

Chapter 3

ENERGY ANALYSIS OF CLOSED SYSTEMS

3-1) مقدمه‌ای بر قانون اول ترمودینامیک

در فصل یک اشاره شد انرژی نه تولید می‌شود و نه از بین می‌رود. انرژی تنها می‌تواند تغییر شکل دهد. قانون اول را به طور ساده می‌توان به شرح زیر بیان نمود:

در طی یک واکنش بین یک سیستم و محیط اطراف آن مقدار انرژی افزوده شده به سیستم، باید دقیقاً معادل انرژی از دست داده شده توسط محیط باشد.

حرارت:

انرژی در حال گذراست و فقط وقتی شناخته می‌شود که مرزهای یک سیستم را قطع کند. در نتیجه در ترمودینامیک حرارت به سادگی معنی انتقال حرارت را می‌دهد.

آدیاباتیک:

به فرآیندی که در طی آن هیچ انتقال حرارتی صورت نگیرد فرآیند آدیاباتیک گویند. برای آدیاباتیک کردن یک فرآیند دو راه وجود دارد:

یا سیستم آنقدر خوب عایق بندی شده باشد که فقط مقدار ناچیزی حرارت بتواند از مرزهای آن عبور کند، یا اینکه سیستم و محیط هر دو هم دما باشند تا هیچ نیروی محرکی (گرادیان دمایی) برای بروز انتقال حرارت به وجود نیاید.

یک فرآیند آدیاباتیک نباید با فرآیند ایزوترم یکی گرفته شود. با وجود اینکه هیچ انتقال حرارتی در یک فرآیند آدیاباتیک وجود ندارد، اما شاید انتقال انرژی وجود داشته باشد و دمای سیستم با عوامل دیگری مانند کار تغییر کند.

2-3) کار:

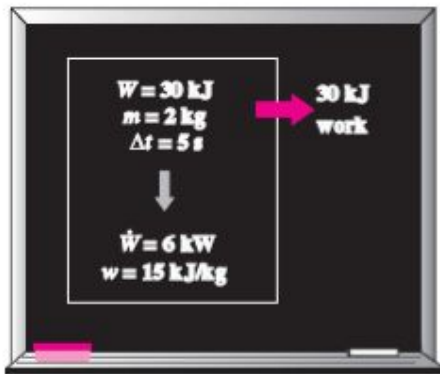


FIGURE 2-17

The relationships among w , W , and \dot{W} .

توانایی انجام کار است. واحد کار ژول است.

کار همچنین شکلی از انرژی مانند گرما می‌باشد، بنابراین واحد آن همان واحد انرژی (KJ) است. کار انجام شده در واحد زمان توان نامیده می‌شود و با \dot{W} نشان داده می‌شود. واحد توان $\frac{KJ}{s}$ یا kW می‌باشد. تولید کار توسط یک سیستم امری مطلوب تلقی شده و مصرف کار به نوان یک امر نامطلوب در نظر گرفته می‌شود. قراردادی که برای علامت کار در این کتاب در نظر گرفته شده است معرف فلسفه فوق است:

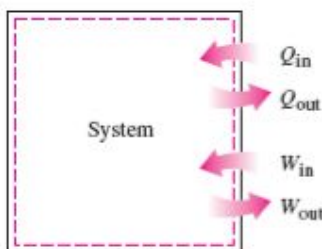


FIGURE 2-18

Specifying the directions of heat and work.

کار انجام شده توسط یک سیستم مثبت و کار انجام شده بر سیستم منفی است.

به عبارت دیگر کار تولید شده توسط یک سیستم در طی یک فرآیند مثبت و کار مصرف شده منفی است. توجه کنید همچنان که یک سیستم کار انجام می‌دهد انرژی آن کاهش می‌یابد و با انجام کار روی یک سیستم انرژی آن بالا می‌رود.

حرارت و کار اثرات متقابل سیستم و محیط آن می‌باشند و بین این دو تشابهات زیادی وجود دارد:

1- هر دو وقتی شناخته می‌شوند که مرزهای یک سیستم را قطع کنند. هر دوی آن‌ها پدیده‌ی مرزی می‌باشند.
 2- یک سیستم دارای انرژی می‌باشد نه کار و یا حرارت. به عبارت دیگر کار و حرارت پدیده‌های انتقالی می‌باشند. هر دوی آن‌ها به یک فرآیند مربوط می‌شوند نه به یک حالت. بر خلاف خواص، کار و حرارت در ارتباط با حالت معنی و مفهوم ندارند.

3- هر دوی آن‌ها توابعی مسیری هستند (مقادیر آن‌ها علاوه بر حالت نهایی به مسیر طی شده در فرآیند نیز بستگی دارد). دیفرانسیل آن‌ها کامل نیست. خواص ترمودینامیکی دیفرانسیل آن‌ها کامل می‌باشد.

برای تبادل کار بین یک سیستم و محیطش وجود دو چیز لازم است:

(1) باید نیرویی بر مرز اعمال شود .

(2) مرز باید حرکت کند.

