



تعداد صفحات
۱۷۹



آخرین بروزرسانی
۲ آبان ۱۴۰۵

جزوه

ترمودینامیک

✓ شامل جزوات آموزشی درس ترمودینامیک

✓ ویژه آزمون های استخدامی و اخذ مدرک



لینک های مفید آزمون ها

خرید سوالات کارشناس ساختمان و تاسیسات	خرید سوالات بانکدار مهندسی ساختمان (مکانیک) بانک سینا
خرید سوالات تکنسین مکانیک آبفا	خرید سوالات دبیری فیزیک
	شبکه های اجتماعی ایران عرضه (فایل های رایگان + تخفیفات هفتگی + اخبار)

(برای مشاهده هر بخش روی آن بزنید )

فهرست مطالب

- ❖ فصل اول: خلاصه ترمودینامیک براساس کتاب ون وایلن - صفحه ۴
- ❖ فصل دوم: خلاصه ترمودینامیک ۱ و ۲ به کوشش خداکرمی - صفحه ۱۳۲



Chapter 1

INTRODUCTION AND BASIC CONCEPTS

مفاهیم اصلی و تعاریف :

مفهوم ترمودینامیک: از دو کلمه یونانی thermo به معنای حرارت و dynamic به معنای قدرت گرفته شده است.

ترمودینامیک در مورد انرژی (حرارت و کار) و تبدیل آن به انواع انرژی‌های دیگر بحث می‌کند که کاربردهای آن در سیستم‌های تبرید از جمله یخچالها و کولر گازی و سیستم های تهویه مطبوع ، نیروگاههای بخار و گازی ، موتورهای دیزل و اتو و... است.

ترمودینامیک علم انرژی و آنتروپی است. و فقط حالت‌های تعادل و نهایی فرآیندها را بررسی می‌کند. ترمودینامیک سرعت انتقال حرارت و سرعت انتقال اجزاء مختلف شیمیایی بین فازها را به ما نمی‌دهد. ترمودینامیک هیچ اطلاعاتی در مورد مقدار کل انرژی به ما نمی‌دهد بلکه تغییرات انرژی که برای ما مهم می‌باشد را در اختیارمان می‌گذارد.

ترمودینامیک کلاسیک^۱:

به صورت کلاسیک بحث می‌کند (حرکت ذرات) که به آن ترمودینامیک کلاسیک نیز می‌گویند.

ترمودینامیک آماری^۲:

به شکل ریز و آماری بحث می‌کند که به آن ترمودینامیک آماری () نیز می‌گویند.

¹ . Classical Thermo

² . Statistical Thermo

انرژی^۳:

انرژی را می‌توان توانایی انجام تغییرات در نظر گرفت یا به عنوان قابلیت انجام کار به شمار آورد.

اصل بقای انرژی^۴:

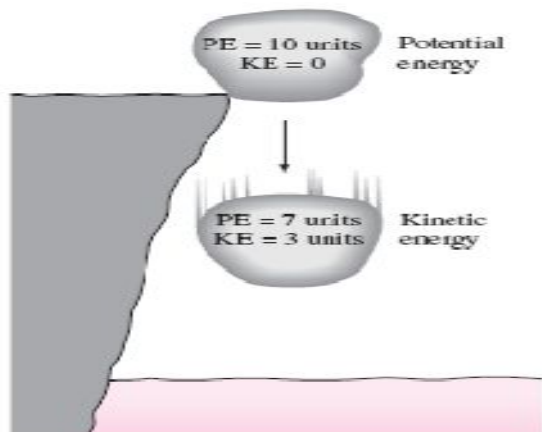


FIGURE 1-1

Energy cannot be created or destroyed; it can only change forms (the first law).

این اصل به طور ساده بیان می‌دارد که در طی یک واکنش انرژی از یک شکل به شکل دیگر تبدیل می‌شود، اما مقدار کل انرژی همواره ثابت باقی می‌ماند. این بدان مفهوم است که انرژی قابل تولید شدن یا از بین رفتن نمی‌باشد.

قانون اول ترمودینامیک:

بیانی از اصل بقای انرژی است. این قانون بیان می‌دارد که انرژی نه از بین می‌رود و نه بوجود می‌آید بلکه از نوعی به نوع دیگر تبدیل می‌شود. (انرژی یک خاصیت ترمودینامیکی است).

قانون دوم ترمودینامیک:

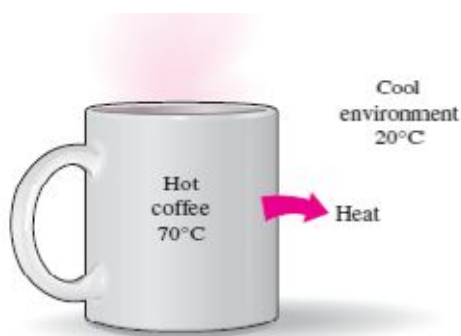


FIGURE 1-3

Heat flows in the direction of decreasing temperature.

بیان می‌دارد که انرژی هم دارای کیفیت و هم دارای کمیت می‌باشد و فرایندهای واقعی در جهت کاهش کیفیت انرژی خود به وقوع می‌پیوندند. به عنوان مثال فنجان از قهوه داغ که روی میز قرار گرفته باشد عاقبت خنک می‌شود اما فنجان که حاوی قهوه سرد روی همان میز باشد هیچ گاه داغ نمی‌شود.

قانون سوم ترمودینامیک:

هیچ وقت نمی‌توانیم به صفر مطلق برسیم بلکه می‌توانیم به آن نزدیک شویم.

سیستم^۵:

به طور ساده یک سیستم، به عنوان مقداری از ماده یا ناحیه‌ای از فضا که برای مطالعه انتخاب شده است تعریف می‌شود. سیستم‌های بسته‌ای که سرعت و ارتفاع مرکز ثقلشان در طی یک فرآیند ثابت باقی می‌ماند،

³. Energy

⁴. conservation of energy principle

⁵. system

اغلب سیستم های ثابت نامیده می شوند. تغییر در انرژی کل با تغییر در انرژی داخلی برای یک سیستم ثابت برابر می باشند.

محیط^۱:

ناحیه ای که در خارج از سیستم قرار دارد را محیط می نامند.

مرز سیستم^۲:

مرز واقعی یا فرضی که سیستم را از محیط جدا می کند مرز سیستم می نامند. مرز سیستم می تواند ثابت و یا متحرک باشد. توجه داشته باشید که مرز مربوط به سطح مشترک بین سیستم و محیط اطراف می باشد. به بیان ریاضی ضخامت این مرز صفر است و بنابراین نمی تواند جرمی را در بر داشته باشد یا فضایی را اشغال نماید.

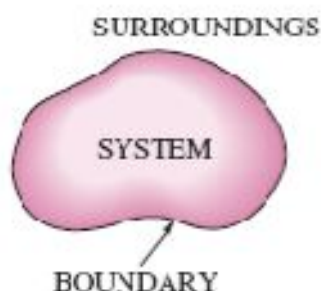


FIGURE 1-15

System, surroundings, and boundary.

جداره یک سیستم می تواند ثابت یا متحرک باشد. توجه شود که جداره، سطح مشترک بین سیستم و محیط می باشد. به بیان ریاضی، جداره دارای ضخامتی معادل صفر است، پس جداره نه تنها دارای جرمی نیست بلکه هیچ حجمی از فضا را هم اشغال نمی کند.

انواع سیستم

سیستم بسته^۳:

یک سیستم بسته شامل مقدار ثابتی از جرم می باشد و جرمی از مرز آن وارد و یا خارج نمی شود. در سیستم بسته انرژی به دو شکل حرارت و یا کار می تواند مرز آن را قطع کند. حجم یک سیستم بسته الزاماً ثابت نیست (مرز سیستم بسته می تواند متحرک باشد).

¹ . Surrounding
² . System boundary
³ . Closed system

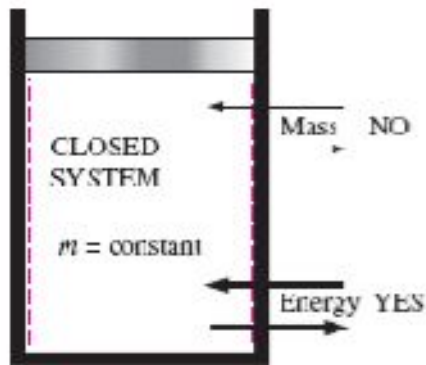


FIGURE 1-16

Mass cannot cross the boundaries of a closed system, but energy can.

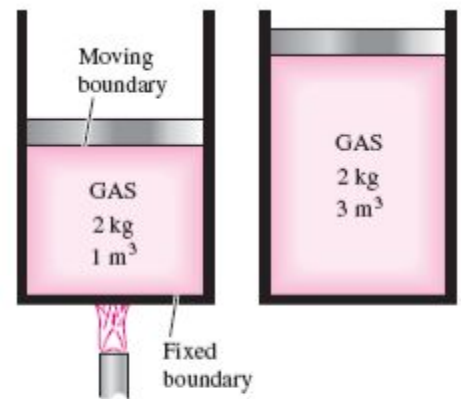


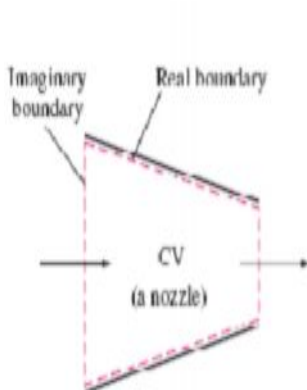
FIGURE 1-17

A closed system with a moving boundary.

اگر به عنوان یک حالت خاص حتی انرژی نیز نتواند مرز سیستم را قطع کند. در این صورت سیستم، یک سیستم ایزوله نامیده می‌شود.

سیستم باز^۱:

عبارت است از ناحیه‌ای از فضا که به طور مناسب انتخاب شده باشد و معمولاً دستگاهی می‌باشد که جریان جرم در آن برقرار است. از قبیل کمپرسور، توربین، شپوره و
مطالعه‌ی جریان سیال در اینگونه وسایل زمانی امکان پذیر است که ناحیه‌ای در داخل این وسایل به عنوان حجم کنترل انتخاب گردد.
در سیستم حجم کنترل انرژی به سه شکل منتقل می‌شود (کار، حرارت، جرم). این سیستم می‌تواند بیش از یک ورودی و خروجی داشته باشد.



(a) A control volume with real and imaginary boundaries



(b) A control volume with fixed and moving boundaries

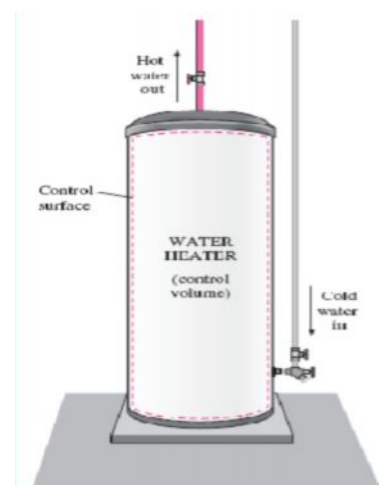


FIGURE 1-19

An open system (a control volume) with one inlet and one exit.

¹. Open system

نکته: روابط ترمودینامیکی که برای سیستم های باز و بسته به کار می روند با هم تفاوت دارند بنابراین بسیار اهمیت دارد قبل از اینکه به تحلیل سیستم پردازیم، نوع سیستم را از ابتدا مشخص کنیم.

نقطه ی یخ و نقطه ی بخار^۱:

به مخلوطی از یخ و آب که در تعادل گرمایی با هوای اشباع از بخار آب در فشار 1 atm باشد نقطه ی یخ و مخلوطی از آب مایع و بخار آب (بدون هوا) که در فشار 1 atm در تعادل گرمایی باشند نقطه ی بخار معروف می باشند.

اشکال انرژی:

انرژی می تواند به اشکال مختلفی از قبیل حرارتی، مکانیکی، جنبشی، پتانسیل، الکتریکی، مغناطیسی، شیمیایی و هسته ای وجود داشته باشد. که مجموعشان انرژی کل (E) یک سیستم نامیده می شود. انرژی بر واحد جرم یک سیستم را e نشان داده و به صورت زیر تعریف می گردد.

$$e = \frac{E}{m} \left(\frac{kJ}{kg} \right) \quad \text{per unit mass}$$

علم ترمودینامیک هیچ نوع اطلاعاتی در مورد مقدار مطلق انرژی کل یک سیستم به دست نمی دهد. بلکه فقط با تغییرات کل انرژی سر و کار دارد. بنابر این انرژی کلی یک سیستم را در یک نقطه مرجع مناسب می توان معادل صفر در نظر گرفت (E=0).

تغییرات انرژی کلی یک سیستم، مستقل از نقطه مرجع انتخاب شده می باشد. به عنوان مثال کاهش انرژی پتانسیل یک سنگ در حال سقوط فقط به تغییرات ارتفاع سنگ بستگی دارد، نه به سطح مرجع انتخاب شده.

انرژی ماکروسکپی و میکروسپی^۲:

در تحلیل ترمودینامیکی انرژی را از دو دیدگاه ماکروسکپی و میکروسکپی مورد بررسی قرار می دهند. انرژی که سیستم به صورت کلی نسبت به مرجع ثابت بیرونی دارا می باشد را انرژی ماکروسکپی می نامند. مانند انرژی جنبشی و انرژی پتانسیل.

انرژی میکروسکپی به شکل هایی از انرژی گفته می شود که به ساختار مولکولی یک سیستم و درجه ی فعالیت مولکولهای آن سیستم مربوط اند و مستقل از یک مختصات مرجع خارجی می باشد.

^۱ . Vapor point & ice point

^۲ . Macroscopic energy & Microscopic energy

انرژی داخلی^۱:

مجموع تمام انرژیهای میکروسکوپی یک سیستم انرژی داخلی آن سیستم نامیده می شود.

انرژی جنبشی^۲:

انرژی را که یک سیستم به خاطر حرکت آن نسبت به یک دستگاه مختصات مرجع کسب می نماید انرژی جنبشی می نامند.

$$KE = \frac{m V^2}{2} \quad (KJ)$$

$$Ke = \frac{V^2}{2} \quad \left(\frac{KJ}{Kg}\right)$$

انرژی پتانسیل^۳:

انرژی که یک سیستم در میدان جاذبه به سبب ارتفاعش دارد، انرژی پتانسیل نامیده می شود.

$$PE = mgz \quad (KJ)$$

per unit mass

$$Pe = gz \quad \left(\frac{KJ}{Kg}\right)$$

انرژی کل^۴:

شامل انرژی های جنبشی، پتانسیل و داخلی می باشد و به صورت زیر بیان می شود.

$$E = U + KE + PE = U + \frac{m V^2}{2} + m.g.z \quad (kj)$$

per unit mass :

$$e = u + Ke + Pe = u + \frac{V^2}{2} + g.z \quad (kj)$$

اغلب سیستم های بسته در طی انجام یک فرآیند ثابت باقی می مانند و بنابراین هیچگونه تغییری در انرژی پتانسیل و جنبشی شان حاصل نمی شود.

¹ . internal energy

² .Kinetic energy

³ .Potential energy

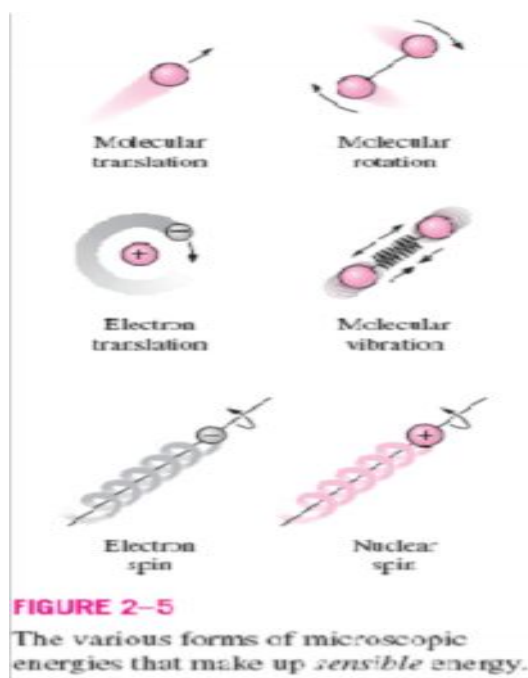
⁴ .Total energy

انرژی جنبشی یک مولکول:

در حالت کلی انرژی جنبشی یک مولکول عبارتست از: مجموع انرژیهای جنبشی مربوط به حرکت‌های انتقالی نوسانی و دورانی یک مولکول.

Some Physical Insight to Internal Energy

نوسانی و دورانی



پیشتر از این، انرژی داخلی بصورت مجموع اشکال انرژی میکروسکوپی یک سیستم تعریف گردید. در حالت عمومی هر یک از ملکول‌های یک سیستم با سرعتی در حرکت اند، نسبت به یکدیگر دارای نوسان می‌باشند و نسبت به محوری در حال دوران می‌باشند. انرژی‌های متناسب با این حرکت انرژی‌های جنبشی انتقالی، نوسانی و دورانی می‌باشند که مجموع این انرژی‌ها، کل انرژی جنبشی ملکول‌های یک سیستم را تشکیل می‌دهند. قسمتی از انرژی داخلی یک سیستم، که مربوط به انرژی‌های جنبشی می‌باشند به انرژی محسوس موسوم است.

سرعت متوسط و میزان فعالیت ملکول‌ها متناسب با دمای گاز می‌باشد. بنابراین، در دماهای بالاتر، ملکول‌ها دارای انرژی جنبشی بیشتری بوده و در نتیجه انرژی داخلی سیستم نیز بزرگتر خواهد بود. انرژی داخلی همچنین با مقدار نیروهای بین مولکولی رابطه دارد. این نیروها در حقیقت نیروهایی می‌باشند که ملکول‌ها را به یکدیگر متصل نموده و همچنان که انتظار می‌رود این نیروها در حالت جامد و گاز به ترتیب بیشترین و کمترین مقادیر خود را دارا می‌باشند.

اگر انرژی کافی به سیستم جامد یا مایع داده شود این انرژی بر نیروهای بین مولکولی فائق آمده و هر کدام از آنها را به سویی می‌راند و سیستم را به گاز تبدیل می‌نماید. این فرآیند یک فرایند تغییر فاز است، چرا که انرژی افزوده شده به سیستمی که در حالت گازی قرار دارد دارای سطح انرژی داخلی بالاتری نسبت به فازهای مایع و جامد می‌باشد. انرژی داخلی که به فاز سیستم وابسته است انرژی نهان نامیده می‌شود. تغییرات ذکر شده فوق می‌تواند بدون اینکه تغییری در ترکیبات شیمیایی به وجود آید به وقوع بپیوندد. اغلب مسائل ترمودینامیک در این مقوله قرار می‌گیرند و بنابراین نیازی برای توجه کردن به نیروهای پیوند دهنده اتم‌ها در ملکول نیست.

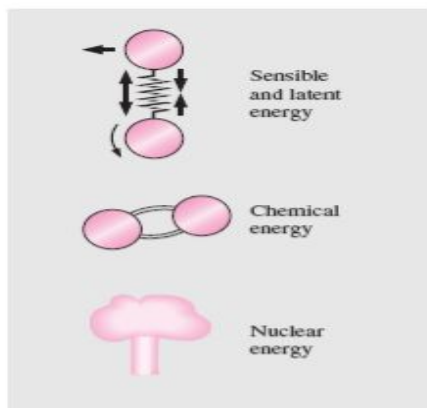


FIGURE 2-6

The internal energy of a system is the sum of all forms of the microscopic energies.

انرژی داخلی که به پیوندهای اتمی موجود در ملکول مربوط می‌شود به انرژی شیمیایی موسوم است. در حین یک واکنش شیمیایی مانند فرایند احتراق، تعدادی از پیوندهای شیمیایی از بین رفته و تعدادی پیوندهای جدید به وجود می‌آیند و در نتیجه انرژی داخلی تغییر می‌یابد. همچنین می‌باید به انرژی فوق العاده زیاده هسته ای که در پیوندهای اتمی نهفته است اشاره نمود.

انرژی نهان^۱:

انرژی داخلی مربوط به فاز یک سیستم، انرژی نهان نامیده می‌شود.

انرژی شیمیایی^۲:

انرژی داخلی مربوط به پیوندهای اتمی در یک مولکول انرژی شیمیایی نامیده می‌شود.

انرژی هسته‌ای^۳:

انرژی داخلی که مربوط به پیوندهای بین ذرات یک اتم می‌شود. انرژی هسته ای نامیده می‌شود.

☺ تمام انرژی های مختلف فوق الذکر که انرژی کل سیستم را تشکیل می‌دهند، می‌توانند در یک سیستم جایگزین و یا ذخیره گردند، لذا می‌توان آنها را به عنوان انرژی های استاتیک قلمداد نمود.

گونه ای دیگر از انرژی ها، انرژی هایی هستند که در یک سیستم ذخیره نمی‌شوند که آنها را می‌توان به عنوان انرژی های دینامیک یا انرژی های تبدیلی نام نهاد.

☺ انواع انرژیهای دینامیکی هنگامی که از مرزهای یک سیستم عبور می‌کنند شناخته می‌شوند و بیانگر مقدار انرژی دریافت یا تلف شده توسط سیستم در خلال یک تحول می‌باشند.

هر مشخصه از سیستم یک خاصیت نامیده می‌شود.

