1-2} + W_{1-2} = (U_2 - U_1) + \frac{1}{2}m(V_2^2 - V_1^2) + mg(z_2 - z_1)}$$

Perpindahan perubahan energi

Energy

Contoh Soal :

➤ Dengan memanfaatkan percobaan Joule sebagai panduan dan dengan menganggap bahwa energy dapat diukur hanya apabila energy tersebut dalam bentuk kerja, evaluasilah interaksi kalor kalor antara system dan lingkungannya apabila system tersebut berubah tingkat keadaannya dari tingkat keadaan 1 ke 2 sepanjang lintasan B seperti yang ditunjukkan pada gambar. Anggap bahwa tingkat keadaan system ini ditentukan oleh p dan V dan bahwa tingkat keadaan 2 dapat dicapai dengan lintasan adiabatik (1-A-2) !

Penyelesaian :

Kerja dalam proses 1-B-2 dalam persatuan massa diberikan oleh :

$$W_{1-2 \text{ kerja}} = \Delta e - q_{1-2} \quad (5.9)$$

Ukurlah kerja yang dilakukan dalam proses 1-B-2 sebenarnya dan pada proses adiabetic 1-A-2. Karena perubahan energy dalam pada proses 1-B-2 sama dengan perubahan pada proses 1-A-2, maka hokum pertama diberikan ;

$$W_{1-2 \text{ adiabatik}} = \Delta e$$

Dengan mengeliminasi kedua persamaan diatas akan diperoleh :

$$q_{1-2} = W_{1-2 \text{ adiabatik}} - W_{1-2 \text{ kerja}} \quad (5.10)$$

Hasil ini memperlihatkan bahwa interaksi kalor akan sama dengan perbedaan antara kerja yang dilakukan jika proses yang berlangsung secara adiabatik dan kerja benar-benar dilaksanakan. Perhatikan juga bahwa untuk proses adiabatik

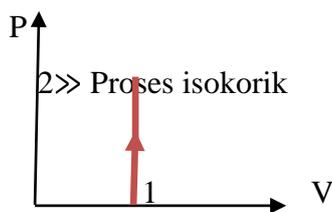
yang menghubungkan 2 tingkat keadaan akhir, kerja yang dilakukan hanya tergantung tingkat keadaan akhir saja.

Penerapan Hukum Pertama Termodinamika pada Sistem Tertutup

Hukum pertama termodinamika berlaku untuk seluruh interaksi energy antara system dan lingkungannya. Perubahan energy system akan diikuti oleh perubahan energy sekelilingnya dengan jumlah yang sama tetapi berlawanan arah. Energy yang memasuki system dianggap positif dan energy yang meninggalkan system dianggap negatif.

1. Proses Isokorik (Volume konstan)

Proses ini digambarkan oleh garis vertical pada diagram p-V. Karena $Dv = 0$, maka kerja perpindahan sama dengan nol.



Gambar 16

Hukum pertaman untuk system ini didasarkan pada satu satuan massa, yaitu ;

$$\delta q = du$$

Artinya perpindahan kalor ke system diperhitungkan sebagai peningkatan energy dalam. Apabila benda padat atau cair dipanaskan, perubahan volume yang timbul akan relatif kecil sehingga dapat dianggap terjadi volume konstan dan energy yang dipasok pada dasarnya sama dengan peningkatan pada energy dalam sistemnya.

Contoh Soal :

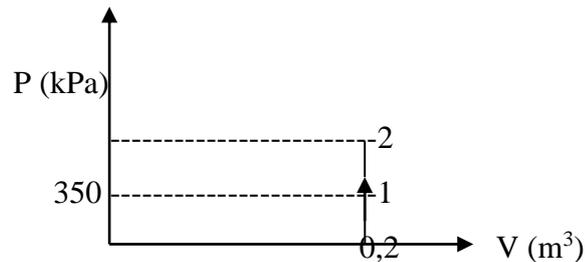
➤ 1 kg udara (dianggap sebagai gas ideal, $R = 0,287\text{Kj/kg K}$) diisikan ke dalam bejana volume konstan. Volume dan tekanan awal udara masing-

masing $0,2\text{m}^3$ dan 350 kPa . Jika 120 KJ kalor dipasok pada gas, temperaturnya naik hingga $411,5\text{ K}$. tentukan :

- Kerja yang dilakukan ?
- Perubahan energy dalam ?
- Kalor spesifik gas pada volume konstan ?

Penyelesaian :

Diagram p-V proses ini ditunjukkan oleh gambar :



- Kerja perpindahan sama dengan nol karena tidak terjadi perubahan volume
- Hukum pertama : $q = \Delta u = 120\text{ kJ/ kg}$
- Temperatur awal dapat ditentukan dari persamaan tingkat keadaan gas ideal :

$$pv = RT$$

$$T = \frac{pv}{R} = \frac{(350\text{ kPa})(0,2\text{m}^3)}{0,287\text{kJ/kgK}} = 243,9\text{ K}$$

$$\Delta T = 411,5 - 243,9 = 167,6\text{ K}$$

Dan kalor spesifik rata-rata pada volume konstan adalah :

$$c_V = \left(\frac{\Delta u}{\Delta T}\right)_V = \frac{\frac{120\text{kJ}}{\text{kg}}}{167,6\text{ K}} = 0,716\text{ kJ/kgK}$$

➤ Sebuah silinder tertutup berisi 100 mol gas Hidrogen. Panas jenis molar Hidrogen pada volume tetap $4,88\text{ kal/mol}^{\circ}\text{C}$ dianggap konstan. Suhu mula-mula 27°C . Bila gas itu dipanaskan pada volume tetap sampai 100°C , berapakah perubahan energy dalam gas itu ?

Penyelesaian :

Hukum pertama termodinamika, $Q = (U_2 - U_1) + W$

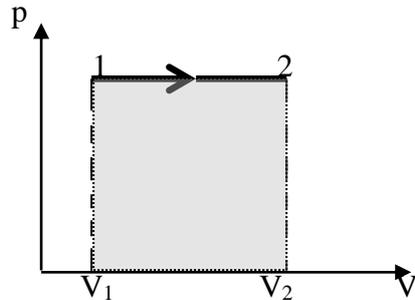
Karena volume tetap, maka usaha luar $W = 0$, sehingga persamaan menjadi :

$$Q = U_2 - U_1, \text{ dimana } Q = nC_V(T_2 - T_1)$$

$$U_2 - U_1 = 100 \times 4,88 \times (373 - 300) = 35.624 \text{ kalori}$$

2. Proses Isobar (Tekanan konstan)

Diagram p-V untuk proses ini :



Gambar 17

Untuk system satu satuan massa,

$$\text{kerja } W_{1-2} = \int_{V_1}^{V_2} p \, dv = -p(V_2 - V_1) \quad (5.11)$$

Apabila persamaan diatas diintegralkan, menjadi :

$$q_{1-2} = -p(V_2 - V_1) = u_2 - u_1$$

$$q_{1-2} = (u_2 + pv_2) - (u_1 + pv_1) = h_2 - h_1$$

Persamaan ini berlaku untuk proses tekanan konstan hanya jika dilakukan kerja p-V dengan interaksi kalor dalam hal ini hanya bergantung pada tingkat keadaan akhir sistemnya.

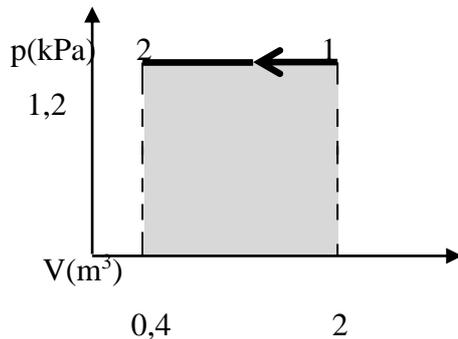
Contoh Soal :

➤ Udara pada temperatur 500°C dikompresi pada tekanan konstan 1,2 MPa dari volume 2m^3 menjadi volume $0,4\text{m}^3$. Jika penurunan energy dalam 4820 kJ, carilah :

- Kerja yang dilakukan selama kompresi reversibel ini ?
- Kalor yang dipindahkan ?
- Perubahan entalpi ?
- Kalor spesifik merata pada tekanan konstan ?

Penyelesaian :

- Diagram p-V untuk proses ini ditunjukkan oleh gambar :



$$W_{1-2} = \int_{V_1}^{V_2} p dv = -p(V_2 - V_1) = -(1,2 \times 10^3 \text{ kPa})((0,4-2)\text{m}^3) = 1.920 \text{ kJ}$$

b. $Q_{1-2} = W_{1-2} = U_2 - U_1$

$$Q_{1-2} = -1920 \text{ kJ} - 4820 \text{ kJ} = -6740 \text{ kJ}$$

c. Karena proses tersebut berlangsung pada tekanan konstan, maka $W = 0$, sehingga :

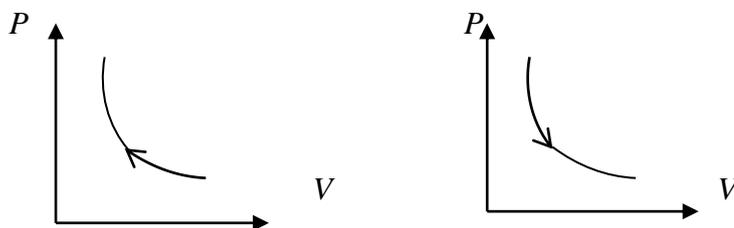
$$H_2 - H_1 = Q_{1-2} = -6740 \text{ kJ}$$

d. $\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2} \gg T_2 = \frac{T_1 V_2}{V_1} = \frac{(773,15 \text{ K})(0,4 \text{ m}^3)}{2 \text{ m}^3} = 154,3 \text{ K}$

$$\gg m = \frac{p_1 V_1}{RT_1} = \frac{(1200 \text{ kPa})2 \text{ m}^3}{\left(\frac{0,287 \text{ kJ}}{\text{kgK}}\right) 773,15 \text{ K}} = 10,816 \text{ kg}$$

$$\text{Dan } C_p = \left(\frac{\Delta H}{m \Delta T}\right)_p = \frac{-6740 \text{ kJ}}{(10,816 \text{ kg})((154,3 - 773,15) \text{ K})} = 1,007 \text{ kJ/kg K}$$

3. Proses Isotermal (Temperatur konstan)



Gambar 18

Selama proses ini temperatur system dipertahankan konstan dimana jika suatu gas ideal mengalami proses ini maka energy dalamnya merupakan fungsi temperatur yang persamaannya :

$$\delta q + \delta w = 0 \quad (5.12)$$

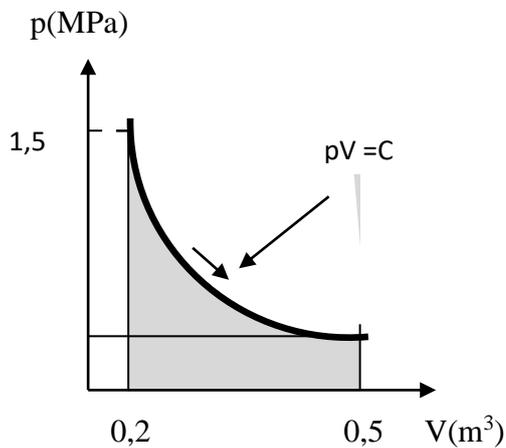
Dengan demikian kompresi atau ekspansi yang melibatkan gas ideal, jumlah kalor dan masukan kerjanya sama dengan nol persis seperti yang ditunjukkan oleh diagram p-V diatas.

Contoh Soal :

➤ Gas ideal yang menempati volume $0,2\text{m}^3$ pada tekanan $1,5\text{MPa}$ berekspansi secara isothermal dalam proses kuasi kesetimbangan hingga ke volume $0,5\text{m}^3$. Tentukan tekanan akhir , W, Q dan ΔU ?

Penyelesaian :

Diagram p-V untuk proses ini :



$$p_1 V_1 = mRT \quad \text{dan} \quad p_2 V_2 = mRT$$

maka :

$$p_2 = p_1 \left(\frac{V_1}{V_2} \right) = (1,5\text{MPa}) \left(\frac{0,2}{0,5} \right) = 0,6\text{MPa}$$

Karena temperatur konstan, maka $\Delta U = 0$ dan Hukum pertama memberikan :

$$Q_{1-2} = -W_{1-2}$$

$$\text{Sehingga :} \quad W_{1-2} = \int_1^2 \delta W = - \int_{V_1}^{V_2} p \, dV$$

$$= \int_{V_1}^{V_2} \frac{mRT}{V} \, dV = -mRT \ln \frac{V_2}{V_1} = -p_1 V_1 \ln \frac{V_2}{V_1}$$

$$= -(1,5 \times 10^3 \text{ kPa})(0,2\text{m}^3) \ln 2,5 = -274,89 \text{ kJ}$$

4. Proses Adiabatik

Pada proses adiabatik, interaksi kalor tidak terjadi diantara sistem dan sekelilingnya. Dengan demikian hukum pertama menjadi :

$$\delta W = \delta U \quad (5.13)$$

Jika diintegrasikan menjadi :

$$W_{1-2} = U_2 - U_1 \quad (5.14)$$

Dan jika ditulis dalam bentuk differensial :

$$C_V dT = -p dv = -\frac{RT}{v} dv \quad \text{atau} \quad C_V \frac{dT}{T} = -R \frac{dv}{v}$$

Yang kemudian dapat diintegrasikan untuk menghasilkan :

$$\ln_1 \frac{T_2}{T_1} = \frac{R}{C_V} \ln \frac{v_1}{v_2} \quad \text{atau} \quad \frac{T_2}{T_1} = \left(\frac{v_1}{v_2}\right)^{R/C_V} \quad (5.15)$$

Perbandingan temperatur dapat juga dinyatakan dalam bentuk perbandingan tekanan. Dari perbandingan gas ideal, perbandingan volume dapat digantikan sehingga :

$$\frac{T_2}{T_1} \left(\frac{p_2 T_1}{p_1 T_2}\right)^{R/C_V} = \left(\frac{p_2}{p_1}\right)^{R/(R+C_V)} \quad (5.16)$$

Dalam hal gas ideal, $C_p = C_V + R$. Dengan menggabungkan persamaan (5.15) dan (5.16) hubungan tekanan dan volume dalam proses adiabatik adalah :

$$\frac{v_2}{v_1} = \left(\frac{p_1}{p_2}\right)^{C_V/C_p} \quad \text{atau} \quad p_2 V_2^\gamma = p_1 V_1^\gamma = \text{konstan} \quad (5.17)$$

Dengan γ merupakan kalor spesifik :

$$\gamma = \frac{C_p}{C_V} \quad (5.18)$$

Contoh Soal :

➤ Suatu sistem melakukan usaha luar secara adiabatik dari volume V_1 ke volume V_2 . Berapakah usaha yang dilakukan sistem itu ?

Penyelesaian :

Usaha luar :

$$W = \int_{V_1}^{V_2} p dv$$

Dimana persamaan adiabatik adalah :

$$p \cdot V^\gamma = C \text{ atau } p = \frac{C}{V^\gamma}$$

$$\text{Maka : } W_{ad} = C \int_{V_1}^{V_2} \frac{dv}{v^\gamma} = \frac{C}{1-\gamma} v^{1-\gamma} \Big|_{V_1}^{V_2} \text{ atau } W_{ad} = \frac{C}{1-\gamma} (V_2^{1-\gamma} - V_1^{1-\gamma})$$

$$\text{Konstanta } C = p_1 V_1^\gamma = p_2 V_2^\gamma \text{ maka } W_{ad} = \frac{1}{1-\gamma} (C V_2^{1-\gamma} - C V_1^{1-\gamma})$$

Akhirnya didapatkan usaha :

$$W_{ad} = \frac{1}{1-\gamma} (p_2 V_2^\gamma \cdot V_2^{1-\gamma} - p_1 V_1^\gamma \cdot V_1^{1-\gamma})$$

$$W_{ad} = \frac{1}{1-\gamma} (p_2 V_2 - p_1 V_1) = \frac{1}{1-\gamma} (p_1 V_1 - p_2 V_2)$$

A. Hukum Pertama Termodinamika untuk Volume atur

Hukum pertama memperlihatkan bahwa neraca energy terdapat diantara system dan sekelilingnya. Apabila energy dalam bentuk kalor dan kerja dipindahkan ke suatu system, maka penurunan energy sekeliling akan sama dengan peningkatan dalam energy dalam system.

Interaksi kalor dan kerja + energy yang memasuki volume atur pada penampang i = energy yang meninggalkan volume melalui penampang e + perubahan energy dalam volume atur.

Bila dinyatakan secara matematis, persamaan ini menjadi :

$$\delta Q + \delta W + dm_i \left(u + pv + \frac{v^2}{2} + gz \right)_i \quad (5.19)$$

Bentuk rumus ini yang lebih umum ialah :

$$\underbrace{Q + W + \sum_{netto=masuk-keluar} m \left(h + \frac{v^2}{2} + gz \right)}_{\text{Pepindahan energy}} = \underbrace{\Delta E_{cv}}_{\text{perubahan energy}}$$

Apabila persamaan ini dinyatakan berdasarkan laju :

$$\dot{Q} + \dot{W} + \sum (e + pv) \dot{m} = \frac{dE_{cv}}{dt} \quad (5.20)$$

B. Penerapan Hukum Pertama Termodinamika untuk Volum Atur

1. Proses Aliran Keadaan Tunak

Untuk suatu volume atur yang berada dalam keadaan tunak, persyaratan yang berlaku yaitu :

- Massa yang memasuki volume atur mengalir pada laju konstan dan pada sembarang waktu. Aliran massa pada sisi masuk akan sama dengan aliran massa pada sisi keluar. Ini menyiratkan bahwa massa dalam volume atur tidak akan bertambah dan tidak akan berkurang pada saat manapun.
- Tingkat keadaan dan energy fluida pada sisi masuk, sisi keluar dan setiap titik di dalam volume atur tidak tergantung pada waktu.
- Laju energy dalam bentuk kalor atau kerja melintasi permukaan atur akan konstan.