بنابراین حضور نیروها روی مرز بدون اینکه مرز تغییر مکانی داشته باشد تبادل کار محسوب نمی شود. به طور مثال به جا به جایی مرز بدون اینکه نیرویی بر آن اعمال شود (همانند انبساط یک گاز درون یک فضای خالی) تبادل کار نیست.

کار الکتریکی¹:

الکترونیایی که مرز سیستم را قطع می کنند روی سیستم کار الکتریکی انجام می دهند. در یک میدان الکتریکی الکترونها تحت تأثیر نیروهای الکتروموتوری درون یک سیستم حرکت می کنند و کار انجام می دهند.

کار الکتریکی انجام شده عبارت است از:

$$W_e =$$

که می توان آن را بصورت زیر بیان نمود:

$$\dot{W}_e =$$

به طور کلی هر دوی V و I با زمان متغیر بوده و کار الکتریکی در یک بازه زمانی Δt به صورت زیر بیان می شود:

$$W_e =$$

اگر V و I در طول بازه زمانی Δt ثابت بمانند، معادله فوق را می توان به صورت رابطه ساده زیر نوشت:

$$W_e =$$

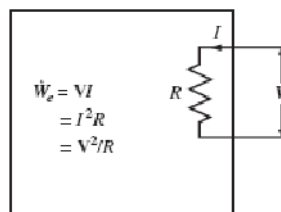


FIGURE 2-24

Electrical power in terms of resistance R , current I , and potential difference V .

¹ . Electrical work

3-3 اشکال کار مکانیکی¹:

دو پیش نیاز برای رد و بدل شدن کار بین یک سیستم و محیط اطرافش وجود دارد:

1- نیرویی باید وجود داشته باشد که روی مرز اعمال گردد.

2- مرز باید حرکت نماید. بنابراین با حضور نیروها روی مرز بدون حرکت مرز، کاری صورت نخواهد گرفت. به همین ترتیب، با جابجا شدن مرز بدون وجود هیچ نیرویی که در جهت یا در خلاف جهت حرکت مرز باشد، هیچ کاری صورت نمی گیرد.

چند شکل از اشکال متداول کار مکانیکی در زیر مورد بحث قرار گرفته اند:

1) کار مرزی²:

کار انبساط و انقباض اغلب کار مرزی (کار مرز متحرک) نامیده می شود.

P: فشار مطلق و همیشه مثبت است.

dV: در انبساط مثبت و در انقباض منفی می باشد.

$$W_b = \int F \cdot dr = \int P A \cdot dx = \int P \cdot dV$$

توجه داشته باشد که $P = f(V)$ همان معادله‌ی مسیر فرآیند در نمودار P-V می باشد. سطح زیر نمودار P-V از لحاظ مقداری برابر است با کار انجام یافته طی یک فرآیند تغییر حجمی مربوط به یک سیستم بسته.

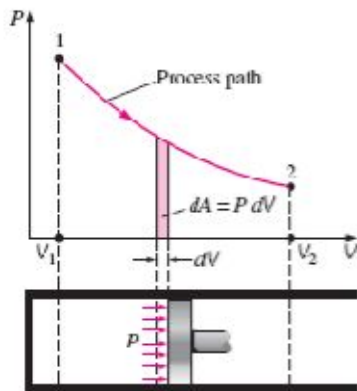


FIGURE 4-3

The area under the process curve on a P-V diagram represents the boundary work.

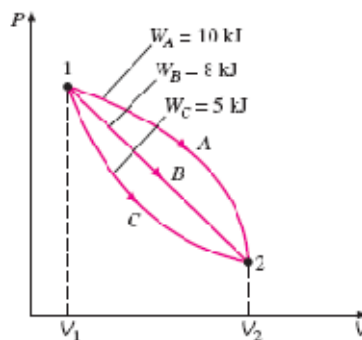


FIGURE 4-4

The boundary work done during a process depends on the path followed as well as the end states.

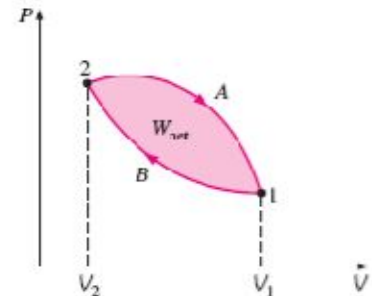


FIGURE 4-5

The net work done during a cycle is the difference between the work done by the system and the work done on the system.

کار مرزی در فرایندهای ISO:

1- Iso volume

2- Iso bar

3- Iso thermal

¹ . Mechanical work

² . Boundary work

4- poly torpic

حجم ثابت^۱:

در نمودار (P-V) سطح زیر نمودار برابر کار است. در فرایند حجم ثابت $dv = 0$ است بنابراین سطح زیر نمودار وجود نخواهد داشت بنابراین کار در فرایند حجم ثابت صفر است.

$$W_b = 0$$

به یک جسم صلب حرارت دهیم کار مرزی را محاسبه کنید؟

جسم صلب است بنابراین $\Delta V = 0$ در نتیجه $W_b = 0$

فشار ثابت^۲:

در فرایند فشار ثابت کار مرزی وجود دارد و برابر حاصل ضرب فشار در اختلاف حجم می باشد.