فشار (P)، دما (T)، حجم (V)، جرم (m)

¹ . Latent energy
² . Chemical energy
³ . Nuclear energy

جاذبه ی مخصوص یا چگالی نسبی^۱:

اگر چگالی یک ماده نسبت به چگالی ماده ی شناخته شده تری سنجیده شود به آن چگالی نسبی گویند. جاذبه مخصوص یک کمیت بی بعد است.

حجم مخصوص:

حجم مخصوص عکس چگالی است و به عنوان حجم در واحد جرم تعریف می شود.

$$v = \frac{V}{m} = \frac{1}{\rho} \quad \left(\frac{m^3}{Kg}\right)$$

خواص مقداری و شدتی:

خواص شدتی خواصی هستند که مستقل از اندازه سیستم می باشند. مانند دما، فشار و چگالی خواص مقداری مستقیماً با بزرگی سیستم رابطه دارند. جرم، حجم. معمولاً حروف بزرگ نشان دهنده ی خواص مقداری (جرم (m) یک استثنا می باشد) و حروف کوچک نشان دهنده ی خواص شدتی می باشند (با استثنای فشار P و دما T که یک استثنای آشکار می باشند).

خواص مخصوص:

خواص مقداری بر واحد جرم را خواص مخصوص می نامند. هر یک از خواص کمی را بر جرم تقسیم، تبدیل به خواص کیفی می شود. که این خواص (کیفی) در ترمودینامیک از اهمیت بیشتری

$$e = \frac{E}{m}, v = \frac{V}{m}, u = \frac{U}{m} \quad \text{بر خوردارند.}$$

انواع تعادل^۲:

- A) thermal
- B) mechanical
- C) chemical
- D) phase

^۱ . Specific gravity

^۲ . Type of Equilibrium

در ترمودینامیک با حالت‌های در حال تعادل سر و کار داریم. در این حالت هیچ پتانسیل (یا نیروی وارد شونده) موازنه نشده‌ای در سیستم وجود ندارد. یک سیستم متعادل اگر از محیط خود، ایزوله (جدا یا عایق) شود هیچ تغییری نخواهد داشت.

تعادل گرمایی^۱:

در یک سیستم اگر دما در کل سیستم یکنواخت و یکسان باشد، آن سیستم تعادل گرمایی دارد.

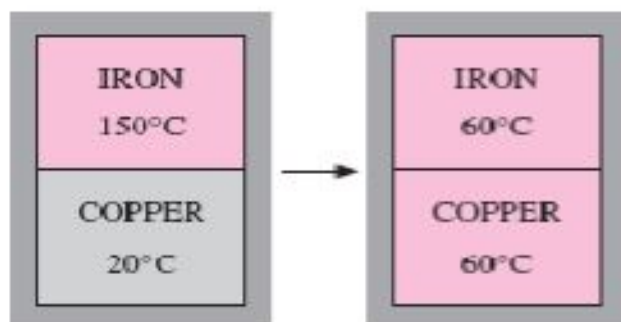


FIGURE 1-31

Two bodies reaching thermal equilibrium after being brought into contact in an isolated enclosure.

تعادل مکانیکی^۲:

زمانی که اختلاف فشار بین نقاط سیستم وجود نداشته باشد یعنی گرادیان فشار نداشته باشیم تعادل مکانیکی خواهیم داشت.

اما فشار ممکن است در درون سیستم با ارتفاع به سبب اثرات جاذبه‌ای تغییر کند. اما فشار بیشتر در لایه‌ی پائینی با وزن اضافه‌ای که باید تحمل کند در تعادل است و بنابراین هیچ عدم توازن در لایه‌ها وجود ندارد.

تعادل فازی^۳:

وقتی یک سیستم چند فازی به حالت تعادل فازی می‌رسد که جرم هر فاز به یک سطح متعادل رسیده باشد و در آن سطح باقی بماند.

¹ . Thermal Equilibrium
² . Mechanical Equilibrium
³ . Phase Equilibrium

تبادل شیمیایی^۱:

یک سیستم هنگامی در حالت تبادل شیمیایی است که ترکیب شیمیایی آن در طول زمان تغییر نیابد. به عبارت دیگر هیچ واکنش شیمیایی به وقوع نپیوندد.

یک سیستم ترمودینامیکی در حالت تبادل نخواهد بود مگر اینکه تمام معیارهای تبادل بالا را دارا باشد.

فرآیند^۲:

هر تغییری که یک سیستم را از یک حالت تبادل به حالت تبادل دیگر برساند، فرآیند نامیده می‌شود.

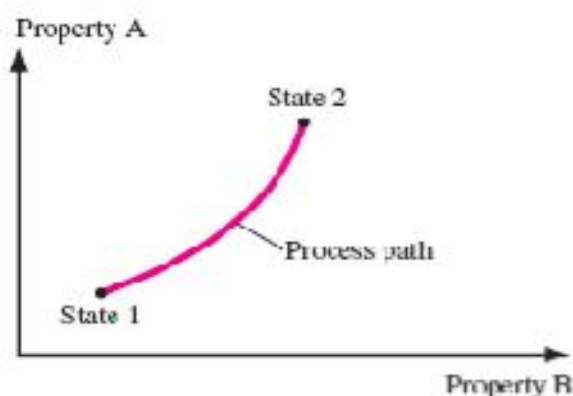


FIGURE 1-26

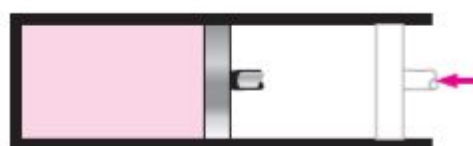
A process between states 1 and 2 and the process path.

فرآیند شبه تعادلی^۳:

وقتی که یک فرآیند طوری گسترش پیدا کند که همواره سیستم به حالت بی نهایت کوچک نزدیک به حالت تبادل باقی بماند، آن را یک فرآیند شبه ساکن یا شبه تعادلی می‌نامند. یک فرآیند شبه تعادلی را می‌توان به صورت یک فرآیند کاملاً آرام در نظر گرفت. یک فرآیند شبه تعادلی یک فرآیند مطلوب ذهنی است و هیچگاه نشانگر یک فرآیند واقعی نیست.



(a) Slow compression
(quasi-equilibrium)



(b) Very fast compression
(nonquasi-equilibrium)

1. Chemical Equilibrium
2. Process
3. Quasi Equilibrium process

دلایل اهمیت فرآیندهای شبه تعادلی:

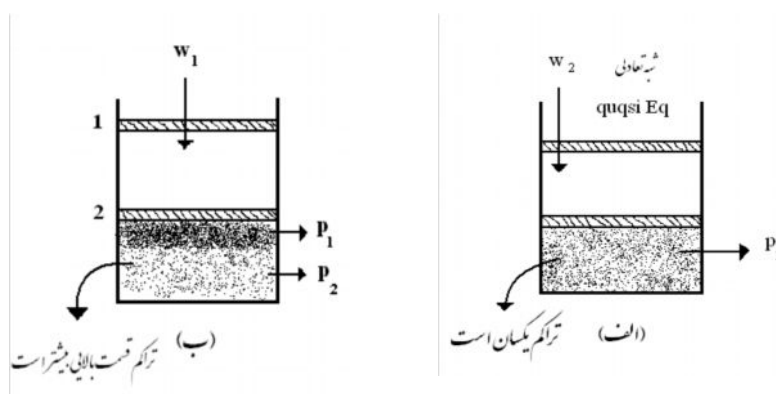
اول آنکه تجزیه و تحلیل آنها ساده می باشد، دوم آنکه ابزار تولید کار، بیشترین کار را زمانی تحویل می دهند که در یک فرآیند شبه تعادلی عمل کنند.

نکته: دستگاههایی که کار مصرف می کنند مثل کمپرسور¹ اگر فرآیند شان شبه تعادلی باشد کمترین کار را مصرف می کنند. دستگاههایی که کار تولید می کنند مثل موتور، اگر فرآیند شان شبه تعادلی باشد، بیشترین کار را تولید می کنند.

یک کمپرسور سیلندر پیستونی را در نظر بگیرید که می خواهیم گاز درون سیلندر را متراکم نماییم (کار مصرف کنیم) اگر فرآیند شبه تعادلی باشد، با توجه به آرام پایین آمدن پیستون تمام نقاط سیستم تعادل دارند در نتیجه تراکم ذرات و فشار گاز درون سیلندر در تمام نقاط در هر حالتی یکسان است (شکل الف) ولی اگر فرآیند غیر شبه تعادلی باشد (شکل ب) با توجه به سریع پایین آمدن پیستون مولکولهای بین حالت 1 و 2 در پشت پیستون جمع شده و هنوز زمان لازم برای همگن شدن تراکم ذرات وجود ندارد. در نتیجه تراکم ذرات در پشت پیستون بیشتر از پایین آن است لذا فشار پشت پیستون از فشار در حالت شبه تعادلی (P_3) بیشتر خواهد بود در نتیجه در فرآیند غیر شبه تعادلی نیاز به کار مصرفی بیشتری داریم تا بتوان بر فشار پشت سیلندر غلبه کرد.

$$P_2 < P_3 < P_1$$

$$P_1 > P_3 \gg W_1 > W_2$$



نتیجه: در فرآیندهای مهندسی باید سعی کنیم فرآیند را به فرآیند شبه تعادلی نزدیک کنیم.

¹. compressor

پیشوند ایزو^۱:

برای فرآیندهایی به کار می‌روند که در آنها یکی از خواص ثابت باقی می‌ماند. برای مثال یک فرآیند ایزو ترم فرآیندی است که در آن دما ثابت می‌ماند و یا یک فرآیند ایزو بار فرآیندی است که در آن P ثابت باقی می‌ماند و یک فرآیند ایزو کور (یا ایزومتریک) فرآیندی است که در آن حجم مخصوص V ثابت می‌ماند.

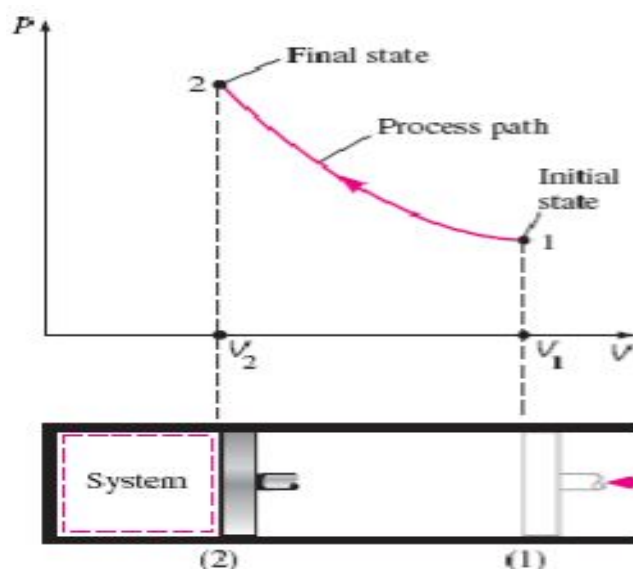


FIGURE 1-28

The P - V diagram of a compression process.

انواع سیکل:

به مجموعه ای از فرآیندها که حالت های ابتدایی و انتهایی سیستم آنها یکسان است سیکل گفته می‌شود که به دو دسته تقسیم بندی می‌شوند:

cycle	{	Thermodynamics	ترمودینامیکی	→	Refrigerator	Rankine
					یخچال	نیروگاه بخار
	{	Mechanical	مکانیکی	→	Internal combustion Engine	Brayton
					موتورهای احتراق داخلی	سیکل برایتون

☺ توجه: در یک سیکل ترمودینامیکی سیال مجدد وارد چرخه می‌شود اما در سیکل مکانیکی سیال مجدد وارد چرخه نمی‌شود. ولی سیکل مکانیکی تکرار می‌شود.

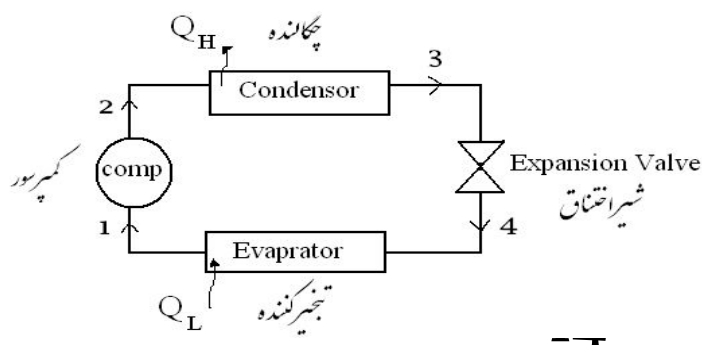
¹. Iso process

موتورهای احتراق داخلی مانند سیکل اتو و دیزل و موتورهای احتراق خارجی مانند سیکل برایتون که سیکل ایده آل نیروگاههای گازی است.

سیکل یخچال :

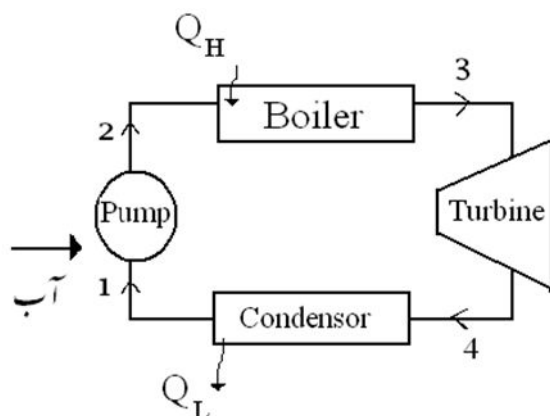
1 به 2 : افزایش فشار

2 به 3 : فشار ثابت



نیروگاه بخار: (سیکل رانکین)

1 به 2 : افزایش فشار

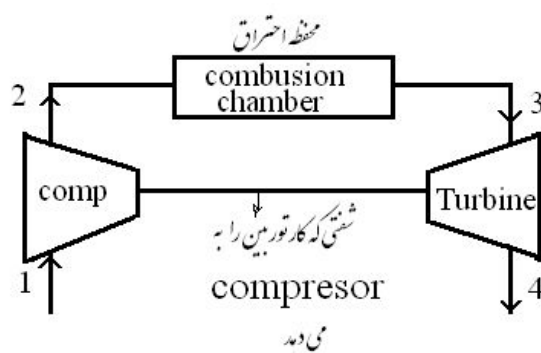


موتورهای احتراق داخلی :

- مایعات وارد پمپ می شوند

- گازها وارد کمپرسور می شوند

- در سیکل روبرو سیال در مرحله 4 از چرخه خارج می شود و سیال جدید (هوای تازه) دوباره از مرحله 1 وارد کمپرسور می شود .



حالات و خواص:

خواص عموماً به دو صورت کمی یا مقداری و کیفی یا شدتی می‌باشند.

$V, U, E, H, \dots$

خواص کمی را عموماً با حروف بزرگ نمایش می‌دهند بغیر از جرم

$p, t, u, e, h, \dots$

خواص کیفی را عموماً با حروف کوچک نشان می‌دهند بغیر از فشار و دما

نکته: برای تبدیل خواص کمی به کیفی آن را بر جرم تقسیم می‌کنیم.

$$e = m/v \quad \text{specific volume} \quad v = V/m = 1/e \quad u = U/m, \quad e = E/m$$

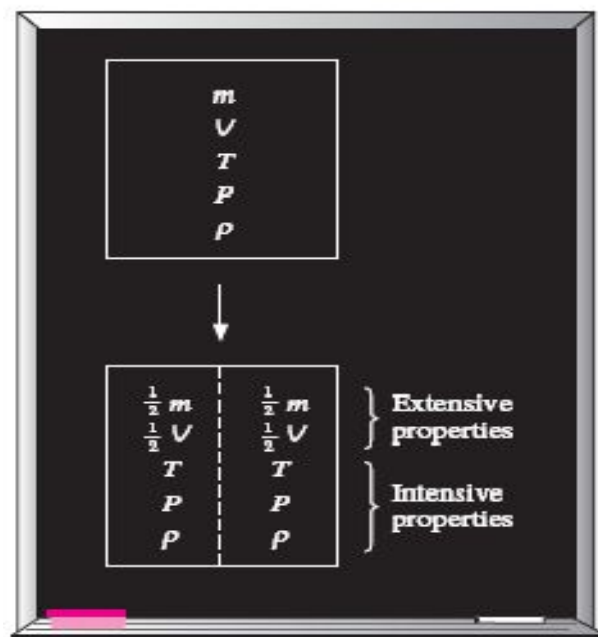


FIGURE 1-20

Criterion to differentiate intensive and extensive properties.

نکته: خواص ترمودینامیکی تابع مسیر نیستند. یعنی خواص نقطه ای می‌باشند مانند: دیفرانسیل کامل یک تابع.

اصل حالت¹:

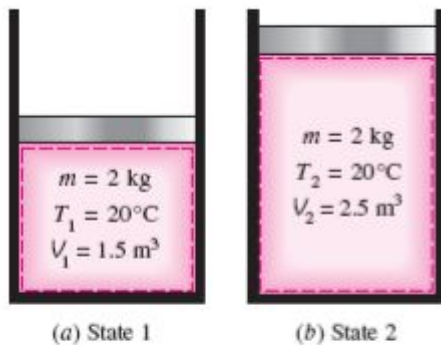


FIGURE 1-23

A system at two different states.



FIGURE 1-25

The state of nitrogen is fixed by two independent, intensive properties.

حالت یک سیستم ساده ی تراکم پذیر به وسیله ی دو خاصیت مستقل شدتی کاملاً مشخص می شود. سیستمی که تحت تأثیرات الکتریکی، مغناطیسی، جاذبه ای، حرکتی و تنشهای سطحی قرار بگیرد یک سیستم ساده ی تراکم پذیر نامیده می شود.

دو خاصیت وقتی مستقل از هم می باشند که یکی از آنها ثابت باشد و دیگری بتواند تغییر کند. برای مثال دما و حجم مخصوص همیشه دو خاصیت مستقل از هم می باشند.

دما و فشار برای سیستم های تک فازی مستقل از هم می باشند، ولی برای سیستم های چند فازی خواص وابسته به هم می باشند. بنابراین دما و فشار برای تعیین حالت یک سیستم دو فازی کافی نیستند.

☺ در سطح دریا آب در فشار $P = 1 \text{ atm}$ و دمای 100°C می جوشد. اما روی قله ی کوه که فشار پایین تر است آب در دمای پائین تری به جوش می آید. در فرآیندهای تغییر فاز دما تابعی از فشار می باشد.

$$☺ \quad T = f(P)$$

¹. State postulate

فشار¹:

فشار، نیروی اعمال شده به وسیله ی یک سیال، به واحد سطح می باشد. زمانی از فشار صحبت می شود که فقط مایع یا گاز مورد بحث قرار گیرد. قرینه ی فشار در جامدات، تنش است.

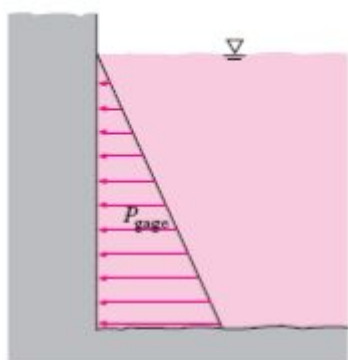


FIGURE 1-39

The pressure of a fluid at rest increases with depth (as a result of added weight).

برای یک سیال ساکن، فشار در یک نقطه ی مشخص در تمام جهت ها یکسان است. فشار در یک سیال همواره با عمق به سبب وزن سیال افزایش می یابد. این به خاطر وزن بیشتری است که لایه های زیرین سیال نسبت به لایه های بالاتر تحمل می نمایند. فشار در نتیجه ی تأثیرات جاذبه در جهت عمودی تغییر می کند، اما در جهت افقی تغییری ندارد.

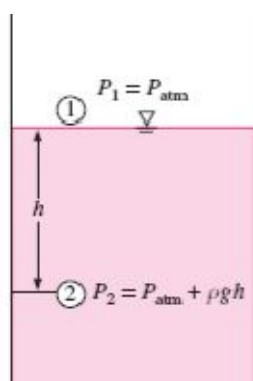


FIGURE 1-42

Pressure in a liquid at rest increases linearly with distance from the free surface.

فشار درون یک مخزن گاز را می توان یکنواخت در نظر گرفت، زیرا وزن گاز کوچکتر از آن است که بتواند اختلاف فشار زیادی را به وجود آورد.

¹. Pressure

فشار مطلق^۱:

در یک وضعیت مشخص، فشار واقعی، فشار مطلق نامیده می شود، و نسبت به خلأ مطلق یعنی فشار صفر مطلق سنجیده می شود.

فشار خلأ^۲:

اختلاف فشار اتمسفر و فشار مطلق فشار خلأ نامیده می شود.

$$P_{vac} = P_{atm} - P_{abs}$$

(برای فشار های پایین تر از P_{atm}).

فشار نسبی^۳:

تفاوت بین فشار مطلق و فشار اتمسفری را فشار نسبی گویند.

$$p_{gage} = p_{abs} - P_{atm}$$

برای فشار های بالاتر از P_{atm}

تفاوت بین فشار مطلق و فشار اتمسفری را فشار نسبی گویند.

