

بسمه تعالی

جزوه

ترمودینامیک ۱

دانشگاه

صنعتی شریف

استاد

دکتر کاظم زاده حنانی

فهرست مطالب

۱	فهرست نویسی
۲	فهرست مطالب
۵	مقدمه
۶	فصل اول: تعاریف
۶	تعاریف اصلی
۶	تعریف ترمودینامیک
۶	قانون صفرام یا اصل همدمانی
۷	قانون اول ترمودینامیک
۷	قانون دوم ترمودینامیک
۸	تعاریف فرعی
۸	تعریف سیستم ترمودینامیکی
۱۰	تعریف خاصیت
۱۰	فرآیند
۱۱	خواص متمرکز و گسترده
۱۱	تعادل ترمودینامیکی
۱۱	فرآیند غیر تعادلی و تعادلی
۱۳	فصل دوم: خواص ماده ساده تراکم‌پذیر
۱۳	تعریف ماده خالص
۱۳	تعادل فاز بخار و مایع
۱۶	تعریف کیفیت
۲۱	درونیایی از جداول
۲۳	فصل سوم: کار و گرما
۲۳	تعریف کار
۲۵	کار در فرآیند شبه تعادلی
۲۵	الف) فرآیند حجم ثابت
۲۵	ب) فرآیند فشار ثابت (با در نظر گرفتن رفتار گاز کامل)
۲۵	پ) فرآیند دما ثابت یا ایزوترمال برای گاز کامل (یعنی $PV=Const$)
۲۶	ت) فرآیند پلی‌تروپیک

۲۶	تشابه بین کار و گرما
۲۷	فصل چهارم: قانون اول ترمودینامیک
۲۷	قانون اول ترمودینامیک
۲۹	قانون اول ترمودینامیک برای یک فرآیند
۲۹	تعریف آننتالپی
۲۹	آننتالپی برای گاز ایده آل
۲۹	گرمای ویژه گاز ایده آل برحسب واحد جرم
۳۱	گرمای ویژه گاز ایده آل
۳۱	گرمای ویژه در حجم ثابت
۳۱	گرمای ویژه در فشار ثابت
۳۲	آزمایش ژول
۳۲	تغییرات گرمای ویژه با دما
۳۳	یک رابطه بسیار مهم بین C_p و C_v
۳۳	طرق محاسبه اختلاف انرژی داخلی و آننتالپی گاز کامل
۳۴	قانون بقا جرم برای حجم کنترل
۳۵	محاسبه دبی برای جریان یک بعدی یکنواخت در لوله‌ها
۳۶	اصل بقا انرژی (قانون اول ترمودینامیک) در مورد حجم کنترل
۳۷	فرآیند حالت دائمی - جریان دائمی
۳۸	فرآیند حالت یکنواخت - جریان یکنواخت
۳۹	فصل پنجم: قانون دوم ترمودینامیک
۳۹	ماشین یا موتور حرارتی
۴۰	پمپ حرارتی
۴۱	منبع حرارتی
۴۱	راندمان یا بازده حرارتی
۴۱	تعریف ضریب کارایی برای پمپ حرارتی
۴۲	بیان قانون دوم ترمودینامیک
۴۲	بیان کلاسیوس
۴۴	بیان کلوین پلانک
۴۴	اثبات معادل بودن بیان کلاسیوس و کلوین پلانک
۴۵	ماشین حرکت دائمی نوع دوم
۴۷	فرآیند برگشت پذیر

۵۲	فرآیند برگشت پذیر داخلی
۵۲	نامعادله کلاسیوس
۵۷	انتروپی خاصیت سیستم بسته
۵۸	تغییرات انتروپی برای یک فرآیند برگشت ناپذیر
۵۹	اصل افزایش انتروپی
۶۰	قابلیت کاردهی
۶۳	تغییرات انتروپی جامدات و مایعات
۶۶	روش ساده برای محاسبات فرآیند آدیاباتیکی برگشت پذیر گازهای کامل
۶۷	محاسبه کار در فرآیند آدیاباتیکی برای گاز کامل و C_{Po}, C_{vo} ثابت
۶۷	فرآیند پلی تروپیک برگشت پذیر برای گاز کامل
۶۷	فرآیند برگشت پذیر همدمای گاز کامل
۶۸	تعمیم قانون دوم ترمودینامیک برای حجم کنترل
۶۹	کار فرآیند حالت دائمی جریان دائمی برگشت پذیر
۶۹	اصل افزایش انتروپی برای حجم کنترل
۷۱	سیکل کارنو
۷۷	مراجع برای مطالعه بیشتر

فصل اول: تعاریف

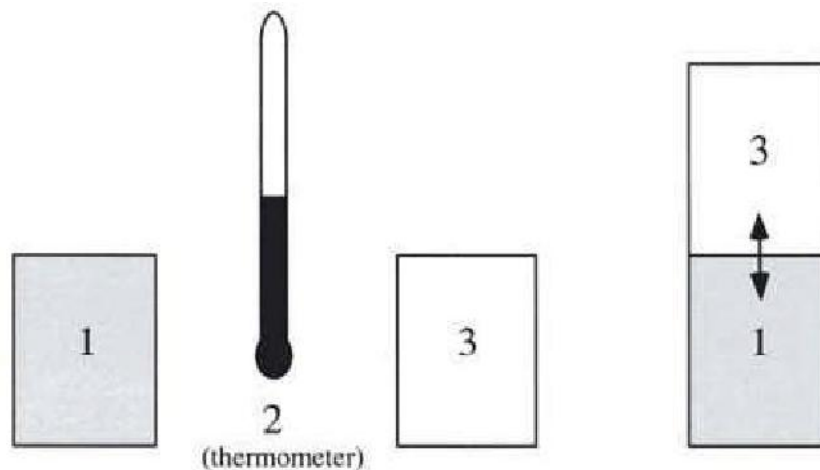
۱-۱ تعاریف اصلی

تعریف ترمودینامیک

علمی است که در مورد روش های تبدیل انرژی و تغییرات خواص ماده در اثر تبدیل انرژی، تغییر فاز و یا تماس با ماده دیگر بحث می کند. این تعریف بسیار کلی است و در واقع هنگامی می توان این تعریف را واقعاً درک کرد که با جوانب کاربردی آن آشنا شده باشیم. بعبارت دیگر تجربه و حوصله خواننده نقش مهمی در فهم مطالب دارد. خواننده نباید انتظار داشته باشد که در طول یک ترم تحصیلی کنیه معاهیم این درس را مانند دروس استاتیک یا مقاومت مصالح درک کند بلکه یادگیری دروس دیگر مانند انتقال حرارت، سیالات و کاربردهای این دروس دریچه جدیدی را می گشاید و ابهامات درس ترمودینامیک در طول زمان و طی دوره چهارساله کارشناسی تا حدود زیادی از بین می رود. با این وجود، مشکلات فوق الذکر نباید منجر به بی علاقهی دانشجویان به این درس گردد. ترمودینامیک کلاسیک بر پایه سه قانون اصلی که از تجربه نتیجه گرفته شده است بنا نهاده شده است.

قانون صفرام یا اصل همدمائی

هرگاه دو جسم با جسم سومی در تعادل حرارتی باشند آنگاه آن دو جسم با هم در تعادل حرارتی یعنی همدم خواهند بود.



$$\text{if } T_1 = T_2 \quad \text{and} \quad T_2 = T_3 \quad \text{then } {}_1Q_3 = 0$$

شکل بیان قانون دوم ترمودینامیک برای سه جسم همدم (دو جسم ۱ و ۲ در تعادل حرارتی هستند همچنین دو

جسم ۲ و ۳ در تعادل حرارتی هستند در نتیجه دو جسم ۱ و ۳ خود در تعادل حرارتی می باشند).

برای درک بهتر بیان قانون صفرام نیاز به آشنایی با عبارات و تعاریف خاص این قانون می باشد. به همین منظور باید پاره ای تعاریف در زیر ارائه گردد. مثلاً منظور ما از تعادل حرارتی باید مشخص

گردد. ولی هنوز حرارت را تعریف نکرده‌ایم. پس در این قسمت گریزی می‌ریسم به تعریف پایه‌ای حرارت: حرارت شکلی از جریان انرژی است که در اثر اختلاف دمای بین دو محیط صورت می‌گیرد. پس باید اختلاف دما وجود داشته باشد تا انتقال حرارت صورت یپذیرد. در این صورت قانون صفرام را می‌توان به صورت زیر بیان کرد:

هرگاه جسم A، با جسم B (که اختلاف دما ممکن است داشته باشد) در کنار یکدیگر قرار بگیرند یعنی در تبادل حرارتی باشند و به دمای تعادل T برسند و سپس جسم B با جسم C نیز به دمای تعادل T برسد یعنی در انتها بین آنها هیچگونه حرارتی منتقل نشود آنگاه دو جسم A و B قبل از دخالت ما همدما بوده‌اند.

تذکره: در بیان قانون فوق جسم A، B و C نباید با هم از فزیکتی مخلوط یا از نظر شیمیایی ترکیب شوند.

قانون اول ترمودینامیک

اصل بقای انرژی یا اصل ثابت بودن کمیت انرژی است. در بیان فوق ملاحظه می‌شود که به انرژی صفتی اخلاق کرده‌ایم و گفته‌ایم انرژی کمیت دارد. می‌دانیم که انرژی جنبشی یک جسم بوسیله رابطه $E = \frac{1}{2}mV^2$ که m جرم و V سرعت آن است محاسبه می‌شود یعنی کمیت انرژی جنبشی مقدار E است. قانون اول می‌گوید که این کمیت E را نمی‌توان از بین برد بلکه از شکلی به شکل دیگر تبدیل می‌شود مثلاً در اثر صعود به ارتفاع h، جسم دارای انرژی پتانسیل می‌شود که کمیت آن اگر سرعت در ارتفاع h صفر شود، همان E است یا داریم:

$$\frac{1}{2}mV^2 = E = mgh \quad (1-1)$$

در رابطه فوق g شتاب ثقل است.

قانون دوم ترمودینامیک

به نظر می‌رسد که قانون اول ترمودینامیک از آنچه در مورد انرژی هنگامی که از یک نوع به نوعی دیگر تبدیل می‌شود، تصویر کاملی نمایش نمی‌دهد. برای احساس ما همواره تبدیل شدن و از شکلی به شکلی دیگر درآمدن منجر به گم شدن یا ناپدید شدن یک چیزی است که براحتی قابل تعریف نمی‌باشد. بدن انسان در طول سالیان پیر می‌شود به نظر می‌رسد که انرژی نیز در هنگام زندگی خود و از شکلی به شکلی دیگر تبدیل شدن باید یک خاصیت منفی پیدا کند. آن خاصیت که پیر شدن انرژی را بیان می‌کند توسط قانون دوم ترمودینامیک بیان می‌شود عبارت دیگر قانون دوم ترمودینامیک قانون اول را به این صورت تکمیل می‌کند. اگر چه کمیت انرژی در جهان ثابت است (E) ولی کیفیت آن هر لحظه در اثر تبدیل یا انتقال انرژی کاهش پیدا می‌کند. آنچه که بیانگر و ارزیابی کننده میزان کاهش کیفیت انرژی است خاصیتی دیگری است که انتروپی (Entropy) نامیده می‌شود.

۱-۲ تعاریف فرعی

تعریف سیستم ترمودینامیکی

سیستم بسته به مجموعه ای معین از جرم را گویند (Closed System) یا (Control Mass). سیستم باز منطقه مشخص از فضا را گویند (Open System) یا (Control Volume) که جرم می تواند از مرز آن عبور نماید. برای مثال هوای موجود در درون یک توپ را می توان به عنوان یک سیستم بسته در نظر گرفت، و یا یک پمپ باد را می توان یک حجم کنترل در نظر گرفت که هوا از آن عبور می نماید.



شکل ۱-۱. هوای موجود در درون توپ فوتبال به عنوان سیستم بسته و پمپ هوا که هوا از آن عبور می نماید به عنوان سیستم باز

هر سیستمی توسط مرز (Boundary) مشخص می شود. این مرز می تواند حقیقی یا مجازی باشد. مرز سیستم می تواند تغییر شکل دهد یا حرکت کند. در سیستم بسته جرم از مرزها عبور نمی کند. ولی در سیستم باز جرم از مرز سیستم عبور خواهد کرد. فضای خارج هر سیستمی را محیط (Environment) گویند. کار و گرما (که بعداً تعریف می شود) می تواند از مرز سیستم بسته یا باز با محیط یا با سیستم بسته و باز دیگری مبادله شود.

مثال ۱: فرض کنید بخواهیم گازی را از حجم V_1 و فشار P_1 توسط انتقال گرما در محفظه سیلندر پیستونی تا فشار P_2 بصورت همدم تا دو برابر حجم اولیه مبدب کنیم و هدف یافتن فشار P_2 باشد.

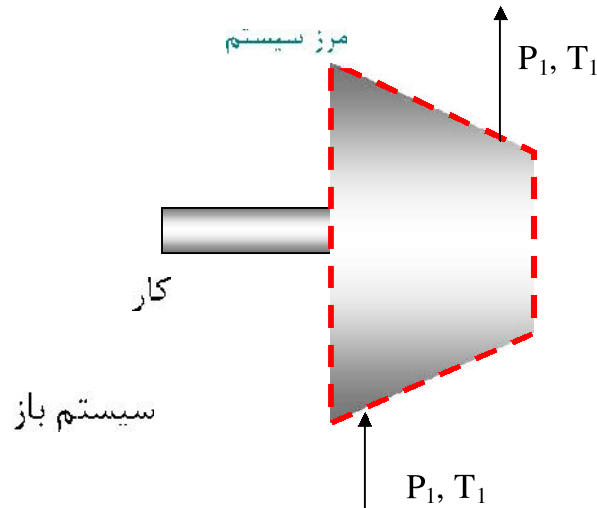


شکل ۱-۲. مثال ۱

به سیلندر گرما می دهیم و وزنه نیز از روی پیستون بر می داریم تا دما بتواند ثابت بماند. فرض کنید سیستم که گاز است رفتار گاز کامل را داشته باشد.

$$P_2 V_2 = P_1 V_1 \rightarrow P_2 = \frac{P_1}{2} \quad (2-1)$$

مثال ۲: فرض کنید گازی را از فشار P_1 و T_1 تا فشار P_2 و T_2 متراکم می‌کنیم و هدف محاسبه کار کمپرسور است.