$$P = \text{cte} \quad W_b = \int_{V_1}^{V_2} P.dV = P(V_2 - V_1)$$

دما ثابت^۳:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \Rightarrow T_1 = T_2$$

$$PV = mRT \quad PV = \text{cte} \Rightarrow P = \frac{C}{V}$$

$$W_b = \int P.dV = \int \frac{C}{V} dV = C \int \frac{dV}{V} = C \ln V$$

$$W_b = C \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right) = P_1 V_1 \ln \frac{V_2}{V_1} = P_2 V_2 \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right)$$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \Rightarrow \frac{V_2}{V_1} = \frac{P_1}{P_2}$$

$$W_b = P_1 V_1 \ln \frac{P_1}{P_2}$$

¹ . Iso volume

² . Iso bar

³ . Iso thermal

فرآیند پلی تروپیک^۱:

طی فرآیندهای انبساط و انقباض در گازهای واقعی، فشار و حجم، اغلب به رابطه‌ی $P V^n = c$ با هم مربوط می‌شوند که n و c مقادیر ثابت می‌باشند.

$$PV^n = cte$$

If:

$$n = 0 \Rightarrow PV^0 = cte \Rightarrow P = cte \Rightarrow \text{Iso bar}$$

$$n = 1 \Rightarrow PV^1 = cte \Rightarrow T = cte \Rightarrow \text{Iso therm}$$

$$\lim V_1^n = \lim V_2^n \Rightarrow V_1 = V_2 \Rightarrow \text{Iso valume}$$

$$\text{Isentropic} \Rightarrow S = cte \Rightarrow PV^K = cte \quad n = \frac{C_p}{C_v} = K$$

$$PV^n = C \Rightarrow P = \frac{C}{V^n} = CV^{-n}$$

$$Wb = \int P.dV = \int C V^{-n} dV = C \frac{V^{1-n}}{1-n}$$

$$Wb = C \frac{V_2^{1-n} - V_1^{1-n}}{1-n} = \frac{P_2 V_2^n \cdot V_2^{1-n} - P_1 V_1^n \cdot V_1^{1-n}}{1-n}$$

$$n \neq 1 Wb = \frac{P_2 V_2 - P_1 V_1}{1-n}$$

$$n = 0 \Rightarrow Wb = P_2 V_2 - P_1 V_1 \Rightarrow P = cte \Rightarrow Wb = p(V_2 - V_1)$$

$$n \rightarrow \infty \Rightarrow Wb = \frac{P_2 V_2 - P_1 V_1}{\infty} = 0$$

^۱. Poly Tropic

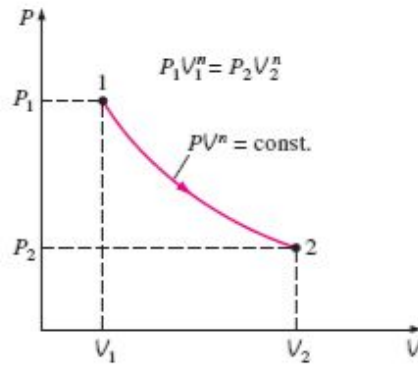
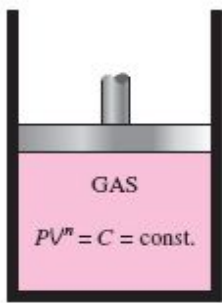
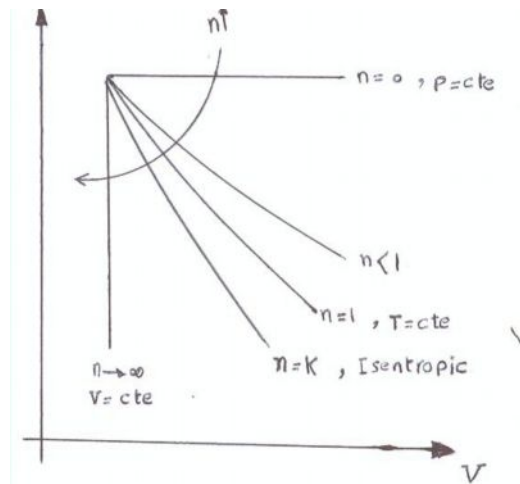
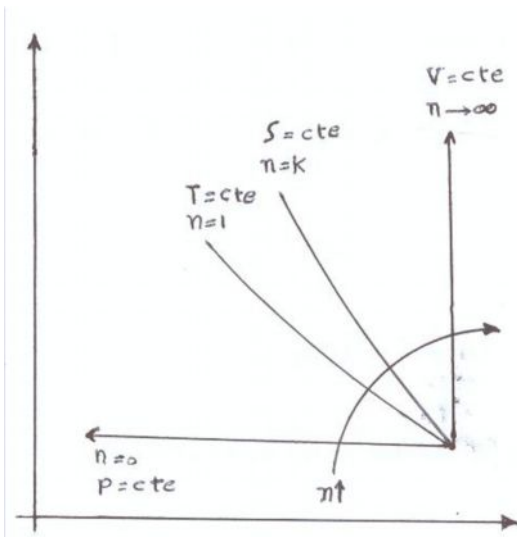


FIGURE 4-9

Schematic and P - V diagram for a polytropic process.