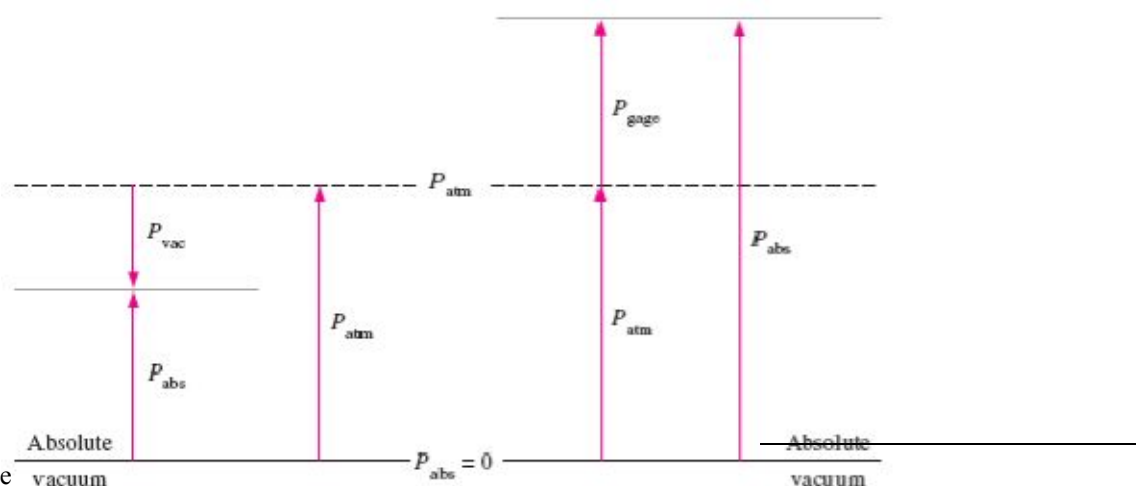
☺ تنها شرط تعادل دمای یکسان بودن دما می باشد.

- فشار نسبی برای دستگاههایی است که فشار مطلق آنها بیشتر از فشار اتمسفر است .

- کل دستگاههای فشار، فشار نسبی را نشان می دهند .

برای مثال : فشار گیج 10 بار را نشان می دهد پس در این صورت فشار مطلق 11 بار می شود . چون فشار

اتمسفر 1 بار است .



1. Absolute Pressure
2. Vacuum pressure
3. Relative pressure

FIGURE 1-38

مانومتر:

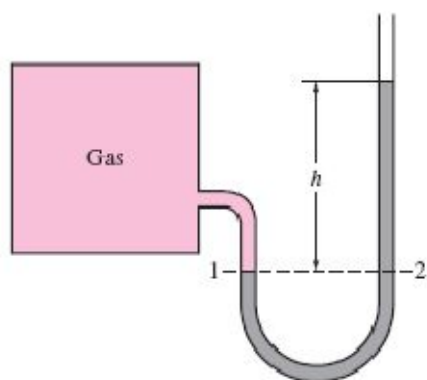


FIGURE 1-45

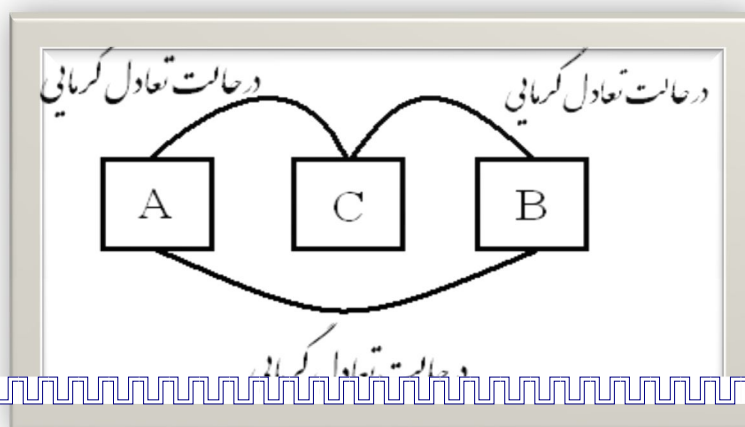
The basic manometer.

فشارهای کم و متوسط اغلب توسط وسیله ای که مانومتر نامیده می شود اندازه گیری می شود. این وسیله شامل یک لوله شکل شیشه ای یا پلاستیکی است که حاوی سیالی مانند جیوه، آب، الکل یا روغن می باشد. برای ثابت نگه داشتن اندازه مانومتر در یک سطح معقول، در مواردی که اختلاف فشار زیادی پیش بینی شود، از سیال های سنگین مثل جیوه استفاده می شود.

از آنجایی که اثرات گرانشی گازها قابل صرف نظر کردن است، فشار نقاط درونی مخزن با هم برابر بوده و معادل فشار نقطه (1) می باشد. علاوه بر آن از آنجایی که فشار در یک سیال در جهت افقی تغییر نمی نماید، فشار در نقطه (2) معادل فشار در نقطه (1) می باشد. $P_1 = P_2$ اختلاف ارتفاع ستون سیال (h) در حالت تعادل استاتیکی قرار دارد. توجه شود که سطح مقطع لوله هیچ تأثیری بر روی اختلاف (h) ندارد و بنابراین فشار فقط توسط سیال اعمال می شود.

قانون صفرم ترمودینامیک:

این قانون بیان می کند که اگر دو جسم با جسم سومی در تعادل دمائی باشند، آن دو جسم با یکدیگر نیز در تعادل دمایی اند. در واقع این قانون بیان می کند که دو جسم وقتی در تعادل گرمایی هستند که هر دو یک دما داشته باشند، حتی اگر با هم در تماس نباشند.



دما^۱:

مقیاس دمای ترمودینامیکی در SI مقیاس کلوین می باشد. (K)

مقیاس دمای ترمودینامیکی در سیستم انگلیس مقیاس رانکین می باشد. (R)

یک مقیاس درجه حرارت دیگر که با مقیاس کلوین یکسان می باشد، مقیاس درجه حرارت گاز ایده آل می باشد.

رابطه ی بین دماهای کلوین و سانتیگراد به صورت زیر بیان می گردد:
 $T(K) = T(^{\circ}C) + 273$
و نیز رابطه ی بین دماهای رانکین و فارنهایت به صورت زیر می باشد.

$$T(R) = T(^{\circ}F) + 460$$

$$T(R) = 1.8T(K), T(^{\circ}F) = 1.8T(^{\circ}C) + 32$$

$$\Delta T(R) = \Delta T(^{\circ}F), \Delta T(K) = \Delta T(C)$$

$$T(F) - 1.8T(F) = 32 \Rightarrow T(F) = \frac{32}{0.8} = -40^{\circ}C$$

☺ در روابط ترمودینامیکی حتماً باید از درجه حرارت K استفاده کرد.

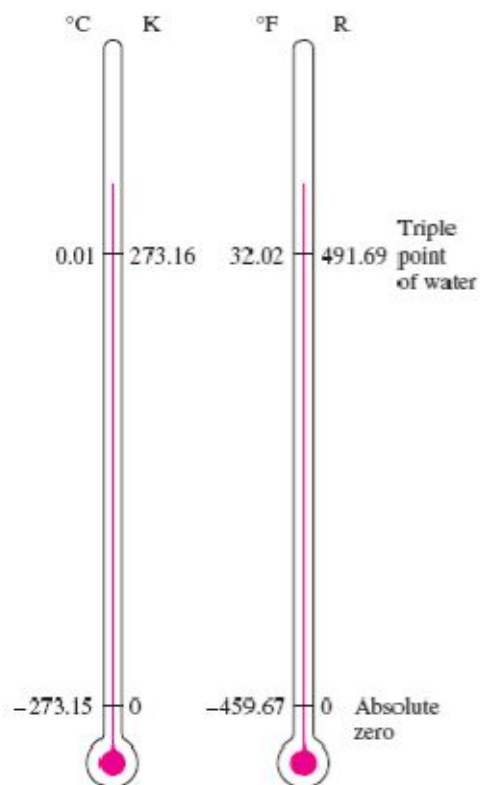


FIGURE 1-34

Comparison of temperature scales.

Chapter 2

PROPERTIES OF PURE SUBSTANCES

خواص ماده خالص:

2-1) ماده‌ی خالص^۱:

ماده‌ای که دارای ترکیب شیمیایی یکسان باشد را ماده‌ی خالص گویند (N_2 ، He ، CO_2 - آب). یک ماده‌ی خالص یک عنصر و یا یک ترکیب شیمیایی منفرد نیست. مخلوطی از عناصر و یا ترکیبات شیمیایی نیز تا زمانی که همگن باقی بمانند یک ماده خالص را تشکیل می‌دهند. (هوا یک ماده خالص است). مخلوطی از دو یا چند فاز از یک ماده‌ی خالص تا زمانی که ترکیب شیمیایی آن در تمام فازها یکسان باقی بماند ماده‌ای خالص خواهد بود. (مثلاً مخلوطی از یخ و آب یک ماده‌ی خالص را تشکیل می‌دهند). اما مخلوطی از هوای گازی شکل و هوای مایع یک ماده‌ی خالص را تشکیل نمی‌دهند. زیرا ترکیب شیمیایی این دو با هم متفاوت می‌باشد. و این به دلیل وجود عناصر مختلفی است که در هوا وجود دارند و در فشارهای خاصی دارای دماهای میعان متفاوتی هستند.

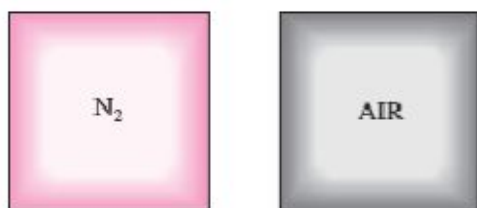


FIGURE 3-1

Nitrogen and gaseous air are pure substances.

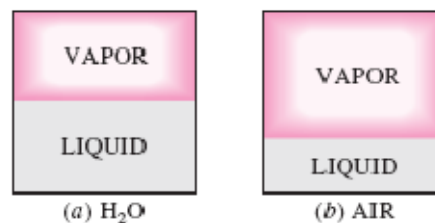


FIGURE 3-2

A mixture of liquid and gaseous water is a pure substance, but a mixture of liquid and gaseous air is not.

¹ . pure Substance

2-2) فاز^۱:

یک فاز به عنوان یک آرایش مولکولی مجزا که همه جا یکنواخت می‌باشد و می‌توان آن را از دیگر آرایش ها، با سطوح مرزی مشخصی به سادگی جدا کرد تعریف می‌شود.

سرعت ارتعاش مولکول ها در جامدات به دما بستگی دارد. هنگامی که یک جامد به مایع تبدیل شود فواصل بین مولکولها معمولاً کمی افزایش می‌یابد (باستثناء آب) در گازها، مخصوصاً در چگالی های کم، نیروهای بین مولکولی بسیار کوچک است و تنها تأثیر متقابل بین مولکول ها برخورد آنها با یکدیگر می‌باشد. در فاز گازی مولکولها از نظر انرژی در سطح بسیار بالاتری نسبت به فاز مایع و جامد قرار دارند. بنابراین گاز باید مقدار زیادی انرژی از دست بدهد تا بتواند به مایع یا جامد تبدیل شود.

مایع تحت فشار^۲ (مادون سرد^۳) و مایع اشباع^۴:

یک طرح سیلندر پیستون را که شامل آب مایع با دمای 20°C و فشار یک اتمسفر است را در نظر بگیرید. تحت این شرایط آب در فاز مایع قرار دارد و مایع تحت فشار و یا مایع مادون سرد نامیده می‌شود. حال به آب حرارت می‌دهیم تا آنکه دمای آن مثلاً به 40°C برسد. هنگام افزایش دما، آب کمی منبسط می‌شود و در نتیجه حجم مخصوص آن افزایش می‌یابد. در حین این انبساط، پیستون اندکی به بالا حرکت می‌کند. در طی این فرآیند فشار داخل سیلندر در 1 atm ثابت باقی می‌ماند. زیرا در اینجا فشار به فشار بارومتری خارج و وزن پیستون بستگی دارد که هر دوی آنها ثابت می‌باشند. در این حالت آب هنوز یک مایع متراکم می‌باشد زیرا شروع به بخار شدن نکرده است. اگر گرمای بیشتری به آب انتقال داده شود همچنان به بالا رفتن خود تا 100°C ادامه می‌دهد. در این نقطه آب هنوز به صورت مایع است اما هر گونه حرارت اضافی هر چقدر هم اندک باشد باعث خواهد شد تا بخشی از آب بخار شود، به عبارت دیگر فرآیند تغییر فاز از مایع به بخار در حال آغاز شدن است. به مایعی که در حال بخار شدن می‌باشد مایع اشباع گفته می‌شود.

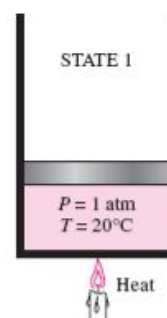


FIGURE 3-6

At 1 atm and 20°C , water exists in the liquid phase (compressed liquid).

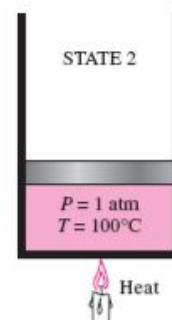


FIGURE 3-7

At 1 atm pressure and 100°C , water exists as a liquid that is ready to vaporize (saturated liquid).

1. Phase
2. Compressed liquid
3. Sub cooled liquid
4. Saturated liquid

بخار اشباع^۱ و بخار فوق گرم^۲:

به محض این که عمل جوشیدن شروع می شود تا زمانی که تمامی مایع کاملاً بخار شود، دما افزایش نخواهد یافت. به عبارت دیگر در فشار ثابت در طول کل فرآیند تغییر فاز دما ثابت باقی می ماند. در طی فرآیند تبخیر تنها تغییری که مشاهده می کنیم افزایش بسیار در حجم و کاهش پیوسته سطح مایع در نتیجه تبدیل مایع به بخار می باشد.

تقریباً در محدوده نقطه میانی خط بخار، سیلندر حاوی مقادیر یکسانی از مایع و بخار می باشد. اگر همچنان به گرما دادن ادامه دهیم، تبخیر شدن ادامه یافته تا اینکه آخرین قطره مایع تبخیر گردد. در این حالت کل سیال درون سیلندر بصورت بخار است و در روی خط مرز بخار اشباع قرار دارد. هر افت گرمایی از مخزن باعث تقطیر مقداری از بخار می گردد. بخاری که در حول و حوش (مرز) تقطیر شدن قرار دارد، **بخار اشباع** نامیده می شود.

بعد از اینکه فرایند تغییر فاز مایع به بخار تکمیل گردید، دوباره یک ناحیه تک فازی (این بار فاز بخار) خواهیم داشت و انتقال بیشتر گرما باعث افزایش دما و حجم مخصوص بخار می گردد. در حالت 5، دمای بخار به عنوان مثال 300°C می باشد و اگر مقداری گرما از بخار گرفته شود هیچ تقطیری صورت نخواهد گرفت، مگر اینکه دما به 100°C (برای فشار یک اتمسفر) برسد. بخاری که در حول و حوش (مرز) تقطیر شدن قرار نداشته باشد (یعنی بخاری غیر از بخار اشباع)، **بخار فوق گرم** نامیده می شود.

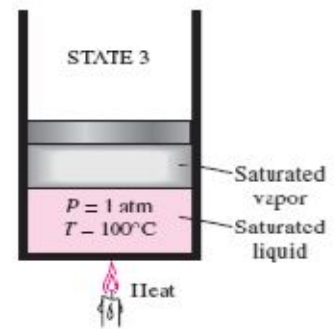


FIGURE 3-8

As more heat is transferred, part of the saturated liquid vaporizes (*saturated liquid-vapor mixture*).

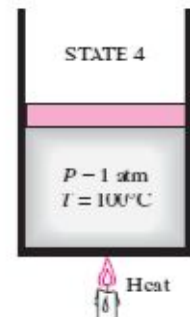


FIGURE 3-9

At 1 atm pressure, the temperature remains constant at 100°C until the last drop of liquid is vaporized (*saturated vapor*).

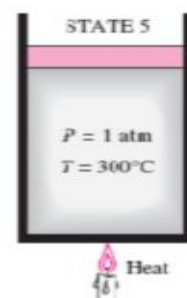


FIGURE 3-10

As more heat is transferred, the temperature of the vapor starts to rise (*superheated vapor*).

¹. Saturated vapor

². Super heated vapor

فرآیند تغییر فاز در فشار ثابت که در فوق تشریح گردید، در نمودار $T - v$ نشان داده شده است.

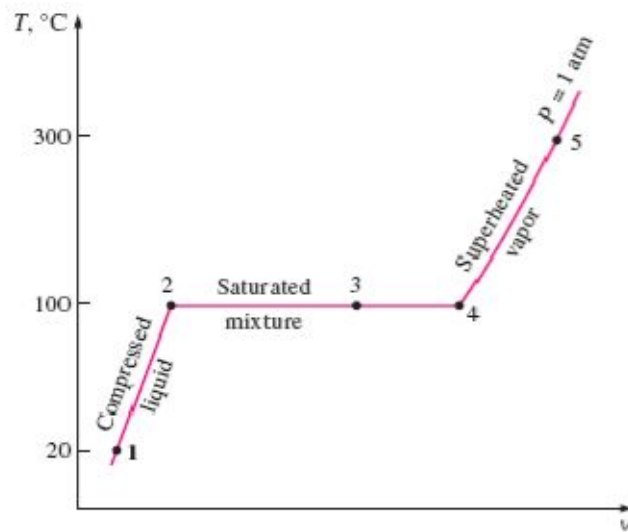


FIGURE 3-11

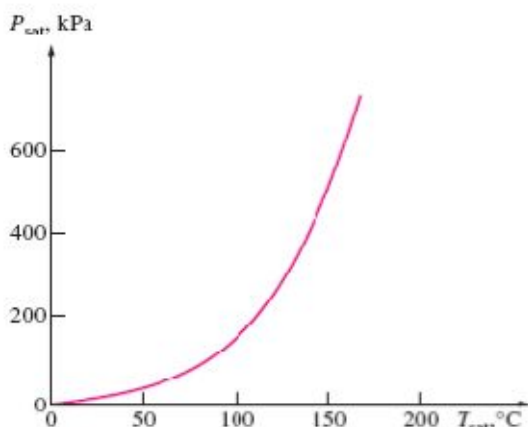
T - v diagram for the heating process of water at constant pressure.

اگر جهت کل فرآیند با سرد کردن بخار در فشار ثابت معکوس گردد، آب به حالت 1 باز خواهد گشت و مسیر یکسانی تکرار خواهد شد و در چنین حالتی مقدار گرمای آزاد شده در طی فرآیند خنک سازی دقیقاً برابر مقدار گرمای داده شده در طی فراین گرمادهی (گرمای) می باشد.

دمایی را که در آن آب شروع به جوشیدن می کند به فشار بستگی دارد. پس اگر ما فشار را ثابت نگه داریم دما نیز ثابت می ماند.

در یک فشار معلوم، دمایی را که یک ماده ی خالص در آن شروع به جوشیدن می کند، دمای اشباع نامیده می شود. (T_{sat})

در یک دمای معلوم، فشاری را که یک ماده ی خالص در آن شروع به جوشیدن می کند، فشار اشباع نامیده می شود. (P_{sat})



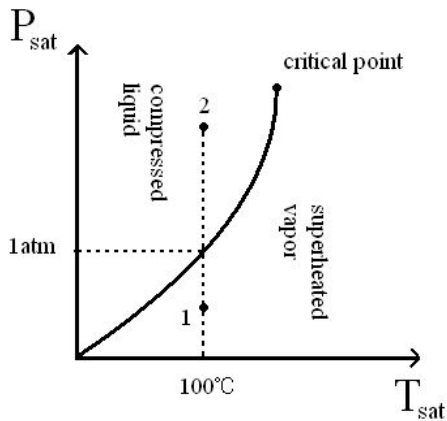
در طی فرایند تغییر فاز، دما و فشار خواص وابسته به هم بوده و رابطه معینی بین آنها برقرار است، یعنی:

$$T_{sat} = f(P_{sat})$$

در یک نمودار که دما و فشار اشباع بر حسب یکدیگر رسم شده باشند، رفتار تغییر دمای اشباع بر حسب فشار

اشباع مانند نمودار مقابل می باشد. این منحنی به **منحنی بخار- مایع** اشباع موسوم است.

مثال:



$$1 \begin{cases} P_1 < 1 \text{ atm} \Rightarrow T_{sat_1} < 100 \\ T_1 = 100^\circ\text{C} \end{cases} \xrightarrow{\text{if } T_1 > T_{sat_1}} \text{Compressed liquid}$$

$$2 \begin{cases} P_2 > 1 \text{ atm} \Rightarrow T_{sat_2} > 100 \\ T_2 = 100^\circ\text{C} \end{cases} \xrightarrow{\text{if } T_2 < T_{sat_2}} \text{Superheated vapor}$$

نتیجه: در دیاگرام فشار اشباع - دمای اشباع:

نقطه در قسمت compressed liquid است. اگر: $T < T_{sat} \Rightarrow$

نقطه در قسمت superheated vapor است. اگر: $T > T_{sat} \Rightarrow$

2-3) نمودار خواص برای فرآیندهای تغییر فاز

تغییرات خواص در طی فرآیندهای تغییر فاز با استفاده از نمودارهای خواص به بهترین نحو قابل مطالعه می باشند.