شکل ۱-۳. مثال ۲

$$W_{\text{کمپرسور}} = C_p (T_2 - T_1)$$

C_p گرمای ویژه گاز در فشار ثابت است.

مثال ۳: فرض کنید گازی در مخزنی قرار داشته باشد و با باز کردن شیر مخزن بخواهیم جرم خروجی از مخزن را در یک مدت زمان (فاصله معینی از زمان) حساب کنیم.



شکل ۱-۴. مثال ۳

در این مثال ملاحظه می‌کنید که می‌توان گاز را به صورت سیستم باز در نظر گرفت و جرمی که از شیر عبور می‌کند تعریف آن را کامل می‌کند. بعداً خواهیم دید که می‌توان با استفاده از روابط جرم خروجی را محاسبه کرد. با این وجود، از دیدگاه نظری می‌توان جرم معینی را نیز در داخل مخزن بعنوان سیستم بسته اختیار کرد و تغییر شکل یا تبساط آن را تحلیل کرده و جرم خروجی را محاسبه نمود.

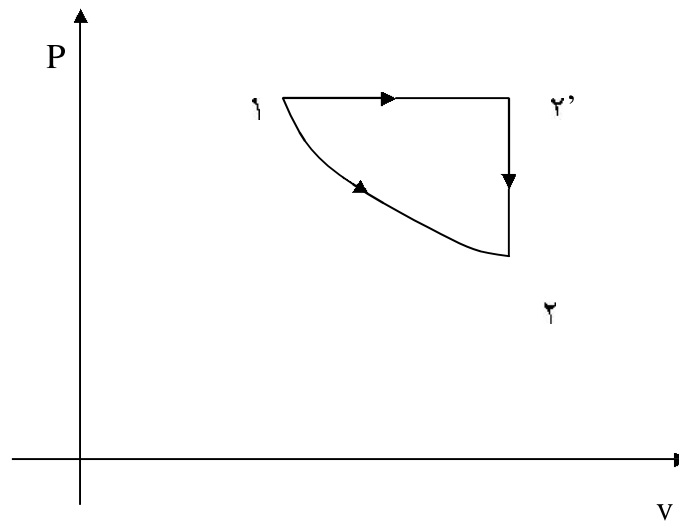
تعریف خاصیت (Property): مشخصه قابل اندازه‌گیری مستقیم و یا غیر مستقیم سیستم را گویند مانند P و V و T (قابل اندازه‌گیری مستقیم) و U (انرژی داخلی) و H (انتالپی) و S (آنترپی) (خواص قابل اندازه‌گیری یا محاسبه غیر مستقیم بوسیله روابط ریاضی). کار و گرما خاصیت یک سیستم نیستند چون سیستم در یک حالت معینی دارای مقدار معینی کار یا گرما نیست بلکه کار و گرما در اثر تغییر حالت یک سیستم می‌تواند با سیستم دیگر یا محیط مبادله شود.

فرآیند Process: اگر سیستمی تغییر حالت بدهد (یعنی خواص آن تغییر کند) به مسیر تغییر حالتها فرآیند گویند.

مثال ۴: در مثال اول برای گاز کامل داریم:

$$PV = mRT$$

$$T = \text{ثابت} \rightarrow PV = \text{ثابت} \rightarrow P = \frac{\text{ثابت}}{V}$$



شکل ۱-۵، مثال ۴

پس اگر نمودار P, V برای این فرآیند رسم شود بصورت هندسولی خواهد بود. می‌توانیم از حالت ۱ به ۲ طی یک مسیر دیگری برسیم مثلاً ابتدا گرم کنیم (۱-۲) و سپس وزنه را برداریم تا فشار کم شود و گاز سرد شود (۲-۲').

تذکره: عبارت دیگر خاصیت سیستم کمیتی است که تغییرات آن فقط بستگی به حالت ابتدایی و انتهایی فرآیند دارد و به مسیر تغییرات بستگی ندارد، مانند فشار و دما، کار و گرما به مسیر فرآیند بستگی دارند و در نتیجه خاصیت سیستم محسوب نمی‌شوند.

خواص متمرکز و گسترده

خواص بر دو نوع هستند: خواص متمرکز (Intensive) و خواص گسترده (Extensive). اگر سیستمی را به چند قسمت (مساوی یا نامساوی) تقسیم کنیم و مقدار یک خاصیت برای کل سیستم برابر مجموع مقادیر خاصیت در قسمت‌های مختلف باشد آن خاصیت گسترده است مانند جرم و یا حجم.

خواص متمرکز خواصی هستند که در یک نقطه قابل تعریف باشند مانند فشار P و دمای T و حتی حجم مخصوص $v = \frac{V}{m}$. بطور کلی هر خاصیت گسترده را با تقسیم بر جرم بشرط آنکه پیوستگی ماده از بین نرود می‌توان به خاصیت متمرکز تبدیل کرد مانند حجم مخصوص:

$$v = \lim_{\Delta v \rightarrow 0} \frac{\Delta v}{\Delta m} \quad (3-1)$$

تبادل ترمودینامیکی (Thermodynamic Equilibrium) ترمودینامیک کلاسیک سیستم‌های در حالت تعادل را بررسی می‌کند منظور از تعادل ترمودینامیکی یعنی اولاً در سیستم اختلاف فشار (گردایان فشار) نباشد (تعادل مکانیکی) زیرا در غیر این صورت با قراردادن یک پیستون در بین دو قسمت گردایان فشار، می‌تواند کار انجام شود و فشارهای اولیه تغییر می‌کنند. ثانیاً اختلاف دما وجود نداشته باشد (تعادل حرارتی) عبارت دیگر سیستمی در حالت تعادل است که هرگز آن را از محیط منزوی (Isolate) کنیم هیچگونه تغییر فیزیکی در آن پدید نیاید و خواص آن تغییر نکنند.

فرآیند غیر تعادلی و تعادلی Equilibrium and Non-equilibrium Process در بخش

قبلی گفتیم که ترمودینامیک کلاسیک فقط قادر به بررسی و مطالعه سیستم‌های در حالت تعادل می‌باشد. در این صورت در طی فرآیند که حالت سیستم در تغییر است چگونه می‌توان از ترمودینامیک کلاسیک استفاده کرد؟ رمز کار در این است که برای هر فرآیند واقعی یک فرآیند مرجع (ایده‌آل) که به نوعی سایه فرآیند واقعی است تعریف می‌کنیم. این فرآیند ایده‌آل بسیار آهسته انجام می‌شود بطوریکه در مسیر فرآیند تغییر حالت‌ها از حالت (۱) به حالت (۲) فرض می‌کنیم که از بی‌نهایت حالت تعادل تشکیل شده باشد. عبارت دیگر فرآیند آنقدر آهسته انجام می‌شود که در اثر تغییرات جزئی ابتدا بلافاصله کلیه خواص ماده در حالت یکنواخت (تعادل ترمودینامیکی) قرار می‌گیرد و سپس تغییرات جزئی بعدی انجام می‌شود تا اینکه به حالت نهایی ۲ برسد. به این فرآیند ایده‌آل که صرفاً در ذهن قابل تصور است فرآیند شبه تعادلی یا Quasi-Equilibrium می‌گویند. ممکن است در اینجا سؤال شود که چه کاربردی تعریف چنین فرآیندی دارد؟ همانطور

که قبلاً اشاره شد فرآیند شبه تعادلی مرجع به ما امکان بررسی از طریق ترمودینامیک تعادلی یا ترمودینامیک کلاسیک را فراهم می‌سازد و بگونه‌ای که می‌توان مثلاً برای فرآیند ایده‌آل مشایر کار و گرمای مبادله شده را محاسبه کرد. اکنون فقط لازم است که با اعمال یک ضریب تصحیح که از تجربه و آزمایش بدست می‌آید مقادیر کار و گرما واقعی را محاسبه کرد. چنین روشی یک قرن است که در عمل استفاده می‌شود و اعتبار کاربردی خود را ثابت کرده است.

تذکره: گاهی فرآیند چنان سریع انجام می‌شود که فرآیند شبه تعادلی نظیر آن متصور نخواهد بود. در این صورت مسیر فرآیند توسط ترمودینامیک کلاسیک نمی‌تواند بیان شود. البته نقاط (حالات) ابتدایی و انتهایی فرآیند که در آن نقاط (حالات) ماده در تعادل ترمودینامیکی است قابل بررسی می‌باشد.

فصل دوم: خواص ماده ساده تراکم پذیر

تعریف ماده خالص

ماده‌ای است که ترکیب شیمیایی آن همگن و تغییر ناپذیر است مانند آب یا مخلوط آب و یخ و بخار آب. هوا را هم در فاز گازی با تقریب می‌توان ماده خالص فرض کرد چون در هر نقطه فیزیکی هوا از ۲۱٪ حجمی O_2 و ۷۹٪ N_2 تشکیل می‌شود و اگر از درصد گازهای دیگر صرف‌نظر کنیم این ترکیب در همه نقاط ثابت است.

ماده خالص ساده تراکم پذیر

ماده خالصی است که از اثر میدان‌های ثقل، الکتریکی، مغناطیسی و اثرات کشش سطحی در آن صرف‌نظر می‌شود یعنی مثلاً انرژی ماده تابعی از شدت میدان مغناطیسی نباشد تجربه نشان می‌دهد که برای تعیین حالت یک ماده خالص ساده تراکم پذیر معلوم بودن فقط دو خاصیت مستقل کفایت می‌کند مثلاً برای گاز کامل با رابطه حالت $PV=mRT$ اگر P و V معلوم باشد می‌توان T را محاسبه کرد و در نتیجه حالت ماده معلوم می‌شود.

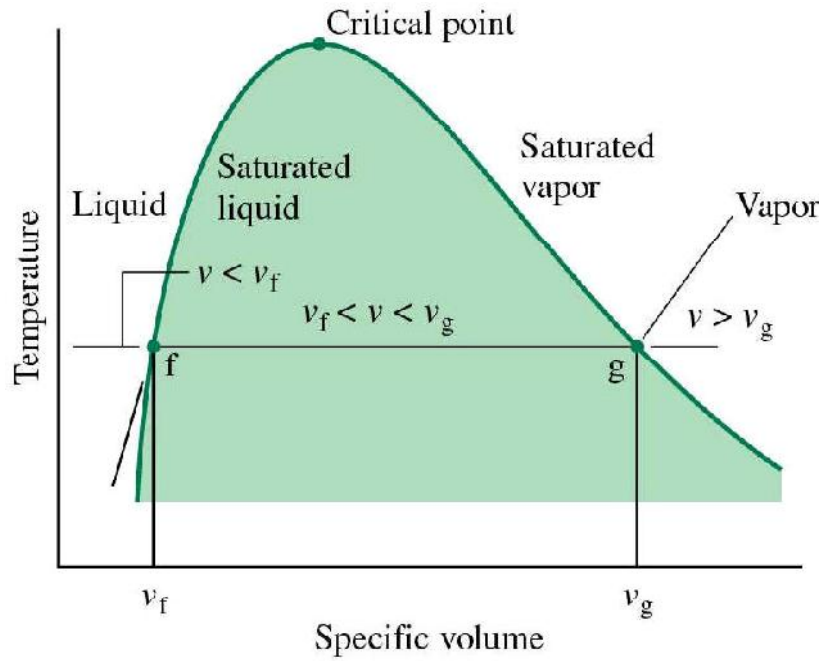
تبادل فاز بخار و مایع

تعریف دمایی اشباع Saturation Temp

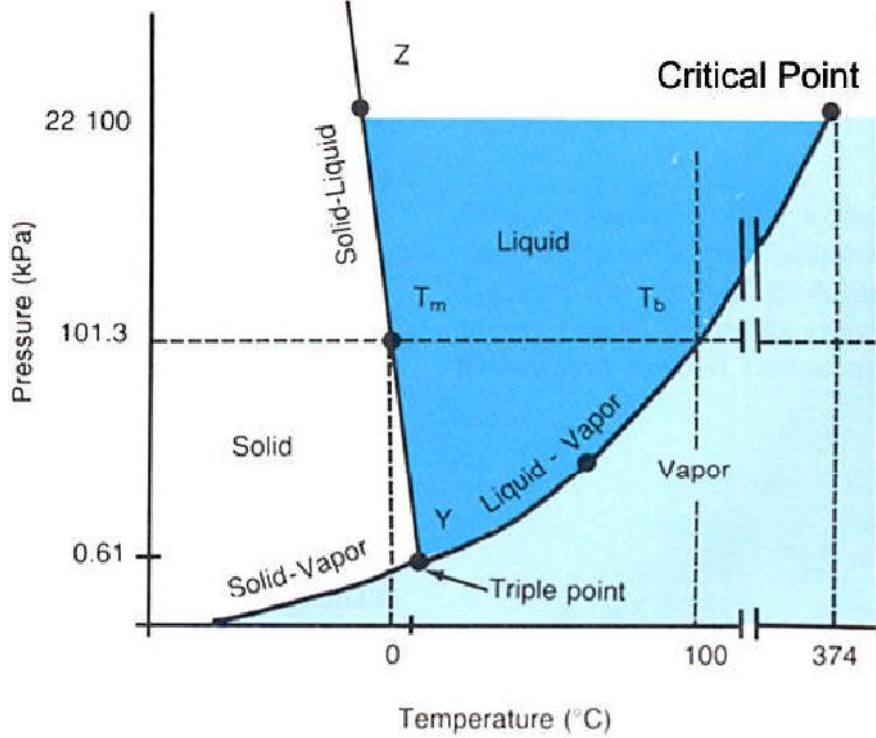
در یک فشار معین، دمای اشباع ماده خالص دمایی است که در آن تبخیر یا میعان شروع می‌شود. این فشار را فشار اشباع Saturation Pressure در آن دما گویند. مایع را در دما و فشار اشباع، مایع اشباع Saturated liquid می‌نامند. اگر در یک فشار معین دمای ماده از دمای اشباع کمتر باشد یا حجم مخصوص آن از حجم مخصوص اشباع کمتر باشد مایع را مادون سرد Sub-cooled گویند همچنین اگر در یک دمای معین فشار از فشار اشباع بیشتر باشد مایع متراکم Compressed خوانده می‌شود. توجه کنید که حالت Compressed, Sub-cooled از نظر ترمودینامیکی یکسان هستند فقط بستگی دارد که تعریف نسبت به دما انجام می‌شود یا نسبت به فشار.