برای گازهای کامل:

$$W_b = \frac{mR(T_2 - T_1)}{1-n}$$



فرایند در توربین باید به فرایند Isentropic نزدیک شود تا کار بیشتری تولید شود.

فرایند در کمپرسورها باید به فرایند Isotherm نزدیک شود تا کار کمتری مصرف شود.

نکته: شیب خطوط Isentropic از شیب خطوط دما ثابت بیشتر است.

کار نیروی فنر^۱:

کاملاً واضح است وقتی که یک نیرو به فنری اعمال می‌گردد، طول فنر تغییر می‌نماید. مانند شکل زیر:

$$W_{\text{spring}} = \int F dr = \int_{x_1}^{x_2} K dx = \frac{1}{2} K (x_2^2 - x_1^2)$$

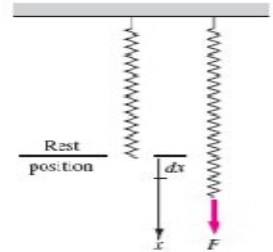


FIGURE 2-30
Elongation of a spring under the influence of a force.

در این رابطه k ثابت فنر بوده و x_1 و x_2 به ترتیب جابجایی‌های اولیه و نهایی می‌باشد

کار محوری (توان شفت)^۲:

$$W_{sh} = \int F \cdot ds = \int_0^{2n\pi} \frac{\tau}{r} r \cdot d\theta = 2n\pi\tau$$

$$POWER = \frac{Work}{Time}$$

$$\dot{W}_{sh} = \frac{W_{sh}}{t} = 2n\pi\tau$$

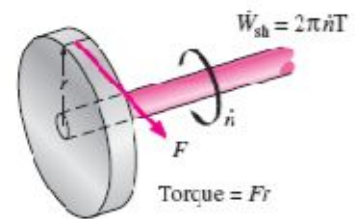


FIGURE 2-28
Shaft work is proportional to the torque applied and the number of revolutions of the shaft.

کار جاذبه^۳ (حاصل از شتاب ثقل):

کار جاذبه فقط به حالات انتهایی بستگی دارد و مستقل از مسیر می‌باشد. و نیز کار انجام یافته از لحاظ مقداری برابر است با تغییر انرژی پتانسیل سیستم.

انرژی پتانسیل یک سیستم وقتی که کار جاذبه روی آن انجام می‌گیرد و افزایش می‌یابد.

کار انجام شده برای شتاب دادن به یک جسم مستقل از مسیر است و معادل با تغییر در انرژی جنبشی جسم می‌باشد.

$$F = mg \quad W_g = \int_{Z_1}^{Z_2} mg \cdot dz = mg(Z_2 - Z_1) = \Delta PE$$

1. spring work
2. Shaft
3. Gravity work

کار شتاب¹:

$$F = \frac{d}{dt}(mV) = m \frac{dV}{dt} \quad dx = Vdt$$

کار شتاب برابر تغییرات انرژی جنبشی است.

$$Wa = \int m \frac{dV}{dt} \cdot dt = \frac{1}{2} m (V_2^2 - V_1^2) = \Delta KE$$

در تمامی فرآیندهای آدیاباتیک بین دو حالت مشخص یک سیستم بسته، صرف نظر از طبیعت سیستم بسته و جزئیات فرآیند، کار خالص انجام شده یکسان است.

توجه داشته باشید که قانون اول هیچ منعی برای مقدار انرژی کل یک سیستم بسته در یک حالت را نمی‌دهد و فقط به سادگی بیان می‌دارد که تغییر در انرژی کل یک سیستم بسته، طی یک فرآیند آدیاباتیک باید با کار خالص انجام گرفته برابر باشد.

همچنین در غیاب تبادل کار بین یک سیستم و محیط آن مقدار حرارت خالص منتقل شده، برابر با تغییر در انرژی یک سیستم بسته می‌باشد.

دمای هوا هنگام تراکم افزایش می‌یابد، این افزایش انرژی به سبب انتقال انرژی به هوا به صورت کار مرزی می‌باشد.

3-4) قانون اول ترمودینامیک (سیستم های بسته):

طی یک واکنش بین یک سیستم و محیط آن مقدار انرژی که توسط سیستم از محیط دریافت می‌شود باید دقیقاً برابر با مقدار انرژی که محیط از دست می‌دهد باشد.

انرژی می‌تواند به دوشکل کار یا حرارت از مرزهای یک سیستم بسته عبور کند.

انتقال انرژی بین دو جسم با دماهای مختلف تا آنجا ادامه می‌یابد که تعادل دمایی بین آن دو برقرار شود.