Apabila terjadi keadaan tunak, kekekalan massa dan energy mempersyaratkan bahwa :

$$\sum dm = 0 \text{ atau } dm_i = dm_e \quad (5.21)$$

Apabila lebih dari satu jenis fluida memasuki dan meninggalkan volume atur dalam keadaan tunak maka persamaan kontinuitas menjadi :

$$m_a + m_b + \dots = m_c + m_d + \dots$$

Dengan m_a, m_b, m_c dan m_d masing-masing merupakan massa yang berlainan jenis yang memasuki dan meninggalkan volume atur pada selang waktu yang diketahui.

Persamaan energy aliran tunak adalah :

$$\begin{aligned} Q + W + m_a \left(h + \frac{V^2}{2} + gz \right)_a + m_b \left(\frac{V^2}{2} + gz \right)_b + \dots \\ = m_c \left(h + \frac{V^2}{2} + gz \right)_c + m_d \left(\frac{V^2}{2} + gz \right)_d + \dots \end{aligned}$$

Dengan a, b mengacu pada aliran yang masuk dan c, d mengacu pada aliran yang keluar meninggalkan volume atur.

Penerapan persamaan energy aliran keadaan tunak yaitu :

- ❖ Penukar kalor, contoh : ketel, kondensor, radioator, evaporator dan pembangkit uap (kalor dipindahkan dari aliran bertemperatur tinggi ke aliran bertemperatur rendah).

- ❖ Turbin dan kompresor (mengkonversi entalpi fluida menjadi kerja).
- ❖ Nosel dan diffuser

Nosel merupakan jalan-lalu yang luas penampangnya bervariasi sehingga kecepatan fluida akan meningkat begitu fluida berekspansi ke tekanan yang lebih rendah. Sedangkan diffuser merupakan jalan-lalu dimana tekanan fluida akan meningkat begitu kecepatannya berkurang sejalan dengan arah alirannya. Dalam nosel adiabatik, energy potensialnya diabaikan dan satu-satunya interaksi kerja adalah kerja aliran. Dan energy entalpi dikonversi menjadi energy kinetic. Persamaan energy keadaan tunak memperlihatkan bahwa perubahan entalpi sama dengan peningkatan pada energy kinetic :

$$\Sigma \left(h + \frac{v^2}{2} \right) = 0 \text{ atau } \left(h + \frac{v^2}{2} \right) - \left(h + \frac{v^2}{2} \right) = 0 \quad (5.22)$$

- ❖ Piranti pencekik

Contoh Soal :

➤ Air jenuh pada 600 kPa ($u = 820$ kJ/kg, $h = 830$ kJ/kg) diinjeksikan ke dalam uap jenuh pada 1400 kPa ($u = 2590$ kJ/kg, $h = 2790$ kJ/kg). Jika proses pencampuran diselesaikan pada tekanan konstan dan perbandingan campuran massa air terhadap uap ialah 1 : 10. Carilah entalpi campuran tersebut ?anggap tingkat keadaan tunak dan pencampuran adiabatik ??

Penyelesaian :

Diketahui : Air : $p = 600$ kPa

$$u = 820 \text{ kJ/kg}$$

$$h = 830 \text{ kJ/kg}$$

Uap : $p = 1400$ kPa

$$u = 2590 \text{ kJ/kg}$$

$$h = 2790 \text{ kJ/kg}$$

Ditanya : Entalpi campuran ??

Dijawab :

$$Q + W + \sum m \left(h + \frac{V^2}{2} + gz \right) = 0$$

Tidak terdapat perpindahan kalor atau kerja ($Q = 0$, $W = 0$) dan perubahan energy kinetic dan potensial dianggap dapat diabaikan. Maka hukum pertama akan menjadi :

$$\sum m(h) = 0 \text{ atau } m_s h_s + m_w h_w = m_{camp} h_{camp}$$

Tetapi : $m_{camp} = m_s + m_w$

Dengan demikian :

$m_s h_s + m_w h_w = (m_s + m_w) h_{camp}$, bagi dengan m_s maka :

$$h_{camp} = \frac{h_s + (m_w/m_s)h_w}{1 + (m_w/m_s)}$$

$$h_{camp} = \frac{(2790 \frac{kJ}{kg}) + 0,1 (830 \frac{kJ}{kg})}{1 + 0,1} = 2611,8 \frac{kJ}{kg}$$

2. Proses aliran tak tunak atau transien

Fenomena aliran ditemui selama penghentian perlengkapan seperti turbin dan kompresor. Contohnya adalah apabila fluida mengisi atau mengosongkan bejana. Pada proses aliran transien, baik massa maupun keadaan fluida dalam volume atur berubah terhadap waktu. Ada 2 metoda penyelesaiannya, yaitu analisis sistem dan analisis volume atur.

- Metode analisis sistem

$$Q_{1-2} + W_{1-2} = (E_2 - E_1)$$

$$\Delta E = E_2 - E_1 = m_2 u_2 - \left[m_1 u_1 + (m_2 - m_1) \left(u_p + \frac{V_p^2}{2} \right) \right]$$

Karena tekanan konstan, maka kerja kompresi :

$$W_{1-2} = -p_p \Delta V_p = p_p (m_2 - m_1) v_p$$

Dengan ΔV_p merupakan perubahan pada volume sistem dan v_p merupakan volume spesifik fluida yang ada dalam jaringan pipa. Dengan menyubstitusikan persamaan ini pada ΔE dan W_{1-2} dalam hukum pertama akan dihasilkan :

$$Q_{1-2} + P_p (m_2 - m_1) v_p = m_2 u_2 - m_1 u_1 - (m_2 - m_1) \left(u_p + \frac{V_p^2}{2} \right)$$

Karena $h_p = u_p + p_p v_p$, maka :

$$Q_{1-2} = m_2 u_2 - m_1 u_1 - (m_2 - m_1) \left(h_p + \frac{V_p^2}{2} \right)$$

- Metode analisis volume atur

$$Q + W + \sum m \left(h + \frac{V^2}{2} + gz \right) = \Delta E_{CV}$$

Dalam hal ini tidak ada interaksi kerja, sehingga hukum pertama menjadi :

$$Q_{1-2} + (m_2 - m_1) \left(h_p + \frac{V_p^2}{2} \right) = m_2 u_2 - m_1 u_1$$

Energy potensial juga diabaikan. Kemudian dengan menyusun ulang persamaan sebelumnya, didapatlah :

$$Q_{1-2} = m_2 u_2 - m_1 u_1 - (m_2 - m_1) \left(h_p + \frac{V_p^2}{2} \right)$$

Yang sama dengan hasil metode analisis sistem sebelumnya.

Soal-soal:

1. Udara ($\gamma = 1,4$) memuai adiabatic dari volume 500cm^3 menjadi 1000cm^3 . Bila tekanan udara mula-mula 2 atm, jumlah massa udara 1 gram dan konstanta udara $R=2,8 \times 10^7 \text{erg/gr K}$. Berapakah penurunan suhu udara itu ?

Penyelesaian :

Terdapat persamaan

$$W_{ad} = \frac{1}{1 - \gamma} (p_1 V_1 - p_2 V_2)$$

Misalkan udara memenuhi persamaan gas ideal :

$$pV = mRT \quad (m = 1 \text{ gram})$$

$$pV = RT, \text{ Sehingga } p_1 V_1 = RT_1 \text{ dan } p_2 V_2 = RT_2$$

$$p_1 V_1 - p_2 V_2 = RT_1 - RT_2 = R(T_1 - T_2)$$

$$W_{ad} = \frac{R}{\gamma - 1} (T_1 - T_2)$$

Persamaan menjadi :

$$\frac{1}{\gamma - 1} (p_1 V_1 - p_2 V_2) = \frac{R}{\gamma - 1} (T_1 - T_2)$$

$$R(T_1 - T_1) = p_1 V_1 - p_2 V_2 \gg T_1 - T_2 = \frac{p_1 V_1 - p_2 V_2}{R}$$

Tekanan p_2 dihitung dari persamaan $p_1 V_1^\gamma = p_2 V_2^\gamma$, maka :

$$p_2 = p_1 \left(\frac{V_1}{V_2}\right)^\gamma = 2 \left(\frac{500}{1000}\right)^{1,4} = 2 \left(\frac{1}{2}\right)^{1,4} = 0,76 \text{ atm}$$

Bila harga p_2 dimasukkan, diperoleh :

$$T_1 - T_2 = \frac{2 \times 1,01 \times 10^2 \times 500 \times 10^{-6} - 0,76 \times 1,01 \times 10^5 \times 10^5 \times 1000 \times 10^{-6}}{2,8 \times 10^7} = \frac{1,01 - 0,7676}{2,8} = 0,08 \text{ K}$$

Jadi perumusan suhu sebesar 0,08 K

2. Satu mol gas suhunya 27°C menuai adiabatik sehingga volumenya menjadi 2x volume semula. Konstanta $R = 8,3 \times 10^7 \text{ erg/mol}^{\circ}\text{K}$ dan konstanta $\gamma = 1,4$. Berapakah usaha yang dilakukan ?

Penyelesaian :

Misalkan volume dan suhu semula adalah V_1 dan T_1 , volume dan suhu baru V_2 dan T_2 . Maka : $\frac{V_2}{V_1} = 2$, dan $T_1 = 300 \text{ K}$

Gunakan persamaan $T_1 V_1^{\gamma-1} = T_2 V_2^{\gamma-1}$ diperoleh :

$$T_2 = T_1 \left(\frac{V_1}{V_2}\right)^{\gamma-1} = 300 \times \left(\frac{1}{2}\right)^{0,4} = 300 \times 0,758 = 227,4 \text{ K}$$

Usahnya :

$$W_{ad} = \frac{R}{\gamma - 1} (T_1 - T_2) = \frac{8,3 \times 10^7}{0,4} (300 - 227,4) = 1506,5 \text{ Joule}$$

3. Konstanta Laplace gas He adalah 1,667 dan konstanta gas umum $R = 8,32 \times 10^7 \text{ erg/mol}^{\circ}\text{K}$. Hitunglah kalor jenis molar pada tekanan tetap dan volume tetap. Gas itu dinyatakan dalam kal/molK. Tara kalor mekanik $J = 4,19 \times 10^9 \text{ erg/kal}$?

Penyelesaian :

$$\text{Konstanta Laplace } \gamma = \frac{C_p}{C_v} = 1,667 \leftrightarrow C_p = 1,667 C_v$$

Jika satuan C_p dan C_v dinyatakan dalam kal/molK, maka :

$$C_p - C_v = \frac{8,32 \times 10^7}{4,19 \times 10^7} = 1,985 \text{ kal/molK}$$

Persamaan menjadi :

$$C_p - C_v = 1,985 \text{ atau } 1,667 C_v - C_v = 1,985$$

Diperoleh :

$$C_v = \frac{1,985}{0,667} = \frac{2,997 \text{ kal}}{\text{molK}} \text{ dan } C_p = 2,997 + 1,985 = 4,962 \text{ kal/molK}$$

4. Pada tekanan 76cmHg dan suhu 0°C udara memuai adiabatik sampai volumenya menjadi 3x volume semula. Hitunglah tekanan dan temperature akhir ?

Penyelesaian :

Gunakan persamaan $pV^\gamma = C$ untuk menghitung tekanan akhir atau :

$$p_1 V_1^\gamma = p_2 V_2^\gamma \gg 76 x V_1^\gamma = p_2 (3V_1)^\gamma$$

$$p_2 = \frac{76}{3^{1,4}} = \frac{76}{4,6555} = 16,32 \text{ cmHg}$$

Dan untuk menghitung temperature akhir gunakan persamaan : $T \cdot V^{\gamma-1}$ atau :

$$T_1 V_1^{\gamma-1} = T_2 V_2^{\gamma-1} \gg 273 x V_1^{0,4} = T_2 x (3V_1)^{0,4}$$

$$T_2 = \frac{273}{3^{0,4}} = \frac{273}{1,55} = 1,76 \text{ K atau } T_2 = -97^\circ \text{C}$$

5. Satu liter udara tekanan 76cmHg suhu 30°C ditekan adiabatik sampai tekanan menjadi 120cmHg. Hitunglah volume baru dan kenaikan suhu ?

Penyelesaian :

Untuk mencari volume baru, gunakan rumus :

$$p_1 V_1^\gamma = p_2 V_2^\gamma \gg 76 x V_1^\gamma = 120 V_2^\gamma$$

$$V_2^\gamma = \frac{76}{120} \gg V_2 = \left(\frac{76}{120}\right)^{1/1,4} = 0,721 \text{ liter atau } V_2 = 721 \text{ cm}^3$$

Dan untuk menghitung kenaikan suhu, cari dahulu temperature baru dari rumus :

$$T_1^\gamma p_1^{1-\gamma} = T_2^\gamma p_2^{1-\gamma}$$

$$\left(\frac{T_2}{T_1}\right)^\gamma = \left(\frac{p_1}{p_2}\right)^{1-\gamma}$$

$$T_2 = T_1 \left(\frac{p_1}{p_2}\right)^{1-\gamma/\gamma} = 303 \left(\frac{76}{120}\right)^{-0,2857} = 303(1,1395) = 345,2 \text{ K}$$

Dengan demikian kenaikan suhunya adalah :

$$T_2 - T_1 = 345,2 - 303 = 42,2 \text{ K}$$

6. Udara dikompresi secara reversibel dari 100kPa dan 290K menjadi 600kPa menurut persamaan $pV^{1,4}=C$. Dengan mengabaikan perubahan-perubahan pada energi kinetic dan potensialnya, hitunglah kerja yang dilakukan dalam kompresi tersebut untuk hal-hal berikut :

- a) Proses non aliran
- b) Proses aliran keadaan tunak

Tunjukkan bahwa kerja aliran merupakan penyebab perbedaan antara (a) dan (b). Hitung juga kerja yang dilakukan jika kompresi itu diselesaikan secara isothermal pada 290K !

Penyelesaian :

$$V_1 = \frac{RT_1}{p_1} = \frac{\left(\frac{0,287kJ}{kgK}\right)(290K)}{100kPa} = 0,832m^3/kg$$

Dari hubungan proses :

$$\frac{V_2}{V_1} = \left(\frac{p_1}{p_2}\right)^{1/1,4} \gg V_2 = (0,832m^3/kg)\left(\frac{100}{600}\right)^{1/1,4} = 0,231m^3/kg$$

Dan juga :

$$p_1V_1^{1,4} = (100kPa)\left(\frac{0,832m^3}{kg}\right)^{1,4} = 77,30$$

- a) Interaksi kerja untuk proses non aliran ialah :

$$\begin{aligned} - \int_1^2 p dv &= - \int_1^2 \frac{77,30}{V^{1,4}} dv = 193,25 \left[\frac{1}{V^{0,4}} \right] \\ &= 193,25 \left[\left(\frac{1}{0,231}\right)^{0,4} - \left(\frac{1}{0,832}\right)^{0,4} \right] = \frac{139,3kJ}{kg} \end{aligned}$$

- b) Interaksi kerja untuk proses keadaan tunak adalah :

$$\begin{aligned} \int_1^2 V dp_r &= \int_1^2 \left(\frac{77,30}{p}\right)^{1/1,4} \gg dp = 78,12[p^{0,2857}]_{p_1}^{p_2} \\ &= 78,12[600^{0,2857} - 100^{0,2857}] = \frac{194,7kJ}{kg} \end{aligned}$$

Perbedaan antara $\int_1^2 v dp$ dan $\left(-\int_1^2 p dv\right)$ ialah :

$$\int_1^2 v dp - \left(-\int_1^2 p dv\right) = 194,7 - 139,3 = 55,4kJ/kg$$

Dan perbedaan antara p_2V_2 dan p_1V_1 ialah :

$$p_2V_2 - p_1V_1 = (600kPa) \left(\frac{0,231m^3}{kg} \right) - (100kPa) \left(\frac{0,832m^3}{kg} \right) = 55,4kJ/kg$$

Yang berarti bahwa kerja aliran lah yang merupakan penyebab perbedaan antara kerja non aliran dan kerja pada proses kerja aliran tunak. Jika kompresinya isothermal, maka perpindahan kerja persatuan massa menjadi :

$$\begin{aligned} W_{1-2} &= - \int_1^2 p dv = \int_1^2 v dp = RT \ln \frac{p_2}{p_1} \\ &= (0,287kJ/kgK)(290K) \ln \frac{600}{100} = 149,13kJ/kg \end{aligned}$$

7. Jika kalor sebanyak 2000 Joule ditambahkan pada sistem, sedangkan sistem melakukan kerja 1000 Joule, berapakah perubahan energi dalam sistem ?

Penyelesaian :

$$\Delta U = Q - W$$

$$\Delta U = 2000 J - 1000 J = 1000 J$$

Sistem mendapat tambahan kalor (sistem menerima energi) sebanyak 2000 Joule. Sistem juga melakukan kerja (sistem melepaskan energi) 1000 Joule. Dengan demikian, perubahan energi sistem = 1000 Joule.

8. Jika kalor sebanyak 2000 Joule meninggalkan sistem dan sistem melakukan kerja 1000 Joule, berapakah perubahan energi dalam sistem ?

Penyelesaian :

Ingat jika kalor meninggalkan sistem, berarti Q bernilai negative

$$\Delta U = Q - W$$

$$\Delta U = -2000 J - 1000 J = -3000 J$$

Kalor meninggalkan sistem (sistem melepaskan energi) sebanyak 2000 Joule. Sistem juga melakukan kerja (sistem melepaskan energi) sebesar 1000 Joule. Dengan demikian, energi dalam sistem berkurang sebanyak 3000 J.

9. Jika kalor sebanyak 2000 Joule ditambahkan pada sistem dan kerja 1000 Joule dilakukan pada sistem, berapakah perubahan energi dalam sistem ?