بخار را در دما و فشار اشباع، بخار اشباع یا بخار خشک خوانند (Dry or Saturated Steam) اگر بخار و مایع در تعادل با یکدیگر داشته باشیم به آن بخار مرطوب Wet Steam گفته می‌شود. اگر در یک فشار معین دمای بخار از دمای اشباع بیشتر باشد یا حجم مخصوص آن از حجم مخصوص بخار اشباع بیشتر باشد به آن بخار فوق گرم گویند (Super-heated Steam). عبارت دیگر در یک دمای معین، فشار بخار از فشار اشباع کمتر باشد به آن بخار فوق گرم گویند.

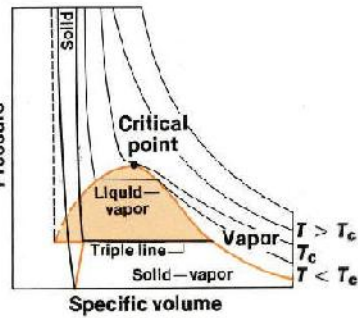
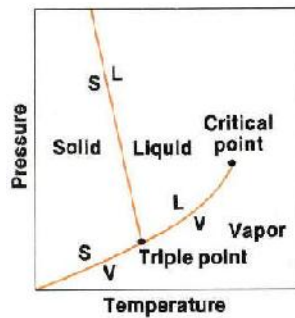
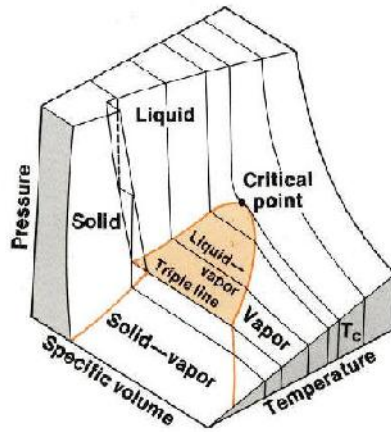
رسم نمودارهای $(P-v)$ ، (T, v) کمک زیادی به درک مطلب می‌کند، در صفحات بعدی با ذکر مثالهایی نکات فوق روشن خواهد شد.



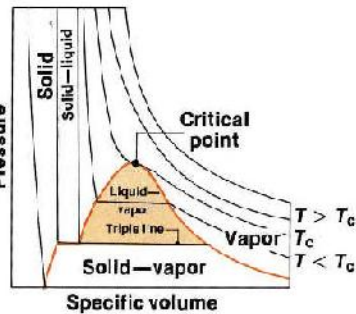
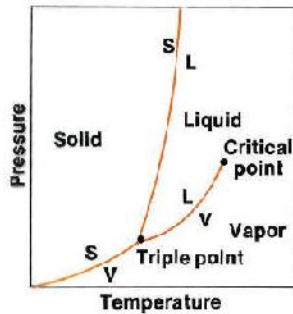
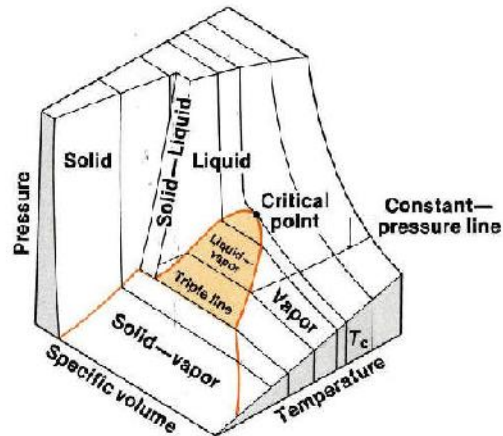
شکل ۱-۲. دیاگرام دما-حجم مخصوص



شکل ۲. دیاگرام تعادل گاز مایع، جامد و بخار برای آب



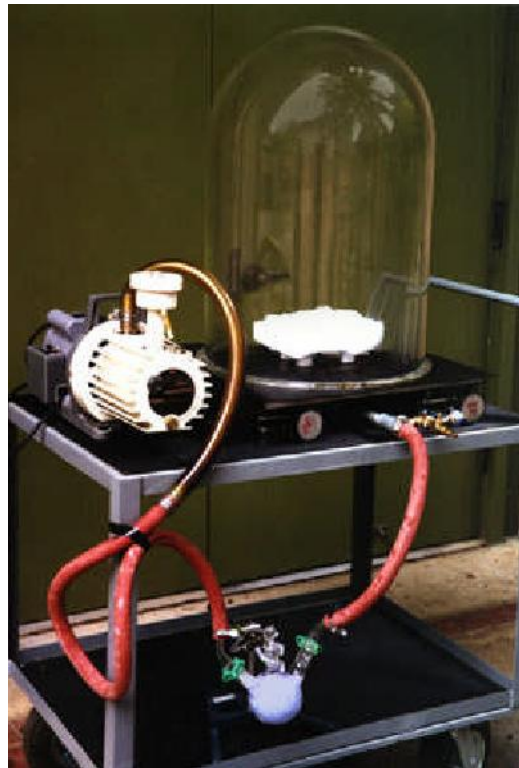
شکل ۲-۳. دیاگرام فشار، دما و حجم ماده‌ای که هنگام انجماد منبسط می‌شود



شکل ۲-۴. دیاگرام فشار، دما و حجم ماده‌ای که هنگام انجماد منقبض می‌شود

در بالاتر از نقطه بحرانی هیچگونه تعادلی بین دو فاز مایع با بخار یعنی تعادل بین دو فاز با ویژگیهای فیزیکی کاملاً متفاوت نمی‌تواند تعریف گردد. در پایین تر از نقطه بحرانی می‌توانیم در یک ظرف سر بسته تعادلی از مایع و بخار داشته باشیم ویژگی مایع آن است که افزایش فشار حجم آنرا خیلی کم تغییر می‌دهد و از ویژگی بخار آن است که افزایش فشار حجم آن را زیاد تغییر می‌دهد. در بالاتر از نقطه بحرانی بطور پیوسته و به تدریج می‌توان فاز مایع را به فازی که حجم آن نسبتاً متأثر از فشار است و سپس به فاز گازی شکل تبدیل کرد. توجه می‌کنید که از نظر فیزیکی تفاوت بین بخار و گاز نمی‌توان قائل شد ولی عموماً بخار به ماده‌ای گفته می‌شود که در تعادل با مایع باشد یا اینکه از حالت اشباع خیلی دور نباشد و یا درجه فوق گرم آن کم باشد و یا بالاتر از دمای بحرانی قرار نداشته باشد.

نقطه سه گانه عبارتست از دما و فشار خاصی که در آن هر سه حالت بخار، مایع و جامد همزمان در تعادل وجود دارند. برای ایجاد این حالت شرایط آزمایشگاهی خاصی مورد نیاز است. در شکل بستر آزمایش مربوط به ایجاد نقطه سه گانه آب مشاهده می‌گردد.



شکل ۲-۵. بستر آزمون ایجاد نقطه سه گانه آب با استفاده از پمپ خلاء

تعریف کیفیت: کیفیت را می‌توان به صورت نسبت جرمی بخار به کل جرم بخار و مایع در حالت اشباع تعریف نمود.

$$x = \frac{m_g}{m_f + m_g} \quad \begin{matrix} \text{جرم بخار} \\ \text{جرم مایع} \end{matrix} \quad (1-2)$$

$$v = \frac{V}{m} = \frac{V_f + V_g}{m_g + m_f} = \frac{m_f v_f + m_g v_g}{m_g + m_f} \quad (2-2)$$

$$v = \frac{m_f}{m_g + m_f} v_f + \frac{m_g}{m_g + m_f} v_g \quad (3-2)$$

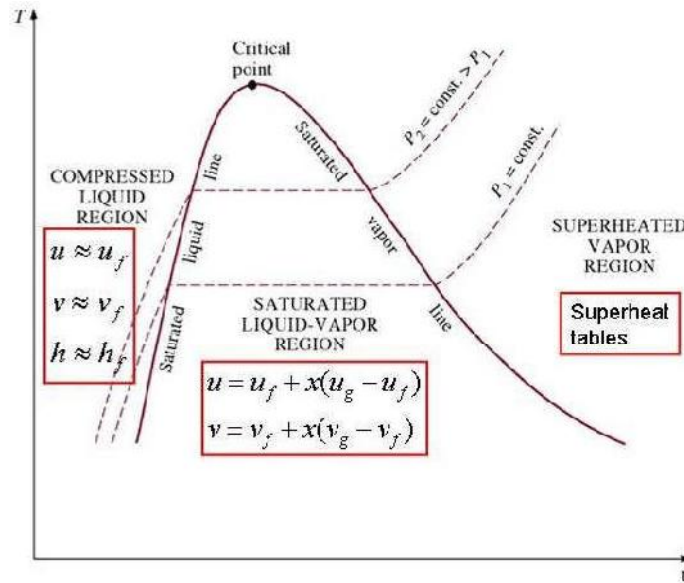
$$v = (1-x)v_f + xv_g \quad (4-2)$$

$$v = v_g + x(v_g - v_f)$$

$$v_{fg} = v_g - v_f$$

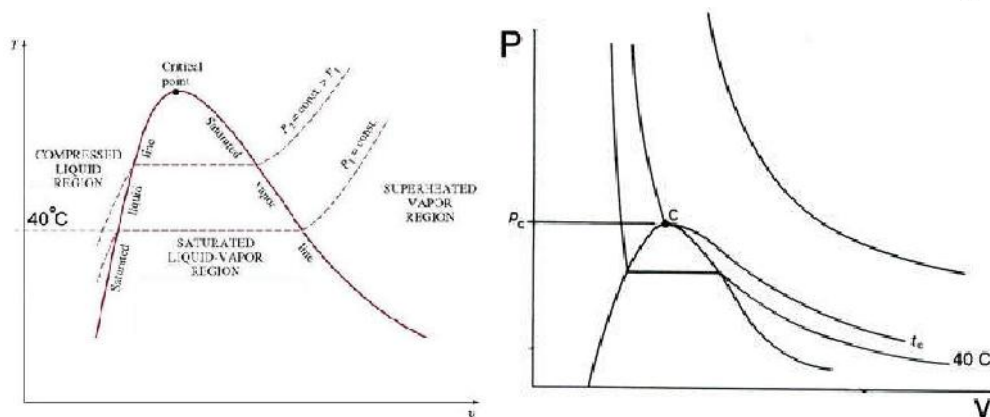
$$v = v_f + xv_{fg}$$

استفاده از جداول A.1.1 و A.1.2 و A.1.3 و A.1.4



شکل ۲.۶ دیدگرام دما و حجم مخصوص

مثال: در یک ظرف سر بسته به حجم 2m^3 مایع اشباع در دمای 40°C موجود است. مطلقاً فشار و جرم آب.

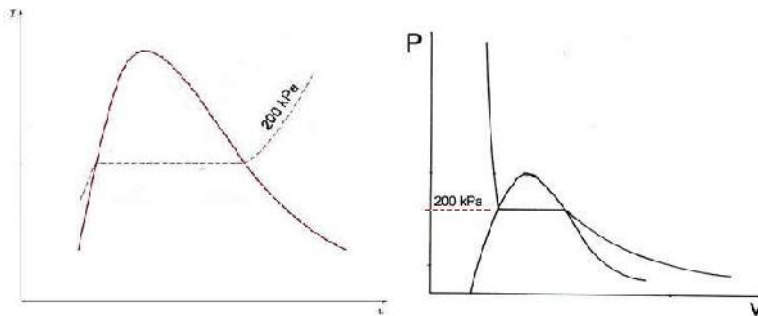


شکل ۲-۷. مثال

$$A.1.1 \rightarrow T_{\text{Saturation}} = 40^{\circ}\text{C} \rightarrow P|_{T_s} = 7.384 \text{ kPa}$$

$$v_f|_{T_s=40} = 0.001008 \Rightarrow m = \frac{V}{v} = \frac{2}{0.001008} \cong 1985 \text{ kg}$$

مثال: در یک ظرف سر بسته 2kg بخار اشباع در فشار 200kPa موجود است. مطلوبست حجم ظرف و دمای بخار.



شکل ۲-۸. مثال

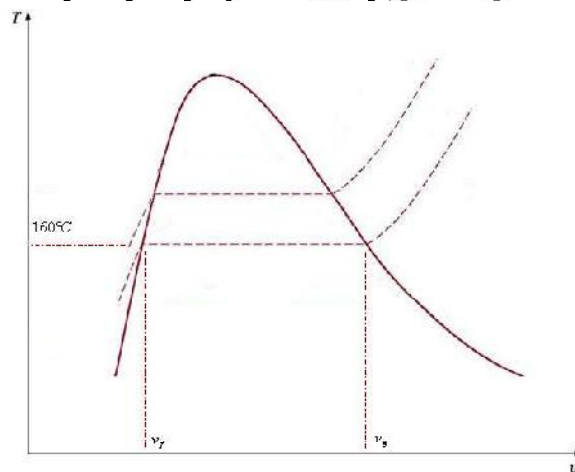
$$A.1.2 \quad P_s = 0.2 \text{ MPa}$$

$$T|_{P_s=0.2} = 120.23^{\circ}\text{C}$$

$$v_g = 0.8857$$

$$V = (m)(v_g) = 2 \times 0.8857 \cong 1.77 \text{ kg}$$

مثال: در ظرفی به حجم 2lit مخلوطی از بخار مایع در دمای 160°C موجود است. اگر حجم مایع 0.05 باشد مطلوبست جرم و کیفیت مخلوط و فشار مخلوط.