قانون اول ترمودینامیک برای سیستم های بسته (جرم ثابت):

$$dE = \delta Q - \delta W$$

¹. accelerate

قانون اول ترمودینامیک یا بقای انرژی برای سیستم های بسته یا برای یک جرم ثابت مشخص به صورت زیر بیان می گردد:

انرژی خالصی که به صورت کار یا حرارت به (یا از) سیستم منتقل می شود برابر افزایش (یا کاهش) خالص انرژی کل سیستم است. اغلب سیستم های بسته ای که در عمل با آن مواجهیم، ساکن می باشند. یعنی اینکه در طی فرآیند در سرعت و ارتفاع مرکز ثقل آنها نسبت به نقطه ای مشخص هیچ تغییری روی نمی دهد.

$$Q - W = \Delta E$$

$$\Delta E = \Delta U + \Delta KE + \Delta PE$$

$$Q - W = \Delta U + \Delta KE + \Delta PE$$

$$\Delta U = m(u_2 - u_1)$$

Stationary Systems
 $z_1 = z_2 \rightarrow \Delta PE = 0$
 $V_1 = V_2 \rightarrow \Delta KE = 0$
 $\Delta E = \Delta U$

FIGURE 2-44

For stationary systems, $\Delta KE = \Delta PE = 0$; thus $\Delta E = \Delta U$.

تنها شکلی از کار که ما نیازی به بررسی علامت آن نداریم کار مرزی W_b می باشد. چون همیشه علامت صحیح خود را خواهد داشت. علامت شکل دیگر کار با بررسی تعیین می شود.

رابطه ی اول ترمودینامیک برای یک چرخه به صورت زیر بیان می شود:

$$\Delta E = E_2 - E_1 = 0$$

$$Q - W = 0 \quad (kj)$$

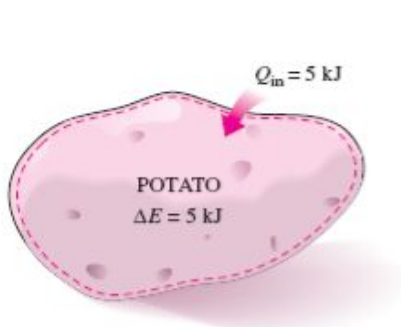


FIGURE 2-38

The increase in the energy of a potato in an oven is equal to the amount of heat transferred to it.

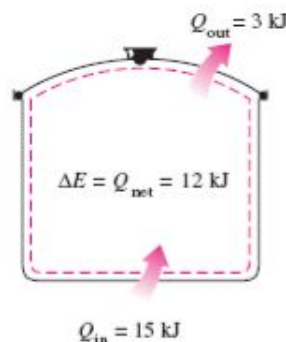


FIGURE 2-39

In the absence of any work interactions, the energy change of a system is equal to the net heat transfer.

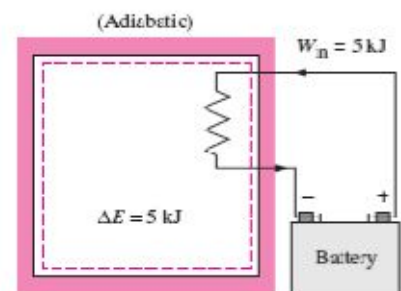


FIGURE 2-40

The work (electrical) done on an adiabatic system is equal to the increase in the energy of the system.

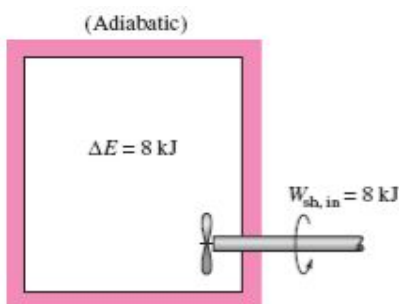


FIGURE 2-41

The work (shaft) done on an adiabatic system is equal to the increase in the energy of the system.

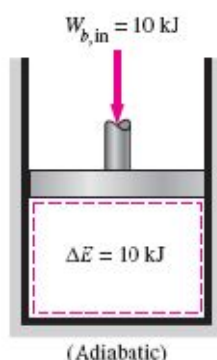


FIGURE 2-42

The work (boundary) done on an adiabatic system is equal to the

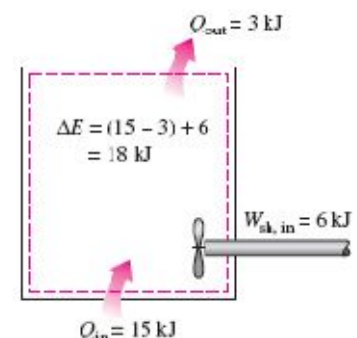


FIGURE 2-43

The energy change of a system during a process is equal to the net work and heat transfer between the system and

3-5 حرارت مخصوص¹ (گرمای ویژه):

می‌دانیم برای بالا بردن دمای جرم معینی از مواد مختلف به اندازه یک درجه نیاز به مقدار گرماهای متفاوتی می‌باشد. بنابراین پسندیده‌تر آن است که خاصیتی را داشته باشیم که توسط آن بتوانیم قابلیت ذخیره سازی انرژی مواد مختلف را مقایسه نماییم. گرمای ویژه مقدار انرژی لازم برای بالا بردن دمای یک جرم واحد ماده به اندازه‌ی یک درجه می‌باشد. در حالت کلی این انرژی بستگی به چگونگی انجام فرآیند دارد.