Penyelesaian :

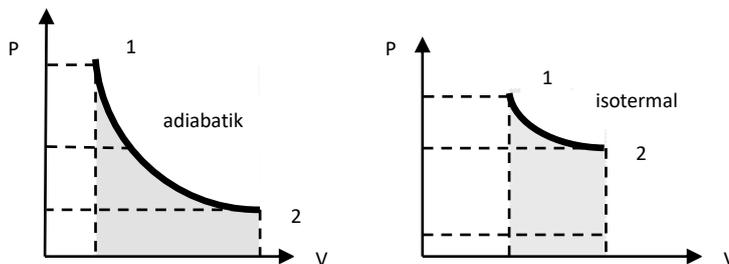
jika kerja dilakukan pada sistem, berarti W bernilai negative

$$\Delta U = Q - W$$

$$\Delta U = 2000 J - (-1000 J) = 3000 J$$

Sistem mendapat tambahan kalor (sistem menerima energi) sebanyak 2000 Joule dan kerja dilakukan pada sistem (sistem menerima energi) 1000 Joule. Dengan demikian, energi dalam sistem bertambah sebanyak = 3000 Joule.

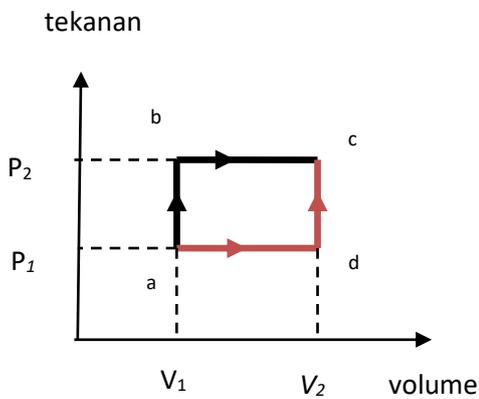
10. Kurva 1-2 pada dua diagram di bawah menunjukkan pemuaian gas (*pertambahan volume gas*) yang terjadi secara adiabatik dan isotermal. Pada proses manakah kerja yang dilakukan oleh gas lebih kecil ?



Kerja yang dilakukan gas pada proses adiabatik lebih kecil daripada kerja yang dilakukan gas pada proses isotermal. Luasan yang diarsir = kerja yang dilakukan gas selama proses pemuaian (*pertambahan volume gas*). Luasan yang diarsir pada proses adiabatik lebih sedikit dibandingkan dengan luasan yang diarsir pada proses isotermal.

11. Serangkaian proses termodinamika ditunjukkan pada diagram di bawah... kurva $a-b$ dan $d-c$ = proses isokorik (volume konstan). Kurva $b-c$ dan $a-d$ = proses isobarik (tekanan konstan). Pada proses $a-b$, Kalor (Q) sebanyak 600 Joule ditambahkan ke sistem. Pada proses $b-c$, Kalor (Q) sebanyak 800 Joule ditambahkan ke sistem. Tentukan :

- Perubahan energi dalam pada proses $a-b$
- Perubahan energi dalam pada proses $a-b-c$
- Kalor total yang ditambahkan pada proses $a-d-c$



$$P_1 = 2 \times 10^5 \text{ Pa} = 2 \times 10^5 \text{ N/m}^2$$

$$P_2 = 4 \times 10^5 \text{ Pa} = 4 \times 10^5 \text{ N/m}^2$$

$$V_1 = 2 \text{ liter} = 2 \text{ dm}^3 = 2 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$V_2 = 4 \text{ liter} = 4 \text{ dm}^3 = 4 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

Penyelesaian :

- Perubahan energi dalam pada proses $a-b$

Pada proses $a-b$, kalor sebanyak 600 J ditambahkan ke sistem. Proses $a-b$ = proses isokorik (volume konstan). Pada proses isokorik, penambahan kalor pada sistem

hanya menaikkan energi dalam sistem. Dengan demikian, perubahan energi dalam sistem setelah menerima sumbangan kalor :

$$\Delta U = Q$$

$$\Delta U = 600 \text{ J}$$

b) Perubahan energi dalam pada proses *a-b-c*

Proses *a-b* = proses isokorik (volume konstan). Pada proses *a-b*, kalor sebanyak 600 J ditambahkan ke sistem. Karena volume konstan maka tidak ada kerja yang dilakukan oleh sistem.

Proses *b-c* = proses isobarik (tekanan konstan). Pada proses *b-c*, kalor (*Q*) sebanyak 800 Joule ditambahkan ke sistem. Pada proses isobarik, sistem bisa melakukan kerja. Besarnya kerja yang dilakukan sistem pada proses *b-c* (proses isobarik) adalah :

$$W = P(V_2 - V_1) \text{ — tekanan konstan}$$

$$W = P_2 (V_2 - V_1)$$

$$W = 4 \times 10^5 \text{ N/m}^2 (4 \times 10^{-3} \text{ m}^3 - 2 \times 10^{-3} \text{ m}^3)$$

$$W = 4 \times 10^5 \text{ N/m}^2 (2 \times 10^{-3} \text{ m}^3) = 8 \times 10^2 \text{ Joule}$$

$$W = 800 \text{ Joule}$$

Kalor total yang ditambahkan ke sistem pada proses *a-b-c* adalah :

$$Q_{\text{total}} = Q_{ab} + Q_{bc}$$

$$Q_{\text{total}} = 600 \text{ J} + 800 \text{ J} = 1400 \text{ Joule}$$

Kerja total yang dilakukan oleh sistem pada proses *a-b-c* adalah :

$$W_{\text{total}} = W_{ab} + W_{bc}$$

$$W_{total} = 0 + W_{bc}$$

$$W_{total} = 0 + 800 \text{ Joule} = 800 \text{ Joule}$$

Perubahan energi dalam sistem pada proses $a-b-c$ adalah :

$$\Delta U = Q - W$$

$$\Delta U = 1400 \text{ J} - 800 \text{ J} = 600 \text{ J}$$

Perubahan energi dalam pada proses $a-b-c = 600 \text{ J}$

c) Kalor total yang ditambahkan pada proses $a-d-c$

Kalor total yang ditambahkan pada sistem bisa diketahui melalui persamaan di bawah :

$$\Delta U = Q - W$$

$$Q = \Delta U + W$$

Kalor total yang ditambahkan pada proses $a-d-c =$ perubahan energi dalam pada proses $a-d-c +$ kerja total yang dilakukan pada proses $a-d-c$

Kerja (W) total yang dilakukan pada proses $a-d-c = W$ pada proses $a-d + W$ pada proses $d-c$

Proses $a-d$ merupakan proses isobarik (tekanan konstan), sedangkan proses $d-c$ merupakan proses isokorik (volume konstan). Karena volume konstan maka tidak ada kerja yang dilakukan pada proses $d-c$. Terlebih dahulu kita hitung kerja yang dilakukan pada proses $a-d$.

$$W_{ad} = P(V_2 - V_1) \text{ — tekanan konstan}$$

$$W_{ad} = P_1 (V_2 - V_1)$$

$$W_{ad} = 2 \times 10^5 \text{ N/m}^2 (4 \times 10^{-3} \text{ m}^3 - 2 \times 10^{-3} \text{ m}^3)$$

$$W_{ad} = 2 \times 10^5 \text{ N/m}^2 (2 \times 10^{-3} \text{ m}^3)$$

$$W_{ad} = 4 \times 10^2 \text{ Joule} = 400 \text{ Joule}$$

$$W_{total} = W \text{ pada proses } a-d + W \text{ pada proses } d-c$$

$$W_{total} = 400 \text{ Joule} + 0 = 400 \text{ Joule}$$

Dengan demikian, banyaknya kalor yang ditambahkan pada proses *a-d-c* adalah :

$$Q = \Delta U + W$$

$$Q = 600 \text{ J} + 400 \text{ J} = 1000 \text{ J}$$

12. 1 liter air berubah menjadi 1671 liter uap ketika dididihkan pada tekanan 1 atm. Tentukan perubahan energi dalam dan besarnya kerja yang dilakukan air ketika menguap... (Kalor penguapan air = $L_V = 22,6 \times 10^5 \text{ J/Kg}$)

Penyelesaian :

$$\text{Massa jenis air} = 1000 \text{ Kg/m}^3$$

$$L_V = 22,6 \times 10^5 \text{ J/Kg}$$

$$P = 1 \text{ atm} = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa} = 1,013 \times 10^5 \text{ N/m}^2$$

$$V_1 = 1 \text{ liter} = 1 \text{ dm}^3 = 1 \times 10^{-3} \text{ m}^3 \text{ (Volume air)}$$

$$V_2 = 1671 \text{ liter} = 1671 \text{ dm}^3 = 1671 \times 10^{-3} \text{ m}^3 \text{ (Volume uap)}$$

a) Perubahan energi dalam

Perubahan energi dalam = Kalor yang ditambahkan pada air – Kerja yang dilakukan air ketika menguap.

Terlebih dahulu kita hitung Kalor (Q) yang ditambahkan pada air...

$$Q = mL_V$$

Massa (m) air berapa ?

Massa jenis air = massa air / volume air

Massa air (m) = (massa jenis air)x(volume air)

Massa air (m) = (1000 Kg/m³)(1 x 10⁻³ m³)

Massa air (m) = (1000 Kg/m³)(0,001 m³)

Massa air (m) = 1 Kg

$Q = (1 \text{ Kg})(22,6 \times 10^5 \text{ J/Kg}) = 22,6 \times 10^5 \text{ J}$

Sekarang kita hitung Kerja (W) yang dilakukan oleh air ketika menguap. pendidihan air terjadi pada tekanan tetap (proses isobarik).

$W = p (V_2 - V_1)$

$W = 1,013 \times 10^5 \text{ N/m}^2 (1671 \times 10^{-3} \text{ m}^3 - 1 \times 10^{-3} \text{ m}^3)$

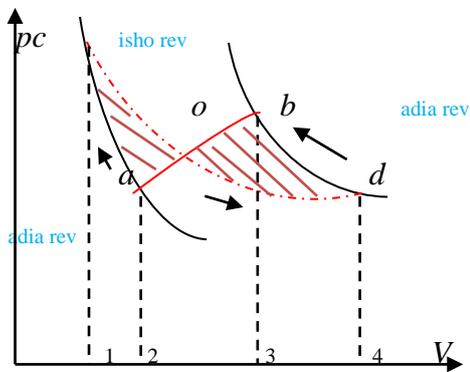
$W = 1,013 \times 10^5 \text{ N/m}^2 (1670 \times 10^{-3} \text{ m}^3)$

$W = 1691,71 \times 10^2 \text{ Joule} = 1,7 \times 10^5 \text{ Joule}$

BAB 6

Teorema Clausius dan Entropi

Teorema clausius



Penggantian torak-silinder reversibel dengan dua proses adiabatik dan satu isotermal terbalik.

Perhatikan sistem yang mengalami proses reversibel $a-b$, perubahan tingkat keadaan yang sama pada sistem maupun sekeliling dapat dicapai jika proses $a-b$ digantikan dengan proses adiabatik $d-b$, asalkan luas $a-c-o-a$ dan $o-d-b-o$ sama. Karena $a-c$ dan $b-d$ adiabatik, interaksi kalor terjadi selama proses $a-b$ dan $c-d$ saja. interaksi kerja netto dalam siklus ini sama dengan nol karena luas $a-c-o-a$ dan $o-d-b-o$ sama.

Gambar 19

Oleh sebab itu,

$$Q_{a-b} = Q_{c-d}$$

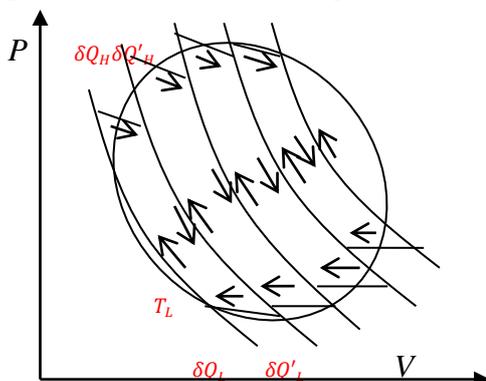
Tetapi karena proses $a-c$ dan $b-d$ merupakan proses adiabatik,

$$Q_{a-b} = Q_{a-c-d-b}$$

Dengan mensubstitusikan Q_{a-b} dan Q_{c-d} ke dalam hukum pertama akan dihasilkan

$$E_b - E_a - W_{a-b} = E_b - E_a - W_{a-c-d-b} \text{ atau } W_{a-b} = W_{a-c-d-b}$$

Proses reversibel $a-b$ dapat digantikan oleh aederetan proses reversibel yang terdiri atas adiabatik, isotermal, adiabatik sehingga interaksi kalor selama proses isotermal sama dengan interaksi kalor selama proses semula.



Gambar 20

Siklus reversibel dapat dibagi kedalam banyak siklus Carnot

Siklus ini dibagi dalam sekumpulan adiabatik reversibel, dan setiap dua adiabatik yang bersebelahan dihubungkan oleh dua isothermal reversibel sehingga kalor yang dipindahkan selama proses isothermal ini seluruhnya sama dengan kalor yang dipindahkan selama siklus semula. Karena dua adiabatik tidak akan memotong, siklus ini dapat dibagi lagi kedalam siklus Carnot yang jumlahnya banyak yang memberikan jumlah kerja yang sama seperti siklus semula.

Jika besaran dan arah kalor diperhatikan, untuk siklus Carnot pertama menjadi,

$$\frac{\delta Q_H}{T_H} = -\frac{\delta Q_L}{T_L} \text{ atau } \frac{\delta Q_H}{T_H} + \frac{\delta Q_L}{T_L} = 0$$

Sama halnya untuk siklus Carnot kedua,

$$\frac{\delta Q'_H}{T'_H} + \frac{\delta Q'_L}{T'_L} = 0 \quad (6.1)$$

Dengan menjumlahkan persamaan tersebut akan diperoleh

$$\frac{\delta Q_H}{T_H} + \frac{\delta Q_L}{T_L} + \frac{\delta Q'_H}{T'_H} + \frac{\delta Q'_L}{T'_L} + \dots = 0$$

Atau

$$\oint_R \frac{\delta Q}{T} = 0 \quad (6.2)$$

Dengan R mengacu pada siklus reversibel. Persamaan sebelum ini menyatakan bahwa penjumlahan aljabar kuantitas $\frac{\delta Q}{T}$ akan saling meniadakan untuk siklus reversibel yang berarti bahwa $(\frac{\delta Q}{T})_{rev}$ merupakan sifat sistem ini. Sifat ini disebut entropi.

Dalam hal motor ireversibel $I, \eta_I < \eta_R$. Dengan menyubstitusikan efisiensi yang dinyatakan dalam kuantitas kalor dan temperatur mutlak akan diperoleh

$$I - \frac{\delta Q_{LI}}{\delta Q_{HI}} < I - \frac{\delta Q_{LR}}{\delta Q_{HR}}$$

$$I - \frac{\delta Q_{LI}}{\delta Q_{HI}} < I - \frac{T_L}{T_H}$$

Atau

$$\frac{\delta Q_{HI}}{T_H} - \frac{\delta Q_{LI}}{T_L} < 0$$

Dengan memperhatikan arah interaksi kalor dan mengingat bahwa dQ_{LI} merupakan pembuangan kalor,

$$\frac{\delta Q_{HI}}{T_H} + \frac{\delta Q_{LI}}{T_L} < 0$$

Dan dengan menjumlahkan semua rumus yang secara analog dengan prosedur sebelum ini akan menghasilkan

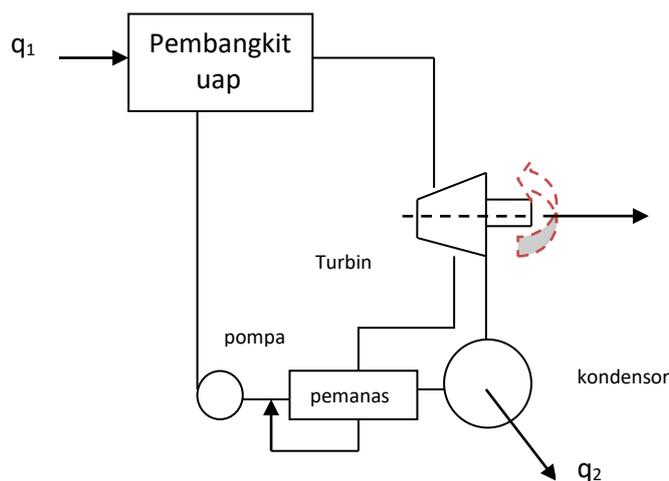
$$\oint_I \frac{\delta Q}{T} < 0$$

Dengan I mengacu pada siklus irreversibel, dan T merupakan temperatur reservoir termalnya. dari analisis sebelum ini, kita dapat menulis untuk sembarang siklus,

$$\oint \frac{\delta Q}{T_{reservoir}} \leq 0 \quad (6.3)$$

Persamaan diatas disebut persamaan clausius, yang menyatakan bahwa apabila suatu sistem mengalami satu siklus penuh, integral $\frac{dQ}{T_{reservoir}}$ yang melingkupi siklus tersebut akan lebih kecil dari atau sama dengan nol. Tanda kesamaan dan ketaksamaan masing-masing berlaku untuk siklus reversibel-internal dan ireversibel-internal. Perhatikan bahwa temperatur T dalam ketaksamaan Clausius ini berkenaan dengan temperatur pada batas tempat pemindahan dQ tersebut.

Contoh:



Buktikan bahwa siklus uap yang ditunjukkan pada gambar taat asas dengan teorema Clausius, dan nyatakan persyaratan agar siklus tersebut merupakan siklus yang reversibel.