1- نمودار $T - v$

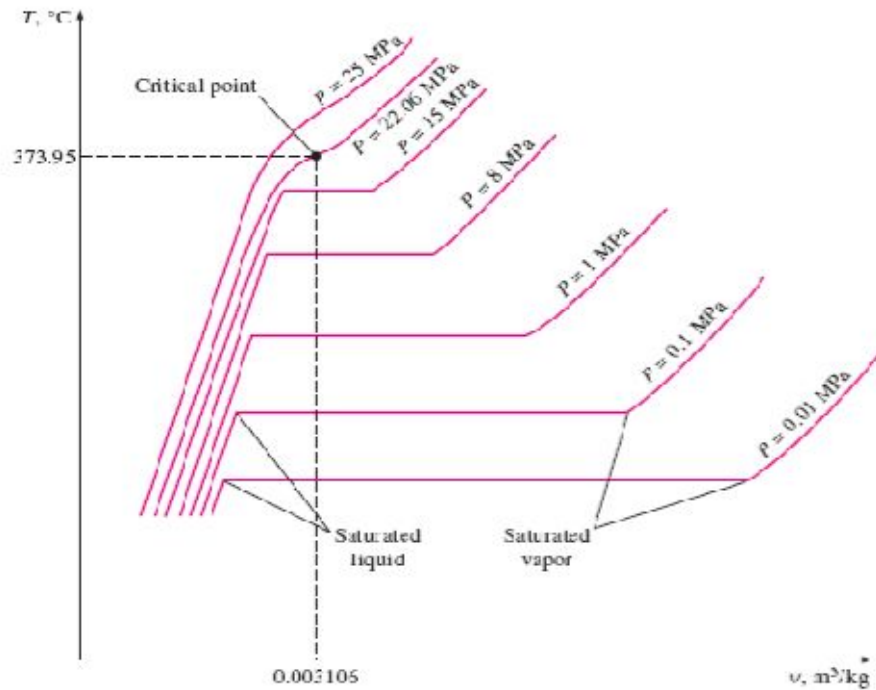


FIGURE 3-16

T - v diagram of constant-pressure phase-change processes of a pure substance at various pressures (numerical values are for water).

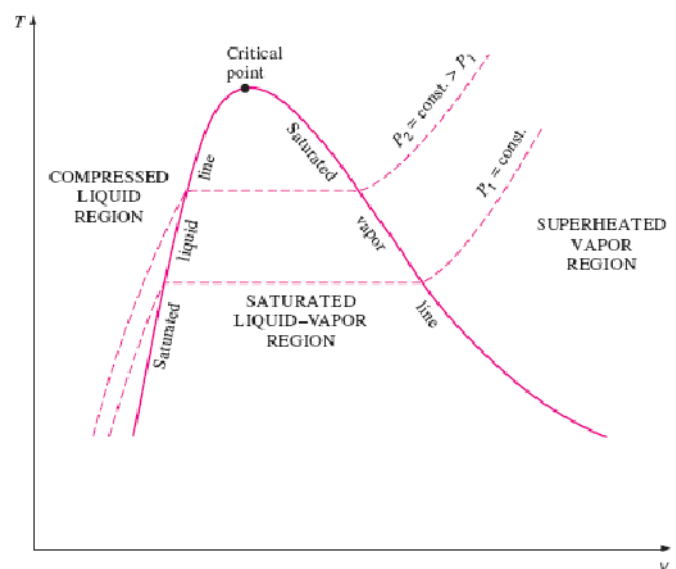
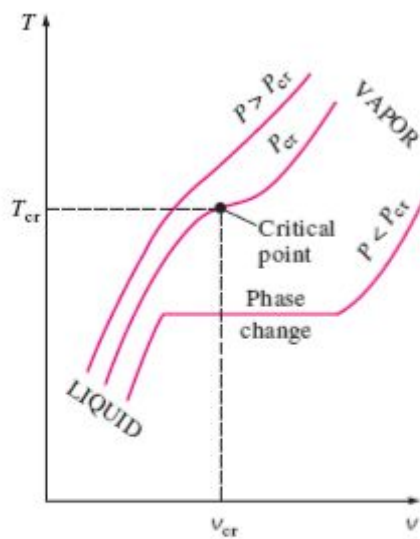


FIGURE 3-17

At supercritical pressures ($P > P_{cr}$), there is no distinct phase-change (boiling) process.

نقطه‌ی بحرانی^۱:

نقطه‌ای که در آن مایع اشباع و بخار اشباع بر هم منطبق می‌شوند. دما، فشار و حجم مخصوص یک ماده در نقطه‌ی بحرانی به ترتیب: دمای بحرانی T_{cr} ، فشار بحرانی P_{cr} و حجم مخصوص بحرانی V_{cr} نامیده می‌شوند.

متداول است که در دمای بالاتر از دمای بحرانی به ماده، بخار مافوق گرم و در دمای پایین تر از دمای بحرانی به ماده، مایع تحت فشار اطلاق می‌شود.

توجه: دمای اشباع آب در فشار 1 اتمسفر برابر 100 درجه است.

نکته:

Elevation(m) (ارتفاع از سطح دریا)	P_{atm} (KPa)	T_{sat}
0	101.325	100 _{°C}
100	89.55	96.3 _{°C}

در نتیجه: به ازای هر 1000 متر که از سطح دریا بالاتر می‌رویم، 10 تا 11 کیلو پاسکال فشار کاهش می‌یابد و دما هم 3/5 درجه کاهش می‌یابد.

نتایج بر گرفته شده از نمودارهای $T - v$:

- 1- در طی فرآیند فوق گرم، دما و حجم مخصوص در فشار ثابت افزایش می‌یابند.
- 2- افزایش فشار موجب کاهش حجم مخصوص بخار اشباع و افزایش حجم مخصوص مایع اشباع شده و همچنین ماده خالص در دمای بالاتر شروع به جوشیدن می‌کند.
- 3- در فشار بحرانی که برای آب 22.09 Mpa می‌باشد ملاحظه می‌شود که فرآیند تبخیر در دمای ثابت وجود ندارد.

¹. Critical point

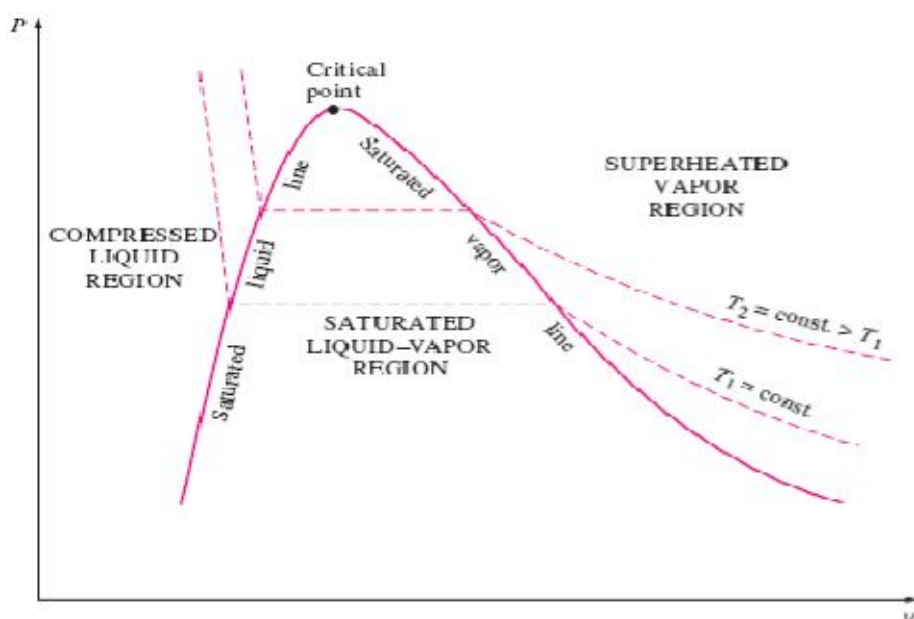
4- نقطه عطف نمودار همان نقطه بحرانی است.

5- در فشارهای بیش از فشار بحرانی فرآیند تغییر فاز مشخصی وجود ندارد و هرگز دو فاز وجود نخواهد داشت بلکه چگالی به طور پیوسته تغییر می‌کند و همیشه فقط یک فاز دارد. همچنین در این حالت حجم مخصوص دائما افزایش می‌یابد.

6- در فشارهای بالای فشار بحرانی همیچ وقت نمی‌توانیم مرز مایع و بخار را تعیین کنیم. در این حالت ماده را سیال گوئیم. البته در دمای کمتر از دمای بحرانی معمولا ماده را مایع متراکم و در دمای بالای دمای بحرانی آن را بخار فوق گرم گوئیم.

7- نمودار $T - v$ شمال دو ناحیه تک فاز مایع متراکم و بخار فوق گرم در دو طرف چپ و راست نمودار و یک ناحیه مخلوط اشباع مایع - بخار یا ناحیه خیس می‌باشد.

2- نمودار $P - v$



نتایج بر گرفته از نمودار $P - v$ عبارتند از:

1- شکل نمودار $P - v$ خیلی شبیه نمودار $T - v$ اما شیب خطوط دما ثابت به طرف پایین است.

2- در ابتدا با کاهش فشار در دمای ثابت حجم تا اندازه‌ای افزایش می‌یابد. تا زمانی که فشار با فشار اشباع برابر شود.

3- در ضمن فرآیند تغییر فاز اگر فشار را کاهش دهیم دما نیز افت کرده و از آنجا که $T_{sat} = f(P_{sat})$ نمی توان گفت فرآیند تک دما است.

4- در فرآیند تبخیر، دما و فشار ثابت می مانند اما حجم مخصوص افزایش می یابد.

5- بعد از فرآیند تبخیر کاهش فشار باعث افزایش بیشتر حجم مخصوص می شود.

توسعه نمودارها برای در بر گرفتن حالت جامد:

دو نمودار تعادل که تا کنون بسط و شرح داده شدند، بیانگر حالت تعادل در فازهای مایع و بخار می باشند. اما این نمودارها را به راحتی می توانیم توسعه داده تا نواحی اشباع جامد - مایع و همچنین جامد بخار را در بر گیرد. اصولی که در فرآیند تبخیر فاز مایع - بخار مورد بحث قرار گرفتند، برای فرآیند های تغییر فاز جامد - مایع و همچنین جامد - بخار قابل اعمال می باشند. اغلب مواد در حین انجماد (یخ زدن) منبسط می شوند. نمودارهای $P - v$ برای هر دو گروه از مواد در شکل های زیر نشان داده شده است. این دو نمودار تنها در ناحیه اشباع مربوط به جامد - مایع با یکدیگر تفاوت دارند. نمودارهای $T - v$ مخصوصا در مواردی که ماده در طی انجماد حجم منقبض می شود، به نمودارهای $P - v$ شباهت زیادی دارند.

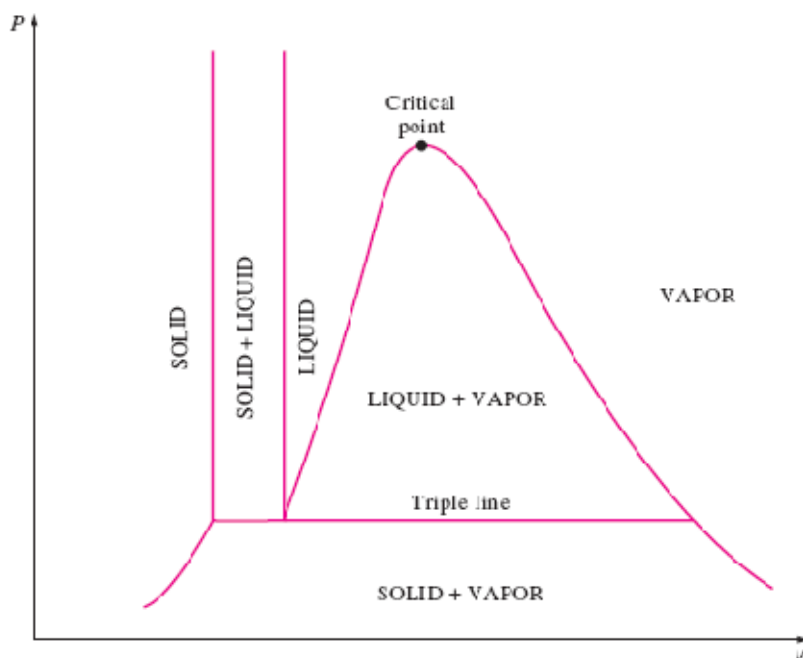
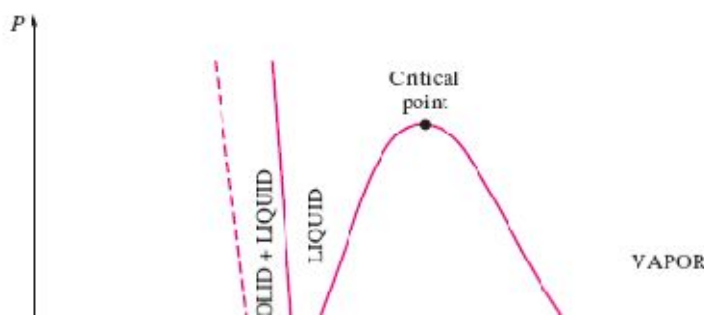


FIGURE 3-21

$P-v$ diagram of a substance that contracts on freezing.



3- نمودار $P - T$:

شکل زیر دیاگرام $P - T$ یک ماده خالص را نشان می‌دهد. این نمودار اغلب دیاگرام فاز نامیده می‌شود، چرا که هر سه فاز ماده توسط سه خط از یکدیگر جدا می‌شوند. خط تصعید، نواحی جامد و بخار را از هم جدا می‌کند. خط تبخیر، نواحی مایع و بخار را تقسیم می‌نماید و خط انجماد نواحی جامد و مایع را از هم تفکیک می‌دهد. این سه خط در نقطه سه گانه، جایی که هر سه فاز ماده در تعادل با یکدیگر قرار دارند به یکدیگر می‌رسند. خط تبخیر تا نقطه بحرانی امتداد می‌یابد، چرا که در دمای بالای نقطه بحرانی هیچ تفاوتی میان فازهای بخار و مایع نمی‌توان یافت. موادی که در انجماد، منبسط می‌گردند تنها اختلافشان با موادی که در انجماد منقبض می‌گردند، در خط ذوب نمودار $P - T$ آنها است.

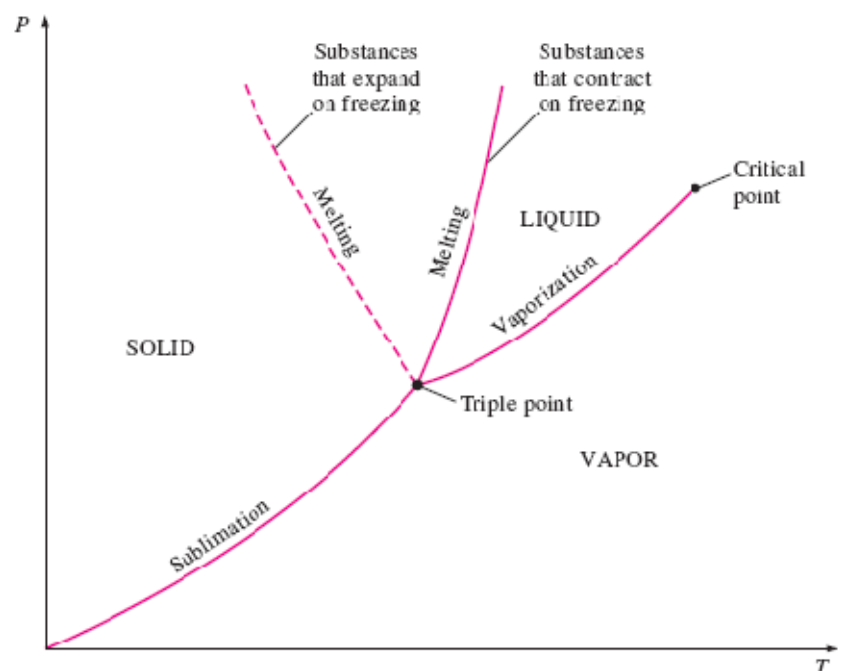


FIGURE 3-25

$P-T$ diagram of pure substances.

نتایج برگرفته از نمودار $P - T$:

1- حجم مخصوص اکثر مواد در فرآیند ذوب افزایش می‌یابد اما برخی مواد نظیر آب دارای حجم مخصوص مایع کمتر از آب جامد است.

2- با ذوب شدن یخ، انتقال حرارت بیشتر باعث افزایش دمای مایع می‌شود.

3- یخ در فرآیندی به نام تصعید مستقیماً از فاز جامد به بخار تبدیل می‌شود. انتقال حرارت بیشتر در این حالت، بخار را فوق گرم می‌کند.

4- خط تبخیر به نقطه بحرانی ختم می‌شود. در بالای نقطه بحرانی نقطه بحرانی هیچ تمایز مشخصی بین فاز مایع وجود ندارد و در واقع در فشار بیشتر از فشار بحرانی تعادل فازهای مایع و بخار غیر ممکن است.

5- موادی که با انجماد منبسط یا منقبض می‌شوند تنها اختلافشان مربوط به خط ذوب در نمودار $P - T$ است که در شکل نشان داده شده است.

6- در فشارهای کمتر از فشار نقطه سه گانه با افزایش دما در فشار ثابت ماده مستقیماً از جامد به بخار تبدیل می‌شود.

7- در خط فشار ثابت که از نقطه سه گانه می‌گذرد سه فاز با هم در تعادل می‌باشند.

8- در فشارهای بیش از فشار بحرانی هیچ تمایزی بین فازهای مایع و بخار وجود ندارد.

9- در فشارهای بالاتر از فشار نقطه سه گانه و کمتر از فشار بحرانی ($P_{triple} < P < P_{Cr}$) با افزایش دما در فشار ثابت، ماده از حالت جامد به مایع و سپس در دمای بالاتر از مایع به بخار تبدیل می‌شود.

جامد اشباع: در حالتی که یخ ذوب می‌شود و دمای آن ثابت می‌ماند در این حالت یخ را جامد اشباع می‌گویند.

نکات:

1- یک ماده خالص می‌تواند چند نقطه سه گانه داشته باشد اما فقط در یکی از این نقاط سه گانه است که جامد مایع و بخار در تعادل اند و در سایر نقاط سه گانه دو. فاز جامد و یک فاز مایع، دو فاز جامد و یک فاز بخار، یا سه فاز جامد می‌توانند در تعادل باشند.

2- هیچ ماده‌ای در فشارهای کمتر از فشار سه گانه نمی‌تواند به صورت فاز مایع در تعادل پایدار باشد.

3- در نمودارهای $P - v$ و $T - v$ حالت‌های فاز سه گانه به صورت یک خط به نام خط سه گانه را تشکیل می‌دهند. خط سه گانه روی نمودار $P - T$ به صورت یک نقطه ظاهر می‌شود. که نقطه‌ی سه گانه گویند.

- 4- حالت‌های واقع بر خط سه گانه یک ماده دارای دما و فشار یکسان ولی حجم مخصوص متفاوتند.
- 5- حالت یک ماده خالص تراکم پذیر ساده توسط دو خاصیت مستقل تعریف می‌شود. به عنوان نمونه حالت بخار آب فوق گرم توسط دو خاصیت مستقل دما و حجم مخصوص تعیین می‌شود.
- 6- حالت های مایع اشباع و بخار اشباع یک ماده خالص دارای فشار و دمای یکسان هستند اما با این تفاوت که حالتشان متفاوت است لذا نتیجه می‌گیریم برای حالت اشباع فشار و دما خواص مستقلی نیستند.
- 7- برای تعیین حالت اشباع یک ماده خالص دو خاصیت مستقل مانند فشار و حجم مخصوص یا فشار و کیفیت و دم و حجم مخصوص نیازاند.
- 8- مخلوط گازها تا وقتی به صورت تک فاز است، دارای مشخصات ماده خالص است. مثلاً هوا که مخلوطی از گازها است، تا وقتی که در فاز گازی است، با دو خاصیت مشخص می‌شود لذا، هوا را می‌توان یک ماده خالص در نظر گرفته است.

4-2) جداول خواص

برای اغلب مواد، روابط بین خواص ترمودینامیکی بسیار پیچیده تر از آن است که توسط روابط ساده‌تر قابل بیان باشند. بنابراین خواص را غالباً در فرم جداول ارائه می‌نمایند.

نکته: حاصلضرب فشار در حجم دارای انرژی می‌باشد.



FIGURE 3-29

The product *pressure × volume* has energy units.

1- الف) حالات مایع اشباع و بخار اشباع

خواص مایع اشباع و بخار اشباع برای آب در جدول A-4 و A-5 آورده شده‌اند. هر دو جدول داده شده اطلاعات

Temp. °C T	Sat. press. kPa P_{sat}	Specific volume m³/kg	
		Sat. liquid v_f	Sat. vapor v_g
85	57.868	0.001032	2.8261
90	70.183	0.001036	2.3593
95	84.609	0.001040	1.9808

مشابهی را در اختیار قرار می‌دهند. تنها اختلاف موجود این است که در جدول A-4 خواص بر حسب دما و در جدول A-5 خواص بر حسب فشار داده شده‌اند. بنابراین ساده‌تر آن است که در مواقعی که دما داده شده است، از جدول A-4 و در مواقعی که فشار داده شده است از جدول A-5 استفاده شده است. نحوه استفاده از جدول در شکل مقابل نشان داده شده است. پانویس f برای نشان دادن خواص مایع اشباع و پانویس g برای نشان دادن خواص بخار اشباع مورد استفاده قرار گرفته است.