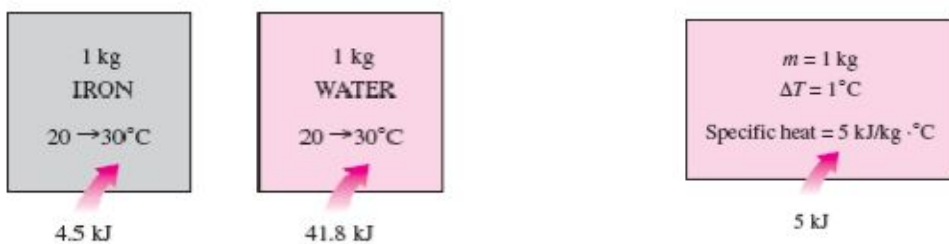


FIGURE 4-17

It takes different amounts of energy to raise the temperature of different substances by the same amount.

FIGURE 4-18

Specific heat is the energy required to raise the temperature of a unit mass of a substance by one degree in a specified way.

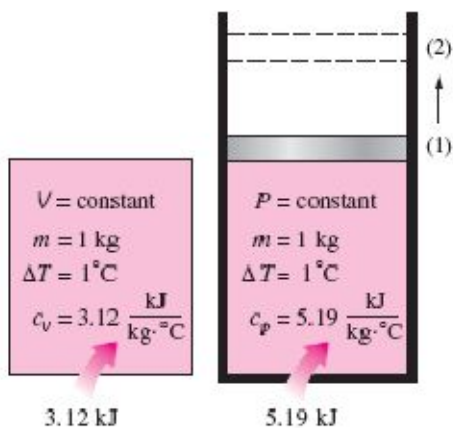


FIGURE 4-19

Constant-volume and constant-pressure specific heats c_v and c_p (values given are for helium gas).

در ترمودینامیک دو نوع گرمای ویژه داریم. گرمای ویژه در حجم ثابت C_v و گرمای ویژه در فشار ثابت C_p . از لحاظ فیزیکی گرمای ویژه در حجم ثابت C_v را می‌توان به صورت انرژی مورد نیاز برای بالا بردن دمای جرم واحدی از هر ماده به میزان یک درجه به طوری که حجم ثابت باشد، در نظر گرفت. انرژی مورد نیاز برای انجام همین کار در حالیکه فشار ثابت باشد، گرمای ویژه در فشار ثابت C_p می‌باشد. همواره C_p بزرگتر از C_v می‌باشد، زیرا در فشار ثابت سیستم می‌تواند انبساط یابد و انرژی لازم برای انجام کار انبساط نیز باید به سیستم داده شود.

حال در نظر داریم تا گرمای ویژه را بر حسب خواص ترمودینامیکی دیگر بیان کنیم

¹ . Specific heat

قانون اول ترمودینامیک برای سیستم های بسته در فرآیند حجم ثابت :

$$\delta q - \delta W_{other} = du$$

سمت چپ این معادله نشان دهنده مقدار انرژی انتقال یافته به سیستم به شکل حرارت و یا کار می باشد. با توجه به تعریف C_V این انرژی باید برابر با $C_V dT$ باشد که dT تغییر دیفرانسیلی دما میباشد در نتیجه در حجم

$$C_V dT = du$$

ثابت داریم:

$$C_V = \left(\frac{\partial u}{\partial T} \right)_v$$

به طریقی مشابه می توان برای گرمای مخصوص در فشار ثابت C_P عبارتی را با در نظر $(W_b + \Delta u = \Delta h)$ گرفتن یک فرایند فشار ثابت به صورت زیر بدست آورد:

$$C_P = \left(\frac{\partial h}{\partial T} \right)_P$$

توجه کنید که C_V و C_P بر حسب دیگر خواص بیان شده اند، بنابراین خود آنها نیز باید خاصیت باشند. مانند هر خاصیت دیگر گرمای ویژه یک ماده بستگی به حالت دارد که عموماً توسط دو خاصیت کیفی مستقل از هم تعریف می گردد یعنی انرژی مورد نیاز برای افزایش دمای یک ماده با اندازه یک درجه در دما و فشارهای مختلف متفاوت خواهد بود. اما این اختلاف معمولاً خیلی بزرگ نیست.

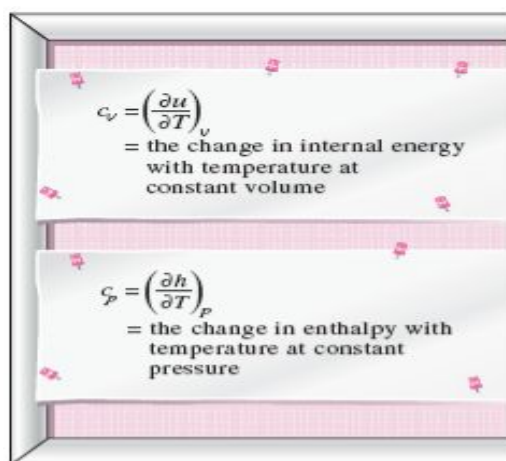


FIGURE 4-20

Formal definitions of c_v and c_p .

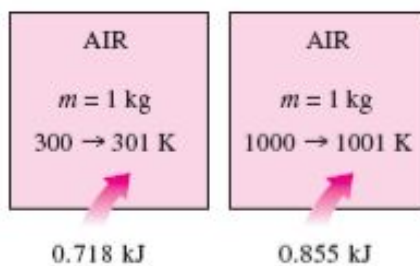


FIGURE 4-21

The specific heat of a substance changes with temperature.