شکل ۲-۹. مثال

$$A.1.1 \rightarrow T_s = 160^\circ C \rightarrow \begin{cases} v_f \rightarrow 0.001102 \\ v_g \rightarrow 0.3071 \end{cases}$$

$$m_{\text{بخار}} = \frac{0.95 \times 2 \times 10^{-3}}{0.3071} = 0.0062$$

$$m_{\text{مایع}} = \frac{0.05 \times 2 \times 10^{-3}}{0.001102} = 0.09$$

$$m_{\text{مجموع}} = 0.0062 + 0.09 = 0.0962$$

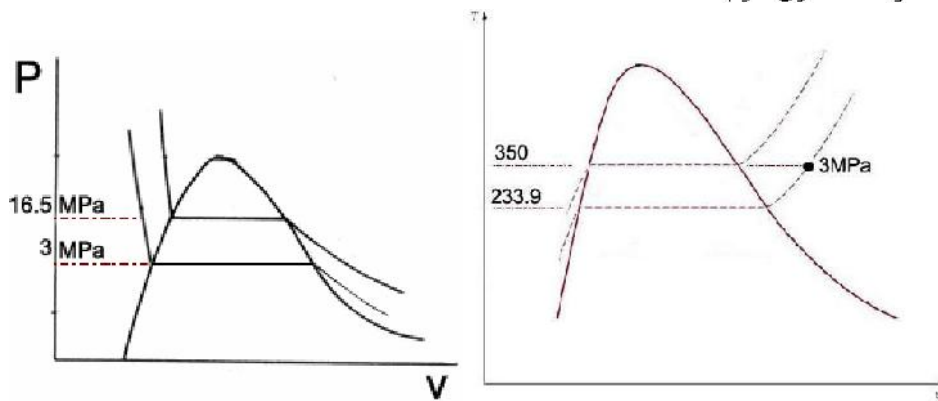
$$x = \frac{0.0062}{0.0962} = 0.064$$

$$P|_{T_s=160} = 0.6178 \text{ MPa}$$

مثال: در ظرفی 2kg آب در دمای 350°C و فشار 3 MPa داریم مخلو بست حجم ظرفه

$$A.1.2 \rightarrow P_s = 3 \text{ MPa} \Rightarrow T_s = 233.9 < 350^\circ C$$

پس آب در حالت فوق گرم است.

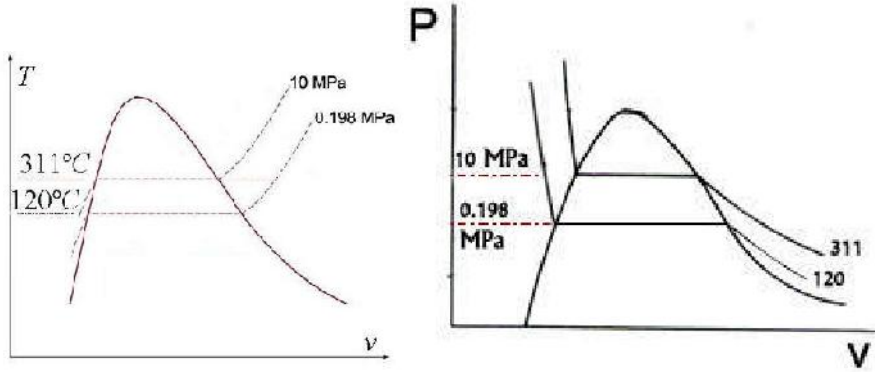


شکل ۲.۱۰. مثال

$$A.1.3 \quad P = 3 \text{ MPa} \Rightarrow v = 0.09053 \text{ m}^3/\text{kg}$$

$$V = (0.09053)(2) = 0.18106 \text{ m}^3$$

مثال: در ظرفی به حجم 30 lit آب در دمای 120°C و فشار 10 MPa داریم مخلو بست جرم آب.



شکل ۱۱-۲. مثال

A.1.4 از

$$v = 0.0010549$$

$$m = \frac{30 \times 10^{-3}}{0.0010549} = 28.4 \text{ kg}$$

مثال: در ظرفی به حجم 20lit، 0.03kg آب در دمای 110°C داریم مطلوبست فشار:

$$v = \frac{20 \times 10^{-3}}{0.03} = 0.67 \frac{\text{m}^3}{\text{kg}}$$

$$T = 110^\circ\text{C} \xrightarrow{A.1.1} \begin{cases} v_f = 0.001052 \\ v_g = 1.2102 \end{cases}$$

$$v_f < v < v_g \rightarrow v = v_f + x(v_g - v_f), P = 0.14327 \text{ MPa}$$

$$0.67 = 0.001052 + x(1.2102 - 0.001052)$$

$$x = 0.553$$

مثال: در ظرفی به حجم 30 lit، 0.03kg آب در فشار 100 kPa داریم، مطلوبست دما و کیفیت

بخار:

$$v = \frac{30 \times 10^{-3}}{0.03} = 1$$

$$P_s = 100 \text{ kPa} \rightarrow \begin{cases} v_f = 0.001043 \\ v_g = 1.694 \end{cases}$$

$$v = v_f + xv_{fg} \rightarrow x = 0.59$$

$$T = 99.63^\circ\text{C}$$

که همان دمای اشباع در فشار ۱۰۰ کیلو پاسکال می‌باشد.

مثال: در ظرفی به حجم 50lit، 0.9162kg آب در فشار 4MPa داریم مطلوبست دما:

$$v = \frac{50 \times 10^{-3}}{0.9162} = 0.05457$$

$$v_g \Big|_{P_s=4MPa} = 0.04978 < v \quad \text{پس فوق گرم است}$$

$$A.1.3. \left\{ \begin{array}{l} v = 0.05457 \\ P = 4MPa \end{array} \right. \rightarrow T = 275^\circ C$$

مثال: در ظرفی به حجم 100lit، 1.712kg آب در دمای 350°C داریم مطلوبست فشار:

$$v = \frac{100 \times 10^{-3}}{1.712} = 0.0584$$

$$v_g \Big|_{T=350^\circ C} \xrightarrow{A.1.1} 0.008813 < v$$

$$A.1.3 \left\{ \begin{array}{l} v = 0.0584 \\ T = 350 \end{array} \right. \rightarrow P = 4.5MPa$$

مثال: در ظرفی به حجم 150 lit، 146.08kg آب در فشار 5 MPa داریم مطلوبست دمای آب؟

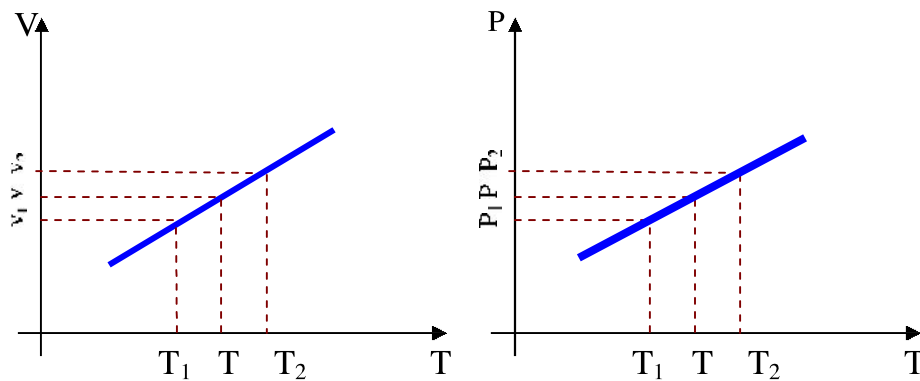
$$v = \frac{150 \times 10^{-3}}{146.08} = 0.0010268$$

$$A.1.2 \quad P_s = 5MPa \rightarrow v_f = 0.001263 < v \quad \text{پس مایع متراکم است}$$

$$A.1.4 \left\{ \begin{array}{l} v = 0.0010268 \\ P = 5MPa \end{array} \right. \rightarrow T = 80^\circ C$$

درونیایی از جداول

برای پیدا نمودن اعدادی که مثلاً دمای آن‌ها ما بین دمای دو نقطه مجاور در جدول خواص ترمودینامیکی می‌باشد از درونیایی خطی استفاده می‌شود. برای این منظور فرض می‌گردد که خواص مورد نظر ما بین این دو نقطه بصورت خطی تغییر نماید با توجه به شکل خواهیم داشت:



شکل ۲-۱۲. درونیایی خطی خواص با توجه به مشخصات آن در دمای بین دو دمای موجود

(۵-۲)

$$v = v_1 + \frac{v_2 - v_1}{T_2 - T_1} (T - T_1)$$

$$P = P_1 + \frac{P_2 - P_1}{T_2 - T_1} (T - T_1) \quad T = T_1 + \frac{T_2 - T_1}{P_2 - P_1} (P - P_1)$$

مثال: مطلوبست دما و حجم مخصوص مایع اشباع در فشار 0.223 MPa.

P	T	v_f
0.2	120.23	0.001001
0.225	124	0.001004

$$T = 120.20 + \frac{124 - 120.23}{0.225 - 0.2} (0.223 - 0.2) = 123.7$$

$$v = 0.001001 + \frac{0.001004 - 0.001001}{0.225 - 0.2} (0.223 - 0.2) = 0.0010013$$

مثال: مطلوبست حجم مخصوص بخار فوق گرم در فشار 6MPa و دمای 420°C

$$P = 6 \text{ MPa}$$

$$400 \quad 0.04138$$

$$450 \quad 0.05214 \quad \rightarrow v = 0.049284$$

مثال: مطلوبست دمای بخار فوق گرم در فشار 5MPa و حجم مخصوص 0.042

$$5 \text{ MPa}$$

$$275 \quad 0.04141$$

$$300 \quad 0.04532$$

$$T = 275 + \frac{300 - 275}{0.04532 - 0.04141} (0.042 - 0.04141) = 278.8^\circ\text{C}$$

مثال: مطلوبست حجم مخصوص بخار فوق گرم ورودی 670°C و فشار 7.2MPa

7MPa		8 MPa	
T	v	T	v
600	0.05565	600	0.04845
700	0.06283	700	0.05481

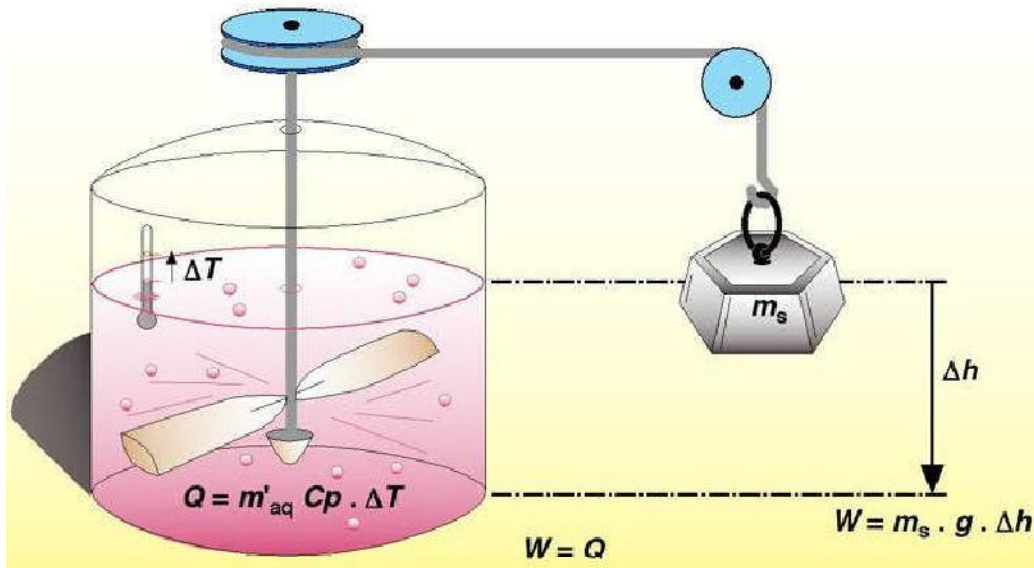
$$v \Big|_{7,670^\circ\text{C}} = 0.060676$$

$$v \Big|_{8,670} = 0.052902$$

$$v \Big|_{7.2,670} = 0.05912$$

فصل سوم: کار و گرما

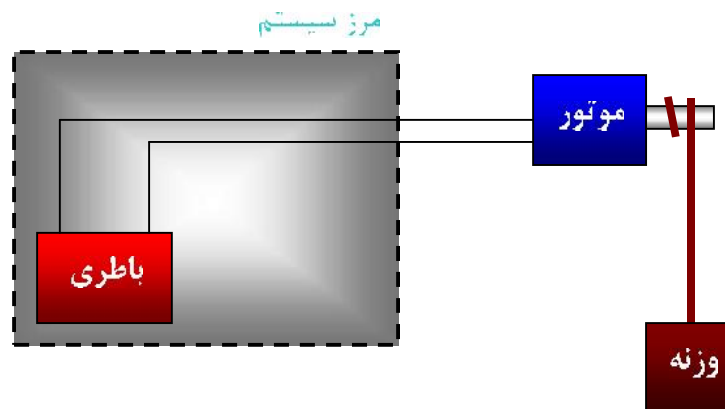
در شکل آزمایشی که توسط ژول برای بررسی تبدیل انرژی طراحی شده است را مشاهده می‌کنید. در طی این آزمایش با پایین رفتن ورنه انرژی پتانسیل آن (که اندازه‌ای معادل $\Delta E = m_s g \Delta h$ دارد) آزاد شده و باعث انجام کار (چرخش پره درون مایع درون ظرف) می‌شود و به همین میزان، مقدار انرژی داخلی مایع درون ظرف افزایش می‌یابد ($\Delta E = m_{ab} \Delta T C_p$). در نتیجه انرژی مایع بالا رفته و درجه حرارت آن افزایش می‌یابد.