1- (ب) مخلوط بخار - مایع اشباع

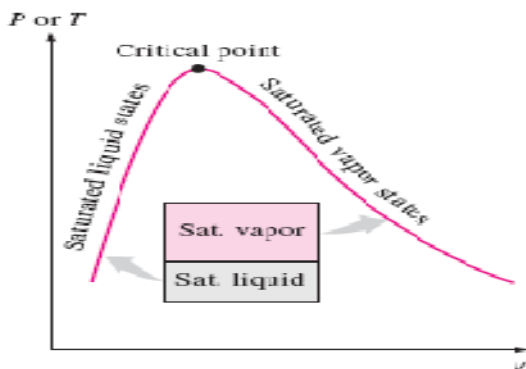


FIGURE 3-34

The relative amounts of liquid and vapor phases in a saturated mixture are specified by the quality x .

در طی فرایند تبخیر، قسمتی از ماده بصورت مایع و قسمتی بصورت بخار موجود می‌باشد به این معنی که مخلوطی از مایع اشباع و بخار اشباع می‌باشد. برای تحلیل مناسب این مخلوط نیاز به دانستن نسبت های مایع و بخار در مخلوط داریم. این مسئله با تعریف خاصیت جدیدی به نام کیفیت (x) که بصورت نسبت جرم بخار به کل جرم مخلوط تعریف می‌شود حل می‌گردد.

$$x = \frac{m_{\text{vapor}}}{m_{\text{total}}}$$

$$m_{\text{total}} = m_{\text{liquid}} + m_{\text{vapor}} = m_f + m_g$$

کیفیت فقط برای مخلوط های اشباع معتبر است و در نواحی بخار مافوق گرم و یا مایع تحت فشار هیچ مفهومی ندارد. و مقدار آن همیشه بین صفر تا یک می‌باشد. کیفیت یک سیستم که حاوی مایع اشباع است

معادل صفر بوده، و کیفیت سیستمی که حاوی بخار اشباع است برابر یک می‌باشد. در مخلوط های اشباع کیفیت می‌تواند به عنوان یکی از دو خاصیت شدتی مستقل که برای تعیین حالت نیاز است، در نظر گرفته شود. توجه داشته باشید که خواص مایع اشباع همیشه یکسان است. مایع اشباع چه تنها و چه مخلوط با بخار اشباع باشد، طی فرآیند تبخیر فقط مقدار مایع اشباع تغییر می‌کند نه خواص آن. این موضوع در مورد بخار اشباع نیز معتبر است.

حجم کل مخلوط اشباع:

$$V = V_f + V_g$$

$$V = mV \longrightarrow m_t V_{avg} = m_f V_f + m_g V_g$$

$$m_f = m_t - m_g \longrightarrow m_t V_{avg} = (m_t - m_g) V_f + m_g V_g$$

Dividing by m_t yields

$$v_{avg} = (1 - x) v_f + x v_g$$

since $x = m_g / m_t$. This relation can also be expressed as

$$v_{avg} = v_f + x v_{fg} \quad (\text{m}^3/\text{kg})$$

where $v_{fg} = v_g - v_f$. Solving for quality, we obtain

$$x = \frac{v_{avg} - v_f}{v_{fg}}$$

$$u_{avg} = u_f + x u_{fg} \quad (\text{kJ/kg})$$

$$h_{avg} = h_f + x h_{fg} \quad (\text{kJ/kg})$$

$$y_{avg} = y_f + x y_{fg}$$

$$y_f \leq y_{avg} \leq y_g$$

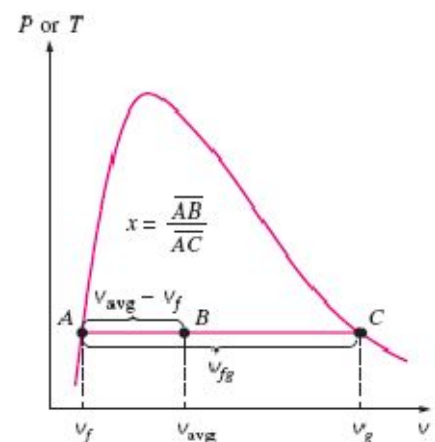


FIGURE 3-36

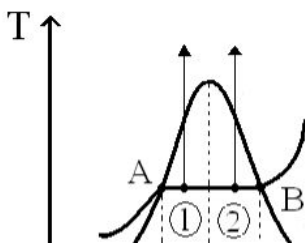
Quality is related to the horizontal distances on P - v and T - v diagrams.

سؤال: اگر حجمی از بخار و مایع داشته باشیم با افزایش دما چه موقع بخار به مایع و چه موقع مایع به بخار

تبدیل می‌شود؟

نکته:

$$1 \text{ در نقطه } \begin{cases} v < v_{cr} \\ x \downarrow \quad m_g \downarrow \quad \text{با افزایش دما} \end{cases} \quad \text{vapor} \Rightarrow \text{liquid}$$



$$2 \text{ در نقطه } \left\{ \begin{array}{l} v > v_{cr} \\ \text{با افزایش } x \uparrow m_g \uparrow \text{liquid} \Rightarrow \text{vapor} \end{array} \right.$$

پس: تغییر مخلوط اشباع به بخار مایع به حجم نقطه بحرانی و حجم مخلوط بستگی دارد.
 اگر حجم از حجم نقطه بحرانی کمتر بود با افزایش دما مخلوط اشباع به مایع تبدیل می‌شود و اگر حجم از حجم نقطه بحرانی بیشتر بود با افزایش دما مخلوط اشباع به گاز (بخار) تبدیل می‌شود.
 توجه: توجه شود که همیشه با افزایش دما بخار بدست نمی‌آید. برای توضیح بیشتر می‌توان چرخه گرم شدن آب درون یک قوطی بسته را در نظر گرفت.

$T, ^\circ\text{C}$	v m^3/kg	u kJ/kg	h kJ/kg
$P = 0.1 \text{ MPa } (99.61^\circ\text{C})$			
Sat.	1.6941	2505.6	2675.0
100	1.6959	2506.2	2675.8
150	1.9367	2582.9	2776.6
$\vdots$	$\vdots$	$\vdots$	$\vdots$
1300	7.2605	4687.2	5413.3
$P = 0.5 \text{ MPa } (151.83^\circ\text{C})$			
Sat.	0.37483	2560.7	2748.1
200	0.42503	2643.3	2855.8
250	0.47443	2723.8	2961.0

FIGURE 3-40

A partial listing of Table A-6.

(2) بخار فوق گرم

در قسمت راست خط بخار اشباع، ماده در حالت فوق گرم وجود دارد. از آنجائیکه ناحیه فوق گرم یک ناحیه تک فازی است (فقط شامل فاز بخار است)، دما و فشار دیگر دو خاصیت وابسته نبوده و آنها را می‌توان به عنوان دو خاصیت مستقل در جداول در نظر گرفت. صورت کلی جداول فوق گرم در شکل مقابل آورده شده است.

در این جداول، خواص بر حسب دما و به ازای فشارهای مختلف داده شده‌اند. این خواص با داده‌های بخار اشباع شروع شده‌اند. دمای اشباع بعد از مقدار اشباع، و در داخل () داده شده است. بخار فوق گرم با استفاده از موارد زیر قابل تعیین است:

- فشارهای کمتر از فشار اشباع ($P < P_{sat}$ در دمای داده شده T)
- دماهای بزرگتر از دمای اشباع ($T > T_{sat}$ در یک فشار داده شده P)
- حجم مخصوص های بزرگتر از حجم مخصوص اشباع ($v < v_g$ در یک فشار P یا دمای داده شده T)
- انرژی داخلی بزرگتر ($u > u_g$ در یک فشار P یا دمای داده شده T)

آنتالپی بزرگتر ($h > h_g$) در یک فشار P یا دمای داده شده (T)

3- مایع متراکم:

تغییرات خواص مایع تحت فشار نسبت به تغییرات فشار بسیار جزئی می باشد.

خواص مایع تحت فشار به مراتب تابع قوی تری از دما می باشد تا فشار $y \cong y_{F@T}$

برای مایعات متراکمی که y در آنها عبارت است از سه خاصیت v ، u و h خاصیتی که مقدارش بیشترین حساسیت را نسبت به فشار دارد آنتالپی است.

خواص موجود در h در فشارهای بالا را می توان به جای اینکه فقط hf را در نظر $h \cong h_f @ T + v_f (p - p_{sat})$ بگیریم با تعیین مقدار آن از به مقدار قابل توجهی کاهش داد. در اینجا فشار اشباع در دمای داده شده می باشد.

به طور کلی یک مایع تحت فشار به وسیله عبارت زیر مشخص می شود:

یک مایع تحت فشار را می توان به عنوان یک مایع اشباع در همان دما در نظر گرفت.

فشارهای بالاتر از فشار اشباع ($P > P_{sat}$ در یک دمای معین T)

دماهای پایین تر از دمای اشباع ($T < T_{sat}$ در یک فشار معین P)

حجم مخصوص پایین تر ($v < v_f$ در یک فشار معین P یا دمای معین T)

انرژی داخلی پایین تر ($u < u_f$ در یک فشار معین P یا دمای معین T)

آنتالپی پایین تر ($h < h_f$ در یک فشار معین P یا دمای معین T)

5-2) بررسی جدول های ترمودینامیکی و استفاده از آنها :

اولین قدم برای تعیین خواص ، تعیین فاز است .

برای آب جدول های $A-4$ و $A-5$ برای حالت اشباع ، جدول $A-6$ برای بخار فوق گرم و جدول $A-7$ برای مایع متراکم است .

$$\text{water} \begin{cases} A-4 \} T \\ A-5 \} P \Rightarrow \text{Saturated} \\ A-6 \Rightarrow \text{Super Heated Vapor} \\ A-7 \Rightarrow \text{Compressed Liquid} \end{cases} \leftarrow \begin{cases} \text{چون متغیرها مستقل نیستند، پس نمی توان} \\ \text{در این دو جدول از اصل حالت استفاده کرد.} \end{cases}$$

الف) روش تشخیص فاز: (هنگامیکه دما و فشار معلوم باشند)

1- اگر فشار معلوم باشد:

$$\text{if: } P_{\text{given}} \xrightarrow{A-5} T_{\text{sat}} \begin{cases} \text{if: } T_{\text{given}} > T_{\text{sat}} \rightarrow \text{superheated vapor} \\ \text{if: } T_{\text{given}} < T_{\text{sat}} \rightarrow \text{compressed liquid} \end{cases}$$

توضیح: اگر فشار معلوم باشد به جدول A-5 می رویم، برای آن فشار را می خوانیم. اگر دمای داده شده از T_{sat} بزرگتر بود، فاز بخار فوق گرم است. اما اگر دما از کوچکتر بود فاز مایع متراکم است.

2- اگر دما معلوم باشد:

$$\text{if: } T_{\text{given}} \xrightarrow{A-4} P_{\text{sat}} \begin{cases} \text{if: } P_{\text{given}} > P_{\text{sat}} \rightarrow \text{compressed liquid} \\ \text{if: } P_{\text{given}} < P_{\text{sat}} \rightarrow \text{superheated vapor} \end{cases}$$

توضیح: اگر دما معلوم باشد به جدول A-4 می رویم. P_{sat} را برای آن دما می خوانیم، اگر فشار داده شده از P_{sat} بزرگتر بود فاز مایع متراکم است. اما اگر فشار داده شده از P_{sat} کوچکتر بود فاز بخار فوق گرم است.

نکته: برای تشخیص فاز آب می توان از دیاگرام P-T هم استفاده کرد.

نکته : ابتدا با توجه به جداول A-4 و A-5 (برای آب) فاز را تشخیص می‌دهیم . سپس با توجه به جداول A-6 (برای بخار فوق گرم) و A-7 (برای مایع متراکم) بقیه خواص را بدست می‌آوریم .

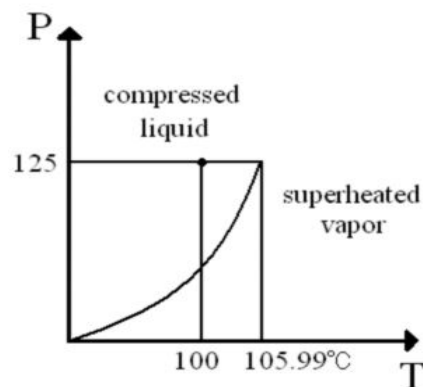
مثال:

$$\begin{cases} T_1 = 100^\circ\text{C} \\ P_1 = 125\text{KPa} \end{cases} \xrightarrow{\text{A-5}} T_{\text{sat}} = 105.99^\circ\text{C}$$

پس فاز آن مایع متراکم است . $T_1 < T_{\text{sat}} \rightarrow \text{compressed liquid}$

حال با توجه به جدول A-7 می‌توان بقیه خواص را بدست آورد .

همچنین می‌توانستیم از دیاگرام P-T استفاده کنیم :

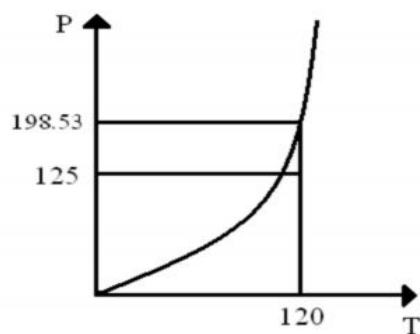


حال با توجه به جدول A-6 می‌توان بقیه خواص آن را بدست آورد .

توجه: برای این مثال و مثال قبلی می‌توانستیم از جدول A-4 هم استفاده کنیم .

$$\begin{cases} T_2 = 120^\circ\text{C} \\ P_2 = 125\text{KPa} \end{cases} \xrightarrow{\text{A-4}} P_{\text{sat}} = 198.53\text{KPa} \quad P_2 < P_{\text{sat}} \Rightarrow \text{superheated vapor}$$

$$\begin{cases} T_2 = 120^\circ\text{C} \\ P_2 = 125\text{KPa} \end{cases} \xrightarrow{\text{A-4}} P_{\text{sat}} = 198.53\text{KPa} \quad T_2 > T_{\text{sat}} \Rightarrow \text{super heated vapor}$$



(ب) روش تشخیص فاز: (هنگامی که دما و خاصیتی مثل y معلوم باشند.)

($y = u, v, h, s, \dots$)

$$T_{\text{given}} \xrightarrow{A-4} y_f, y_g \begin{cases} y < y_f & \text{com.liq} \\ y > y_g & \text{sup.vapor} \\ \begin{cases} y = y_f & \text{sat.liq} \\ y = y_g & \text{sat.vapor} \end{cases} \\ y_f < y < y_g & \text{sat.mix} \end{cases}$$

توضیح: ابتدا در جدول A-4 خاصیت های y_f و y_g را در دمای داده شده می خوانیم حال y داده شده را با آنها مقایسه می کنیم تا فاز بدست آید . پس تعیین فاز از جدولهای مربوطه بقیه خواص را بدست می آوریم .

(ج) روش تشخیص فاز : (هنگامی که فشار و خاصیتی مثل y معلوم باشد.)

در اینجا هم مثل قسمت (ب) عمل می کنیم با این تفاوت که در اینجا از جدول A-5 استفاده می کنیم .

($y = u, v, h, s, \dots$)

$$P_{\text{given}} \xrightarrow{A-5} y_f, y_g \begin{cases} y < y_f \rightarrow \text{com. liq} \\ y > y_g \rightarrow \text{sup. vapor} \\ y = y_f \rightarrow \text{sat. liq} \\ y = y_g \rightarrow \text{sat. vapor} \\ y_f < y < y_g \rightarrow \text{sat. mix} \end{cases}$$

مثال : جدول زیر را کامل کنید :

	$T^{\circ}\text{C}$	P_{KPa}	$u \frac{\text{Kj}}{\text{Kg}}$	x	Phase	$h \frac{\text{Kj}}{\text{Kg}}$
a	120.23	200	1719.49	0.6	Sat mixture	1825.84
b	125	232.1	1600	0.535	Sat mixture	
c	395.55	1000	2950		Superheat vapor	
d	75	500	313.9		Compressed liquid	
e	172.96	850	731.27	0.0	Sat liquid	
f	172.96	850	2587.7	1	Sat vapor	

در حالت a: از دو راه می توان فاز را تشخیص داد :

1- چون در این حالت کیفیت تعریف شده پس حالت اشباع است و چون $0 < x < 1$ است پس مخلوط اشباع است . برای حل این قسمت با توجه به اینکه فشار را داریم از جدول A-5 استفاده می کنیم:

$$T_{\text{sat @ } 200 \text{ KPa}} = 120.23^{\circ}\text{C} \quad y = y_f + x y_{fg}$$

$$\begin{cases} u_f = 504.49 \frac{\text{Kj}}{\text{Kg}} \\ u_{fg} = 2025 \frac{\text{Kj}}{\text{Kg}} \end{cases} \Rightarrow u = u_f + x u_{fg} = 504.49 + 0.6(2025) = 1719.49 \frac{\text{Kj}}{\text{Kg}}$$

$$\begin{cases} h_f = 504.70 \frac{\text{Kj}}{\text{Kg}} \\ h_{fg} = 2201.9 \frac{\text{Kj}}{\text{Kg}} \end{cases}$$

$$\Rightarrow h = h_f + xh_{fg} = 504.70 + 0.6(2201.9) = 1825.84 \frac{Kj}{Kg}$$

2- در حالت b: چون دما را داده از جدول A-4 استفاده می کنیم. چون حالت اشباع است پس کیفیت معنا

دارد:

$$u_f < u < u_g \Rightarrow \text{saturated mixture} \quad \text{مخلوط اشباع}$$

$$\xrightarrow[A-4]{T=125} \begin{cases} u_f = 524.74 \frac{Kj}{Kg} \\ u_g = 2534.5 \frac{Kj}{Kg} \end{cases}$$

$$x = \frac{y - y_f}{y_{fg}} = \frac{u - u_f}{u_{fg}} = \frac{1600 - 524.74}{2009.9} = 0.5349 \cong 0.535$$

$$P_{sat @ 125^\circ C} = 232.1 KPa$$

برای بدست آوردن h :

با توجه به جدول h_f و h_g را بدست می آوریم و در معادله قرار می دهیم تا h بدست آید.

$$h = h_f + xh_{fg}$$

توجه: در اینجا با توجه به اینکه دما را داده ابتدا با استفاده از جدول A-4 فاز را بدست آوردیم ولی چون حالت اشباع است بقیه خواص را هم از روی همین جدول بدست می آوریم و به سراغ بقیه جدول ها نمی رویم.

در حالت c:

چون فشار را داریم به جدول A-5 مراجعه می کنیم

$$\xrightarrow[A-5]{P=1MPa} \begin{cases} u_f = 761.68 \frac{Kj}{Kg} \\ u_g = 2583.6 \frac{Kj}{Kg} \end{cases} \quad u > u_g \Rightarrow \text{superheated vapor} \quad \text{بخار فائق گرم}$$

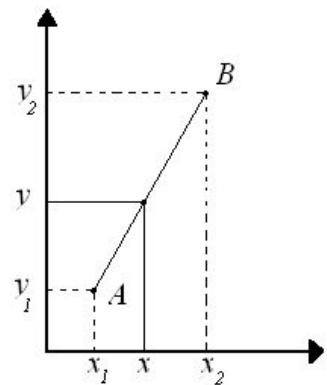
چون حالت اشباع نیست پس کیفیت معنا ندارد

پس باید از جدول A-6 استفاده کنیم:

در جدول A-6 ابتدا فشار 1MPa را پیدا می کنیم . حال با توجه به قسمت $P=1\text{MPa}$ و $u=2950$ را پیدا می کنیم چون این مقدار u در جدول نیست از روش میان‌یابی که در صفحه بعد توضیح داده شده است استفاده می کنیم:

روش میان‌یابی:

	$1\text{MPa } (T_{sat}=?)$	u
$T=350$	—————	2875.2
$T=?$	—————	2950
$T=400$	—————	2957.3



برای حل ابتدا معادله AB را بدست می آوریم حال x را در معادله قرار می دهیم تا y بدست آید .

$$\frac{y - y_1}{y_2 - y_1} = \frac{x - x_1}{x_2 - x_1} \rightarrow \frac{T - T_1}{T_2 - T_1} = \frac{u - u_1}{u_2 - u_1} \rightarrow \frac{T - 350}{400 - 350} = \frac{2950 - 2875.2}{2957.3 - 2875.2} \rightarrow T = 395.55$$

h را هم به همین صورت و به روش میان‌یابی از روی جدول بدست می آوریم .

$$T_1 = 350 \quad h_1 = 3157.7 \frac{\text{Kj}}{\text{Kg}}$$

$$T = 395.53 \quad h = ?$$

$$T_2 = 400 \quad h_2 = 3263.9 \frac{\text{Kj}}{\text{Kg}}$$

در حالت d:

حالت d مایع متراکم است چون فشار از فشار اتمسفر بیشتر است پس دمای جوش آن باید از 100 بیشتر باشد در اینجا چون کمتر است پس مایع متراکم است. با توجه به داده‌ها نیز می‌توان فهمید:

$$P = 500 \text{ KPa} \xrightarrow{A-5} T_{sat} = 151.86^\circ\text{C} \quad T_{given} < T_{sat} \rightarrow \text{compressed liquid}$$

پس چون حالت اشباع نیست کیفیت معنا ندارد.