می توان نتیجه گرفت که C_V به تغییرات انرژی داخلی مربوط است و C_P به تغییرات انتالپی مربوط است.

تنها ربطی که C_V به یک فرآیند حجم ثابت دارد این است که C_P تصادفاً انرژی انتقال یافته به یک سیستم طی یک فرآیند حجم ثابت است که دما را به ازای واحد جرم یک درجه افزایش می دهد. آنتالپی و انرژی داخلی یک ماده، هر دو را می توان با انتقال انرژی به هر شکل، که حرارت یکی از اشکال آن است تغییر داد. بنابراین عبارت انرژی مخصوص شاید مناسب تر از عبارت حرارت مخصوص باشد که به معنای انتقال انرژی به صورت گرما می باشد.

3-6) انرژی داخلی، آنتالپی و گرمای ویژه گازهای ایده آل

ژول با آزمایش خود نشان داد که برای یک گاز ایده آل، انرژی داخلی فقط تابعی از دما می باشد، یعنی:

$$u = u(T)$$

ژول در آزمایش خود، دو مخزن که با یک لوله و یک شیر به یکدیگر متصل شده بودند را در حوضچه آب غوطه ور ساخت.

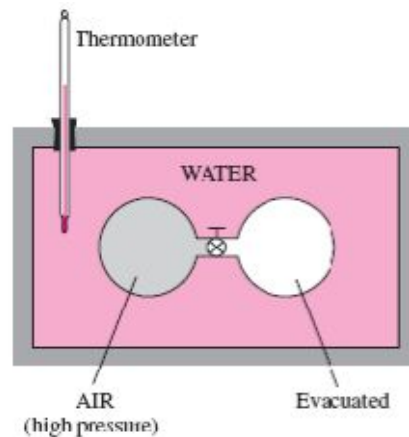


FIGURE 4-22
Schematic of the experimental apparatus used by Joule.

در حالت اولیه یکی از مخازن حاوی هوا در فشار بالا و مخزن دیگری خلاء بود. وقتی که تعادل گرمایی حاصل گردید، او شیر را باز کرد و هوا از مخزن فشار بالا به مخزن خلاء تا یکسان شدن فشار جریان یافت. ژول هیچ تغییر دمایی را در دمای آب حوضچه مشاهده نکرد، و فرض کرد که هیچ گرمایی به هوا و یا از سوی هوا انتقال نیافته است. از آنجایی که هیچ کاری نیز انجام نشده بود نتیجه گرفت که انرژی داخلی هوا، حتی با تغییر یافتن حجم و فشار، ثابت مانده است. با این کار او نتیجه گرفت انرژی داخلی تنها تابعی از دما بوده و تابعی از فشار یا حجم مخصوص نیست. (پس از آن ژول نشان داد، برای گازهایی که رفتار آنها مقداری از رفتار گاز ایده آل انحراف دارند، انرژی داخلی تنها تابعی از دما نیست).

$$\left. \begin{aligned} h &= u + PV \\ PV &= RT \end{aligned} \right\} h = u + RT$$

با استفاده از تعریف آنتالپی و معادله گاز ایده آل خواهیم داشت:

از آنجایی که R ثابت بوده و $u = u(T)$ می توان نتیجه گرفت که آنتالپی یک گاز ایده آل نیز تنها تابعی از دما می باشد.

$$h = h(T)$$

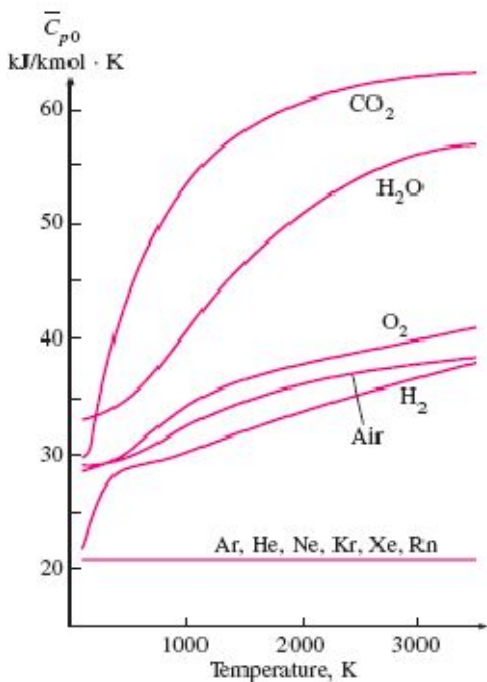


FIGURE 4-24

Ideal-gas constant-pressure specific heats for some gases (see Table A-2c for c_p equations).