شکل ۱.۱ آزمایش ژول

تعریف کار:

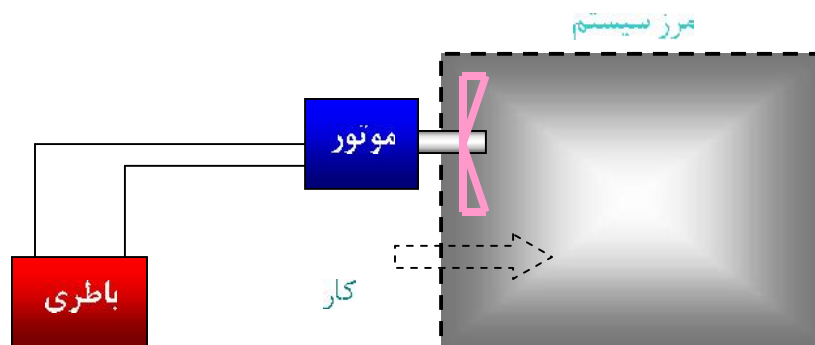
کار توسط سیستمی انجام می‌شود هر گاه اثر منحصر به فرد آن (روی محیط یا روی سیستم دیگری) به صورت بلند کردن وزنه‌ای باشد. کار اگر توسط سیستم انجام شود علامت آن مثبت خواهد بود.



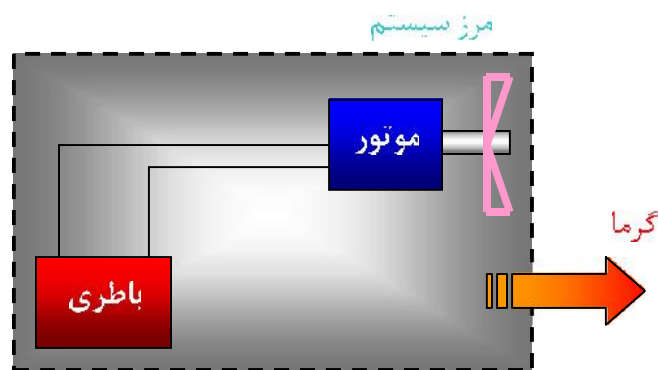
شکل ۲.۲ انجام کار توسط سیستم (کار مثبت)

نکته: اغلب دانشجویان دلیل اصلی دقت و وسواس در تعریف کار را درک نمی‌کنند. در فصل پنجم در مورد قانون دوم ترمودینامیک مشاهده خواهید کرد که کار نسبت به گرما انرژی باارزش‌تری

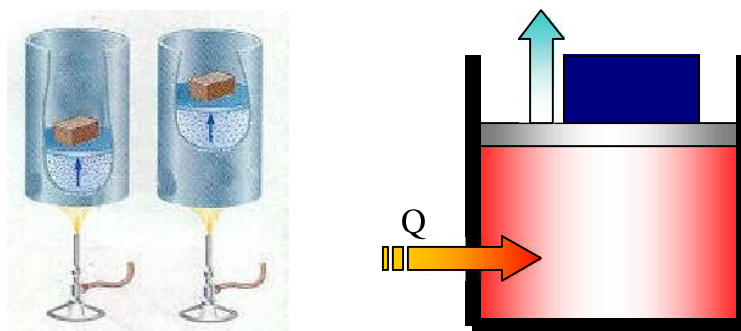
می‌باشد، یعنی به موجب قانون دوم ترمودینامیک نمی‌توان در یک سیکل با موتور حرارتی تمام گرما را به کار تبدیل نمود در حالیکه عکس این مطلب امکان پذیر می‌باشد. لذا برای آنکه هنگام بررسی ماشین‌های حرارتی و برودتی از دیدگاه قانون دوم ترمودینامیک بتوان بین کار و گرما تفکیک قائل شد لازم است که تعریف دقیق‌تری مانند تعریف فوق‌الذکر از کار ارائه شود. ملاحظه می‌کنید که در شکل ۳-۴ با تغییر مرز سیستم نسبت به شکل ۳-۳ کار به گرما تبدیل شده‌است. تذکره: اگر حرارت به سیستم منتقل شود در محاسبات علامت آن مثبت در نظر گرفته می‌شود.



شکل ۳-۳. انجام کار بر روی سیستم (کار مفی)



شکل ۳-۴. تولید گرما در درون سیستم و انتقال گرما به بیرون از سیستم

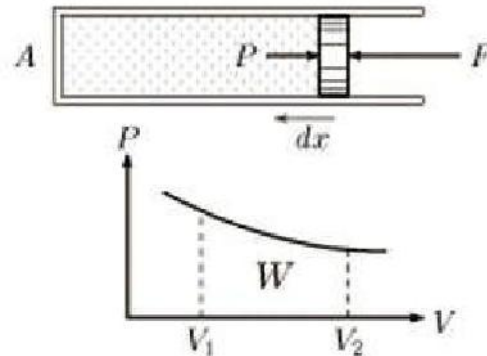


شکل ۳-۵. بالا رفتن پیستون و وزنه روی آن در اثر حرارت دادن به سیلندر

یک مثال دیگر بالا رفتن پیستون است که در سیلندر به گاز حرارت داده می‌شود و وزنه در اثر انبساط گاز بالا می‌رود.

کار در فرآیند شبه تعادلی:

در این فرآیند تغییرات فشار گاز به آهستگی انجام می‌شود بطوریکه در هر لحظه از فرآیند می‌توان فشار گاز را در داخل سیلندر نسبت به مکان ثابت فرض نمود.



شکل ۳-۶. کار شبه تعادلی در درون سیلندر

$$\delta_w = Fdl \quad (۱-۳)$$

$$\delta_w = PAdL = PdV = Pd(mv) = mPdv$$

در رابطه فوق A, L به ترتیب تغییر مکان و سطح مقطع پیستون می‌باشند.

$$w_{1-2} = \int Pdv \quad (۲-۳)$$

وقتی می‌توان از تابع فوق انتگرال گرفت که $P = f(v)$ تعریف شده باشد و آن وقتی است که بتوان منحنی را برای تمام نقاط سیستم رسم کرد (از وضعیت کل سیستم در هر لحظه اطلاع داشت). اگر مسیری ضعیف نبود کاری نمی‌تواند صورت بگیرد.

(a) فرآیند حجم ثابت

$$w_{1-2} = \int Pdv = 0 \quad (۳-۳)$$

(b) فرآیند فشار ثابت (با در نظر گرفتن رفتار گاز کامل)

$$w_{1-2} = P(V_2 - V_1) = mR(T_2 - T_1) \quad (۴-۳)$$

(c) فرآیند دما ثابت یا ایزوترمال برای گاز کامل (یعنی $PV = \text{Const}$)

$$w_{1-2} = \int_{V_1}^{V_2} \frac{\text{const}}{V} dV = \text{const} \ln \frac{V_2}{V_1} = P_1 V_1 \ln \frac{V_2}{V_1} = P_2 V_2 \ln \frac{V_2}{V_1} \quad (۵-۳)$$

(d) فرآیند پلی تروپیک Polytropic

(۶-۳)

$$PV^n = \text{const}$$

$$P = \frac{\text{Const}}{V^n} \rightarrow W_{1-2} = \int \frac{\text{Const}}{V^n} dV = \int \text{Const} V^{-n} dV = \frac{1}{1-n} \text{Const} V^{1-n} \Big|_{V_1}^{V_2}$$
$$= \frac{\text{Const}}{1-n} [V_2^{1-n} - V_1^{1-n}] = \frac{P_1 V_1^n}{1-n} [V_2^{1-n} - V_1^{1-n}]$$
$$W_{1-2} = \frac{P_2 V_2 - P_1 V_1}{1-n} \quad n \neq 1$$

تشابه بین کار و گرما

۱. گرما و کار هر دو پدیده‌های انتقالی هستند. سیستم هرگز حاوی گرما و کار نبوده ولی هر دو از مرز سیستم در اثر وقوع یک فرآیند منتقل می‌شوند.
۲. گرما و کار پدیده‌های مرزی هستند و در مرز سیستم شناسائی می‌شوند.
۳. کار و گرما تابع مسیر بوده و دیفرانسیل کامل نمی‌باشند.

فصل چهارم: قانون اول ترمودینامیک

قانون اول ترمودینامیک

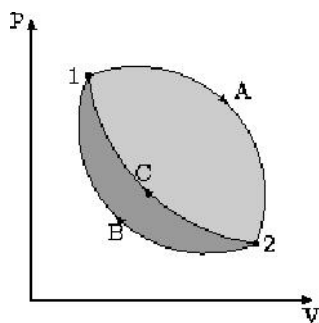
طی هر سیکل که سیستم می‌پیماید، انتگرال سیکلی گرما با انتگرال سیکلی کار متناسب است. J ضریب تناسب و بستگی دارد به واحد بکار رفته برای کار و گرما. در سیستم SI واحد J برابر 1 است.

$$\oint \delta Q = J \oint \delta w \quad (1-4)$$

برای مثال فرض کنید سیستمی دو سیکل مجزا را طی می‌کند یعنی مطابق شکل 1-4 یکبار مسیر 1-2 از طریق A طی شود و هنگام برگشت از طریق مسیر B 2-1 طی شود و در سیکل دوم مسیر 1-2 از طریق A طی گردد و هنگام برگشت از طریق مسیر C فرآیند 2-1 انجام گردد خواهیم داشت:

$$\begin{aligned} \int_{1A}^{2A} \delta Q + \int_{2B}^{1B} \delta Q &= \int_{1A}^{2A} \delta w + \int_{2B}^{1B} \delta w & \oint \delta w &= \oint \delta Q \quad (2-4) \\ \int_{1A}^{2A} \delta Q + \int_{2C}^{1C} \delta Q &= \int_{1A}^{2A} \delta w + \int_{2C}^{1C} \delta w \\ \int_{2B}^{1B} \delta Q - \int_{2C}^{1C} \delta Q &= \int_{2B}^{1B} \delta w - \int_{2C}^{1C} \delta w \\ \Rightarrow \int_{2B}^{1B} (\delta Q - \delta w) &= \int_{2C}^{1C} (\delta Q - \delta w) = \int_{\text{رو به چپ مسیر}} (\delta Q - \delta w) = \int dE \Rightarrow \delta Q - \delta W = dE \end{aligned}$$

نتیجه: برای یک سیستم بسته اختلاف گرمای مبادله شده و کار انجام شده روی هر مسیر دلخواه برابر مقداری مانند dE که خاصیت سیستم بوده و فقط بستگی به نقاط ابتدایی و انتهایی آن فرایند دارد.

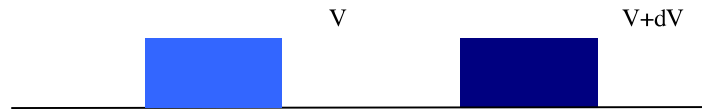


شکل 1-4. مسیرهای طی شده حین انجام کار

مثال: فرض کنید جسمی به جرم m را با نیروی F از سرعت V به $V+dV$ برسانیم آنگاه:

$$\delta Q = 0$$

$$\delta w = -F dx = -m a dx = -m \frac{dV}{dt} dx$$



شکل مشن

$$\delta w = -m \frac{dV}{dx} \frac{dx}{dt} \cdot dx \rightarrow \delta w = -mVdV \rightarrow w = -\frac{1}{2}m(V_2^2 - V_1^2)$$

که از جنس انرژی جنبشی است، آنگاه با توجه به صفر بودن مقدار گرما می‌توان نوشت:

$$\delta Q - \delta w = \Delta E \rightarrow +\frac{1}{2}m(V_2^2 - V_1^2) = E_2 - E_1 = K.E_2 - K.E_1$$

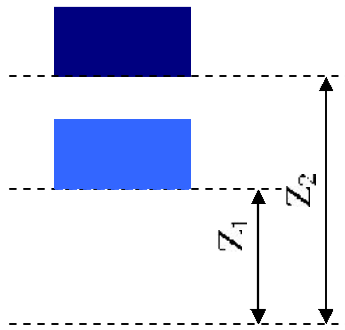
K علامت انرژی جنبشی است (Kinetic Energy)

مثال: تغییر حالت فقط و فقط تغییر ارتفاع است. کار و گرما را حساب کنید.

$$\delta Q = 0, \delta w = -Fdy = -mgdy \rightarrow w = -mg(z_2 - z_1)$$

$$W_{1-2} = E_2 - E_1 = P.E_2 - P.E_1 = mg(z_2 - z_1)$$

PE معرف انرژی پتانسیل (Potential Energy) است.



شکل ۴-۲. مثال

قانون اول ترمودینامیک بصورت تفکیک شده

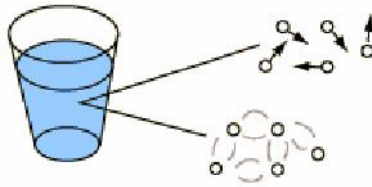
اکنون با توجه به نکات فوق مقدار انرژی E را با سه قسمت PE, KE, U نشان می‌دهیم.

$$\delta Q - \delta W = dU + dKE + dPE$$

$$dE = dU + dKE + dPE$$

U: نشانگر انرژی داخلی (Internal Energy) می‌باشد که شامل انرژی ناشی از موارد زیر می‌شود:

۱. انرژی جنبشی مولکولها: انتقالی، دورانی
۲. انرژی ارتعاشی مولکولها.
۳. انرژی پتانسیل ناشی از نیروهای بین مولکولی.
۴. انرژی حاصل از سوختن (انرژی شیمیایی).
۵. انرژی هسته ای.



شکل ۴-۳. انرژی داخلی درون آب

عبارت قانون اول برای یک فرآیند

$$Q_{1-2} = U_2 - U_1 + \frac{1}{2}m(V_2^2 - V_1^2) + W_{1-2} + mg(z_2 - z_1) \quad (3-4)$$

$$u = \frac{U}{m} \left[\frac{kJ}{kg} \right] \quad \text{انرژی داخلی واحد جرم} \quad (4-4)$$

$$u = u_f + xu_{fg} \quad (5-4)$$

$$u = u_g - (1-x)u_{fg}$$

$$u = \psi(v, P)$$

$$P = f(v, u)$$

توجه کنید که انرژی داخلی نیز تابع دو خاصیت دیگر مانند v , P است همانطور که فشار می‌تواند تابع انرژی داخلی و حجم مخصوص باشد.