در جدول A-7 چون فشار از 5MPa شروع می‌شود، پس باید از روش زیر استفاده کرد. (در اینجا $P=0.5\text{MPa}$ است.)

$$\begin{aligned} \xrightarrow{A-4} \left\{ \begin{array}{l} T = 100^\circ\text{C} \\ P = 101.35 \text{ KPa} \cong 0.1 \text{ MPa} \\ v_f = 0.001044 \frac{\text{m}^3}{\text{kg}} \\ u_f = 418.94 \frac{\text{KJ}}{\text{kg}} \\ h_f = 419.04 \frac{\text{KJ}}{\text{kg}} \\ s_f = 1.3069 \frac{\text{KJ}}{\text{kgK}} \end{array} \right. & \quad \xrightarrow{A-7} \left\{ \begin{array}{l} T = 100^\circ\text{C} \\ P = 10 \text{ MPa} \\ v = 0.0010385 \\ u = 416.12 \\ h = 426.5 \\ s = 1.02992 \end{array} \right. \end{aligned}$$

$$\% \text{Error} = \frac{\left| \frac{\text{مقدار تقریبی}}{\text{مقدار واقعی}} - 1 \right|}{\frac{\text{مقدار واقعی}}{\text{مقدار واقعی}}} \times 100 = \frac{|0.0010385 - 0.001044|}{0.0010385} = 0.5\% \quad \text{درصد خطا}$$

همان طور که مشاهده می‌شود درصد خطا بسیار پایین است. پس:

اگر در قسمت مایع متراکم فشار داده شده در جدول موجود نباشد (فشارهای موجود در جدول خیلی بیشتر از فشار داده شده باشند). می‌توان خواص را از روی جدول A-4 (در حالت اشباع) در همان دمای داده شده بدست آورد چون خواص مایعات به فشار زیاد بستگی ندارند. نکته: تقریب زدن فقط برای حالت مایع متراکم است.

پس برای قسمت قبلی داریم :

$$u \approx u_f @ 75^\circ\text{C} = 313.90 \frac{\text{KJ}}{\text{kg}}$$

$$h \approx h_f @ 75^\circ\text{C} = 313.93 \frac{\text{KJ}}{\text{kg}}$$

در حالت e :

چون کیفیت در آن معنا دارد پس حالت اشباع است و چون $x=0$ است مایع اشباع $T_{sat} = 172.96^\circ\text{C}$ است .

در اینجا از جدول A-5 استفاده می کنیم.

$$u = u_f = 731.27 \frac{\text{KJ}}{\text{kg}}$$

$$h = h_f = 732.22 \frac{\text{KJ}}{\text{kg}}$$

جدول زیر را برای R-134a کامل کنید :

	$T^\circ\text{C}$	P_{KPa}	$v_{m^3/\text{kg}}$	Phase	x	h
a	-12	600	0.0007498	Compressed liquid		34.39
b	20	571.6	0.022	Sat mixture	0.606	186.946
c	2.48	320	0.0632	Saturated vapor	1	248.66
d	100	600	0.0479	Super heated		339.27

$\begin{cases} A-15a & T \\ A-15b & P \end{cases}$ حالت اشباع

A-16 Superheated vapor

مبرد ها برای مایع متراکم جدول ندارند.

نکته: چون برای مایع متراکم جدول ندارد می توان با حالت اشباع تقریب زد .

قسمت a :

$$\begin{cases} P = 600 \text{ KPa} \approx 0.6 \text{ MPa} \\ T = -12 \end{cases} \quad T_{sat} = 21.58^\circ\text{C} \Rightarrow T_{given} = -12 < T_{sat}$$

پس مایع متراکم است و چون جدول مایع متراکم برای این ماده نداریم ، پس با دمای $T = -12^\circ\text{C}$ در جدول A-15a تقریب می‌زنیم .

$$v \approx v_{f@-12^\circ\text{C}} = 0.0007498 \frac{\text{m}^3}{\text{kg}}$$

$$h \approx h_{f@-12^\circ\text{C}} = 34.39 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}}$$

چون حالت اشباع نیست پس کیفیت معنا ندارد .

قسمت b :

$$T = 20^\circ\text{C} \xrightarrow{\text{A-15a}} \begin{cases} v_f = 0.0008157 \frac{\text{m}^3}{\text{kg}} \\ v_g = 0.0358 \frac{\text{m}^3}{\text{kg}} \end{cases} \quad v_f < v < v_g \Rightarrow \text{saturated mixture}$$

پس در اینجا کیفیت معنا دارد . (مخلوط اشباع)

$$P_{\text{sat}@20^\circ\text{C}} = 571.6 \text{ KPa}$$

$$x = \frac{v - v_f}{v_{fg}} = \frac{0.022 - 0.0008157}{0.0358 - 0.0008157} = 0.605$$

$$h = h_f + x h_{fg} = 77.26 + 0.605 \times 181.09 = 186.81945$$

قسمت c :

چون بخار اشباع است پس $x=1$ است . طبق جدول A-15b داریم:

$$T_{\text{sat}@320\text{KPa}} = 2.48^\circ\text{C}$$

$$v = v_{g@320\text{KPa}} = 0.632 \frac{\text{m}^3}{\text{kg}}$$

$$h = h_{g@320\text{KPa}} = 248.64 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}}$$

در یخچال این مرحله ورودی کمپرسور است .

قسمت d:

این قسمت مانند قسمت a حل می شود .

پس کیفیت معنا ندارد $P = 600\text{KPa} \rightarrow T_{sat} = 21.58^\circ\text{C} \quad T_{given} > T_{sat} \Rightarrow \text{superheated vapor}$

$$\xrightarrow{A-16} v = 0.4790 \frac{\text{m}^3}{\text{kg}} \quad h = 339.27 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}}$$

معادله‌ی حالت^۱:

هر رابطه‌ای که فشار، دما و حجم مخصوص را به هم ربط دهد، معادله‌ی حالت نامیده می شود. رسم بر این است که وقتی دمای فاز بخار یک ماده بالاتر از دمای بحرانی باشد، گاز نامیده می شود. بخار معمولاً به گازی اطلاق می شود که از حالت میعان دور نباشد.

گاز کامل :

گازی که حجم ذراتش نسبت به حجم کل سیستم مخزن قابل صرف نظر کردن باشد.

معادله‌ی حالت گاز ایده آل (رابطه‌ی گاز ایده آل^۲):

$$Pv = RT$$

ثابت گاز : R

$$R = \frac{R_u}{M} = \overline{R} \left(\frac{\text{kJ}}{\text{kg.k}} \right) \left(\frac{\text{kPa.m}^3}{\text{kg.k}} \right)$$

$$R_u = MR$$

$$R_u = 8.3(4\text{kJ} / \text{kmol.k})$$

$$PV = NR_u T$$

$$p \nabla = R_u T$$

$$PV = mRT$$

$$\text{حجم مخصوص مولی } (\nabla) : M \cdot n = m \quad p = \rho RT$$

¹ . State of equation

² . For ideal gas

یعنی حجم به ازاء واحد مول (بر حسب m^3/kmol)

علامت بار (-) روی یک خاصیت نشان دهنده‌ی مقدار آن در یک مول است. در فشارهای پایین و دماهای بالا چگالی یک گاز کاهش می‌یابد. در چگالی‌های کم رفتار P-V-T مربوط به گازهای واقعی بسیار نزدیک به رابطه‌ی گاز ایده‌آل است.

در فشارهای زیر 10Kpa می‌توان بخار آب را صرف نظر از دمای آن با یک خطای قابل اغماض (کمتر از 1٪ درصد) یک گاز ایده‌آل در نظر گرفت اما در فشارهای بالاتر فرض گاز ایده‌آل خطاهای غیرقابل قبولی را سبب می‌شود. مخصوصاً در مجاورت نقطه‌ی بحرانی و خط بخار اشباع (بیش از 100 درصد). گازها از رفتار گاز ایده‌آل منحرف می‌شود. مخصوصاً در حالت‌هایی که نزدیک به ناحیه‌ی اشباع و یا نقطه‌ی بحرانی باشند.

این انحراف از رفتار گاز ایده‌آل در فشار و دمای معلوم را می‌توانیم با به کار بردن یک ضریب تصحیح به نام ضریب تراکم پذیری Z به طور دقیق در محاسبات خود به حساب بیاوریم. که Z به صورت زیر تعریف می‌شود:

$$V = \frac{RT}{P} \quad V = \frac{PV}{RT}$$

ضریب تراکم پذیری¹: (Z)

میزان انحراف گاز واقعی را از گاز کامل نشان می‌دهد:

$$Z = \frac{v_{\text{real}}}{v_{\text{Ideal}}}$$

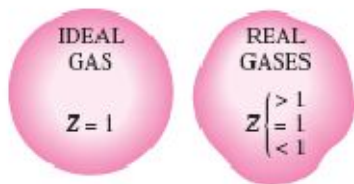


FIGURE 3-50

The compressibility factor is unity for ideal gases.

نکته:

اگر $Z - 1$ باشد به مفهوم گاز کامل است.

وقتی $Z \rightarrow 1$ ، گاز به گاز کامل نزدیک می‌شود.

برای گازهای ایده‌آل $Z = 1$ می‌باشد. $PV = ZRT$

برای گازهای حقیقی Z می‌تواند بزرگتر و کوچکتر از واحد باشد. هر چه Z از واحد دورتر شود، انحراف گاز حقیقی از گاز ایده‌آل بیشتر می‌شود.

گازها در فشارهای پایین و دماهای بالا بسیار نزدیک به معادله‌ی گاز ایده‌آل عمل می‌کنند. توجه داشته باشید که کم بودن فشار و بالا بودن دما بستگی به فشار و دمای بحرانی آن ماده دارد.

¹. compressibility factor

عامل Z برای همه ی گازها در دما و فشار تبدیل یکسان برابر می باشد. این موضوع اصل تطابق حالات نامیده می شود.

گازها به خوبی از اصل تطابق حالات پیروی می کنند. مشاهدات زیر را می توان از نمودار تراکم پذیری عمومی به دست آورد:

در فشارهای خیلی کم ($P_R < 1$) صرف نظر از دما، گازها مانند گاز ایده آل رفتار می کنند. در دماهای بالا ($T_R > 2$) و با صرف نظر از فشار با دقت مناسبی می توان رفتار گاز را شبیه رفتار گاز ایده آل فرض کرد (به جز وقتی که $P_R > 1$)
نکته :

✓ هرچه چگالی یک گاز بیشتر باشد از گاز کامل دورتر است و هرچه چگالی کمتر باشد به گاز کامل نزدیکتر است.

✓ هرچه واکنش بین مولکولها کم باشد به گاز کامل نزدیکتر است.

✓ هرچه فاصله بین مولکولها کم باشد به گاز کامل نزدیکتر است .

✓ هرچه فشار بیشتر باشد از گاز کامل دورتر است و هرچه فشار کمتر باشد به گاز کامل نزدیکتر است.

✓ هرچه دما بیشتر باشد فاصله مولکولها بیشتر می شود و به گاز کامل نزدیکتر است .

دما و فشار کاهنده :

$$\left\{ \begin{array}{ll} \text{Reduce Temperature:} \Rightarrow T_R = \frac{T}{T_{cr}} & \text{دما کاهنده} \\ \text{Reduce Pressure} & : \Rightarrow P_R = \frac{P}{P_{cr}} \quad \text{فشار کاهنده} \end{array} \right.$$

توجه : T_{cr} و P_{cr} را با توجه به جدول A-1 بدست می آوریم .

نکته: اگر $T_R > 2$ در نتیجه گاز می تواند کامل باشد. و اگر $T_R < 1$ در نتیجه گاز نمی تواند کامل باشد .

نکته: بیشترین انحراف یک گاز از رفتار گاز ایده آل در محدوده نقطه بحرانی است.

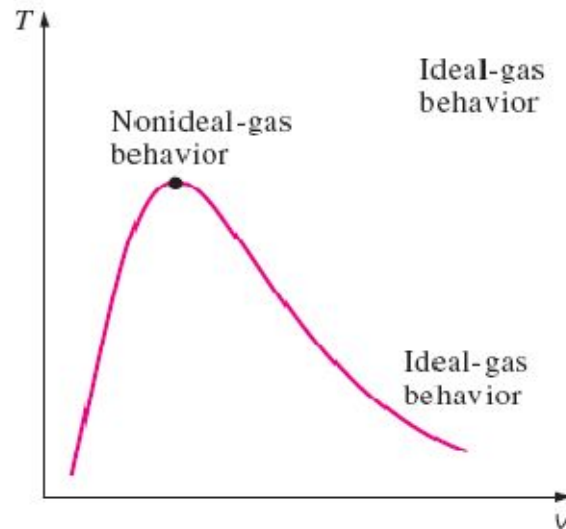
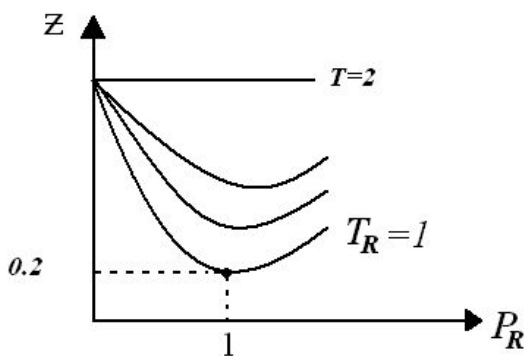


FIGURE 3-53

Gases deviate from the ideal-gas behavior the most in the neighborhood of the critical point.

اصل تطابق حالات :

گازها در یک P_R و T_R یکسان شبیه هم عمل میکنند .



نقطه 1 بحرانی است . چون :

$$P_R = 1 = \frac{P}{P_{cr}} \Rightarrow P = P_{cr}$$

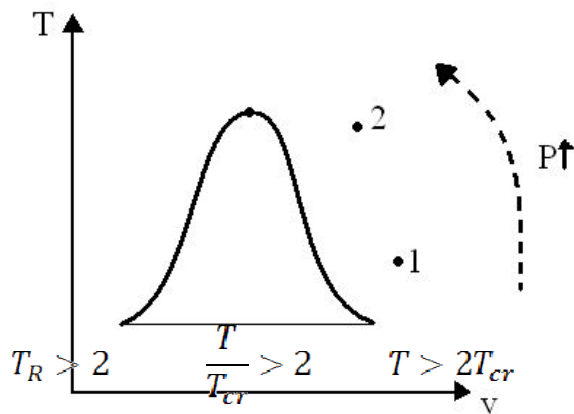
پس نقطه بحرانی است .

$$T_R = 1 = \frac{T}{T_{cr}} \Rightarrow T = T_{cr}$$

نکته : اگر P_R خیلی کمتر از یک باشد ، $Z=1$ و گاز به گاز کامل نزدیک می شود .
 $P_R \ll 1 \quad Z=1 \Rightarrow \text{Ideal gas}$

اگر T_R خیلی بیشتر از 2 باشد ، $Z=1$ (به جز زمانی که P_R خیلی زیاد نباشد) . گاز به گاز کامل نزدیک می شود .

$$T_R \gg 2 \quad Z = 1 \quad (P \gg 1 \text{ bar}) \Rightarrow \text{Ideal gas}$$



کدام یک از دو نقطه زیر به گاز کامل نزدیکتر است ؟

نقطه 1 به گاز کامل نزدیکتر است چون فشار آن خیلی کمتر از فشار نقطه 2 است .

اگر بخواهیم با دما تفسیر کنیم داریم :

یعنی برای اینکه گازی به گاز کامل نزدیک باشد باید دمای آن از دو برابر دمای نقطه بحرانی بیشتر باشد و چون هیچ یک از این دو نقطه این ویژگی را ندارند پس به سراغ فشار می‌رویم .

چون $P_1 < P_2$ پس 1 به گاز کامل نزدیکتر است .

نکته : برای سنجیدن یک گاز نسبت به گاز کامل زمانی از عامل دما استفاده می‌کنیم که دما خیلی بیشتر از دمای نقطه بحرانی باشد.

توجه : درست است که دمای T_2 بزرگتر از T_1 است ولی چون هر دو نسبت به دمای بحرانی خیلی کمتر هستند نمی‌توان گفت کدام یک به گاز کامل نزدیکتر است .

نکته : بخار آب موجود در سیکل نیروگاه‌ها را نمی‌توان گاز کامل فرض کرد .

نکته : بخار آب موجود در یک تهویه مطبوع (یا یک اتاق) را می‌توان گاز کامل در نظر گرفت چون فشار آن کمتر از فشار هوای موجود در آن (حدوداً 1 اتمسفر) است .

$$\text{فشار هوا} = \text{فشار } H_2O + \text{فشار } O_2 + \text{فشار } N_2 = 1 \text{ atm}$$

$$P_{cr} = 220.09 \text{ bar} \quad \text{برای آب}$$

$$P_{H_2O} \ll 1 \text{ bar} \Rightarrow P_R = \frac{P_{H_2O}}{P_{cr}} \ll 1$$

نکته : هوا در دمای معمولی می‌تواند گاز کامل باشد .

نکته : فرئون‌ها در سیستم‌های تبرید (مثل یخچال ، کولر گازی و ...) نمی‌توان گاز کامل در نظر گرفت.

سؤال : حجم مخصوص بخار مبرد R-134a در فشار 1MPa و دمای 50 درجه سانتیگراد با استفاده از سه روش بدست آورید ؟

1- روش جدول

2- معادله گاز کامل

3- معادله گاز واقعی

همچنین درصد خطا را برای روشهای دوم و سوم بدست آورید :
از بین این سه روش ، روش جدول دقیق ترین روش است و معادله گاز کامل بیشترین خطا را دارد .

1- روش جدول :

ابتدا فاز آن ماده را بدست می آوریم :

$$\xrightarrow{\text{table A-15}} P = 1\text{MPa} \quad T_{\text{sat}} = 39.39^\circ\text{C}$$

$$\Rightarrow T = 50^\circ\text{C} > T_{\text{sat}} \Rightarrow \text{super heated vapor}$$

حال به جدول بخار سوپر هیت R-134a مراجعه می کنیم:

$$\xrightarrow{\text{table A-16}} P = 1\text{MPa} \quad T = 50^\circ\text{C} \Rightarrow v = 0.02171 \frac{\text{m}^3}{\text{kg}}$$

$$PV=RT$$

2- با استفاده از معادله گاز کامل :

حال با توجه به جدول A-1 ، R را برای R-134a بدست می آوریم :

$$\xrightarrow{\text{A-1}} R = 0.08149 \frac{\text{kJ}}{\text{kg.k}} \quad \text{چون اینجا } kJ \text{ است پس } P \text{ را هم بر حسب } KPa \text{ می نویسیم:}$$

$$T = 50^\circ\text{C} = 323\text{k} \Rightarrow v = \frac{RT}{P} = \frac{0.08149 \frac{\text{kJ}}{\text{kg.k}} \times 323\text{k} \times \frac{\text{KN.m}}{\text{kJ}}}{1000\text{KPa} \times \frac{1 \frac{\text{KN}}{\text{m}^2}}{1\text{KPa}}} = 0.02632 \frac{\text{m}^3}{\text{kg}}$$

$$PV = ZRT \quad v = Z \frac{RT}{P}$$

3- با استفاده از معادله گاز واقعی :

Z را بر اساس شکل A-30 بدست می آوریم :

$$\begin{cases} A-30a \xrightarrow{\text{بای}} 0 < Pr < 1 \\ A-30b \xrightarrow{\text{بای}} 1 < Pr < 7 \end{cases}$$

$$= \frac{|0.02171 - 0.02632|}{0.02171} \times 100 = 21.23\%$$

در شکل A-30 شکل داخلی درون این شکل برای $0 < P_2 < 0.1$ است. پس با توجه به جدول A-1، T_{cr} و P_{cr} را بدست می آوریم:

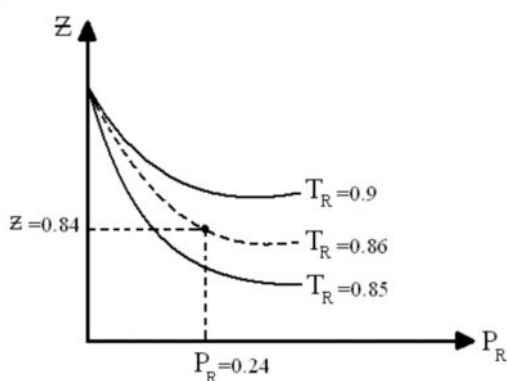
$$A-1 \begin{cases} P_{cr} = 4.06 \text{ MPa} \\ T_{cr} = 374.2 \text{ K} \end{cases} \Rightarrow P_R = \frac{P}{P_{cr}} = \frac{1 \text{ MPa}}{4.06 \text{ MPa}} = 0.24$$

$$\Rightarrow T_R = \frac{T}{T_{cr}} = \frac{323 \text{ K}}{374.2 \text{ K}} = 0.86$$

چون $0 < P_R < 1$ است پس به شکل A-30a مراجعه می کنیم:
حال از خطی که T_R آن برابر 0.86 است استفاده می کنیم.

چون نموداری که T_R آن برابر 0.86 باشد نداریم و $T_R = 0.85$ را داریم. خط $T_R = 0.86$ را به طور فرضی کمی بالاتر از 0.85 رسم می کنیم.