Data:

Perpindahan kalor ke ketel (pada $T_{res} = 200^\circ\text{C}$) = 2600 kJ/kg

Kalor yang dibuang dari kondensator (pada $T_2 = 50^\circ\text{C}$) = 2263 kJ/kg
Turbin dan pompanya adiabatik

Penyelesaian:

Karena interaksi kalor terjadi hanya dalam ketel dan kondensor dan temperatur tetap konstan pada keduanya

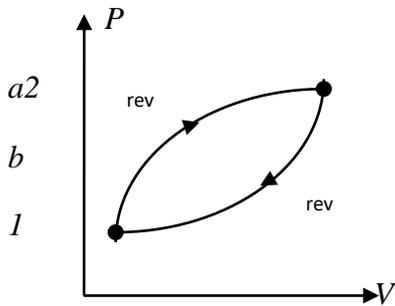
$$\oint \frac{\delta Q}{T} = \frac{2600 \frac{kJ}{kg}}{473,15 K} - \frac{2260 \frac{kJ}{kg}}{323,15 K}$$

$$= (5,495 - 6,994) kJ/kg K$$

$$= -1,499 kJ/kg K$$

Karena hasilnya negatif, siklus akan berupa siklus ireversibel sesuai dengan ketaksamaan Clausius. Agar siklus ini reversibel, $\oint \frac{\delta Q}{T}$ harus sama dengan nol.

ENTROPI



Siklus reversibel-intenal

Gambar 21

Hukum kekekalan energi pertama kali dikembangkan untuk suatu siklus dengan mengetengahkan suatu sifat, energi-dalam, selanjutnya sifat ini menjadi suatu bentuk yang berguna untuk suatu proses. Entropi memberikan suatu metode, yang didasarkan perhitungan, pengidentifikasian arah proses spontan dan menjelaskan mengapa transformasi energi tertentu tidak memungkinkan. Kelvin mengusulkan konsep entropi jagad, yang menyatakan bahwa entropi secara menerus akan meningkat apabila proses spontan terjadi secara alami.

Pada gambar, ditunjukkan dua tingkat keadaan keseimbangan 1 dan 2. Keduanya dihubungkan dengan dua proses reversibel internal a dan b. Jika arah proses b dibalik, maka siklus reversibel 1-a-2-b-1 terbentuk. Dengan menggunakan teorema clausius kita peroleh;

$$\oint_R \frac{\delta Q}{T} = 0 \quad (6.4)$$

Integral tertutup dapat dirumuskan sebagai penjumlahan dua integral, satu sepanjang proses a dan yang kedua sepanjang proses b.

$$\oint_R \frac{\delta Q}{T} = \int_{1(a)}^2 \frac{\delta Q}{T} + \int_{2(b)}^1 \frac{\delta Q}{T} = 0$$

$$\int_{1(a)}^2 \frac{\delta Q}{T} = - \int_{2(b)}^1 \frac{\delta Q}{T}$$

Teta karena proses b reversibel limit integral ini dapat dibaik dan dengan demikian

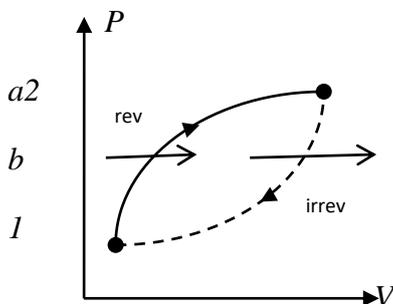
$$\int_{1(a)}^2 \frac{\delta Q}{T} = \int_{1(b)}^2 \frac{\delta Q}{T} \quad (6.5)$$

Tidak ada pembatasan yang dikenakan pada proses a dan b, kecuali bahwa kedua proses ini haruslah reversibel secara internal. Akibatnya, perumusan $\int \left(\frac{\delta Q}{T}\right)_{rev}$ antara dua tingkat keadaan itu tidak tergantung pada lalunya, dengan demikian perumusan itu merupakan suatu sifat. Sifat inilah yang disebut *entropi*, S , dan didefinisikan oleh persamaan

$$dS = \left(\frac{\delta Q}{T}\right)_{reversibel\ internal} \quad (6.6)$$

Metode pendefinisian entropi ini analog dengan metode pendefinisian energi keseluruhan (total) E . Jumlah interaksi kerja atau interaksi kalor dalam suatu proses yang menghubungkan dua tingkat keadaan tetap tergantung pada proses yang dilakukan. Dilain pihak, perubahan entropi dan perubahan energi keseluruhan tidak berubah.

Perubahan entropi dapat dihitung asalkan proses tersebut merupakan proses reversibel secara internal. Perubahan entropi untuk proses yang irreversibel dapat dihitung dengan membuat suatu proses reversibel antara tingkat keadaan awal dan akhir sistemnya. Karena entropi merupakan sifat dan tingkat keadaan akhir proses reversibel maupun proses irreversibel itu identik, perubahan entropi akan sama pada kedua proses.



Perubahan entropi antara dua tingkat keadaan akhir sama tana memperhatikan apakah proses itu reversibel

Gambar 22

Proses reversibel 1-2 sepanjang laluan a , seperti pada gambar. Misalkan siklus ini diselesaikan oleh siklus irreversibel 2-1 sepanjang laluan b , sedemikian proses 1-a-2 dan 2-b-1 bersama-sama membentuk suatu siklus yang irreversibel. Perubahan entropi netto apabila sistemnya berubah dari tingkat keadaan 1 ke tingkat keadaan 2 dan kembali ke tingkat keadaan 1 sama dengan nol atau

$$\int_{1(a)}^2 dS + \int_{2(b)}^1 dS = 0 \quad (6.7)$$

Jika interaksi selama proses reversibel mengakibatkan peningkatan entropi, kalor harus dibuang selama proses irreversibel tersebut untuk menurunkan entropi sedemikian sehingga perubahan entropi keseluruhan sama dengan nol sesuai dengan persamaan sebelumnya, ketaksamaan Clausius memberikan

$$\int_{1(a)}^2 \frac{\delta Q}{T} + \int_{2(b)}^1 \frac{\delta Q}{T_{surr}} < 0$$

Tetapi karena laluan *a* merupakan proses reversibel,

$$\int_{1(a)}^2 dS = \int_{1(a)}^2 \frac{\delta Q}{T} = - \int_{2(b)}^1 dS$$

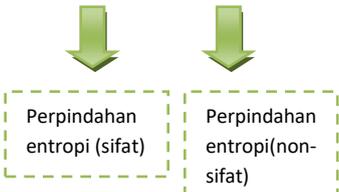
Oleh sebab itu,

$$- \int_{2(b)}^1 dS + \int_{2(b)}^1 \frac{\delta Q}{T_{surr}} < 0$$

Atau

$$\int_{2(b)}^1 dS > \int_{2(b)}^1 \frac{\delta Q}{T_{surr}} \quad (6.8)$$

Jika proses *b* reversibel, tanda kesamaan menggantikan tanda ketaksamaan dalam persamaan sebelumnya. Oleh sebab itu, bentuk umum persamaan ini yang dapat dianggap suatu pernyataan hukum kedua untuk sistem, ialah

$$\int_1^2 dS > \int_1^2 \frac{\delta Q}{T}$$


Perpindahan entropi (sifat)

Perpindahan entropi(non-sifat)

Dengan tanda kesamaan dan ketaksamaan masing-masing berlaku untuk proses reversibel dan yang irreversibel. Temperatur *T* dalam persamaan di atas adalah temperatur sistem untuk proses yang reversibel secara internal.

Untuk proses irreversibel,

$$\delta Q_{irr} < T_{surr} dS_{sis} \quad (6.9)$$

Dengan, δQ_{irr} = interaksi kalor dengan sistem

T_{surr} = temperatur sekeliling

dS_{sis} = peningkatan entropi sistem

Untuk sistem terisolasi yang tidak mengalami interaksi kalor ataupun kerja dengan sekeliling, energi keseluruhan semua tingkat keadaan yang mungkin tetap konstan. Akan tetapi hukum kedua mensyaratkan bahwa hanya tingkat-keadaan tingkat-keadaan yang entropinya meningkat atau tetap tak berubah. dengan demikian, menurut persamaan $\int_1^2 dS > \int_1^2 \frac{\delta Q}{T}$ dan karena $\delta Q = 0$

$$dS_{terisol} \geq 0$$

Oleh sebab itu, untuk sembarang proses irreversibel, tidak terjadi penciptaan entropi, dan hanya tingkat keadaan yang menyebabkan peningkatan entropi yang dapat diperoleh dari tingkat keadaan sistem.

Persamaan diatas disebut *prinsip peningkatan entropi*, yang dapat dianggap sebagai versi lain hukum kedua. prinsip ini menyatakan: entropi sistem yang terisolasi dapat meningkat atau, dalam limit, tetap konstan. Dengan kata lain, ketaksamaan persamaan $dS_{terisol} \geq 0$ mengesampingkan proses nyata manapun yang mengingkari ketaksamaan yang secara fisis tak mungkin.

Akibat prinsip peningkatan entropi ini, entropi jagad raya (yang dianggap sebagai sistem yang terisolasi) meningkat, karena proses alami sedemikian sehingga

$$\Delta S_{jagad} = \Delta S_{sis} + \Delta S_{surr} > 0$$

Untuk suatu proses yang reversibel,

$$\Delta S_{sistem} = \left(\frac{Q}{T}\right)_{reversibel}$$

$$\Delta S_{sekeliling} = -\left(\frac{Q}{T}\right)_{reversibel} \quad (6.10)$$

Jadi, entropi yang dibangkitkan, ΔS_{gen} , atau perubahan entropi jagad raya, ialah

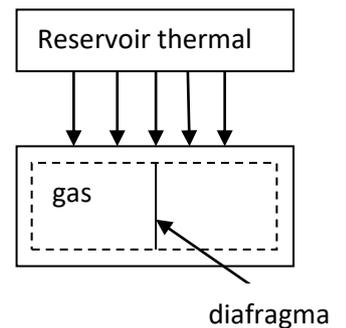
$$\Delta S_{gen} = \Delta S_{jagad} = 0 \quad (6.11)$$

Tetapi untuk proses yang irreversibel, $\Delta S_{sis} > \frac{Q}{T_{surr}}$ karena pembangkitan entropi dalam sistemnya sebagai akibat irreversibilitas internal. Jadi, walaupun perubahan entropi sistem dan sekeliling secara sendiri-sendiri dapat meningkat, menurun, atau tetap konstan. Perubahan entropi secara keseluruhan dan pembangkitan entropi tidak dapat negatif untuk proses manapun;

$$S_{pembangkit} = \Delta S_{sistem} + \Delta S_{sekeliling} - \frac{Q}{T_{surr}} \geq 0$$

Perhatikan bahwa ΔS_{gen} sama dengan nol untuk proses reversibel dan positif untuk proses irreversibel sesuai dengan prinsip peningkatan entropi.

Untuk sistem yang ditunjukkan pada gambar, apabila diagramnya dibuka, gas akan berekspansi dan menempati seluruh volume yang terjadi. Selama proses ini, $W=0$, $Q=0$, dan menurut hukum pertama, $\Delta U = 0$. Untuk menghitung perubahan entropi, proses irreversibel ini digantikan oleh proses yang reversibel secara internal yang menghubungkan tingkat keadaan awal dan akhir sistem tersebut. Karena temperatur awal dan akhir sama, pilihlah proses isothermal reversibel yang selama proses tersebut sistemnya diekspansikan dalam pola yang terkendali. Ini dapat dicapai dengan membiarkan sistemnya melakukan kerja pada torak hingga tingkat keadaan akhir dicapai. Untuk mempertahankan tingkat keadaan isothermal ini, kalor harus dipindahkan ke dalam sistem. Karena temperatur tetap konstan.



Gambar: Ekspansi bebas gas-ideal

Gambar 23

$$Q_{reversibel} = -W_{reversibel} = \int_{V_1}^{V_2} p \, dV = mRT \ln \frac{V_2}{V_1} \quad (6.12)$$

Dengan titik 1 dan 2 masing-masing mengacu pada tingkat keadaan awal dan akhir. Perubahan entropi untuk proses reversibel diberikan oleh

$$\Delta S = \left(\frac{Q}{T}\right)_{reversibel} = mR \ln \frac{V_2}{V_1} \quad (6.13)$$

yang sama untuk proses irreversibel. Perubahan entropi akan positif sesuai dengan prinsip peningkatan entropi.

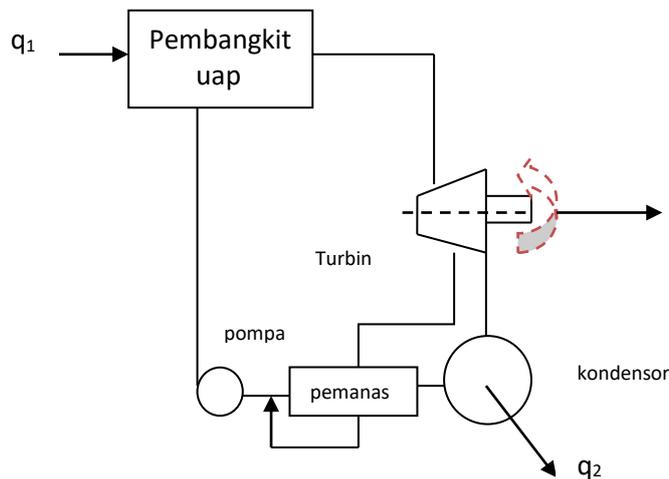
Entropi merupakan sifat ekstensif. Jika perpindahan kalor persatuan massa konstan, jumlah perpindahan kalor ke sistem akan sebanding dengan massanya dan juga dengan entropinya. Dalam proses irreversibel, partikel-partikel sistem akan mengikuti laluan antara tingkat keadaan awal dan akhir. Tetapi karena massa setiap partikel dalam sistem mengalami perubahan entropi yang sama persatuan massa di antara tingkat keadaan akhir, perubahan entropi keseluruhan akan sama dengan perubahan entropi spesifik dikalikan dengan massa sistemnya atau

$$\Delta S = \sum(dm \Delta s) = m \Delta s \quad (6.14)$$

Dengan, m = massa sistem

Satuan entropi dalam SI ialah J/K, dan untuk entropi spesifik ialah J/kg K.

Contoh soal:



Buktikan bahwa siklus uap yang ditunjukkan pada gambar taat asas dengan teorema Clausius, dan nyatakan persyaratan agar siklus tersebut merupakan siklus yang reversibel. Data: Perpindahan kalor ke ketel (pada $T_{res} = 200^\circ\text{C}$) = 2600 kJ/kg Kalor yang dibuang darikondensor (pada $T_2 = 50^\circ\text{C}$) = 2263 kJ/kg (Turbin dan pompanya adiabatik)

Penyelesaian:

Karena interaksi kalor terjadi hanya dalam ketel dan kondensor dan temperatur tetap konstan pada keduanya

$$\begin{aligned}\oint \frac{\delta Q}{T} &= \frac{2600 \frac{kJ}{kg}}{473,15 K} - \frac{2260 \frac{kJ}{kg}}{323,15 K} \\ &= (5,495 - 6,994) kJ/kg K \\ &= -1,499 kJ/kg K\end{aligned}$$

Karena hasilnya negatif, siklus akan berupa siklus ireversibel sesuai dengan ketaksamaan Clausius. Agar siklus ini reversibel, $\oint \frac{\delta Q}{T}$ harus sama dengan nol.

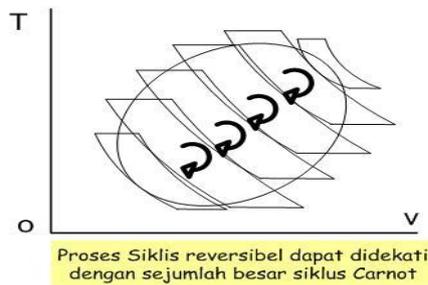
BAB 7

DIAGRAM TEMPERATUR ENTROPI

Konsep temperatur muncul dalam hukum ke-nol termodinamika. Konsep energi internal muncul dalam hukum pertama termodinamika. Dalam hukum kedua termodinamika muncul konsep tentang *entropi*.

Entropi adalah ukuran tingkat ketidakpastian suatu zat dengan tinjauan molekuler. Entropi merupakan sifat dari zat karena itu tidak tergantung proses. Perubahan entropi dari suatu sistem hanya tergantung pada keadaan awal dan keadaan akhir sistem.

a. Entropi pada proses siklus reversible



Gambar 24

Untuk proses dalam satu siklus perubahan entropi nol $\Delta S = 0$. Jika suatu siklus kecil beroperasi antara suhu T_2 dan T_1 dengan arus panas yg bersangkutan ΔQ_2 dan ΔQ_1 , maka berlaku persamaan

$$\frac{\Delta Q_1}{T_1} + \frac{\Delta Q_2}{T_2} = 0 \quad (7.1)$$

Jika dijumlahkan semua siklus menjadi

$$\sum \frac{\Delta Q_r}{T} = 0 \quad (7.2)$$

Indeks r \rightarrow proses reversibel

Dalam keadaan limit, siklus-siklus dibuat tak terhingga kecil sehingga proses yg terbentuk seperti gigi gergaji, dan mendekati siklus aslinya.

Jika tanda Σ diganti dg integral tertutup persamaan tersebut menjadi

$$\oint \frac{d'Q_r}{T} = 0 \quad (7.3)$$

Besaran Q bukan fungsi keadaan sehingga d'Q bukan diferensial eksak

Akan tetapi $\frac{d'Q_r}{T}$ adalah diferensial eksak, sehingga diberi lambang dS.

Besaran S disebut entropi yg merupakan fungsi keadaan. Satuan S itu sendiri adalah $J.K^{-1}$ (SI, MKS) dari persamaan diatas kita peroleh persamaan

$$dS = \frac{d'Q_r}{T} \quad \longrightarrow \quad \oint dS = 0$$

Entropi adalah besaran ekstensif yang bila dibagi dengan jumlah massa m atau jumlah mol n persamaannya menjadi entropi jenis (s) :

$$s = \frac{S}{m} \quad s = \frac{S}{n}$$

b. Menghitung perubahan entropi pada proses reversible

Dalam proses adiabatik d'Q = 0 dan dalam proses adiabatik reversibel d'Q_r = 0, maka dalam setiap proses adiabatik reversibel dS = 0 sehingga entropi S tetap. Proses tersebut merupakan proses isentropik → d'Q_r = 0 dan dS = 0. Dalam proses isothermal reversibel, suhu T tetap, sehingga persamaan untuk perubahan entropi tersebut adalah

$$S_2 - S_1 = \int_1^2 \frac{d'Q_r}{T} = \frac{1}{T} \int_1^2 d'Q_r = \frac{Q_r}{T} \quad (7.4)$$

Untuk melaksanakan proses semacam ini, maka sistem dihubungkan dengan sebuah reservoir yg suhunya berbeda . Jika arus panas mengalir masuk ke dalam sistem, maka Q_r positif, dan entropi sistem naik, demikian sebaliknya .