تعریف آنتالپی (Enthalpy)

هنگام نوشتن قانون اول ترمودینامیک برای بسیاری از فرآیندهای ترمودینامیکی بخصوص در حالت سیستم‌های باز عبارتی بصورت ترکیبی از سه خاصیت سیستم بدست می‌آید به این ترتیب برای تحلیل بسیاری از فرآیندها تعریف خاصیت جدیدی بصورت زیر کار را راحت‌تر خواهد نمود:

$$H = U + PV \quad (6-4)$$

$$h = u + Pv \quad \text{انتالپی واحد جرم} \quad (7-4)$$

H یا همان آنتالپی خاصیت سیستم است چون u , v , P هر سه خاصیت سیستم هستند.

مثال: می‌خواهیم انرژی داخلی آمونیاک را در 40°C را حساب کنیم:

$$\left\{ \begin{array}{l} h_g = 1389 \\ v_g = 1.55 \quad u = h - Pv = 1389 - (71.77)(1.55) \\ P = 71.77 \text{ kPa} \end{array} \right.$$

مثال:

$$P = 700 \text{ kPa} \quad H_2O$$

$$1 \text{ kg}, 65^\circ\text{C} \quad Q_{1-2} = U_2 - U_1 + W_{1-2}$$

$$P_2 = 75 \text{ kPa}$$

مایع متراکم است، چون در 65°C فشار برابر 25.03 باید باشد.

$$\Rightarrow U_2 = U_1 \Rightarrow u_2 = u_1$$

$$u = u_f = 272.02 \text{ kJ/kg} \quad \text{مشکل} \quad \text{موانع} \quad \text{مترکب}$$

$$u_2 = u_1 = 272.02 \text{ kJ/kg} \rightarrow \begin{cases} P = 15 \text{ kPa} \\ u_2 = 272.02 \Rightarrow T_2 = ? \end{cases}$$

چون u_2 بین u_f و u_g است پس دو فازی است.

$$P = 15 \text{ kPa} \rightarrow \begin{cases} u_f = 225.92 \\ u_g = 2448.7 \end{cases}$$

$$272.02 = 225.92 + (x)(2448.7 - 225.92) \rightarrow x = 0.021$$

$$v = v_f + xv_{fg}$$

$$v = 0.00104 + (0.021)(10.02 - 0.001) = 0.211$$

$$V = mv = (1)v = v = 0.211 \text{ m}^3$$

انتالپی برای گاز ایده آل

$$h = u + Pv$$

(۸-۴)

$$\begin{cases} u = g(T) \\ Pv = RT = f(T) \end{cases} \Rightarrow h = \psi(T)$$

(۹-۴)

بنابراین انتالپی گاز ایده آل هم فقط تابعی است از دما.

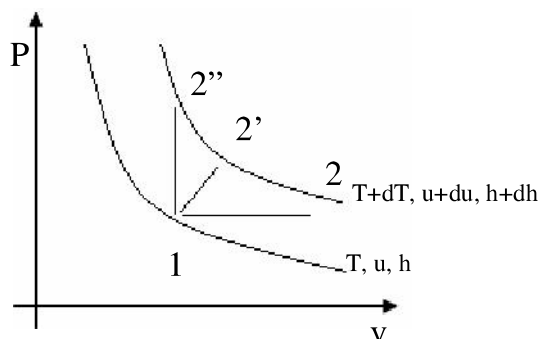
گرمای ویژه گاز ایده آل بر حسب واحد جرم

$$C_V = \left(\frac{\partial u}{\partial T} \right)_v \Rightarrow C_V = \frac{du}{dT} \Rightarrow du = C_V dT \quad (10-4)$$

اگر گاز ایده آل نباشد خواهیم داشت: $dh = \left(\frac{\partial h}{\partial T} \right)_p dT + \left(\frac{\partial h}{\partial p} \right)_T dp$ چنانچه گاز ایده آل باشد

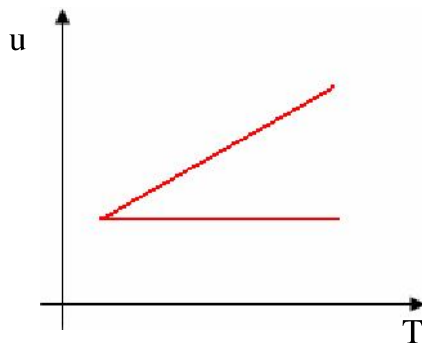
آنکه $\left(\frac{\partial h}{\partial p} \right)_T$ برابر صفر میگردد و داریم $dh = C_p dT$. برای تعریف C_p به رابطه (۴-۱۳) مراجعه

نمایید.



شکل ۴-۴. تغییر انتالپی و انرژی در گاز ایده آل

در فرآیندهای "1-2, 1-2', 1-2" مقادیر du و dh برای رفتار گاز کامل ثابت می‌مانند چون تغییرات دما در این فرآیندها مشابه است.



شکل ۴-۵. تغییرات انرژی داخلی با دما

گرمای ویژه گاز ایده آل (ادامه)

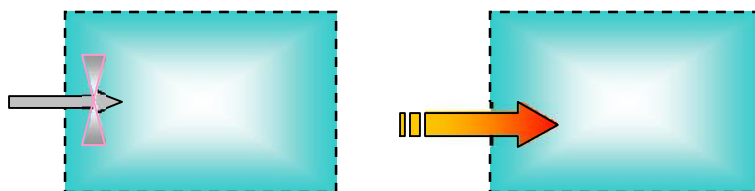
همانطور که از شکل مشاهده می‌شود تغییرات انرژی داخلی با دما برای گاز ایده‌آل خطی است. بنابراین گرمای ویژه ثابت می‌ماند. گفتیم که انرژی داخلی گازها در حالت کلی ناشی از انرژی جنبشی، انتقال و دورانی آنهاست. در حالت رفتار گاز ایده‌آل (آرمانی) مولکول‌ها مستقل از یکدیگر در نظر گرفته شده و صرفاً انرژی جنبشی انتقالی گاز تک اتمی در نظر گرفته می‌شود که متناسب با دما تغییر می‌کند.

گرمای ویژه در حجم ثابت

(۱۱-۴)

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

تعریف



شکل ۴-۶. انتقال کار و گرما به سیستم (علامت گرم مثبت و علامت کار منفی در نظر گرفته می‌شود).

$$Q = u_2 - u_1 + w \quad (12-4)$$

$$Q = u_2 - u_1 \quad -w = u_2 - u_1$$

$$C_v = \frac{\partial u}{\partial T} = \frac{\delta Q}{\delta T} \quad C_v = \frac{\delta w}{\delta T} = \frac{\partial u}{\partial T}$$

گرمای ویژه در فشار ثابت

(۱۳-۴)

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

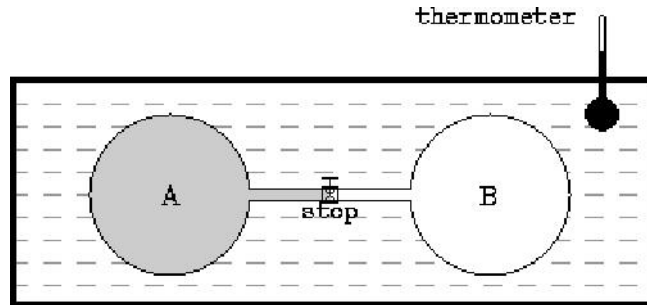
آزمایش ژول

در حالت کلی انرژی داخلی تابع دو خاصیت مستقل مانند P, T است ولی در رفتار گاز آرمانی می‌توان فرض نمود که انرژی داخلی صرفاً تابع دما باشد. آزمایش ژول صحت فرض فوق را اثبات می‌نماید.

انرژی داخلی برای گاز واقعی: $u = f(T, P)$

برای گاز ایده‌آل $u = g(T)$

(۱۴-۴)



شکل ۴-۷. آزمایش ژول

فرض کنید که دو مخزن A, B در یک حمام آب قرار گرفته‌اند هنگامی که شیر باز می‌شود هوا از مخزن A به مخزن B می‌رود ولی دما تغییر نمی‌کند بنابراین گرمایی از دو مخزن به آب منتقل نمی‌گردد:

$$Q = u_2 - u_1 + w \quad (Q = 0, w = 0)$$

(۱۵-۴)

$$\rightarrow u_2 = u_1$$

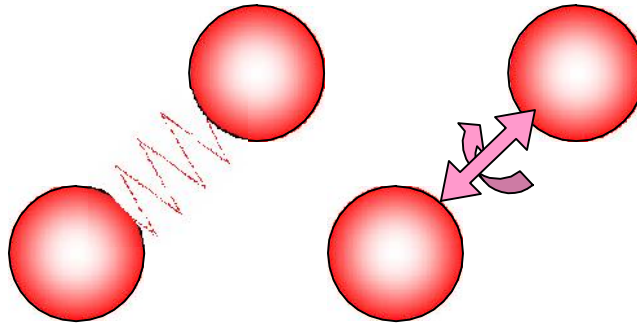
$$\rightarrow u \neq \psi(P, V) \rightarrow u = g(T)$$

بنابراین انرژی هوا فقط تابعی از دما می‌باشد و چون هم فشار و هم حجم تغییر کرده ولی انرژی داخلی ثابت مانده بنابراین u تابعی از V, P نیست.

تغییرات گرمای ویژه با دما

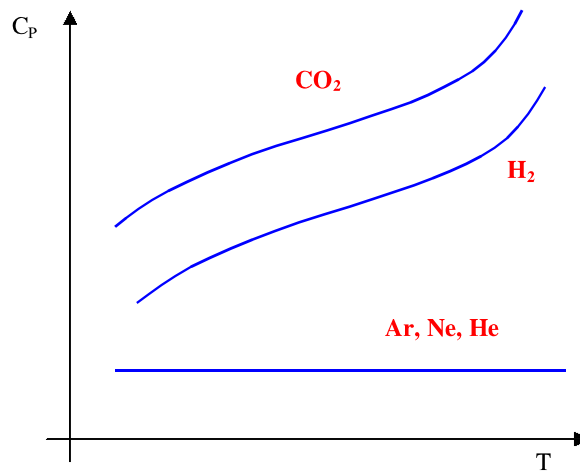
انرژی داخلی گاز تک اتمی فقط ناشی از انرژی جنبشی مولکولی است که آن هم متناسب با دما تغییر می‌کند پس: $C_v = \frac{\partial u}{\partial T} = \text{Const.}, u \sim T$

انرژی جنبشی مولکولی و همچنین ارتعاشی و دورانی مولکولی می‌باشد.



شکل ۴-۸. مدل ارتعاشی گز

انرژی های ارتعاشی و دورانی در دمای بالا تاثیر بیشتری بر روی کل انرژی داخلی دارد بنابراین با افزایش دما C_p یا C_v نیز باید افزایش یابد.



شکل ۴-۹. تغییرات گرمای ویژه با دما

یک رابطه بسیار مهم بین C_p و C_v

به ترتیب گرمای ویژه در فشار ثابت و حجم ثابت گاز آرمانی می باشد.

$$h = u + Pv$$

(۴-۱۶)

$$dh = du + d(Pv)$$

$$dh = du + d(RT) = du + RdT$$

$$C_p dT = C_v dT + RdT$$

$$C_p - C_v = R$$

طرق محاسبه اختلاف انرژی داخلی و انتالپی گاز با رفتار گاز کامل

فرض کنید $h=h(T)$ باشد آنگاه:

روش اول: گرمای ویژه تابعی از دما نباشد. C_p و $C_v = Const.$

جدول A.8 برای گازها ارائه شده است در دمای 300K

$$dh = \int C_p dT \rightarrow h_2 - h_1 = C_p (T_2 - T_1)$$

(۴-۱۷)

روش دوم: تابع تغییرات C_p و C_v با دما از جدول A.9 استفاده شود.

$$dh = \int_{T_1}^{T_2} C_p dT \quad (18-4)$$

روش سوم: از جدول A.10 و A.11 نیز می‌توان استفاده کرد. در این جدول مقادیر h در هر دما نسبت به دمای مرجع 25°C داده شده است. فرض شده انتالی در 25°C صفر باشد. با استفاده از

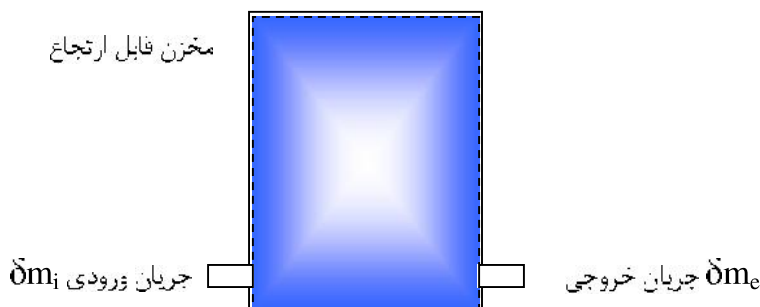
$$\text{انتگرالگیری از رابطه } dh = \int_{25}^T C_p dT \text{ مقادیر } h \text{ محاسبه شده است:}$$

$$h_T = \int_{T_0}^T C_p dT \quad (19-4)$$

$$h_{T_2} - h_{T_1} = \int_{T_0}^{T_2} C_p \cdot T - \int_{T_0}^{T_1} C_p dT \quad (20-4)$$

از نظر کارایی به ترتیب روش سوم، سپس روش دوم و بعد روش اول دارای دقت بیشتری می‌باشند.