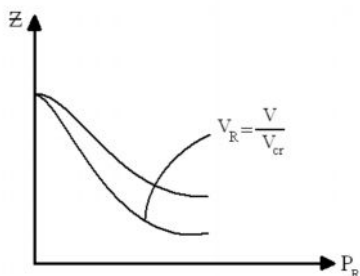
حال $P_R = 0.24$ را بدست می آوریم و آن را بالا می بریم تا به خط فرضی رسم شده برسیم و از آن به محور z عمود می کنیم تا z مشخص شود، پس:



$$z = 0.84$$

$$v = z \frac{RT}{P} = 0.84 \times 0.02632 = 0.02211 \frac{\text{m}^3}{\text{kg}}$$

$$\text{درصد خطا} = \frac{|0.02171 - 0.02211|}{0.02171} \times 100 = 1.8\%$$



Chapter 3

ENERGY ANALYSIS OF CLOSED SYSTEMS

1-3) 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 ایزوثرم 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:

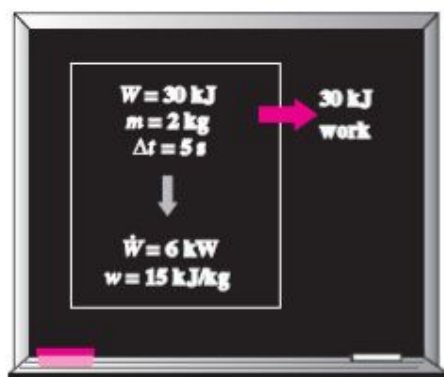


FIGURE 2-17

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:

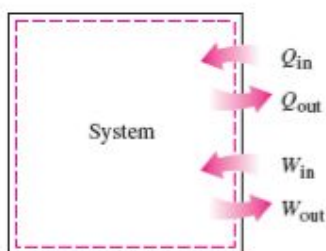


FIGURE 2-18

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 خال) تبادل کار نیست.

کار الکتریکی^۱:

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:

$$W_e =$$

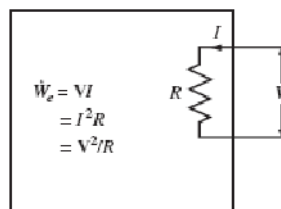


FIGURE 2-24

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.

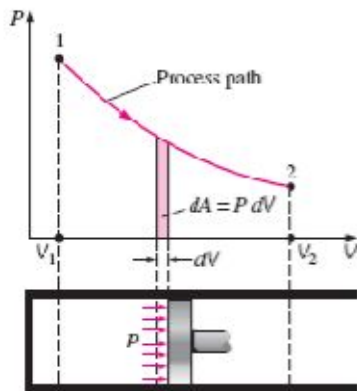


FIGURE 4-3

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

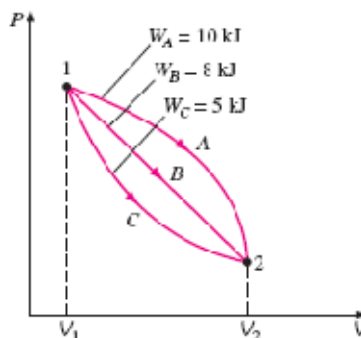


FIGURE 4-4

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

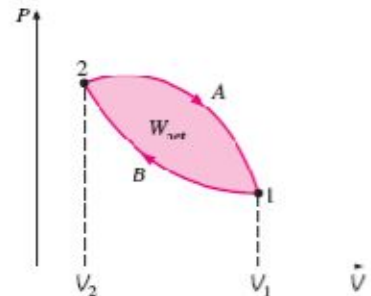


FIGURE 4-5

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:

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

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

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

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

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

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

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

^۱ . Iso volume

^۲ . Iso bar

^۳ . 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 :

$$n = 0 \Rightarrow PV^0 = Cte \Rightarrow P = Cte \Rightarrow Iso \ bar$$

$$n = 1 \Rightarrow PV^1 = Cte \Rightarrow T = Cte \Rightarrow Iso \ therm$$

$$\lim V_1^n = \lim V_2^n \Rightarrow V_1 = V_2 \Rightarrow Iso \ volume$$

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

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

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

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

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

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

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

¹ . Poly Tropic

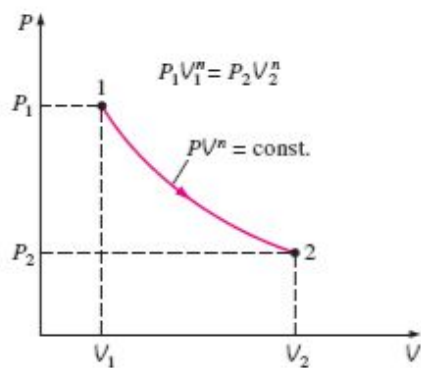
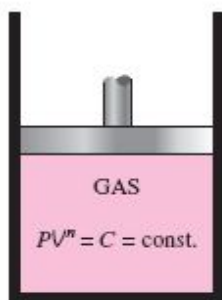
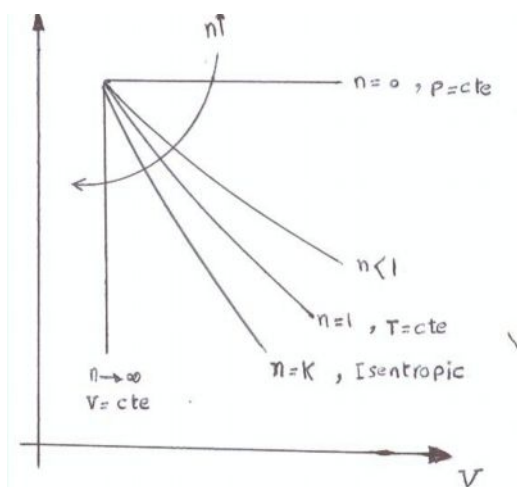
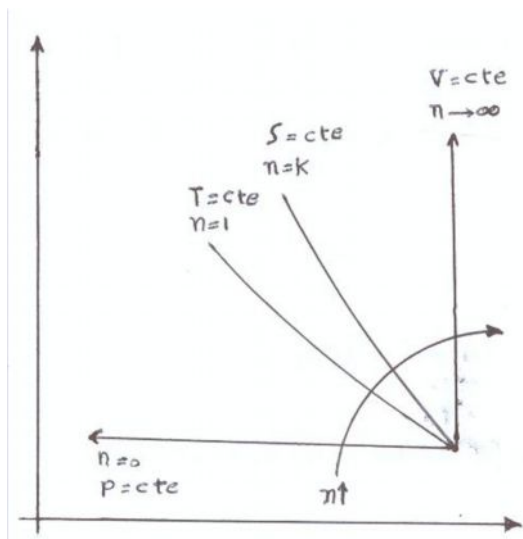


FIGURE 4-9

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:

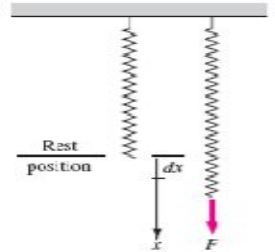


FIGURE 2-30
Elongation of a spring under the influence of a force.

$$W_{\text{spring}} = \int F dr = \int_{x_1}^{x_2} K dX = \frac{1}{2} K (X_2^2 - X_1^2)$$

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:

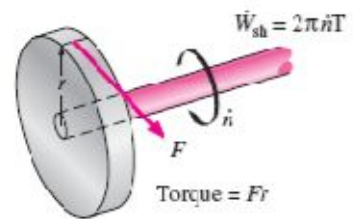


FIGURE 2-28
Shaft work is proportional to the torque applied and the number of revolutions of the shaft.

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

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

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

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.

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

در تمامی فرآیندهای آدیاباتیکی 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 فرایند آدیاباتیکی 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:

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

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

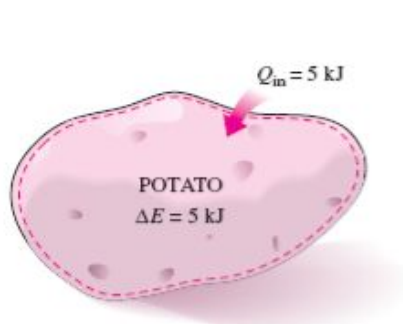


FIGURE 2-38

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

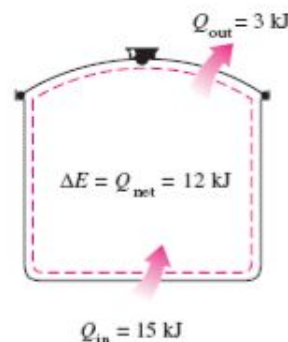


FIGURE 2-39

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

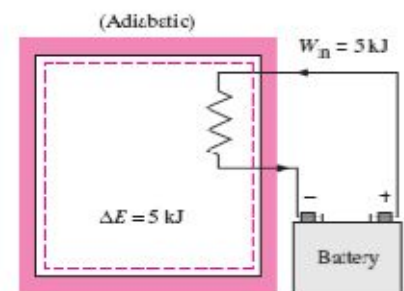


FIGURE 2-40

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

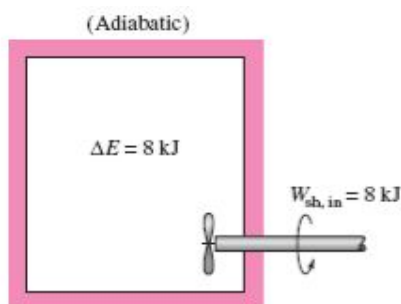


FIGURE 2-41

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

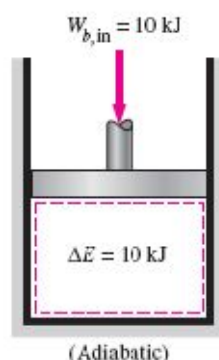


FIGURE 2-42

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

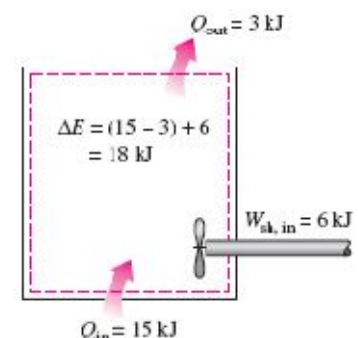


FIGURE 2-43

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 گرمای 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.

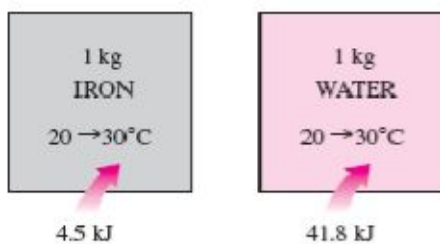


FIGURE 4-17

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

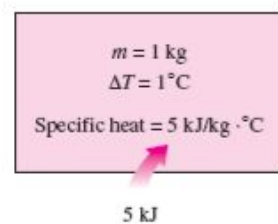


FIGURE 4-18

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

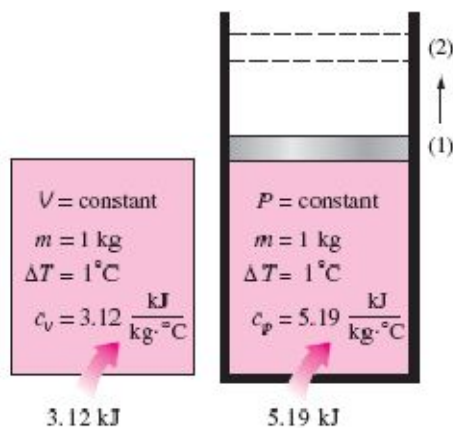


FIGURE 4-19

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 ثابت داریم:

$$C_v dT = du$$

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

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.

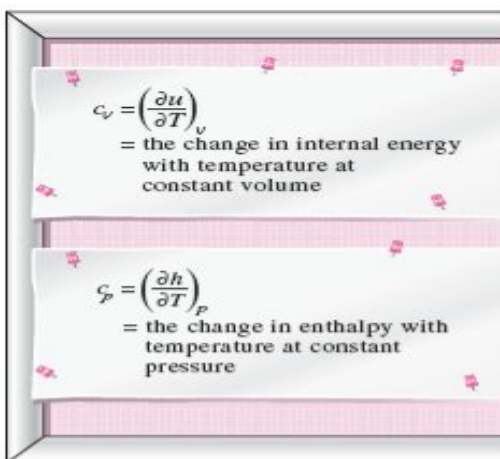


FIGURE 4-20

Formal definitions of c_v and c_p .

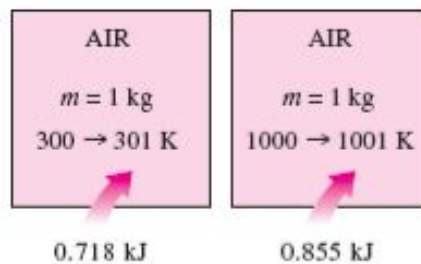


FIGURE 4-21

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.

6-3) 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.

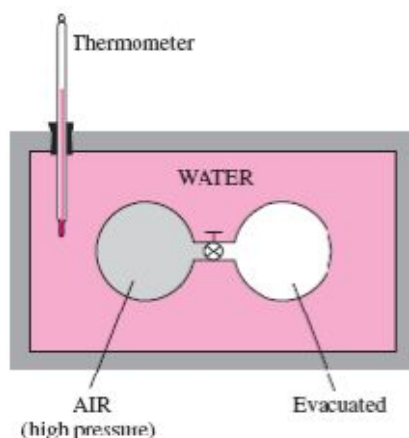


FIGURE 4-22
Schematic of the experimental apparatus used by Joule.

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).

$$\left. \begin{array}{l} h = u + Pv \\ Pv = RT \end{array} \right\} \quad h = u + RT$$

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.

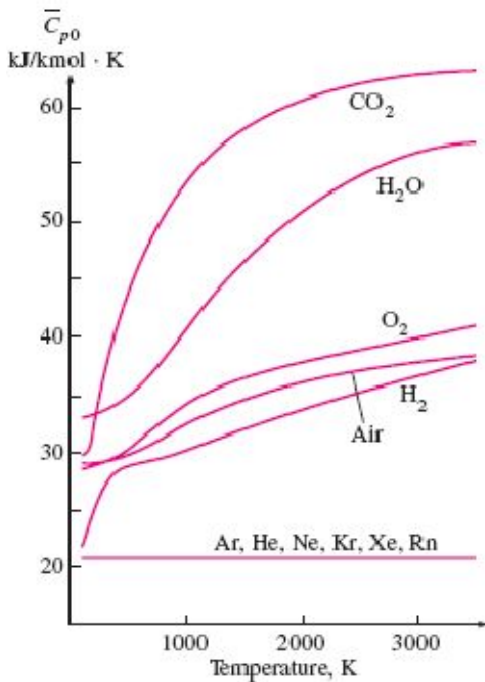


FIGURE 4-24

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_{v0} 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 آنتالپی در مواد تراکم ناپذیر را می توان از تعریف آنتالپی بدست آورد:

$$h = u + Pv$$

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

$$v_2 = v_1 = v$$

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

$$v \Delta P \approx 0$$

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 .

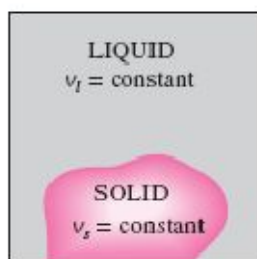


FIGURE 4-33

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 .

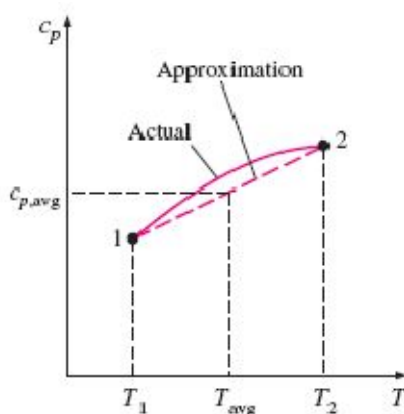


FIGURE 4-26

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.

تحلیل حجم کنترل :

تعداد بسیاری از فرآیندهای مهندسی شامل ورود و خروج جرم از سیستم بوده و بنابراین به صورت حجم کنترل مدل می‌شوند. آبگرمکن، رادیاتور اتومبیل، توربین و کمپرسور همگی دارای انتقال جرم بوده و به جای تحلیل براساس جرم کنترل (سیستم‌های بسته) باید به صورت حجم کنترل (سیستم‌های باز) تحلیل شوند. عموماً هر ناحیه‌ی دلخواهی از فضا را می‌توان به عنوان حجم کنترل انتخاب نمود. هیچ قانون مشخصی برای انتخاب حجم کنترل وجود ندارد، اما انتخاب مناسب حجم کنترل تحلیل را به مقدار بسیار زیادی ساده می‌نماید. به عنوان مثال اگر خواسته باشیم جریان هوا از یک نازل را تحلیل نماییم، انتخاب فضای درون نازل به عنوان حجم کنترل، انتخاب خوبی خواهد بود.

مرزهای حجم کنترل را، سطح کنترل می‌نامند. سطوح کنترل می‌توانند فرضی یا حقیقی باشند. در نازل، سطوح داخلی دیواره‌ی نازل، قسمت‌های حقیقی سطح کنترل را تشکیل داده و سطوح ورودی و خروجی، قسمت فرضی سطح کنترل (اگرچه سطح حقیقی‌ایی در دو انتها وجود ندارد) می‌باشد.

یک حجم کنترل مانند حالت مربوط به نازل می‌تواند از نظر شکل و اندازه ثابت باشد و یا دارای مرز متحرک باشد. با این وجود غالب حجم‌های کنترل، دارای حجمی ثابت بوده و بنابراین کار جداره در این سیستم‌ها صفر است. یک سیستم باز، مثل سیستم‌های بسته می‌تواند شامل تقابل بین گرما و کار باشد. علاوه بر فعل و انفعال بین گرما و کار در این گونه سیستم‌ها دخول و خروج جرمی نیز می‌تواند وجود داشته باشد.

کلمات دائم و یکنواخت بطور وسیعی در این فصل مورد استفاده قرار می‌گیرند. بنابراین داشتن درک صحیح و روشنی از مفاهیم آنها بسیار مهم است. کلمه‌ی دائم ثابت بودن با زمان را در ذهن تداعی می‌کند، متضاد حالت دائم حالت غیر دائم یا حالت گذرا می‌باشد. با وجود این، واژه یکنواخت، به معنی ثابت بودن در طول ناحیه‌ای خاص می‌باشد.

اصل بقای جرم :

بقای جرم یکی از پایه‌ای‌ترین اصول در طبیعت می‌باشد. حتی معادلات شیمیایی بر پایه اصل بقای جرم موازنه می‌شوند. همانند انرژی، جرم یک خاصیت ماندگار بوده و قابل تولید شدن و یا از بین رفتن نمی‌باشد.

که در این رابطه c سرعت نور می‌باشد. این معادله بیان می‌دارد که جرم یک سیستم با تغییر کردن مقدار انرژی آن تغییر می‌کند.

برای سیستم‌های بسته همواره اصل بقای انرژی با این فرض که جرم یک سیستم بسته در طی یک فرآیند ثابت است، به طور ضمنی مورد استفاده قرار گرفته است. با این وجود برای حجم‌های کنترل جرم می‌تواند از مرز سیستم عبور نماید،

بنابراین به مقدار جرم وارد شده و یا خارج شده از سیستم باید توجه نماییم.

اصل بقای جرم برای یک حجم معیار (CV) در طی یک فرآیند به صورت زیر

بیان می‌شود :

$$(\text{تغییرات خالص جرم در CV}) = (\text{کل جرم خروجی از CV}) - (\text{کل جرم ورودی به CV})$$



FIGURE 5-5

Conservation of mass principle for an ordinary bathtub.

دبی جرمی و دبی حجمی :

مقدار جرم عبوری از یک سطح مقطع در واحد زمان، نرخ جریان جرمی و یادی جرمی نامیده می‌شود و با $\dot{m}$ نشان داده می‌شود. مانند قبل، نقطه‌ی بالای حرف m سمبلی برای نشان دادن مقدار جرم در واحد زمان می‌باشد.

یک مایع یا گاز که از طریق لوله‌ها یا کانال‌هایی به داخل یا خارج حجم کنترل جریان می‌یابد را در نظر بگیرید. دبی سیالی که از یک لوله یا یک کانال می‌گذرد متناسب است با سطح مقطع لوله یا کانال، چگالی ρ و سرعت V سیال. دبی جرمی از یک سطح کوچک دیفرانسیلی dA به صورت زیر قابل بیان است.

$$dm = \rho V_n dA$$

که در این رابطه V_n مؤلفه‌ی سرعت قائم بر سطح dA می‌باشد. دبی جرمی از کل سطح مقطع لوله، با انتگرال‌گیری از رابطه‌ی فوق بدست می‌آید.

$$\dot{m} = \int_A \rho V_n dA \quad (kg/s)$$

در بسیاری از کاربردهای مهندسی، جریان سیال از یک لوله یا کانال را می‌توان جریان یک بعدی فرض نمود. یعنی، می‌توان فرض کرد که خواص در تنها یک جهت (در جهت جریان) تغییر می‌کنند. در نتیجه، همه‌ی خواص در هر سطح مقطعی عمود بر جهت جریان یکنواخت بوده و فرض می‌شود که خواص در کل سطح مقطع دارای مقدار متوسط بالک باشند. اما ممکن است که مقادیر خواص در یک سطح مقطع با زمان تغییر نمایند.

فرض جریان یک بعدی بر غالب خواص یک سیال مثل دما، فشار و چگالی که در یک لوله و یا یک کانال جریان دارد تأثیر کمی داشته و این خواص در طول سطح مقطع ثابت باقی می‌مانند. اما این حالت در مورد سرعت که مقدار آن به خاطر اثرات ویکسوزی (اصطکاک بین لایه‌های سیال) از صفر در مجاورت دیواره لوله تا یک مقدار ماکزیمم در مرکز لوله تغییر می‌کند صادق نیست. با فرض جریان یک بعدی، سرعت در کل سطح مقطع را می‌توان یک مقدار متوسط معادل ثابت فرض نمود.