Contoh proses isothermal reversible menjadi perubahan fase pada tekanan tetap
 Arus panas yg masuk ke dalam sistem per satuan massa atau per mol = panas transformasi l, sehingga perubahan entropi jenisnya menjadi

$$S_2 - S_1 = \frac{1}{T}$$

Dalam kebanyakan proses suatu arus panas yg masuk ke dalam sistem secara reversibel umumnya disertai oleh perubahan suhu. sehingga perhitungan perubahan entropi dari persamaan (6-4) suhu T tidak boleh dikeluarkan dari tanda integral. Jika proses terjadi pada volume tetap, maka d'q (aliran panas per unit massa, atau per mol) = $c_v \cdot dT$ dengan persamaan

$$(S_2 - S_1)_v = \int_{T_1}^{T_2} C_v \frac{dT}{T} \quad (7.5)$$

Pada umumnya c_v dan c_p berubah dengan suhu sehingga tdk boleh dikeluarkan dari tanda integral dalam persamaan diatas. Untuk menghitung integral tersebut harus diketahui c_v dan c_p sebagai fungsi suhu. Jika c_v dan c_p boleh dianggap tetap, maka hasil integral itu menjadi

$$(S_2 - S_1)_v = C_v \ln \frac{T_2}{T_1} \quad (7.6)$$

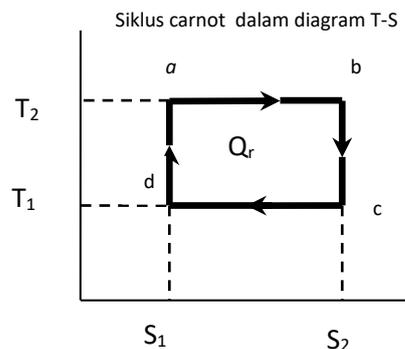
$$(S_2 - S_1)_p = C_p \ln \frac{T_2}{T_1} \quad (7.7)$$

Jika dalam suatu proses terdapat arus panas antara sistem dengan lingkungannya secara reversibel, maka pada hakekatnya suhu sistem dan suhu lingkungan adalah sama. Besar arus panas ini yang masuk ke dalam sistem atau yg masuk ke dalam lingkungan di setiap titik adalah sama, tetapi harus diberi tanda yg berlawanan. Karena itu perubahan entropi lingkungan sama besar tetapi berlawanan tanda dengan perubahan entropi sistem dan jumlahnya menjadi 0. Karena sistem bersama dengan lingkungannya membentuk dunia, maka boleh dikatakan bahwa entropi dunia adalah tetap. Pernyataan tersebut hanya berlaku pada proses reversibel saja.

c. *Diagram T-S*

Entropi adalah fungsi keadaan, nilainya pada suatu keadaan seimbang dapat dinyatakan dalam variabel-variabel yg menentukan keadaan sistem. Dalam sistem pVT, entropi dapat dinyatakan sebagai fungsi p dan V, atau p dan T. Seperti halnya tenaga dakhil U, maka entropi S dapat pula dianggap sebagai salah satu variabel yg menentukan keadaan tersebut .

Jika suhu T dipilih sebagai variabel lain maka tiap keadaan sistem berkaitan dengan sebuah titik dalam diagram T-S, dan tiap proses reversibel bersangkutan dengan sebuah kurva pada diagram Siklus Carnot, mempunyai bentuk yg lebih sederhana bila dilukiskan dalam diagram T-S. Hal ini disebabkan karena siklus Carnot dibatasi oleh dua isoterm berupa garis lurus yang tegak lurus pada sumbu T. Dan dua isentrop atau dua adiabat reversibel berupa garis lurus yang tegak lurus pada sumbu S.



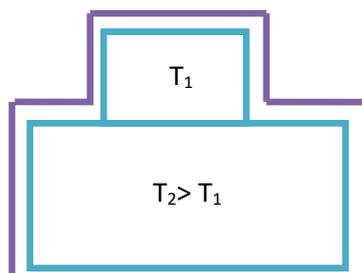
Gambar 25

Pada gambar diatas, terlihat siklus Carnot *a-b-c-d-a* dalam diagram *T-S*. Luas kawasan yg dikelilingi oleh kurva yang menyatakan siklus Carnot adalah panas total yang masuk atau keluar system, sehingga persamaannya menjadi :

$$\oint T dS = \oint d'Q_r = Q_r \quad (7.8)$$

d. Perubahan entropi pada proses ireversible

Entropi S adalah variabel keadaan , keadaan tersebut hanya ditentukan keadaan awal dan akhir proses. Maka pada proses ireversibel dapat digunakan rumus proses reversibel dengan syarat keadaan awal & akhir kedua proses itu sama.



Gambar 26

Merujuk pada gambar 26, T_1 berubah menjadi T_2 , meski proses ireversibel, asalkan keadaan awal = keadaan akhir, dapat digunakan rumus proses reversible.

Jika proses pada tekanan tetap dan C_p juga tetap maka

$$\Delta S_{benda} = S_2 - S_1 = C_p \ln \frac{T_2}{T_1} \quad (7.9)$$

$T_2 > T_1$ sehingga arus panas masuk ke dalam benda, dan $\ln T_2/T_1$ nilainya (+), Jadi Entropi benda naik.

e. Perubahan Entropi dalam Proses Ireversibel, pada Reservoir

Jika suhu reservoir tetap T_2 , karena itu perubahan entropinya = perubahan entropi pada proses isothermal reversibel

$$\Delta S_{res} = \int_1^2 \frac{d'Q}{T} = \frac{1}{T} C_p \int_{T_1}^{T_2} dT = C_p \frac{T_2 - T_1}{T_2} \quad (7.10)$$

Karena arus panas keluar dari reservoir, sesuai perjanjian tanda, harus diberi tanda (-), jadi

$$\Delta S_{res} = -C_p \frac{T_2 - T_1}{T_2}$$

Karena $T_2 > T_1$, maka $(T_2 - T_1)/T_2 \rightarrow (+)$, ruas kanan menjadi (-), perubahan entropi totalnya adalah

$$\Delta S = \Delta S_{benda} + \Delta S_{res} = C_p \left(\ln \frac{T_2}{T_1} - \frac{T_2 - T_1}{T_2} \right) \quad (7.11)$$

Sesuai hukum kedua termodinamika, pada proses ireversibel, entropi total (entropi dunia) selalu bertambah. Untuk membuktikannya dibuat grafik $\ln T_2/T_1$ dan $(T_2 - T_1)/T_2$ sebagai fungsi T_2/T_1 , lalu keduanya dijumlahkan.

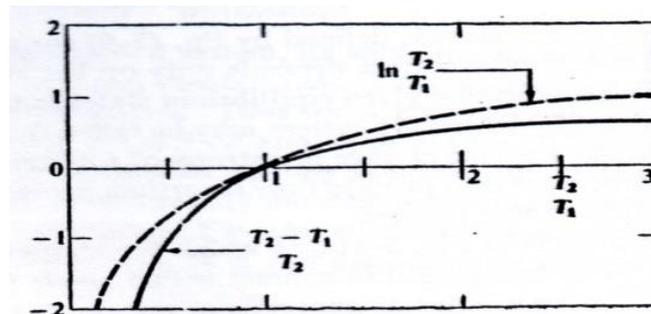


Fig. 5-5 A graph of $\ln (T_2/T_1)$ and $(T_2 - T_1)/T_2$ as a function of T_2/T_1 .

Gambar 27

Jika benda mula-mula pada suhu T_1 yg lebih tinggi dari T_2 , maka arus panas akan mengalir dari benda ke dalam reservoir. Perubahan entropi benda menjadi negatif dan perubahan entropi reservoir menjadi positif. Pada titik $T_2/T_1 = 1$ sehingga $T_2 = T_1$, di sisi kanannya $T_2 > T_1$ dan di sisi kirinya $T_2 < T_1$, ternyata selisih kedua grafik tsb (+). Kecuali pada daerah $T_2 = T_1$ nilainya = 0. Jika $T_2 = T_1$ prosesnya adalah reversibel maka untuk proses ireversibel ΔS selalu positif.

f. Asas Kenaikan Entropi

Dari pembahasan proses ireversibel, kita ketahui bahwa entropi dunia (universe) selalu naik. Hal tersebut dikenal sebagai asas kenaikan entropi dan dianggap sebagai bagian dari hukum kedua termodinamika. Asas ini dapat dirumuskan dengan “ *Entropi dunia selalu naik pada tiap proses ireversibel* ”.

Jika semua sistem yg berinteraksi di dalam suatu proses dilingkungan dengan bidang adiabatik yang tegar, maka semua itu membentuk sistem yang terisolasi sempurna dan membentuk dunianya sendiri. Karena itu dapat dikatakan bahwa entropi dari suatu sistem yang terisolasi sempurna selalu naik dalam tiap proses ireversibel yang terjadi dalam sistem.

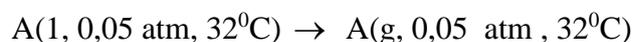
Sementara itu entropi tetap tidak berubah dalam sistem yang terisolasi jika sistem itu menjalani proses reversibel, maka hukum kedua termodinamika dapat dirumuskan :

“ *Pada setiap proses yg terjadi di dalam sistem yg terisolasi, entropi sistem tsb selalu naik atau tetap tidak berubah* ”.

Contoh soal

1. Entropi cairan A pada 0,05 atm dan 32,0°C adalah 0,52 kJ der⁻¹ kg⁻¹. Anggaphlah uap 2422,12 kJ kg⁻¹. Proses diatas adalah transisi fase pada tekanan konstan dan tempratur konstan,

Jawab :



$$\Delta S = \frac{2422,12 \text{ kJkg}^{-1}}{273+32} = 7,94 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}} \cdot \text{der}^{-1}$$

$$S_g = 0,52 \text{ KJ der}^{-1} \text{ kg}^{-1} + 7,94 \text{ KJ kg}^{-1} \text{ der}^{-1}$$

$$= 8,46 \text{ kJ kg}^{-1} \text{ der}^{-1}$$

2. Es 40 gram mencair pada suhu 0°C, berapakah perubahan entropi es tersebut?

Pembahasan:

Dengan menambahkan kalor sedikit demi sedikit es dapat dicairkan dengan cara reversibel. Jadi kalor yang diperlukan adalah:

$$\Delta Q = m H_f = 40 \text{ gram} \times 80 \frac{\text{kal}}{\text{gram}} = 3200 \text{ kal}$$

$$\Delta S = \frac{\Delta Q}{T} = \frac{3200 \text{ kal}}{273 \text{ K}} = 11,72 \text{ kal/K}$$

3. 2 kg air bersuhu 100°C dicampur dengan 2 kg air bersuhu 0°C. Anggaplah entropi air bersuhu 0°C dan 2 kg air pada suhu 100°C adalah 2,1x10³J/K. Apa yang terjadi dengan entropi sebelum dan sesudah pencampuran.

Penyelesaian :

Entropi mula-mula

Entropi air adalah nol saat air bersuhu 0°C sehingga entropinya sebesar 2,1x10³KJ/°K

Setelah bercampur

$$S = mc \ln (T_2 / T_1)$$

$$S = (2\text{kg}) (4190\text{J/KgK}) \ln (373\text{K} / 273\text{K})$$

$$S = 2615,4 \text{ J/K} = 2,62 \times 10^3 \text{ KJ/K}$$

$$\Delta S = 2,62 \times 10^3 \text{ KJ/K} - 2,1 \times 10^3 \text{ KJ/K}$$

$$\Delta S = 0,521 \times 10^3 \text{ KJ/K} = 520 \text{ J/K}$$

Jadi entropi meningkat sebesar 520J/K

Soal - soal

1. Jika Sebuah es satu Kg pada 0⁰c dan tekanan 1 atm, mencair pada suhu dan tekanan yang sama. Panas mencair es $I_{12} = 3,24 \times 10^5 \text{ j Kg}^{-1}$
Berapakah perubahan entropi sistem selama proses berlangsung ?
Penyelesaian :

Perubahan entropi

$$\Delta S = \int_1^2 \frac{d \cdot a}{T} = \frac{1}{T} \int_1^2 d \cdot a = \frac{Q}{T} = \frac{MI_{12}}{T}$$
$$= \frac{1 \text{ kg} \cdot 3,24 \times 10^5 \text{ J kg}^{-1}}{273 \text{ K}}$$

$$\Delta s = 12.2 \text{ KJ K}^{-1}$$

1. Kalor mengalir secara spontan sebesar 1500 J dari reservoir panas bersuhu 500 K menuju reservoir dingin bersuhu 300 K. tentukan perubahan entropi jagad raya jika dianggap tidak ada perubahan yang lain terjadi ?
jawab :

Dik. $Q_1 = -1500 \text{ J}$

$$T_1 = 500 \text{ K}$$

$$Q_2 = +1500 \text{ J}$$

$$T_2 = 300 \text{ K}$$

Dit. $\Delta S \dots ?$

Jadi, $\Delta S \text{ jagad raya} = \Delta S_1 + \Delta S_2$

$$= \frac{Q_1}{T_1} + \frac{Q_2}{T_2} = \frac{-1500}{500} + \frac{1500}{300}$$
$$= -3 \text{ J/K} + 5 \text{ J/K} = 2 \text{ J/K}$$

2. Satu Kg es pada 0°C dicairkan dan diubah menjadi air pada 0°C. Hitung perubahan entropinya, asumsikan bahwa peleburan berlangsung secara reversibel. Panas lebur air adalah $L_f = 3,34 \times 10^5 \text{ J/Kg}$?

Penyelesaian:

Suhu T adalah konstan pada 273 K. Panas yang dibutuhkan untuk melelehkan es adalah $Q = mL_f = 3,34 \times 10^5 \text{ J}$. Kenaikan entropinya yaitu:

$$\Delta S = S_2 - S_1 = \frac{Q}{T} = \frac{3,34 \times 10^5 \text{ J}}{273 \text{ K}} = 1,22 \times 10^3 \text{ J / K}$$

3. Berapa perubahan entropi yang akan terjadi bila 500 gram air pada suhu 80 °C dicampur dengan 500 gram air pada suhu 0 °C ?

Penyelesaian:

Jika temperatur akhir sistem = t °C

Panas yang dikeluarkan = panas yang diterima

$$m C \Delta t_1 = m C \Delta t_2$$

$$500 (80 - t) = 500 (t - 0)$$

$$40000 - 500 t = 500 t$$

$$1000 t = 40000$$

$$T = 40$$

Temperatur akhir sistem = 40 °C = 313 K

$$dS = m C \frac{dT}{T}$$

$$\Delta S = m C \ln (T_2 / T_1)$$

Pada perubahan dari 0 °C jadi 40 °C

$$\Delta S = 500 \times 1 \times \ln (313 / 273) \text{ kalori}$$

$$= 70 \text{ kalori}$$

Pada perubahan dari 80 °C jadi 40 °C

$$\Delta S = 500 \times 1 \times \ln (313 / 353) \text{ kalori}$$

$$= - 60 \text{ kalori}$$

$$\text{Jadi, } \Delta S \text{ total} = 70 + (-60) \text{ kal}^{\circ}\text{C} = 10 \text{ kal}^{\circ}\text{C}$$

4. Es 20 gram mencair pada suhu 0 °C, berapakah perubahan entropi es tersebut ?

Penyelesaian :

$$\Delta Q = m H_f = 20 \text{ g} \times 80 \text{ kal/g} = 1600 \text{ kal}$$

$$\Delta S = \frac{\Delta Q}{T} = \frac{1600 \text{ kal}}{273 \text{ K}} = 5,86 \text{ kal/K} = 24,5 \text{ j}^{\circ}\text{K}$$

5. Satu Kg es pada 0°C dicairkan dan diubah menjadi air pada 0°C. Hitung perubahan entropinya, asumsikan bahwa peleburan berlangsung secara reversibel. Panas lebur air adalah $L_f = 3,34 \times 10^5 \text{ J/Kg}$?

Penyelesaian:

Suhu T adalah konstan pada 273 K. Panas yang dibutuhkan untuk melelehkan es adalah $Q = mL_f = 3,34 \times 10^5 \text{ J}$. Kenaikan entropinya yaitu:

$$\Delta S = S_2 - S_1 = \frac{Q}{T} = \frac{3,34 \times 10^5 \text{ J}}{273 \text{ K}} = 1,22 \times 10^3 \text{ J/K}$$

6. Selama tiap siklus, mesin Carnot memindahkan 100 J energi dari tandon bersuhu 400 K, melakukan usaha, dan membuang panas ke tandon bersuhu 300 K. Hitunglah perubahan entropi tiap tandon untuk tiap siklus, dan tunjukkanlah bahwa perubahan entropi semesta adalah nol untuk proses reversibel ini!

Penyelesaian:

Efisiensi mesin karnot yang bekerja di antara kedua tandon ini adalah :

$$\epsilon_c = 1 - \frac{T_c}{T_H} = 1 - \frac{300 \text{ K}}{400 \text{ K}} = 0,25$$

Oleh karena itu, mesin membuang 75 J ke tandon dingin selama tiap siklus. Karena tandon panas kehilangan panas, perubahan entropinya adalah negatif :

$$\Delta S_{400} = -\frac{|Q_H|}{T_H} = -\frac{100 J}{400 K} = -0,250 J/K$$

$$\Delta S_{300} = -\frac{|Q_c|}{T_c} = -\frac{75 J}{300 K} = +0,250 J/K$$

Karena mesin bekerja secara siklis, perubahan entropinya adalah nol. Perubahan entropi semesta dengan demikian hasilnya jumlah perubahan entropi tandon panas dan dingin, yang hasilnya adalah nol.