در فشارهای پایین همه ی گازهای حقیقی رفتاری شبیه رفتار گاز ایده آل دارند و بنابراین گرماهای ویژه ی آنها فقط به دما بستگی دارند. گرماهای ویژه ی حقیقی در فشارهای پایین، گرماهای ویژه ی گاز ایده آل یا گرماهای ویژه فشار صفر نامیده می شوند و اغلب با C_{p0} و C_{p0} نشان داده می شوند. نموداری برای داده های $\bar{C}_{p0}(T)$ برای چندین گاز متداول ترسیم شده است. با استفاده از شکل مقابل می توان به چند نتیجه که در زیر آورده شده اند رسید: اول آنکه گرمای ویژه ی گازهایی که داری مولکولهای پیچیده (مولکولهایی با دو یا چند اتم) بزرگتر بوده و با افزایش دما افزایش می یابند. همچنین تغییرات گرماهای ویژه با دما در اختلاف دماهای کوچک (چند صد درجه و کمتر) آرام و تقریباً خطی می باشند. و دوم آنکه گرماهای ویژه گاز ایده آل برای گازهای تک اتمی مانند آرگون، نئون و هلیوم در تمام محدوده دمایی ثابت باقی می ماند در نتیجه Δu و Δh مربوط به گازهای تک اتمی را می توان به سادگی به دست آورد.

$$u_2 - u_1 = C_{v,ave}(T_2 - T_1) \quad (kJ/kg)$$

$$h_2 - h_1 = C_{p,ave}(T_2 - T_1) \quad (kJ/kg)$$

روابط بالا منحصر به هیچ فرآیندی نمی باشند.

نسبت گرمای ویژه:

$$K = \frac{C_P}{C_V}$$

می خواهیم در جسمی به جرم M اختلاف دمایی برابر ΔT ایجاد کنیم. این کار را یک با در یک سیستم فشار ثابت و یک با در یک سیستم حجم ثابت انجام می دهیم در کدام حالت انرژی بیشتری باید به جسم بدهیم؟

گرمای ویژه در فشار ثابت همواره بزرگتر از گرمای ویژه در حجم ثابت می باشد. زیرا در فشار ثابت سیستم می تواند انبساط یابد و انرژی لازم برای انجام کار انبساط نیز باید به سیستم داده شود. $C_P > C_V$

$$Q_1 = m C_V \Delta T \quad Q_2 = m C_P \Delta T$$

$$Q_1 - W = \Delta U \quad Q_2 - W = \Delta U$$

$$W = 0$$

$$Q_1 = \Delta U \quad Q_2 = \Delta U + W$$

$$\Rightarrow Q_1 < Q_2$$

روابط مربوط به گرمای ویژه گازهای ایده آل:

$$a) h = u + Pv$$

$$b) Pv = RT$$

$$a, b \Rightarrow h = u + RT$$

$$dh = du + RdT \Rightarrow C_P dT = C_V dT + RdT$$

$$C_P = C_V + R \Rightarrow R = C_P - C_V$$

$$C_V = \left(\frac{\partial u}{\partial T} \right)_v \Rightarrow C_V = C_V(T)$$

$$C_P = \left(\frac{\partial h}{\partial T} \right)_p \Rightarrow C_P = C_P(T)$$

$$h = u + RT \Rightarrow h = h(T)$$

$$u = u(T)$$

C_V, C_P و انرژی داخلی و انتالپی برای گازهای کامل فقط تابعی از دما هستند.

$$\Delta U \cong C_{av} (T_2 - T_1)$$

تغییر انتالپی در مواد تراکم ناپذیر را می توان از تعریف انتالپی بدست آورد:

$$h = u + Pv$$

$$h_2 - h_1 = (u_2 - u_1) + v (P_2 - P_1)$$

$$v_2 = v_1 = v$$

$$\Delta h = \Delta u + v \Delta P$$

$$v \Delta P \cong 0$$

برای فرایند دما ثابت ($\Delta T = 0$) تغییر انرژی داخلی برای یک ماده ترکم ناپذیر صفر نسبت گرمای ویژه نیز با دما تغییر می کند اما این تغییر بسیار کوچک می باشد .

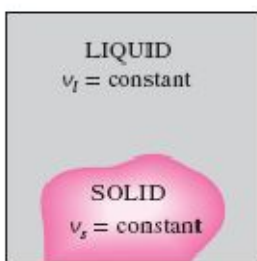


FIGURE 4-33

The specific volumes of incompressible substances remain constant during a process.



FIGURE 4-34

The c_v and c_p values of incompressible substances are identical and are denoted by c .

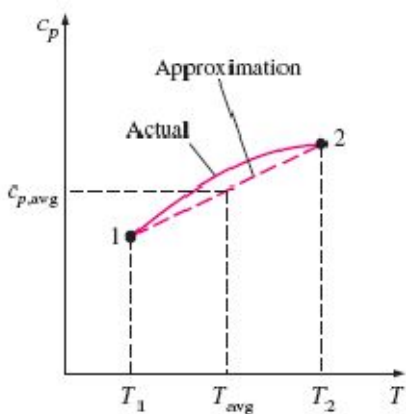


FIGURE 4-26

For small temperature intervals, the specific heats may be assumed to vary linearly with temperature.

AIR		
T, K	$u, \text{kJ/kg}$	$h, \text{kJ/kg}$
0	0	0
.	.	.
300	214.07	300.19
310	221.25	310.24
.	.	.

FIGURE 4-25

In the preparation of ideal-gas tables, 0 K is chosen as the reference temperature.