قانون بقا جرم برای حجم کنترل



شکل ۴-۱۰. تبادان جرم حجم کنترلی ب محیط اطراف

قانون بقا جرم برای سیستم:

$$\frac{dm_{sys}}{dt} = 0 \quad (21-4)$$

خط چین مرز حجم کنترل
 جرم سیستم در لحظه t (جرم داخل مخزن + جرم ورودی) $m_i + \delta m_i =$ سیستم و حجم کنترل در زمان t
 جرم سیستم در لحظه $t + \delta t$ (جرم مخزن + جرم خروجی) $m_{i+\delta t} + \delta m_e =$ جرم سیستم در لحظه $t + \delta t$
 از بقا جرم

$$m_{t+\delta t} + \delta m_e = m_t + \delta m_i \quad (۲۲-۴)$$

$$(m_{t+\delta t} - m_{\delta t}) + (\delta m_e - \delta m_i) = 0$$

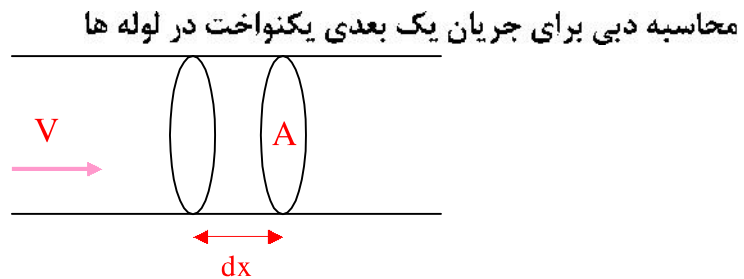
$$\lim_{\delta t \rightarrow 0} \frac{m_{t+\delta t} - m_{\delta t}}{\delta t} = d \frac{m_{C.V.}}{dt}$$

$$\lim_{\delta t \rightarrow 0} \frac{\delta m_e}{\delta t} = \dot{m}_e$$

$$\lim_{\delta t \rightarrow 0} \frac{\delta m_i}{\delta t} = \dot{m}_i$$

اگر چندین جریان ورودی و خروجی داشته باشیم، قانون بقا جرم برای حجم کنترل بصورت زیر خلاصه می‌گردد:

$$\frac{dm_{C.V.}}{dt} + \sum \dot{m}_e - \sum \dot{m}_i = 0 \quad (۲۳-۴)$$



شکل ۴-۱۱. جریان عبوری از مقطع یک لوله

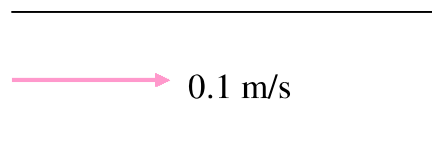
$$\delta m = \frac{dV'}{v} = \frac{A dx}{v} \quad (۲۴-۴)$$

V' حجم سیال در فاصله dx است. برای مقطع ثابت خواهیم داشت:

$$\frac{\delta m}{\delta t} = \frac{A dx}{v dt} \quad (۲۵-۴)$$

$$\dot{m} = \frac{\delta m}{\delta t} = \frac{A \vec{V}}{v}$$

مثال:



شکل ۴-۱۲. مثال

$$D = 0.2m$$

$$\vec{V} = 0.1m/s$$

$$\left. \begin{array}{l} 25^{\circ}\text{C} \\ 150\text{kPa} \end{array} \right\} \dot{m} = \frac{A\bar{V}}{v}, v = \frac{RT}{P^*} = \frac{0.287 \times 298.2}{150} = 0.5705 \text{ m}^3 / \text{kg}$$

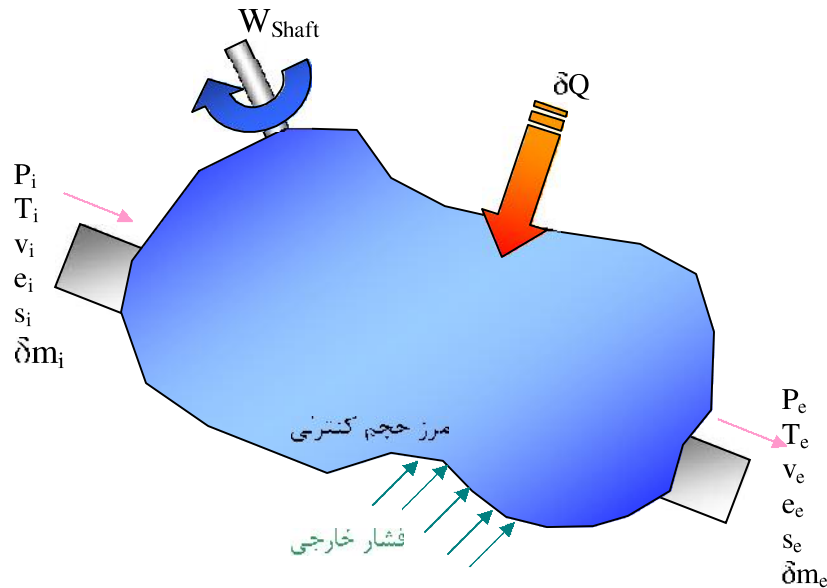
$$A = \frac{\pi}{4} d^2 = 0.0314 \text{ m}^2$$

$$\dot{m} = \frac{0.0314 \times 0.1}{0.5705} = 0.0055 \text{ kg/s}$$

اصل بقاء انرژی (قانون اول ترمودینامیک) در مورد حجم کنترل

$$Q_{1-2} = E_2 - E_1 + W_{1-2} \quad (۲۶-۴)$$

مرز حجم کنترل و سیستم می تواند تغییر کند بنابراین کار مرز متحرک نیز در حالت کلی می تواند وجود داشته باشد.



شکل ۴-۱۳. تبادل انرژی با محیط پیرامون حجم کنترلی

انرژی سیستم در لحظه $t =$ انرژی حجم کنترل در لحظه $t +$ انرژی جرم ورودی،

$$E_t + e_i \delta m_i$$

انرژی سیستم در لحظه $t + \delta t =$ انرژی حجم کنترل در لحظه $(t + \delta t) +$ انرژی جرم خروجی.

$$E_{t+\delta t} + e_e \delta m_e$$

$$E_2 - E_1 = (E_{t+\delta t} - E_t) + (e_e \delta m_e - e_i \delta m_i)$$

جریان خالص انرژی که طی δt از سطح کنترل عبور می کند.

$$\text{کار ورود جرم} = P_i V_i = P_i v_i \delta m_i, \text{ کار خروج} = P_e V_e = P_e v_e \delta m_e \quad (۲۷-۴)$$

$$\delta W = \delta W_{C.V.} + P_e v_e \delta m_e - P_i v_i \delta m_i \quad (۲۸-۴)$$

در رابطه فوق ترم W_{cv} شامل مجموع کار محوری و کار مرز متحرک توسط حجم کنترل می‌باشد

$$\frac{\delta Q}{\delta t} + \frac{\delta m_i}{\delta t} (e_i + P_i v_i) = \frac{E_{t+\delta t} - E_t}{\delta t} + \frac{\delta m_e}{\delta t} (e_e + P_e v_e) + \frac{\delta W_{C.V.}}{\delta t} \quad (29-4)$$

$$e + Pv = u + \frac{V^2}{2} + gz + Pv = h + \frac{V^2}{2} + gz \quad (30-4)$$

$$\frac{\delta Q}{\delta t} + \frac{\delta m_i}{\delta t} \left(h_i + \frac{V_i^2}{2} + gz_i \right) = \frac{(E_{t+\delta t} - E_t)}{\delta t} + \frac{\delta m_e}{\delta t} \left(h_e + \frac{V_e^2}{2} + gz_e \right) + \frac{\delta W_{C.V.}}{\delta t} \quad (31-4)$$

$$\frac{\delta Q}{\delta t} = \dot{Q}_{C.V.} \quad (32-4)$$

تغییرات زمانی انرژی حجم کنترل:

$$\frac{d}{dt} (E_{t+\delta t} - E_t) = \frac{dE_{C.V.}}{dt} \quad (33-4)$$

$$\frac{\delta W_{C.V.}}{\delta t} = \dot{W}_{C.V.} \quad (34-4)$$

$$\left[\frac{\delta m_i}{\delta t} \left(h_i + \frac{V_i^2}{2} + gz_i \right) \right]_c = \dot{m}_i \left(h_i + \frac{V_i^2}{2} + gz_i \right) \quad (35-4)$$

فرض کردیم که خواص جرمها در ورود و خروج با زمان تغییر نکنند.

$$\left[\frac{\delta m_e}{\delta t} \left(h_e + \frac{V_e^2}{2} + gz_e \right) \right]_c = \dot{m}_e \left(h_e + \frac{V_e^2}{2} + gz_e \right) \quad (36-4)$$

اگر چندین جریان ورودی و خروجی داشته باشیم:

$$\dot{Q}_{C.V.} + \sum \dot{m}_i \left(h_i + \frac{V_i^2}{2} + gz_i \right) = \frac{dE_{C.V.}}{dt} + \sum \dot{m}_e \left(h_e + \frac{V_e^2}{2} + gz_e \right) + \dot{W}_{C.V.} \quad (37-4)$$

فرآیند حالت دائمی جریان دائمی

Steady State Steady Flow (SSSF)

فرضیات

۱. حجم کنترل نسبت به چارچوب مختصات حرکتی نمی‌کند. پس کارمرز متحرک نداریم.
۲. همانند جرم داخل حجم کنترل حالت جرم در هر نقطه از حجم کنترل بارمان تغییر نمی‌کند

پس:

$$\frac{dE_{C.V.}}{dt} = 0 \text{ و } \frac{dm_{C.V.}}{dt} = 0 \quad (38-4)$$

در نتیجه:

$$\sum \dot{m}_i = \sum \dot{m}_e \quad (39-4)$$

و

$$\dot{Q}_{C.V.} + \sum \dot{m}_i \left(h_i + \frac{V_i^2}{2} + gz_i \right) = \sum \dot{m}_e \left(h_e + \frac{V_e^2}{2} + gz_e \right) + \dot{W}_{C.V.} \quad (40-4)$$

۳. همانند جرم که از سطح کنترل عبور می کند شار جرم و حالت آن در هر نقطه از سطح کنترل با جریان تغییر نمی کند. همچنین شدت گرما و شدت کار (توان) با زمان، ثابت است. با این فرض می توان رابطه فوق را در هر لحظه از زمان بنویسیم.

اگر تنها یک جریان ورودی و خروجی داشته باشیم:

$$\dot{m}_i = \dot{m}_e = \dot{m} \quad (۴۱-۴)$$

$$\dot{Q}_{C.V.} + \dot{m}\left(h_i + \frac{V_i^2}{2} + gz_i\right) = \dot{m}\left(h_e + \frac{V_e^2}{2} + gz_e\right) + \dot{W}_{C.V.} \quad (۴۲-۴)$$

با تعریف:

$$q = \frac{\dot{Q}_{C.V.}}{\dot{m}} \quad \text{و} \quad w = \frac{\dot{W}_{C.V.}}{\dot{m}} \quad (۴۳-۴)$$

قانون اول ترمودینامیک به شکل زیر تبدیل می گردد:

$$q + h_i + \frac{V_i^2}{2} + gz_i = h_e + \frac{V_e^2}{2} + gz_e + w \quad (۴۴-۴)$$

فرآیند حالت یکنواخت - جریان یکنواخت

Uniform State Uniform Flow (USUF)

فرضیات

۱. حجم کنترل نسبت به چارچوب مختصات حرکتی نمی کند. پس کارمرز متحرک نداریم.
۲. حالت جرم در هر نقطه از حجم کنترل ممکن است با زمان تغییر نماید ولی در هر لحظه حالت جرم در تمام مختصات داخل سیستم، یکسان است.
۳. حالت جرم در مرز سیستم با زمان ثابت است، اگر چه مقدار نرخ جرم عبوری با زمان تغییر نماید.

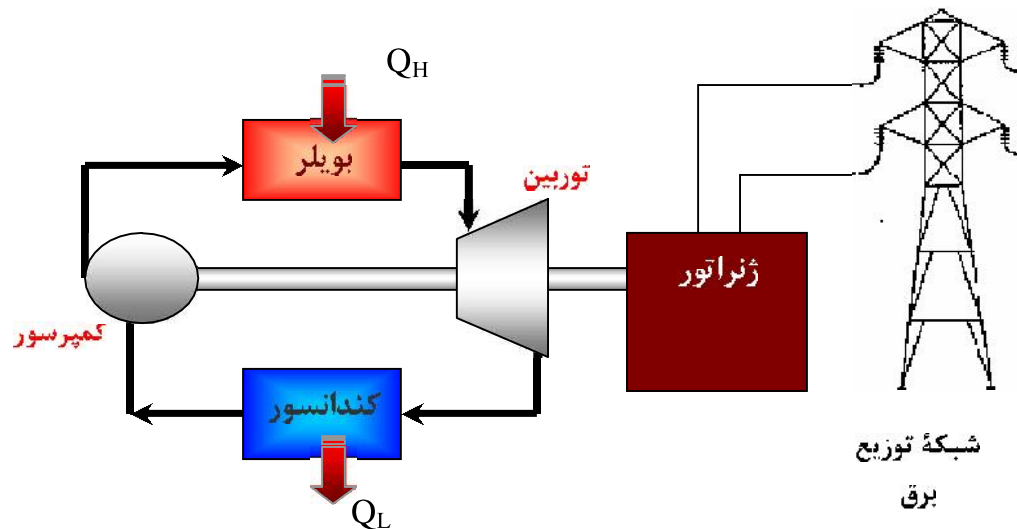
با اعمال فرضیات فوق قانون اول ترمودینامیک برای فرآیند USUF به شکل زیر خلاصه می گردد:

$$\begin{aligned} Q_{cv} + \sum m_i \left(h_i + \frac{V_i^2}{2} + gZ_i \right) \\ = \sum m_e \left(h_e + \frac{V_e^2}{2} + gZ_e \right) \\ + \left[m_2 \left(u_2 + \frac{V_2^2}{2} + gZ_2 \right) - m_1 \left(u_1 + \frac{V_1^2}{2} + gZ_1 \right) \right] + W_{cv} \end{aligned} \quad (۴۵-۴)$$

فصل پنجم: قانون دوم ترمودینامیک

در این فصل به بیان قانون دوم ترمودینامیک خواهیم پرداخت. برای این منظور دانشجو باید با برخی از تعاریف متداول در ترمودینامیک آشنا گردد. برای این منظور قبل از پرداختن به ادامه بحث به بیان این تعاریف خواهیم پرداخت.