7. 1 kilogram air pada 0⁰C dipanaskan menjadi 100⁰C. Hitunglah perubahan entropinya !

Penyelesaian:

Suhu tidak konstan dan dQ serta T harus dinyatakan dalam bentuk sebuah variabel supaya menghitung integrasi ini tidak sulit dilakukan, karena :

$$dQ = m c dT$$

Maka :

$$\Delta S = \int_{273}^{373} mc \frac{dT}{T} = mc \ln \frac{373}{273} = 312 \text{ kal/K}$$

8. Sebuah mesin Carnot mengambil 2000 J panas dari reservoir pada 500 K, melakukan kerja dan membuang sejumlah panas ke reservoir pada 350 K. tentukanlah perubahan entropi total dalam mesin selama satu siklus?

Penyelesaian:

Tidak ada perubahan dalam entropi selama ekspansi adiabatik atau kompresi adiabatik. Selama ekspansi isothermal pada T_H = 500 K mesin mengambil 2000 J panas, dan perubahan entropinya adalah

$$\Delta S_H = \frac{Q_H}{T_H} = \frac{2000 J}{500 K} = 4 J/K$$

Selama kompresi isothermal pada $T_C = 350 \text{ K}$ mesin mengeluarkan 1400 J panas, dan perubahan entropinya adalah

$$\Delta S_c = \frac{Q_c}{T_c} = \frac{-1400 \text{ J}}{350 \text{ K}} = -4 \text{ J/K}$$

Perubahan entropi total dalam mesin selama satu siklus adalah $\Delta S_H + \Delta S_c = 4 \frac{\text{J}}{\text{K}} + \left(-4 \frac{\text{J}}{\text{K}}\right) = 0$. Perubahan entropi totalnya dari kedua reservoir selalu nol, walaupun masing-masing reservoir mengalami perubahan entropi. Siklus ini tidak mengandung proses ireversibel, dan perubahan entropi total sistem serta lingkungannya adalah nol.

9. Air mampat yang mula-mula berada pada 25°C dan 200 kPa dipanaskan pada tekanan konstanta. Jika jumlah interaksi kalor sama dengan $1,8 \text{ Mj/Kg}$, tentukanlah perubahan entropi per Kg fluidanya. Tunjukkanlah proses tersebut pada diagram $T-s$ yang memperhatikan tingkat keadan akhirnya?

Penyelesaian:

Entropi dan entalpi cairan mampat pada tingkat keadan awal didekati sebagai S_f dan h_f pada 25°C sehingga $S_1 = 0,3674 \text{ kJ/Kg K}$ dan $h_1 = 104,89 \text{ kJ/kg}$

untuk menentukan tingkat keadaan akhir system ini, dibutuhkan sifat bebas lain, disamping tekanan. Pada tekanan konstan interaksi kalor untuk proses kuasi-kesetimbangan sama dengan perubahan entalpinya sehingga

$$q = h_2 - h_1$$

oleh sebab itu,

$$1800 = h_2 - 104,89 \text{ atau } h_2 = 1904,89 \text{ kJ/kg}$$

Sifat yang di butuhkan untuk mengidentifikasi tingkat keadaan akhirnya ialah

$$P_2 = 200 \text{ kPa} \text{ dan } h_2 = 1904,89 \text{ kJ/Kg}$$

Tetapi dari table uap, $h_f < h_2 < h_g$, yang memperlihatkan bahwa tingkat keadaan akhirnya berada pada daerah cair- uap

$$h_2 = h_f + x_2 h_{fg} = 1904,89 \text{ kJ/Kg} = 504,7 \text{ kJ/kg} + x_2(2201,9 \text{ kJ/kg})$$

yang dari sini, $X_2 = 0,6359$

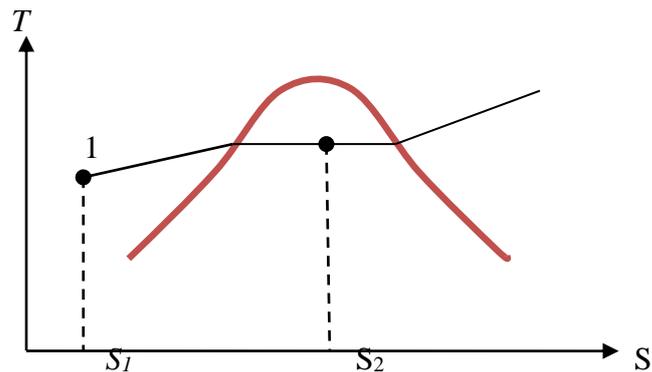
Entropi pada tingkat keadaan 2 ialah

$$\begin{aligned} S_2 &= h_f + x_2 S_{fg} = 15,302 \text{ kJ/kg K} + 0,6359 (5,5970 \text{ kJ/kg K}) \\ &= 5,4458 \text{ kJ/kg K} \end{aligned}$$

dan perubahan entropinya

$$S_2 - S_1 = (5,4458 - 0,3674) \text{ kJ/kg K} = 5,0784 \text{ kJ/kg K}$$

Gambar ini menunjukkan proses tersebut pada diagram T - s .



10. 4 kg air pada suhu 80°C dicampur dengan 2 kg air pada suhu 20°C , dalam suatu system yang terisolasi. Hitung perubahan entropi akibat proses pencampuran!

Penyelesaian:

$$Q_1 = Q_2$$

$$m_1 C \Delta T = m_2 C \Delta T$$

$$4 \text{ kg} (80^{\circ}\text{C} - T_c) = 2 \text{ kg} (T_c - 20^{\circ}\text{C})$$

$$320 \text{ kg } ^{\circ}\text{C} - 4T_c \text{ kg} = 2T_c \text{ kg} - 40 \text{ kg } ^{\circ}\text{C}$$

$$320 \text{ kg } ^\circ\text{C} + 40 \text{ kg } ^\circ\text{C} = 2T_c \text{ kg} + 4T_c \text{ kg}$$

$$360 \text{ kg } ^\circ\text{C} = 6T_c \text{ kg}$$

$$T_c = \frac{360 \text{ kg } ^\circ\text{C}}{6 \text{ kg}} = 60 ^\circ\text{C}$$

$$Q_1 = m_1 C \Delta T$$

$$= 4 \text{ kg} (4,18 \text{ kJ/kgK}) (80 - 60) = 334,4 \text{ kJ/K}$$

$$Q_2 = m_2 C \Delta T$$

$$= 2 \text{ kg} (4,18 \text{ kJ/kgK}) (60 - 20) = 334,4 \text{ kJ/K}$$

$$\begin{aligned} \Delta S &= \frac{\Delta Q_2}{T_2} - \frac{\Delta Q_1}{T_1} \\ &= \frac{334,4 \frac{\text{kJ}}{\text{K}}}{353 \text{ K}} - \frac{334,4 \frac{\text{kJ}}{\text{K}}}{293 \text{ K}} \\ &= 1,14 \text{ kJ} - 0,95 \text{ kJ} = 0,19 \text{ kJ} \end{aligned}$$

11. Suatu gas dibiarkan memuai secara adiabatik dan reversible. berapa perubahan entropinya?

Jawab:

Dalam proses adiabat tidak ada panas yang bebas masuk atau keluar system, jadi $Q = 0$ dan tidak terdapat perubahan entropi, dengan demikian setiap proses adiabatik reversible merupakan proses entropi konstan, dan dapat dinamakan proses isentropic.

BAB 8

ENTALPI

Entalpi didefinisikan oleh

$$H = U + pV, \quad (8.1)$$

Entalpi merupakan sifat ekstensif dan entalpi spesifik diberikan oleh

$$h = u + pv$$

satuan H ialah J dan satuan $h=j/kg$. Karena entalpi merupakan gabungan fungsi tingkat keadaan (u, p , dan v), entalpi juga merupakan fungsi tingkat keadaan.

Perhatikan bahwa perbedaan antara entalpi h dan energi-dalam u ialah perkalian pv . Suku pv memperhitungkan kerja yang dilakukan persatuan massa fluida begitu fluida tersebut melintasi batas volume atur.

Walaupun kita dapat menghitung entalpi suatu sistem, energi karakteristik sistem ialah energi dalam u . Jika suatu sistem mengalami proses tekanan konstan, dan jika hanya kerja yang terlihat dalam kerja p - V , maka sesuai dengan hukum pertama

$$q_{1.2} - p(v_2 - v_1) = u_2 - u_1 \quad (8.2)$$

Atau

$$q_1 = h_2 - h_1 \quad (8.3)$$

Perpindahan kalor ke suatu sistem dengan demikian sama dengan perubahan entalpi pada dua batasan yang baru saja disebutkan. Apabila entalpi disubstitusikan ke persamaan;

$$\delta Q + Vdp + \delta W' = d(U + pV) \quad (8.4)$$

sehingga

$$\delta q = dh - v dp - \delta w' \quad (8.5)$$

Apabila $\delta q = c_p dT$, pada tingkat keadaan tekanan konstan dan apabila kerja p-V merupakan satu-satunya kerja, maka c_p dapat didefinisikan sebagai

$$c_p = \left(\frac{\partial h}{\partial T}\right)_p \quad (8.6)$$

Kalor spesifik tekana-konstan c_p merupakan sifat intensif yang tergantung pada tingkat keadaan sistemnya. Ini berarti bahwa c_p dapat menggantikan $(\partial h/\partial T)_p$ dalam proses manapun, kuasi –statik atau tidak, sekalipun proses tersebut bukan berlangsung pada tekanan konstan. Kalor spesifik tekanan konstan sama dengan $(\partial q/\partial T)_p$ hanya pada proses tekanan konstan yang pada proses ini $\delta w' = 0$. Sebagaimana yang dinyatakan dalam hal c_v , c_p hruslah diikrkan sebaagi perbahan sifat terhadap temperatur. c_p merupakan entalpi spesifik per derajat pada tekanan konstan.

Jika entalpi sebagai fungsi dua parameter bebas, seperti p dan T , maka perubahan entalpi untuk proses ini ialah

$$dh = \left(\frac{\partial h}{\partial T}\right)_p dT + \left(\frac{\partial h}{\partial p}\right)_T dp \quad (8.7)$$

$$dh = c_p dT + \left(\frac{\partial h}{\partial p}\right)_T dp \quad (8.8)$$

Dalam hal gas ideal, persamaan $h = u + pv$ menjadi

$$dh = du + d(pv) = c_v dT + R dT = (c_v + R) dT \quad (8.9)$$

Dalam hal ini, entalpi tergantung hanya pada temperatur sehingga $\left(\frac{\partial h}{\partial p}\right)_T = 0$.

Oleh sebab itu untuk gas ideal $dh = c_p dT + \left(\frac{\partial h}{\partial p}\right)_T dp$ menjadi

$$dh = c_p dT, \text{ jadi}$$

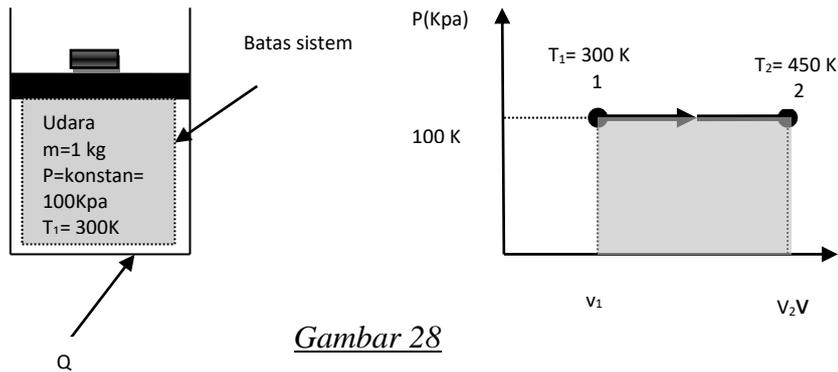
$$c_p dT = (c_v + R) dT \text{ atau } c_p = c_v + R \quad (8.10)$$

Perhatikan, dari persamaan ini hanya untuk gas ideal, c_v dan c_p merupakan fungsi temperatur saja.

Contoh:

Satu kilogram udara berawal pada 300 K dan 100 Kpa mengalami proses tekanan –konstanta- kesetimbangan dalam silinder. Jika temperatur akhirnya 450 K, tentukan interaksi kerja dan kalor dan perubahan entalpinya.

Penyelesaian: Dengan mengacu pada gambar, hukum pertama tanpa adanya perubahan energi kinetik dan potensial ialah



Gambar 28

$$Q + W = \Delta U$$

$$W_{1-2} = - \int_1^2 p dV = -p (V_2 - V_1)$$

Dengan menganggap udara sebagai gas ideal,

$$V_1 = \frac{mRT_1}{P_1} = \frac{(1 \text{ kg}) \left(0,287 \frac{\text{kJ}}{\text{kg K}}\right) (300 \text{ K})}{100 \text{ KPa}} = 0,861 \text{ m}^3$$

Dan

$$V_2 = \frac{mRT_2}{P_2} = \frac{(1 \text{ kg}) \left(0,287 \frac{\text{kJ}}{\text{kg K}}\right) (450 \text{ K})}{100 \text{ KPa}} = 1,2915 \text{ m}^3$$

Oleh sebab itu,

$$W_{1-2} = -(100 \text{ KPa})[(1,2915 - 0,861) \text{ m}^3] = -43,05 \text{ kJ}$$

$$Q_{1-2} = (U_2 - U_1) - W_{1-2} = mc_v(T_2 - T_1) - W_{1-2}$$

$$= (1 \text{ kg}) \left(0,7165 \frac{\text{kJ}}{\text{kg K}}\right) [(450 - 300) \text{ K}] - (-43,05 \text{ kJ})$$

$$= 150,525 \text{ kJ}$$

Perubahan entalpi adalah

$$\begin{aligned} H_2 - H_1 &= mc_p(T_2 - T_1) = (1 \text{ kg}) \left(1,0035 \frac{\text{kJ}}{\text{kg K}} \right) [(450 - 300)\text{K}] \\ &= 150,525 \text{ kJ} \end{aligned}$$

BAB 9

HUKUM KEDUA TERMODINAMIKA

Air mengalir dari tempat yang tinggi ke tempat yang rendah, kalor dari mengalir dari benda panas ke benda dingin, dan gas berekspansi dari tekanan tinggi ke tekanan rendah. Proses ini disebut proses spontan yang dapat dibalik, tetapi proses ini tidak akan membalikannya secara spontan walaupun energy sudah terpenuhi. Dengan kata lain proses spontan dapat berlangsung hanya pada arah tertentu.

Hukum kedua termodinamika menciptakan perbedaan mutu diantara bentuk energy yang berbeda dan menerangkan mengapa beberapa proses dapat terjadi secara spontan, sementara yang lain tidak. Hal ini memperlihatkan kecenderungan perubahan dan biasanya dinyatakan sebagai ketidaksamaan. Sebagaimana dengan hukum-hukum fisis lainnya, hukum kedua termodinamika telah dibuktikan secara percobaan. Terdapat sejumlah pernyataan Hukum Kedua Termodinamika.

Hal ini berkenaan dengan kedua pernyataan yang sering digunakan dalam termodinamika klasik yaitu pernyataan Kelvin-planck dan pernyataan Clausius. Yang pertama memperhatikan transformasi kalor menjadi kerja dan yang kedua memperhatikan kalor antara dua reservoir termal. Reservoir termal adalah sistem yang cukup besar dalam kesetimbangan stabil yang padanya atau darinya sejumlah kalor dapat dipindahkan tanpa terjadi perubahan temperaturnya.

- Pernyataan Kelvin-Planck : “Tidak mungkin membuat suatu piranti yang beroperasi secara terus menerus dalam suatu siklus yang tidak akan menghasilkan pengaruh selain dari pemindahan kalor dari reservoir tunggal dan pelaksanaan sejumlah kerja yang sama”.

Pernyataan ini berarti, bahwa hanya sebagian kalor yang dipindahkan ke siklus dari reservoir bertemperatur tinggi yang dapat dikonversi menjadi kerja, sisanya haru dibuang ke reservoir bertemperatur rendah. Pernyataan ini juga berarti, tidak satupun siklus daya dapat memiliki 100% efisiensi termal. Kata *menerus* dalam pernyataan tersebut menunjukkan kalor menjadi kerja membutuhkan proses bersiklus.

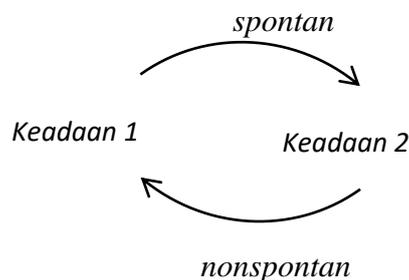
- Pernyataan Clausius : “Tidak mungkin untuk membuat suatu piranti yang beroperasi secara terus menerus yang tidak menghasilkan pengaruh selain perpindahan kalor dari benda yang bertemperatur rendah ke benda yang bertemperatur tinggi”. Pernyataan ini berarti bahwa energy haru dipasok dalam piranti tersebut untuk memindahkan kalor dari benda dingin ke benda panas. Oleh sebab itu koefisien kinerja tidak pernah dapat menjadi tak terhingga.

Walaupun kedua pernyataan tersebut tidak saling berkaitan, keduanya ekuivalen dalam artian yang tertuang dalam Hukum kedua termodinamika, yaitu :

"Setiap proses spontan dalam suatu sistem yang terisolasi akan meningkatkan entropinya".

Proses Berbalik (Reversibel) dan tidak berbalik (irreversibel)

Proses reversibel adalah suatu proses yang berlangsung sedemikian rupa sehingga setiap bagian sistem yang mengalami perubahan dikembalikan pada keadaan semula tanpa menyebabkan suatu perubahan lain.



Bila keadaan 2 dapat dikembalikan kembali ke keadaan 1 tanpa menyebabkan perubahan lain baik di dalam maupun diluar sistem, maka dikatakan bahwa proses bersifat *reversibel sejati*.

Misalkan: keadaan 1 adalah es, sedangkan keadaan 2 adalah air.

Bila proses keadaan 1 menjadi keadaan 2 dapat berlangsung tanpa menimbulkan perubahan entropi alam semesta ($S_{\text{alam semesta}} = 0$), maka proses di atas merupakan proses *reversibel sejati*.

Secara termodinamika *entropi* dapat didefinisikan sebagai:

$$\Delta S = q_{\text{reversibel}} / T \quad (9.1)$$

Yaitu perubahan entropi suatu sistem adalah jumlah pertukaran panas antara sistem dengan lingkungan yang bersifat reversibel bagi dengan suhu (dalam Kelvin)

Energi Bebas Gibbs

Menurut hukum termodinamika II, jika setiap proses yang terjadi dalam alam semesta baik peristiwa fisika ataupun kimiaberlangsung spontan, maka total entropi alam semesta akan meningkat. Secara matematik hal di atas dapat ditulis:

$$\Delta S \text{ alam semesta} > 0$$

Bila perubahan entropi lingkungan diperhatikan, maka :

$$\Delta S \text{ alam semesta} = \Delta S \text{ sistem} + \Delta S \text{ Lingkungan} \quad (9.2)$$

Untuk reaksi spontan berlaku:

$$\Delta S \text{ sistem} + \Delta S \text{ Lingkungan} > 0$$

Perubahan entropi lingkungan:

$$\Delta S_{\text{lingkungan}} = \left(\frac{q_{\text{reversibel}}}{T} \right)_{\text{lingkungan}} \quad (9.3)$$

Untuk suhu dan tekanan tetap:

$$\Delta H = - (q_{\text{reversibel}})_{\text{lingkungan}}$$

Disubstitusi persamaan (7.5) ke persamaan (7.4) sehingga diperoleh:

$$\Delta S_{\text{lingkungan}} = - \frac{\Delta H_{\text{sistem}}}{T} \quad (9.4)$$

Bila T lingkungan dan sistem sama:

$$\Delta S_{\text{sistem}} - \frac{\Delta H_{\text{sistem}}}{T} > 0 \quad \longrightarrow \quad T \Delta S_{\text{sistem}} - \Delta H_{\text{sistem}} > 0$$

Energi bebas gibbs:

$$G = H - T S \quad (9.5)$$

Maka reaksi spontan jika:

$$\Delta G_{\text{sistem}} < 0$$

Kondisi standar pengukuran energi bebas adalah :

- Padatan: Zat murni pada $P= 1 \text{ atm}$
- Cairan: Zat murni pada $P=1 \text{ atm}$
- Gas: Gas ideal pada $P_{\text{parsial}} = 1 \text{ atm}$
- Larutan: Larutan ideal konsentrasi 1 mol

Energi Bebas Standar(ΔG_0)

Kondisi standar pengukuran energi bebas adalah

- Padatan: Zat murni pada $P= 1 \text{ atm}$
- Cairan: Zat murni pada $P=1 \text{ atm}$
- Gas: Gas ideal pada $P_{\text{parsial}} = 1 \text{ atm}$
- Larutan: Larutan ideal konsentrasi 1 mol

Ketergantungan G pada T dan P

Energi bebas karena perubahan suhu dan tekanan:

$$G = H - TS$$

$$G = E + PV - TS \quad (9.6)$$

Didiferensiasi :

$$dG = dE + p dV + V dP - T dS - S dT$$

Proses reversibel, kerja berupa kerja kompresi / ekspansi:

$$dE = dq + dw \quad (9.7)$$

$$dE = T dS - P dV$$

Disubstitusi :

$$dG = V dP - S dT \quad (9.8)$$

1 mol gas ideal pada suhu tetap :

$$dG = V dP$$

Diberi batas dan diintegalkan menjadi :

$$\int_1^2 dG = \int_{P_2}^{P_1} V dP$$

$$G_2 - G_1 = \int_{P_2}^{P_1} \frac{RT}{P} dP = RT \ln \frac{P_2}{P_1} \quad (9.9)$$

keadaan standar energi bebas untuk gas adalah gas ideal pada tekanan 1 atm, bila $P_1 = 1 \text{ atm}$, maka $G_1 = G^\circ$, sehingga persamaan diatas menjadi:

$$G_2 = G^\circ + RT \ln P_2 \quad (9.10)$$

Penerapan Hukum Kedua Termodinamika

Semua proses yang terjadi secara alami hanya berlangsung pada satu arah saja tapi tidak dapat berlangsung pada arah sebaliknya (biasa disebut sebagai proses ireversibel alias tidak dapat balik rendah. Terdapat banyak proses ireversibel yang tampaknya berbeda satu sama lain, tapi semuanya berkaitan dengan perubahan bentuk energi dan perpindahan energi dari satu benda ke benda lain. Untuk lebih jelasnya, proses tersebut terjadi pada beberapa alat yaitu :

1. Mesin Carnot (mesin kalor)

Mesin kalor adalah alat yang mengubah kalor menjadi energi mekanik). Sekarang mesin uap digunakan untuk membangkitkan energi listrik. Mesin kalor modern adalah mesin pembakaran dalam (mesin mobil, mesin sepeda motor). Gagasan dasar dibalik penggunaan mesin kalor adalah bahwa kalor bisa diubah menjadi energi mekanik hanya jika kalor dibiarkan mengalir dari tempat bersuhu tinggi menuju tempat bersuhu rendah. Selama proses ini, sebagian kalor diubah menjadi energi mekanik (sebagian kalor digunakan untuk melakukan kerja), sebagian kalor dibuang pada tempat yang bersuhu rendah. Proses perubahan bentuk energi dan perpindahan energi pada mesin kalor tampak seperti diagram di bawah :

Suhu tinggi (T_H) dan suhu rendah (T_L) dikenal juga dengan suhu operasi mesin (suhu = temperatur). Kalor yang mengalir dari tempat bersuhu tinggi diberi simbol Q_H , sedangkan kalor yang dibuang ke tempat bersuhu rendah diberi simbol Q_L . Ketika mengalir dari tempat bersuhu tinggi menuju tempat bersuhu rendah, sebagian Q_H diubah menjadi energi mekanik (digunakan untuk melakukan

kerja/W), sebagian lagi dibuang sebagai Q_L . Sebenarnya kita sangat mengharapkan bahwa semua Q_H bisa diubah menjadi W, tapi pengalaman sehari-hari menunjukkan bahwa hal tersebut tidak mungkin terjadi. Selalu saja ada kalor yang terbuang. Dengan demikian, berdasarkan kekekalan energi, bisa disimpulkan bahwa $Q_H = W + Q_L$.

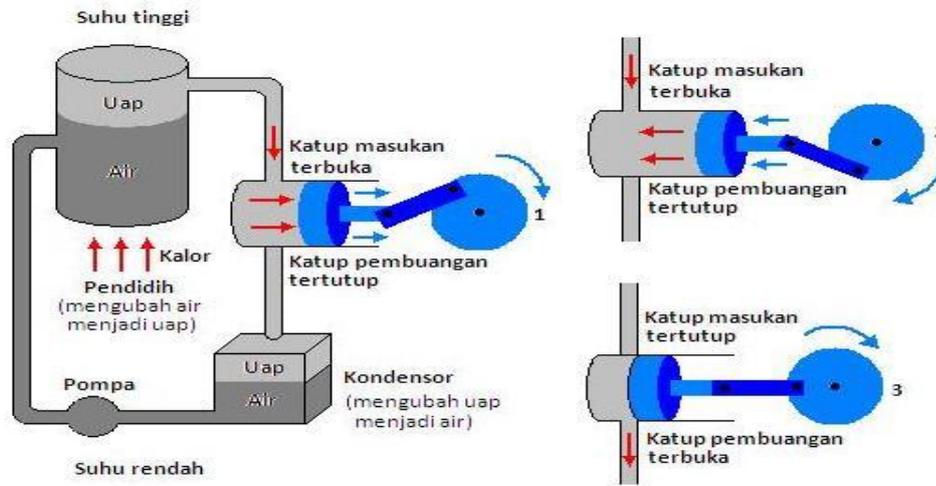
Sekarang tinjau mesin kalor yang biasa digunakan untuk mengubah kalor menjadi energi mekanik. Perlu diketahui bahwa yang ditinjau adalah mesin kalor yang melakukan kerja secara terus menerus. Agar kerja bisa dilakukan secara terus menerus maka kalor harus mengalir secara terus menerus dari tempat bersuhu tinggi menuju tempat bersuhu rendah. Jika kalor hanya mengalir sekali saja maka kerja yang dilakukan mesin kalor juga hanya sekali saja (energi mekanik yang dihasilkan sangat sedikit). Dengan demikian mesin kalor tersebut tidak bisa dimanfaatkan secara optimal. Mesin kalor bisa dimanfaatkan secara optimal jika ia melakukan kerja secara terus menerus. Dengan kata lain, stok energi mekanik yang dihasilkan mesin kalor cukup banyak sehingga bisa digunakan untuk menggerakkan sesuatu.

Contoh dari mesin kalor adalah :

a. Mesin uap

Mesin uap menggunakan uap air sebagai media penghantar kalor. Uap biasa disebut sebagai zat kerja mesin uap. Terdapat dua jenis mesin uap, yakni mesin uap tipe bolak balik dan mesin uap turbin (turbin uap). Rancangan alatnya sedikit berbeda tetapi kedua jenis mesin uap ini mempunyai kesamaan, yakni menggunakan uap yang dipanaskan oleh pembakaran minyak, gas, batu bara atau menggunakan energi nuklir.

Mesin uap tipe bolak balik



Gambar 29

Pada saat piston bergerak ke kanan, roda yang dihubungkan dengan piston berputar (1). Setelah melakukan setengah putaran, roda menekan piston kembali ke posisinya semula (2). Ketika piston bergerak ke kiri, katup masukan dengan sendirinya tertutup, sebaliknya katup pembuangan dengan sendirinya terbuka. Uap tersebut dikondensasi oleh kondensor sehingga berubah menjadi embun (embun = air yang berasal dari uap).

Selanjutnya, air yang ada di dalam kondensor dipompa kembali ke wadah untuk dididihkan lagi. Demikian seterusnya. Karena prosesnya terjadi secara berulang-ulang maka piston bergerak ke kanan dan ke kiri secara terus menerus yang menyebabkan roda pun berputar secara terus menerus. Proses perubahan bentuk energi dan perpindahan energi pada mesin uap tipe bolak balik di atas bisa dijelaskan seperti ini : Bahan bakar fosil (batu bara/minyak/gas) memiliki energi potensial kimia. Ketika bahan bakar fosil dibakar, energi potensial kimia berubah bentuk menjadi kalor alias panas. Kalor alias panas yang diperoleh dari hasil pembakaran bahan bakar fosil digunakan untuk memanaskan air (kalor berpindah menuju air dan uap).

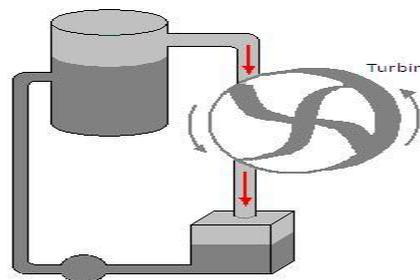
Selanjutnya sebagian kalor pada uap berubah bentuk menjadi energi kinetik translasi piston, sebagian lagi diubah menjadi energi dalam air. Sebagian besar energi kinetik translasi piston berubah menjadi energi kinetik rotasi roda pemutar, sebagian kecil berubah menjadi kalor (kalor timbul akibat adanya

gesekan antara piston dengan silinder). Jika digunakan untuk membangkitkan listrik maka energi kinetik rotasi roda pemutar bentuk menjadi energi listrik.

b. Turbin uap

Pada dasarnya prinsip kerja turbin uap sama dengan mesin uap tipe bolak balik. Bedanya mesin uap tipe bolak balik menggunakan piston, sedangkan turbin uap menggunakan turbin. Pada turbin uap, kalor langsung diubah menjadi energi kinetik rotasi turbin. Turbin bisa berputar akibat adanya perbedaan tekanan. Suhu uap sebelah atas bilah jauh lebih besar daripada suhu uap sebelah bawah bilah (bilah tuh lempeng tipis yang ada di tengah turbin).

Karena suhu uap pada sebelah atas bilah lebih besar dari suhu uap pada sebelah bawah bilah maka tekanan uap pada sebelah atas bilah lebih besar daripada tekanan uap pada sebelah bawah bilah. Adanya perbedaan tekanan menyebabkan uap mendorong bilah ke bawah sehingga turbin berputar. Arah putaran turbin tampak seperti gambar di bawah:



Gambar 30

Perlu diketahui bahwa prinsip kerja mesin uap didasarkan pada diagram perpindahan energi yang telah dijelaskan di atas. Dalam hal ini, energi mekanik bisa dihasilkan apabila membiarkan kalor mengalir dari benda atau tempat bersuhu tinggi menuju benda atau tempat bersuhu rendah. Dengan demikian, *perbedaan suhu* sangat diperlukan pada mesin uap.

c. Efisiensi Mesin kalor

$$e = \frac{W}{Q_H} \quad (9.11)$$

Berdasarkan kekekalan energi, Kalor masukan (Q_H) harus sama dengan Kerja (W) yang dilakukan + Kalor yang dibuang (Q_L).

$$Q_H = W + Q_L$$

$$W = Q_H - Q_L \quad (9.12)$$

$$e = \frac{W}{Q_H}$$

$$e = \frac{Q_H - Q_L}{Q_H}$$

$$e = 1 - \frac{Q_L}{Q_H} \quad (9.13)$$

Persamaan (7.22) merupakan persamaan efisiensi mesin kalor.

Contoh Soal :

- Sebuah mesin kalor menyerap kalor sebanyak 3000 Joule (Q_H), melakukan usaha alias kerja (W) dan membuang kalor sebanyak 2500 Joule (Q_L). Berapakah efisiensi mesin kalor tersebut ?

Penyelesaian :

$$e = 1 - \frac{Q_L}{Q_H}$$

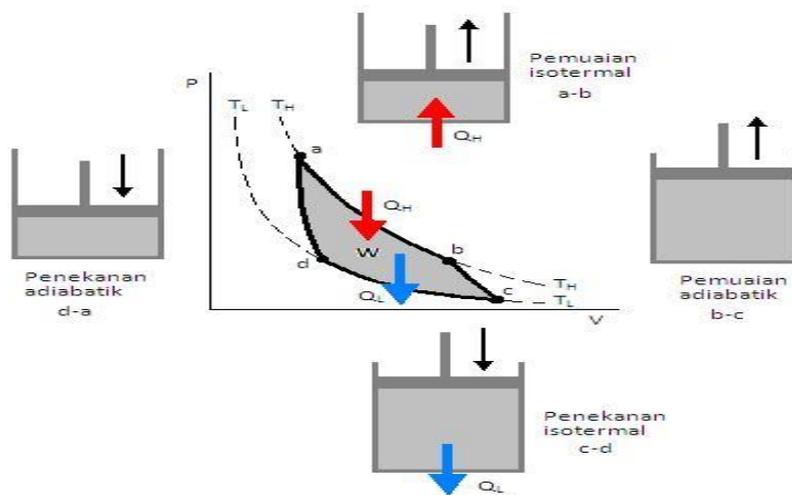
$$e = 1 - \frac{2500 \text{ J}}{3000 \text{ J}} = 1 - 0,83 = 0,17$$

$$e = 17 \%$$

Siklus Carnot

Siklus pada mesin kalor ideal sebagai siklus Carnot. Sebelum meninjau siklus Carnot, pahami kembali proses ireversibel. Setiap proses perubahan bentuk energi dan perpindahan energi yang berlangsung secara alami, biasanya terjadi secara ireversibel (tidak bisa balik). Tujuan dari mesin kalor adalah membalikkan sebagian proses ini, di mana kalor bisa dimanfaatkan untuk melakukan kerja dengan efisiensi sebesar mungkin. Agar mesin kalor bisa memiliki efisiensi yang maksimum maka kita harus menghindari semua proses ireversibel. Pada saat

mesin mengambil kalor Q_H pada tempat yang bersuhu tinggi (T_H), zat kerja dalam mesin juga harus berada pada suhu T_H . Demikian juga apabila mesin membuang kalor Q_L pada tempat yang bersuhu rendah (T_L), zat kerja dalam mesin juga harus berada pada suhu T_L . Jadi setiap proses yang melibatkan perpindahan kalor harus bersifat isothermal (suhu sama). Sebaliknya, apabila suhu zat kerja dalam mesin berada di antara T_H dan T_L , tidak boleh terjadi perpindahan kalor antara mesin dengan tempat yang memiliki suhu T_H (penyedia kalor) dan tempat yang memiliki suhu T_L (pembuangan). Siklus Carnot sebenarnya terdiri dari dua proses isothermal reversibel dan dua proses adiabatik reversibel.