ماشین یا موتور حرارتی **Heat Engine** سیستمی است که در یک سیکل کار می کند و کار و گرما با محیط مبادله می کند بطوریکه کار خالص سیستم مثبت باشد مانند نیروگاه بخار، موتور اتومبیل و موتور جت.



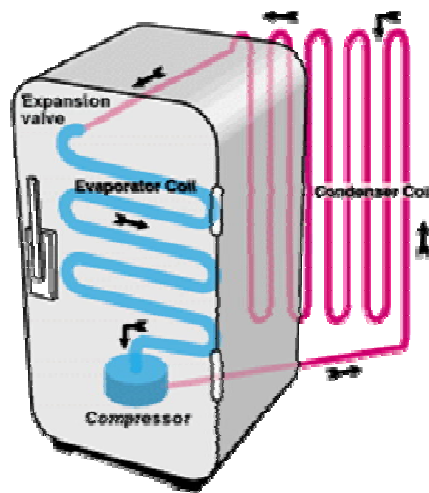
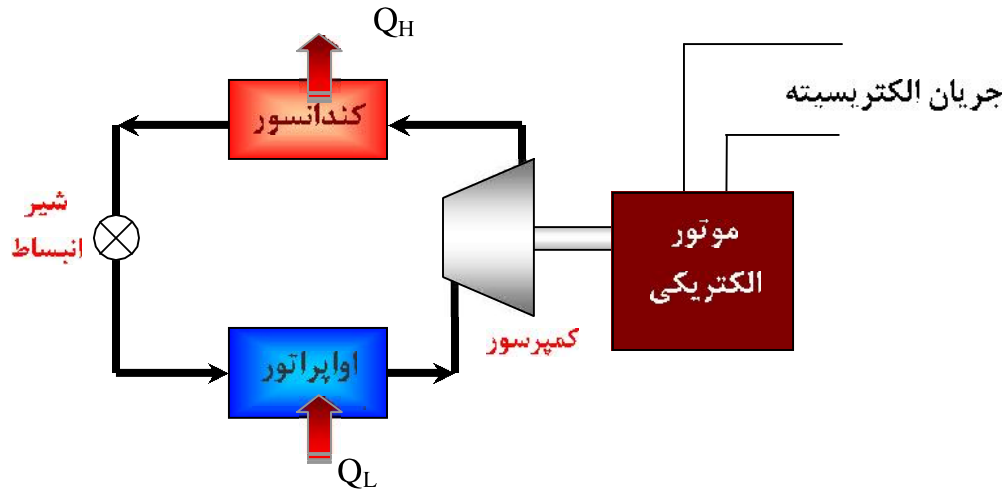
شکل ۵-۱. نیروگاه بخار و چرخه کاری آن

$$\oint \delta w = W_{Net} = W_T - W_P > 0 \quad (1-5)$$

$$\oint \delta Q = Q_H - Q_L$$

Q_H مقدار حرارت داده شده، Q_L مقدار حرارت گرفته شده، لذا علامت در هنگام محاسبه اضافه می‌شود.

پمپ حرارتی **Heat Pump**: سیستمی است که در یک سیکل کار می‌کند و کار و گرما، با محیط مبادله می‌کند بطوریکه کار خالص منفی و حرارت مبادله شده خالص نیز منفی باشد. مانند سیکل یخچال و یا کولر گازی.



شکل ۲-۵. چرخه یخچال

$$W_{Net} = -W_C < 0$$

$$(2-5)$$

$$\oint \delta Q = -Q_H + Q_L$$

Q_H حرارت گرفته شده از سیستم، Q_L حرارت داده شده به سیستم.

منبع حرارتی: جسم یا سیستمی است که می توان از آن مقدار متناهی گرما گرفت یا به آن داد بدون آنکه دمای آن تغییر کند. مانند جو یا دریاچه و نظایر آن. منبع حرارتی یک سیستم ایده آل و فرضی است یا سیستمی است با جرم بسیار بزرگ است بطوریکه:

$$Q = mC_p(T_2 - T_1)$$

در مورد نیروگاه دو منبع حرارتی در تبادل حرارتی با سیستم هستند یکی کوره یا شعنه در تماس با دیگ بخار دومی آب خنک کن کندانسور می باشد که البته سیال گرم کننده (دود) و سیال سرد کننده (آب خنک کن) در تماس غیر مستقیم با بخار آب تغییر دما می دهند یعنی دود سرد شده و از دودکش خارج و آب گرم شده و از کندانسور خارج می شود ولی بهرحال منبع حرارتی حالت ایده آل و حدی است که برای بیان قانون دوم ترمودینامیک از آن استفاده می کنیم و بعداً این قانون را به منبع حرارتی حقیقی تعمیم می دهیم.

راندمان یا بازده حرارتی (Thermal Efficiency)

بازده یا راندمان یک موتور گرمایی عبارتست از مقدار کاری که موتور انجام می دهد به مقدار انرژی گرمایی که باید صرف شود (هزینه می شود) تا این کار بدست آید به عبارت ریاضی

$$\eta_{th} = \frac{W_{net}}{Q_H} \quad (3-5)$$

با استفاده از قانون اول ترمودینامیک

$$\oint \delta Q = \oint \delta W \Rightarrow Q_H - Q_L = W_{net} \quad (4-5)$$

$$\eta_{th} = \frac{Q_H - Q_L}{Q_H} \rightarrow \eta_{th} = 1 - \frac{Q_L}{Q_H} \quad (5-5)$$

$$\text{برای } \eta_{th} = 100\% \Rightarrow Q_L = 0 \quad (6-5)$$

همانگونه که مشاهده می گردد برای داشتن بازده صد در صد باید مقدار Q_L مساوی صفر باشد که در بخش بعد خواهیم دید طبق قانون دوم ترمودینامیک غیر ممکن است. هر چه η بزرگتر باشد بهتر است یعنی یا به ازاء مصرف گرمای معینی کار بیشتری بدست آمده است.

تعریف ضریب کارایی برای پمپ حرارتی (Coefficient of Performance)

ضریب کارایی پمپ حرارتی عبارتست از نسبت انرژی مفیدی که منتقل می گردد به مقدار انرژی (کاری) که صرف انتقال این انرژی می گردد. در سیستم های تبرید انرژی مفید عبارتست از مقدار گرمایی که از محیط با دمای پایین منتقل می گردد به مقدار کاری که باید برای انتقال این انرژی صرف شود به عبارت دیگر

$$\beta_{ref} = \frac{Q_L}{W_c} = \frac{Q_L}{Q_H - Q_L} = \frac{1}{\frac{Q_H}{Q_L} - 1} \quad (7-5)$$

اگر از یک سیستم پمپ حرارتی به منظور گرمایش یک محیط استفاده شود در اینصورت انرژی مفید عبارتست از مقدار گرمایی که به محیط با دمای بالا منتقل می‌گردد به مقدار کاری که باید برای انتقال این انرژی صرف شود به عبارت دیگر

$$\beta_{H.P} = \frac{Q_H}{W_c} = \frac{Q_H}{Q_H - Q_L} = \frac{1}{1 - Q_L/Q_H} \quad (8-5)$$

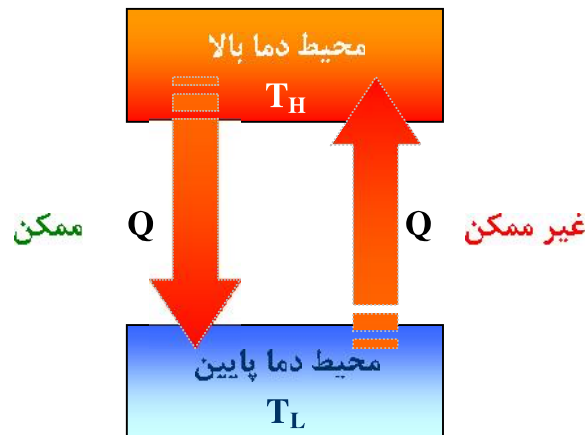
$$\beta_{H.P} = \frac{W_c + Q_L}{W_c} = 1 + \frac{Q_L}{W_c} \quad (9-5)$$

$$\beta_{H.P} = 1 + \beta_{ref}$$

هرچه β بزرگتر باشد بهتر است یعنی با صرف مقدار کارمینی گرمای بیشتری از منبع حرارتی سرد گرفته شده یا به منبع حرارتی گرم داده شده است. برای آنکه ضریب کارایی چرخه پمپ حرارتی سینهایت شود باید کار مورد نیاز مساوی صفر گردد که همانگونه که خواهیم دید ضق قانون دوم غیر ممکن است ($\beta = \infty \rightarrow W_c = 0$).

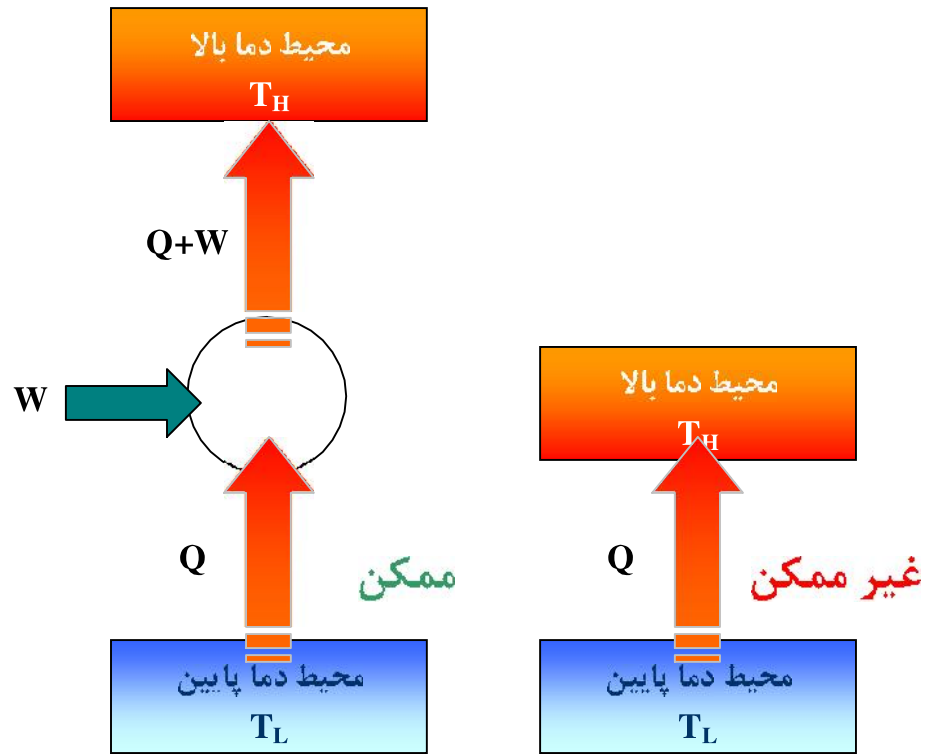
بیان قانون دوم ترمودینامیک

برای دو سیستمی که در تبادل حرارتی قرار دارند و از محیط خارج منزوی هستند غیرممکن است که گرما از سیستم سرد (منبع در دمای پائین) به سیستم گرم (منبع در دمای بالا) انتقال یابد بلکه فرآیند ممکن فرآیندی است که در آن انتقال حرارت از سوی منبع گرم به منبع سرد باشد.

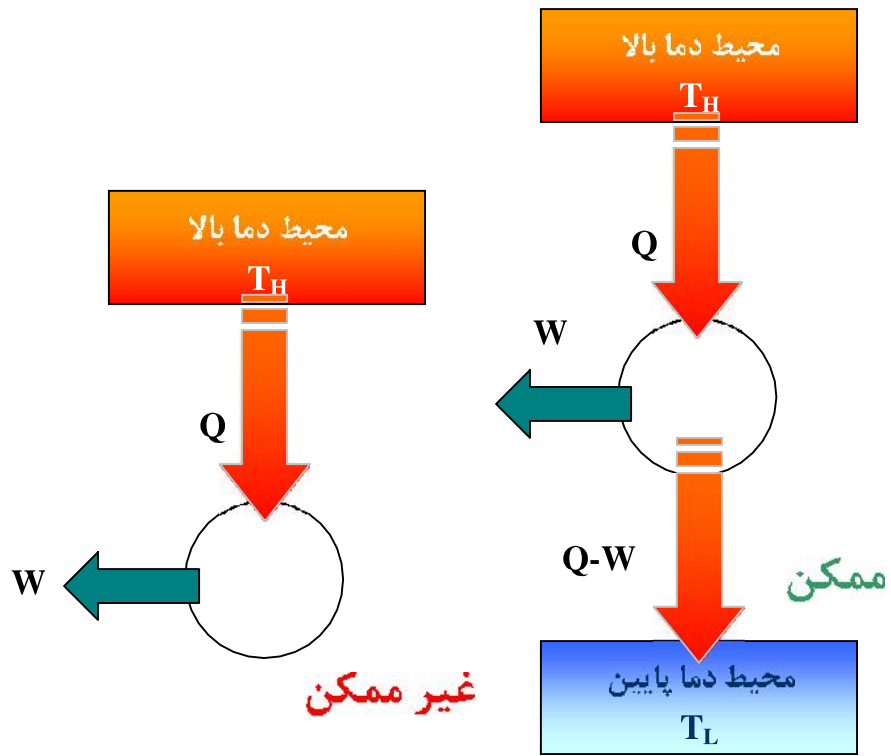


شکل ۵-۳. قانون دوم ترمودینامیک

بیان کلاسیوس: غیرممکن است که بتوان دستگاهی ساخت که در یک سیکل کار کند، حرارت از منبع سرد به منبع گرم منتقل کند و هیچ اثر دیگری روی محیط نگذارد بلکه دستگاه ممکن دستگاهی است که به منظور انتقال گرما از محیط سرد به محیط گرم به آن کار بدهیم. بعبار دیگر سیکل یخچال بدون کمپرسور غیرممکن است و یا ضریب عملکرد بی نهایت غیرممکن است.



شکل ۴. قانون دوم ترمودینامیک به بیان کلاسیوس



شکل ۵-۵. قانون دوم ترمودینامیک به بیان کلون پلانک