Gambar 31

Gambar 31 di atas merupakan siklus Carnot untuk gas ideal. Mula-mula kalor diserap selama pemuaian isothermal ($a-b$). Selama pemuaian isothermal, suhu gas dalam silinder dijaga agar selalu konstan. Selanjutnya gas memuai secara adiabatik sehingga suhunya turun dari T_H menjadi T_L ($b-c$). T_H = suhu tinggi (*High temperatur*), T_L = suhu rendah (*Low temperatur*). Selama pemuaian adiabatik, tidak ada kalor yang masuk atau keluar dari silinder. Setelah itu gas ditekan secara isothermal ($c-d$). Selama penekanan isothermal, suhu gas dijaga agar selalu konstan. Seluruh proses pada siklus Carnot bersifat reversibel. Hasil yang sangat penting dari mesin Carnot adalah bahwa untuk mesin kalor yang sempurna (semua proses reversibel), Kalor yang diserap (Q_H) sebanding dengan suhu T_H dan Kalor yang

dibuang (Q_L) sebanding dengan suhu T_L . Dengan demikian, efisiensi mesin kalor sempurna adalah :

$$e = \frac{Q_H - Q_L}{Q_H}; \quad Q_H = T_H \text{ dan } Q_L = T_L$$

$$e = \frac{T_H - T_L}{T_H}$$

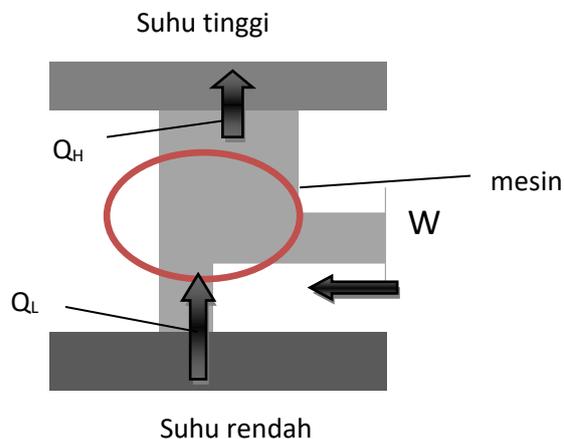
$$e = 1 - \frac{T_L}{T_H} \quad (9.14)$$

Persamaan (9.14) merupakan efisiensi mesin kalor sempurna

2. Mesin Refrigerator (pendingin)

Mesin pendingin pada dasarnya merupakan mesin kalor yang bekerja terbalik. Jadi mesin kalor mengambil kalor dari tempat yang bersuhu rendah dan membuang kalor tersebut ke tempat yang bersuhu tinggi. Agar proses ini bisa terjadi maka mesin harus melakukan kerja. Bagaimanapun kalor secara alami hanya mau mengalir dari tempat bersuhu tinggi menuju tempat bersuhu rendah. Kalor tidak mungkin mengalir dengan sendirinya dari tempat bersuhu rendah menuju tempat bersuhu tinggi.

Hal ini sesuai dengan pernyataan Clausius : *Tidak mungkin ada mesin pendingin (yang bekerja dalam suatu siklus) yang dapat memindahkan kalor alias panas dari tempat bersuhu rendah menuju tempat bersuhu tinggi, tanpa disertai dengan usaha.* Energi dan perpindahan energi pada mesin pendingin tampak seperti diagram di bawah :



Gambar 32

Dalam mesin pendingin digunakan istilah koefisien kinerja (KK). Koefisien kinerja (KK) mesin pendingin merupakan perbandingan antara Kalor yang dipindahkan dari tempat bersuhu rendah (Q_L) dengan kerja (W) yang dilakukan untuk memindahkan kalor tersebut. Secara matematis bisa ditulis seperti ini :

$$KK = \frac{Q_L}{W} \quad (9.15)$$

Karena

$$Q_L + W = Q_H$$

$$W = Q_H - Q_L \quad (9.16)$$

Substitusikan persamaan (7.25) ke persamaan (7.24) sehingga menjadi:

$$KK = \frac{Q_L}{Q_H - Q_L} \quad (9.17)$$

$$KK = \frac{T_L}{T_H - T_L} \quad (9.18)$$

Persamaan (7.26) menyatakan koefisien kinerja mesin pendingin, persamaan (7.27) menyatakan koefisien kinerja mesin pendingin ideal. Contoh dari mesin pendingin adalah kulkas dan AC.

BAB 10

SKALA TEMPERATUR TERMODINAMIKA

Skala temperatur didasarkan pada titik beku (freezing or ice point) dan titik didih (boiling or steam point) air pada tekanan 1 atm. Untuk SI, digunakan skala Celcius (Centigrade scale), berturut-turut 0 dan 100 °C. Sedangkan satuan British, digunakan skala Fahrenheit yaitu 32 dan 212 °F. Skala temperatur termodinamik untuk SI, dipakai skala Kelvin K , sedangkan satuan British dipakai skala Rankine (R). Temperatur termodinamik didasarkan pada tekanan mutlak (absolute pressure) = 0, karena pada kondisi ini (temperatur mutlak = 0) tidak ada lagi gerakan di dalam atom.

$$\begin{aligned} K &= ^\circ\text{C} + 273,15 & ^\circ\text{F} &= 1,8^\circ\text{C} + 32 \\ R &= ^\circ\text{F} + 459,67 & \Delta K &= \Delta^\circ\text{C} \\ R &= 1,8K & \Delta R &= \Delta^\circ\text{F} \end{aligned}$$

Efisiensi sebuah mesin terbalik adalah tak tergantung dari zat kerja dan hanya bergantung pada kedua temperatur diantara mana mesin tersebut bekerja. Karena $e = 1 - Q_2 / Q_1$, maka Q_2 / Q_1 hanya dapat bergantung pada temperatur. Jika dimisalkan θ_1 dan θ_2 menyatakan kedua temperature ini , maka persamaannya untuk mendefinisikan temperature ini adalah

$$\frac{\theta_1}{\theta_2} = Q_1 / Q_2 \quad (10.1)$$

Dua temperature pada skala ini adalah sebagai kalor yang diserap dan yang dikeluarkan oleh mesin Carnot yang bekerja pada temperature- temperature ini. Skala temperature ini dinamakan skala temperature termodinamika (atau skala temperature Kelvin).

Untuk melengkapkan definisi skala termodinamika , maka ditetapkan 273,16 sebagai titik triplel air . maka, $\theta_{tr} = 273,16$ K. Maka untuk sebuah mesin Carnot yang beroperasi diantara reservoir – reservoir yang temperturnya θ dan θ_{tr} , diperoleh

$$\frac{\theta}{\theta_{tr}} = \frac{Q}{Q_{tr}} \quad (10.2)$$

Q tidak tergantung pada karakteristik suatu zat karena sebuah mesin Carnot tidak tergantung dari sifat zat kerja. Dari definisi temperature termodinamika tersebut maka, persamaan untuk efisiensi sebuah mesin yang terbalik yaitu

$$e = \frac{Q_1 - Q_2}{Q_1} = \frac{\theta_1 - \theta_2}{\theta_1} \quad (10.3)$$

Efisiensi mesin Carnot yang menggunakan suatu gas ideal sebagai zat kerja adalah

$$e = \frac{Q_1 - Q_2}{Q_1} = \frac{T_1 - T_2}{T_1} \quad (10.4)$$

Dimana T adalah temperature yang diberikan oleh thermometer yang bervolume konstan yang berisi gas ideal.

Dari persamaan (9.3) dan persamaan (9.4) didapatkan ,

$$\frac{Q_1}{Q_2} = \frac{T_1}{T_2} \text{ dan } \frac{Q_1}{Q_2} = \frac{\theta_1}{\theta_2} \quad (10.5)$$

Karena

$$\theta_{tr} = T_{tr} = 273,16 \text{ dan } \frac{\theta}{\theta_{tr}} = \frac{T}{T_{tr}} \quad (10.6)$$

maka, didapatkan bahwa $\theta = T$.

Seandainya suatu gas ideal tersedia untuk digunakan di dalam sebuah thermometer yang bervolume konstan , thermometer tersebut akan menghasilkan temperature termodinamika (atau skala temperature Kelvin).

Perbandingan skala temperatur.

Perbandingan dari dua temperature termodinamika adalah perbandingan dari dua kalor yang dipindahkan selama dua proses isothermal yang dibatasi oleh dua adiabatic yang sama secara eksperimental dan kalor – kalor yang dipindahkan selama dua proses isothermal yang hampir terbalikkan dapat diukur dengan ketepatan yang besar.

Dari persamaan :

$$T = 273,16 \text{ K} \frac{Q}{Q_{tr}} \text{ atau } \frac{T}{T_{tr}} = \frac{Q}{Q_{tr}} \quad (10.7)$$

jelas bahwa kalor Q yang dipindahkan dalam sebuah proses isothermal diantara dua adiabatik yang diberikan akan berkurang jika temperature T berkurang. Sebaliknya , semakin kecil Q maka semakin rendah pula temperatur T tersebut. *Jika sebuah system mengalami sebuah proses isothermal yang terbalikkan dengan tidak ada perpindahan kalor , maka temperatur pada mana proses ini terjadi adalah temperatur nol absolut.*

maka pada nol absolute , sebuah proses isothermal adalah identik dengan sebuah proses adiabatik.

Definisi nol absolut ini berlaku untuk semua zat dan tak tergantung dari sifat – sifat dari zat tersebut. Maka didapat juga efisiensi sebuah mesin Carnot :

$$e = 1 - \frac{T_2}{T_1} \quad (10.8)$$

Yang merupakan efisiensi maksimum yang mungkin dapat dijumpai pada setiap mesin yang beroperasi diantara temperatur T_1 dan temperature T_2 . Untuk mendapatkan efisiensi 100% , maka T_2 haruslah nol. Apabila reservoir bertemperatur rendah berarti temperaturnya berada pada temperatur nol absolute, maka semua kalor yang diserap pada reservoir yang bertemperatur tinggi akan diubah menjadi kerja.

Contoh soal:

1. Sebuah kulkas memiliki koefisien performansi 6,0. jika suhu ruang diluar

Kulkas adalah 28°C , berapa suhu paling rendah di dalam kulkas yang dapat diperoleh?

Pembahasan

Koefisien performansi maksimum

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

Dengan T_1 adalah suhu tinggi dan T_2 adalah suhu rendah. Persamaan di atas dapat di atur agar suhu rendah T_2 terdapat di kiri persamaan.

$$C_p T_1 - C_p T_2 = T_2$$

$$C_p T_1 = (1 + C_p) T_2$$

$$T_2 = \frac{C_p}{1 + C_p} T_1$$

Dari soal diketahui $T_1 = (28 + 273) \text{ K} = 301 \text{ K}$ dan $C_p = 6,0$ sehingga suhu paling rendah di dalam kulkas T_2 dapat dihitung

$$T_2 = \frac{6}{1 + 6} (301 \text{ K}) = 258 \text{ K} = -15^\circ\text{C}$$

2. PLTU menghasilkan net kerja 500 MW dengan membakar bahan bakar untuk menghasilkan 1500 MW energi kalor pada temperatur tinggi. Tentukan efisiensinya, serta kalor yang dilepas ke lingkungan?

Jawab :

Dik. $W_{\text{net, out}} = 500 \text{ MW}$

$$Q_H = 1500 \text{ MW}$$

Dit. Nilai η dan Q_L?

Jadi,

$$\eta_{\text{th}} = \frac{W_{\text{net, out}}}{Q_H} = \frac{500 \text{ MW}}{1500 \text{ MW}} = 0,333 \text{ atau } 33,3 \% =$$

$$W_{\text{net, out}} = Q_H - Q_L$$

$$Q = Q_H - W_{\text{net, out}}$$

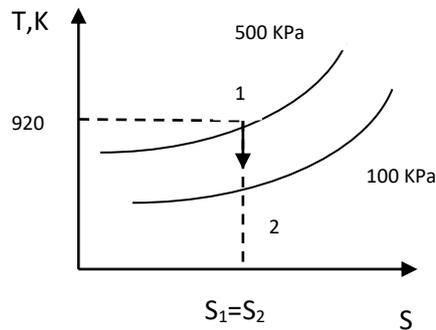
$$= 1500 \text{ MW} - 500 \text{ MW}$$

$$= 1000 \text{ MW}$$

3. Udara yang mula-mula pada 920 K dan 500 kPa berekspansi secara adiabatic dan reversible hingga ke 100 kPa. Tentukanlah temperatur akhir udara dengan menggunakan table gas, dan bandingkan hasilnya dengan mengangap nilai rerata perbandingan kalor spesifik.

Penyelesaian:

Gambar 4 menunjukkan proses pada diagram $T-s$, pada 920 K, $P_{r2} = 65,95621$



Karena proses ini adiabatic reversible (isentropik) ,

$$\frac{P_{r2}}{P_{r1}} = \frac{P_2}{P_1}$$

Oleh sebab itu,

$$P_{r2} = \left(\frac{100}{500}\right) (65,95261) = 13,1905$$

Pada nilai p_{r2} ini , interpolasi memberikan $T_2 = 601,17$ K. temperatur akhir dapat juga ditentukan dengan meggunakan hubungan berikut

$$\frac{T_2}{T_1} = \left(\frac{P_2}{p_1}\right)^{(\gamma - 1)/\gamma}$$

Karena nilai γ berubah terhadap temperatur, hasil sebelum ini dapat digunakan untuk menaksir temperatur rerata yang tinggi nya $(920 + 601,17) / 2 + 760,6$ K, yang menghasilkan $\gamma=1,358$.

Oleh sebab itu,

$$T_2 = (920 \text{ K}) \left(\frac{100}{500}\right)^{0,258/1,358} = 601,92$$

Yang sangat mendekati nilai yang di peroleh dengan menggunakan table udara. Untuk jangka temperatur yang lebih lebar, ke dua nilai dapat menjadi begitu berbeda.

Soal- soal:

1. Sebuah kulkas memiliki koefisien performansi 6,0. Jika suhu ruang di luar kulkas adalah 28°C , berapa suhu paling rendah di dalam kulkas yang dapat diperoleh?

Penyelesaian:

Dik: $C_p = 6,0$

$$T_1 = 28^{\circ}\text{C} = 301 \text{ K}$$

Dit: $T_2 \dots ?$

Koefisien performansi maksimum diperoleh dari:

$$C_p T_1 - C_p T_2 = T_2$$

$$C_p T_1 = (1 + C_p) T_2$$

$$T_2 = \frac{C_p}{1 + C_p} T_1$$

Sehingga suhu paling rendah dalam ruangan dapat dihitung:

$$T_2 = \frac{6}{1 + 6} 301 \text{ K} = 256 \text{ K} = -15 \text{ K}$$

2. Sebuah mesin kalor yang bekerja antara reservoir kalor bersuhu rendah 27°C dan reservoir kalor bersuhu tinggi T_1 , ditingkatkan efesiensi maksimumnya dari 25% dengan menaikkan suhu T_1 menjadi T'_1 . Tentukan nilai T_1 dan T'_1

Penyelesaian:

Dik : $T_2 = 27^{\circ}\text{C} = 300 \text{ K}$

$$\eta = 25\% = 0,25$$

$$\eta' = 50\% = 0,5$$

Dit: T_1 dan T'_1

Jawab: $\eta = \left(1 - \frac{T_2}{T_1}\right)$

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

$$T_1 = \frac{300}{(1-0,25)} = 400 \text{ K}$$

$$T_1 = 400 - 273 = 127^\circ\text{C}$$

Peningkatan efisiensi dilakukan dengan menaikkan T_1 menjadi T'_1 , maka

$$\eta' = \left(1 - \frac{T_2}{T'_1}\right)$$

$$T'_1 = \frac{T_2}{(1 - \eta')}$$

$$T'_1 = \frac{300}{(1-0,5)} = 600 \text{ K}$$

$$T'_1 = 600 - 273 = 327^\circ\text{C}$$

3. Suatu mesin Carnot dengan efisiensi 60% dioperasikan antara 2 reservoir kalor, reservoir bersuhu rendah 27°C . Agar mesin Carnot tersebut dayagunanya menjadi 80%, maka diperlukan kenaikan suhu reservoir kalor bersuhu tinggi sebesar...

Pembahasan:

Diketahui:

$$\eta_1 = 60\% , \eta_2 = 80\% \text{ dan } T_2 = 27^\circ\text{C}$$

Ditanya: $\Delta T = ?$

Jawab:

$$\text{Efisiensi mesin} \quad : \quad \eta = 1 - \frac{T_2}{T_1}$$

$$0,6 = 1 - \frac{(27 + 273)}{T_1}$$

$$T_1 = 750 \text{ K}$$

$$\eta = 1 - \frac{T_2}{T'_1}$$

$$0,8 = 1 - \frac{(27 + 273)}{T'_1}$$

$$T'_1 = 1500 \text{ K}$$

$$\Delta T = T'_1 - T_1 = 1500 \text{ K} - 750 \text{ K} = 750 \text{ K}$$

4. Sebuah kulkas mempunyai nilai COP = 6, jika suhu udara ruangan adalah 27° berapakah suhu udara dalam kulkas tersebut ?

Pembahasan:

$$T_1 = 27^\circ + 273 = 300 \text{ K}$$

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

$$6 = \frac{T_2}{300 - T_2}$$

$$1800 = 7T_2$$

$$T_2 = 257 \text{ K} = -16^\circ\text{C}$$

5. Sebuah kulkas ideal mempunyai koefisien performansi 5,0. Jika suhu ruang di luar kulkas adalah 27°C, berapa suhu paling rendah di dalam kulkas yang dapat diperoleh?

Penyelesaian

$$C_p = 5,0$$

$$T_2 = 27^\circ\text{C} = (27 + 273) \text{ K} = 300 \text{ K}$$

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

$$5 = \frac{300}{T_1 - 300}$$

$$5T_1 = 1200$$

$$T_1 = 240 \text{ K} = 33^\circ\text{C}$$

DAFTAR PUSTAKA

Bueche, Frederick J. 1989. *Teori dan Soal – soal Fisika Edisi Kedelapan (Seri Buku Schaum)*. Jakarta : Erlangga

Sears, Francis Weston & Zemansky, Mark W. 1982. *Fisika Untuk Universitas 1 (Mekanika, Panas, dan Bunyi)*. Bandung : Binacipta

Zemansky, Mark W & Dittman, Richard H. 1986. *Kalor dan Termodinamika Terbitan Keenam*. Bandung : ITB

Giancoli, Douglas C. 2001. *Fisika Jilid I (Terjemahan)*. Jakarta : Penerbit Erlangga.

Halliday dan Resnick. 1991. *Fisika Jilid I (Terjemahan)*. Jakarta : Penerbit Erlangga.

Tipler, P.A. 1998. *Fisika untuk Sains dan Teknik-Jilid I (Terjemahan)*. Jakarta : Penerbit Erlangga.

Young, Hugh D. & Freedman, Roger A. 2002. *Fisika Universitas (Terjemahan)*. Jakarta : Penerbit Erlangga.