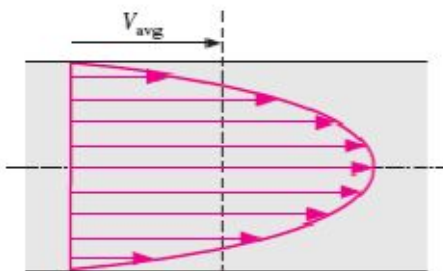


FIGURE 5-3

The average velocity V_{avg} is defined as the average speed through a cross section.

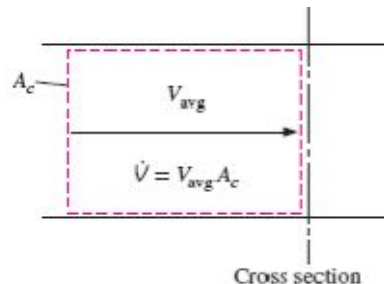


FIGURE 5-4

The volume flow rate is the volume of fluid flowing through a cross section per unit time.

پس از انتگرال‌گیری برای جریان یک بعدی داریم :

$$\dot{m} = \rho V_{ave} A \quad (kg/s)$$

$$\rho = \text{چگالی} (=1/v) \quad (kg/m^3)$$

$$V_{ave} = \text{وسط سیال عمود بر سطح } A \quad (m^2)$$

حجم سیالی که در واحد زمان از یک سطح مقطع می گذرد، دبی حجمی $\dot{V}$ نامیده می شود، و از رابطه ی زیر به دست می آید:

$$\dot{V} = \int V_n dA = V_{ave} A \quad (m^3 / s)$$

دبی جرمی و دبی حجمی توسط رابطه ی زیر به یکدیگر مربوط می شوند.

$$\dot{m} = \rho \dot{V} = \frac{\dot{V}}{g}$$

این رابطه مشابه رابطه ی $m = V / g$ است که در حقیقت رابطه ی بین جرم و حجم یک سیال می باشد.

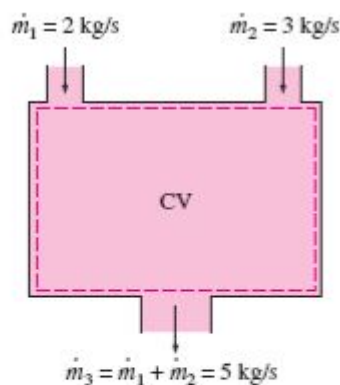


FIGURE 5-7

Conservation of mass principle for a two-inlet-one-outlet steady-flow system.

اصل بقای انرژی :

برای حجم های کنترل، انرژی یک سیستم از یک راه دیگر نیز قابل تغییر است و آن عبور جرم به داخل و یا خارج حجم کنترل می باشد. با ورود جرم به داخل حجم کنترل، انرژی سیستم افزایش می یابد، چرا که جرم عبوری، مقداری انرژی را با خود حمل می نماید. مشابهاً، وقتی که مقدار جرم معینی، حجم کنترل را ترک می کند، انرژی موجود در سیستم کاهش می یابد. چرا که جرم های خروجی، مقدار انرژی همراه خود را نیز از سیستم خارج می نمایند. به عنوان مثال وقتی که مقداری آب گرم از آبگرمکن خارج شده و همان میزان آب سرد جایگزین می گردد، انرژی آب داغ مخزن (حجم کنترل) به خاطر تقابل جرمی کاهش می یابد.

پس معادله ی بقای انرژی برای یک حجم کنترل در یک فرآیند را می توان به صورت زیر بیان نمود.

$$\begin{aligned} & (\text{کل انرژی ورودی به حجم کنترل در اثر ورود جرم}) + (\text{کل انرژی عبوری از مرز به صورت گرما و کار}) \\ & - (\text{تغییرات خالص انرژی در حجم کنترل}) + (\text{کل انرژی خروجی از حجم کنترل در اثر خروج جرم}) = 0 \end{aligned}$$

$$Q - W + \sum E_{in} - \sum E_{out} = \Delta E_{CV}$$

به وضوح می توان دید که اگر هیچ جرمی وارد حجم کنترل نشده و یا از آن خارج نشود، ترم دوم و سوم معادله ی فوق حذف شده و معادله ی فوق به رابطه ای که برای سیستم های بسته ارائه گردید تبدیل می شود. برخلاف ظاهر ساده معادله ی

بدست آمده، این معادله را می توان برای هر حجم کنترلی که هر فرآیند دلخواهی را طی می نماید، بکار برد. این معادله را همچنین می توان به شکل دبی انرژی در واحد زمان نیز نوشت .

انتقال گرما به حجم کنترل یا از آن را نباید با انرژی انتقال یافته از طریق انتقال جرم به حجم کنترل یا از حجم کنترل اشتباه گرفت . به خاطر داشته باشید که گرما شکلی از انتقال انرژی است که در اثر اختلاف دما بین حجم کنترل و محیط اطراف بوجود می آید.

یک حجم کنترل، مثل یک سیستم بسته، ممکن است در یک زمان شامل یک یا چند شکل کار باشد . اگر مرز حجم کنترل ثابت باشد، بطوری که در اکثر موارد همین طور است، کار جداره صفر خواهد بود . در این صورت جمله ی مربوط به کار در معادله ی فوق، غالباً به شکل کار شفت و کار الکتریکی برای سیستم های تراکم پذیر در خواهد آمد. همانند قبل هنگامی که حجم کنترل بی در رو (ایزوله) باشد، جمله ی مربوطه به انتقال گرما صفر خواهد گردید .

انرژی مورد نیاز برای راندن سیال به داخل حجم کنترل یا از داخل حجم کنترل به بیرون از سیستم به کار جریان یا انرژی جریان موسوم است . این انرژی بخشی از انرژی انتقالب یافته ی همراه سیال تلقی شده و در زیر مورد بحث قرار می گیرد .

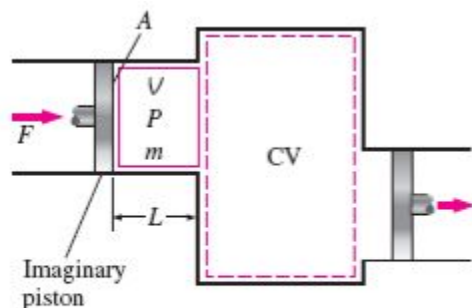


FIGURE 5-11

Schematic for flow work.

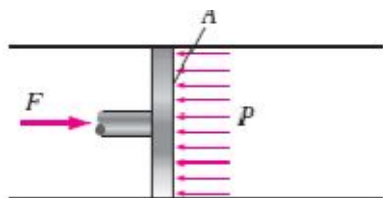


FIGURE 5-12

In the absence of acceleration, the force applied on a fluid by a piston is equal to the force applied on the piston by the fluid.

$$F = PA$$

برای راندن کل المان سیال به داخل حجم کنترل، این نیرو باید در طول فاصله ی L اعمال گردد . بنابراین کار انجام شده برای راندن المان سیال به داخل حجم کنترل از طریق مرز، (یعنی کار جریان) برابر است با :

$$W_{\text{flow}} = FL = PAL = PV$$

کار جریان بر واحد جرم را می توان از تقسیم کردن دو طرف معادله ی فوق بر جرم المان سیال بدست آورد :

$$W_{\text{flow}} = Pv \quad (\text{kJ/kg})$$

کار جریان :

برخلاف سیستم های بسته، حجم های کنترل شامل جریان جرم از مرزهایشان می باشند. برای راندن این جرم به داخل حجم کنترل و یا راندن آن به بیرون از حجم کنترل، نیاز به مقداری کار می باشد . این کار به صورت کار جریان یا انرژی جریان دانسته شده و این کار برای داشتن یک جریان پیوسته از حجم کنترل لازم می باشد.

برای بدست آوردن رابطه ای برای کار جریان، یک المان از سیال به حجم V را در نظر بگیرید . سیال بالادست جهت وارد کردن المان سیال بداخل حجم معیار به آن نیرو وارد می کند، پس می توان سیال را به صورت یک پیستون فرضی تصور کرد . المان سیال را می توان به اندازه ی کافی کوچک فرض نمود، بنابراین خواص در همه جای المان یکسان است . اگر فشار سیال P و سطح مقطع المان سیال A باشد، نیروی اعمالی بر المان سیال توسط پیستون فرضی برابر است با :

رابطه ی کار جریان، برای راندن سیال به داخل حجم کنترل و یا راندن آن از حجم کنترل یکسان می باشد. کار جریان برحسب خواص ماده بیان می گردد. در حقیقت، این کار حاصل ضرب دو خاصیت سیال می باشد.



انرژی کل یک سیال جاری :

$$e = u + ke + pe = u + \frac{V^2}{2} + gz \quad (kJ/kg)$$

که در این رابطه V سرعت و Z ارتفاع سیستم نسبت به یک نقطه ی مرجع خارجی می باشد. سیال ورودی به حجم کنترل یا خروجی از یک حجم کنترل، یک شکل دیگری از انرژی را به خود می گیرد که آن را انرژی جریان $P\theta$ می گویند. پس انرژی کلی یک سیال جاری بر مبنای واحد جرم (که با θ نشان داده می شود) عبارت است از :

$$\theta = P\theta + e = P\theta + (U + KE + PE)$$

اما پیشتر از این عبارت $P\theta + u$ را به صورت آنتالپی h تعریف نمودیم. پس رابطه ی فوق به رابطه ی زیر ساده می شود.

$$\theta = h + ke + pe = h + \frac{V^2}{2} + gz$$

فرآیند جریان دائم :

تعداد بسیاری از آلات مهندسی مثل توربین ها، کمپرسورها و نازل ها، برای مدت زمان مدیدی تحت شرایط عملکرد مشابه، کار می کنند و لذا آن ها را جزو آلات جریان دائم دسته می نمایند.

یک فرآیند جریان دائم را می توان به صورت فرآیندی که طی آن یک سیال از حجم کنترل به طور دائم جریان می یابد، تعریف نمود. یعنی، در یک حجم کنترل خواص سیال می توانند از نقطه ای به نقطه ی دیگر تغییر فرآیند ثابت باقی می ماند (بیاد آورید که دائم به مفهوم ثابت بودن نسبت به زمان می باشد). یک فرآیند جریان دائم با استفاده از راه های زیر شناخته می گردد :

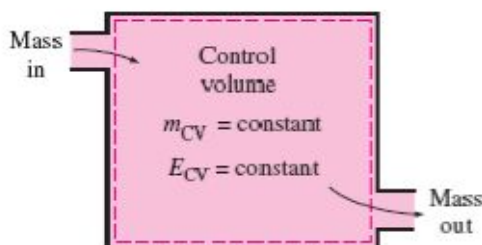


FIGURE 5-18

Under steady-flow conditions, the mass and energy contents of a control volume remain constant.

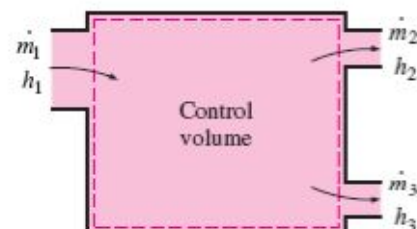


FIGURE 5-19

Under steady-flow conditions, the fluid properties at an inlet or exit remain constant (do not change with time).

1- هیچ خاصیتی (کیفی یا کمی) در داخل حجم کنترل با زمان تغییر نمی کند. بنابراین حجم V ، جرم m و کل انرژی موجود E داخل حجم کنترل در طی یک فرآیند جریان دائم، ثابت باقی می ماند. نتیجتاً، کارجداره سیستم های جریان دائم صفر انرژی ورودی به حجم کنترل، باید مساوی کل جرم یا انرژی خروجی از حجم کنترل باشد (چرا که، m_{cv} و E_{cv} هر دو ثابت می باشند). این مشاهدات به مقدار زیادی تحلیل را ساده می نماید.

2- درمرز حجم کنترل، هیچ خاصیتی با زمان تغییر نمی کند. بنابراین خواص سیال در یک ورودی یا یک خروجی، در طی کل فرآیند ثابت باقی می ماند. با این وجود، در مکان های مختلف (ورودی ها و خروجی های مختلف)، خواص ممکن است متفاوت باشند. حتی ممکن است که، خواص در نقاط مختلف سطح مقطع یک ورودی یا خروجی متفاوت باشند. اما همه ی خواص شامل سرعت و ارتفاع در یک نقطه مشخص، باید نسبت به زمان ثابت باقی بمانند. این منجر به این نتیجه می گردد که در طی یک فرآیند جریان دائم، دبی جرمی سیال در یک ورودی یا خروجی، باید ثابت باقی بماند (شکل 4-16).

3- تقابل بین گرما و کار بین یک سیستم جریان دائم و محیط اطرافش با زمان تغییر نمی کنند. بنابراین قدرت تولید شده توسط یک سیستم و دبی انتقال گرما به سیستم یا از سیستم، در طی یک فرآیند جریان دائم ثابت باقی می ماند. بعضی از وسائل سیکلی، مثل موتورهای رفت و برگشتی یا کمپرسورها، هیچیک از شرایط ذکر شده فوق را ارضاء نمی نمایند، چرا که جریان در ورودی ها و خروجی ها، به صورت پالسی بوده و دائم نیست.

بقای جرم:

پس اصل بقای جرم نیاز به این دارد که مقدار کل جرم ورودی به حجم کنترل مساوی مقدار کل جرم خروجی از آن باشد. یعنی دبی جرمی m مورد نظر ماست. اصل بقای جرم برای یک سیستم جریان دائم عمومی، که دارای چندین ورودی و خروجی می باشد، برای واحد زمان به صورت زیر بیان می گردد:

$$(\text{کل جرم خروجی در واحد زمان از حجم کنترل}) = (\text{کل جرم ورودی در واحد زمان به حجم کنترل})$$

یا:

$$\sum \dot{m}_i = \sum \dot{m} \quad (kg/s)$$

برای سیستم های جریان دائم که دارای یک جریان عبوری می باشند، داریم:

$$\dot{m}_1 = \dot{m}_2 \quad (kg/s)$$

$$\rho_1 V_1 A_1 = \rho_2 V_2 A_2$$

یا

$$\frac{1}{g_1} V_1 A_1 = \frac{1}{g_2} V_2 A_2$$

ρ : چگالی، kg/m^3

V = سرعت متوسط جریان در جهت جریان، m/s

A = سطح مقطع عمود بر جهت جریان، m^2

موضوعی که به نام اصل بقای حجم وجود ندارد. بنابراین، دبی حجمی ($v = VAm^3/s$) به داخل وسیله جریان دائم و یا خارج شدن از آن ممکن است متفاوت باشد. دبی حجم در خروجی یک کمپرسور هوا، بسیار کمتر از دبی حجمی در ورودی آن می باشد. حتی تحت چنین شرایطی، دبی جریان جرمی هوا از کمپرسور ثابت است. این به خاطر چگالی بیشتر هوا

در خروجی کمپرسور می باشد. با این وجود برای جریان مایعات، دبی جریان حجمی، مثال دبی جریان جرمی ثابت باقی می ماند چرا که مایعات اساساً موادی غیر قابل تراکم (چگالی ثابت) می باشند.

بقای انرژی:

در دوطرف یک فرآیند جریان دائم، تغییرات در انرژی کلی حجم کنترل صفر می باشد. بنابراین مقدار انرژی ورودی به یک حجم کنترل در هر شکلی (گرم، کار، انتقال جرم) باید مساوی مقدار انرژی خروجی، از آن، برای یک فرآیند جریان دائم باشد.

قانون اول ترمودینامیک یا اصل بقای انرژی برای یک سیستم عمومی جریان دائم که دارای چندین ورودی و خروجی می باشد، در واحد زمان به صورت زیر بیان می گردد:

(کل انرژی عبوری از جداره به صورت گرما و کار) = (کل انرژی خروجی از CV توسط جرم) - (کل انرژی ورودی به CV توسط جرم)

$$\dot{Q} - \dot{W} = \sum \dot{m}_e \theta_e - \sum \dot{m}_i \theta_i$$

که θ انرژی کلی سیال جاری است که شامل کار جریان برای واحد جرم می باشد. این رابطه همچنین، به صورت زیر قابل

بیان است: Type equation here.

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

که مقدار θ با استفاده از رابطه ی

$$\theta = h + ke + pe$$

معادله ی بقای انرژی برای سیستم های جریان دائم با جریان منفرد به صورت زیر در می آید:

$$\dot{Q} - \dot{W} = \dot{m} \left[h_2 - h_1 + \frac{V_2^2 - V_1^2}{2} + g(z_1 - z_2) \right] \quad (kW)$$

یا:

$$\dot{Q} - \dot{W} = \dot{m}(\Delta h + \Delta ke + \Delta pe) \quad (kW)$$

با تقسیم این معادلات بر ، رابطه ی قانون اول برای واحد جرم به صورت زیر بدست می آید:

$$q - w = h_2 - h_1 + \frac{V_2^2 - V_1^2}{2} + g(z_1 - z_2) \quad (kJ/kg)$$

$$q - w = \Delta h + \Delta ke + \Delta pe \quad (kJ/kg)$$

که:

$$q = \frac{\dot{Q}}{\dot{m}} \quad (\text{انتقال گرما بر واحد زمان } kJ/kg)$$

$$w = \frac{\dot{W}}{\dot{m}} \quad (\text{کار انجام شده در واحد زمان } kJ/kg)$$

اگر انرژی های جنبشی و پتانسیل یک سیال، با عبور از حجم کنترل به اندازه ی خیلی کمی (قابل اغماض باشد) تغییر نماید، در آن صورت معادله ی انرژی یک جریان منفرد، برای سیستم جریان دائم به رابطه ی زیر ساده می شود:

$$q - w = \Delta h \quad kJ/kg$$

$\dot{Q}$: نرخ انتقال گرمای بین حجم معیار و محیط اطراف است. وقتی که گرما از حجم کنترل خارج می شود مثل حالتی که حجم کنترل یک آبگرمکن باشد)، منفی است. اگر حجم کاملاً، ایزوله باشد (حجم کنترل آدیاباتیک)، داریم $\dot{Q} = 0$. همان قدرت است. برای وسایل جریان دائم، هم اندازه، حجم کنترل ثابت بوده و بنابراین کار جداره صفر می باشد. پس $\dot{W}$ بیانگر اشکال دیگری از کار انجام شده بر واحد زمان می باشد. بسیاری از وسایل جریان دائم مثل توربین ها، کمپرسورها و پمپ ها قدرت را از طریق یک شفت انتقال داده و $\dot{W}$ به بیان ساده همان کار شفت برای این نوع دستگاه می باشد. اگر هیچکدام از انواع کار وجود نداشته باشند در آن صورت $\dot{W} = 0$

$\Delta h = h_{exit} - h_{inter}$: تغییر آنتالپی یک سیال را به سادگی با خواندن مقادیر آنتالپی در حالت ورودی و خروجی از روی جداول می توان محاسبه کرد. برای گازهای ایده آل، این مقدار را می توان با رابطه $\Delta h = C_{p,ave}(T_2 - T_1)$ تقریب زد. توجه کنید که $(\text{kJ/kg}) = \text{kW} = (\text{kg/s})$

$\Delta ke = (V_1^2 - V_2^2)/2$: واحد انرژی جنبشی عبارت است از m^2/s^2 که مساوی با J/kg می باشد. آنتالپی معمولاً بر حسب kJ/kg داده شده است. برای جمع کردن این دو مقدار، انرژی جنبشی باید بر حسب kJ/kg بیان شود. با تقسیم کردن مقدار آن بر عدد 1000 این مسأله به سادگی تحقق می یابد.

بعضی از دستگاه های مهندسی جریان دائم

1- نازل ها و دیفیوزرها

نازل دستگاهی است که سرعت سیال را در قبال کاهش فشار زیاد می کند. دیفیوزر، وسیله ای است که فشار سیال را با کم کردن سرعت آن بالا می برد.

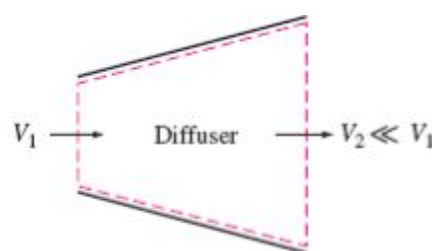
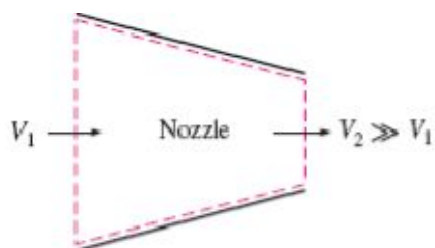
$\dot{Q} \cong 0$: در این حالت نرخ انتقال گرما، بین سیال عبوری از نازل یا دیفیوزر و محیط اطراف، حتی وقتی که این وسایل عایق بندی نشده باشد معمولاً بسیار کوچک است. این موضوع در درجه ی اول به خاطر بالا بودن سرعت سیال و بنابراین ناکافی بودن زمان برای بوجود آمدن انتقال گرما در این مسائل می باشد.

$\dot{W} = 0$: در این حالت جمله ی مربوط به کار نازل ها و دیفیوزرها صفر است. چرا که این وسایل اساساً دارای شکل مناسبی برای عبور سیال بوده و شامل هیچگونه شفت یا سیم های مقاومت الکتریکی نمی باشد.

$\Delta ke \neq 0$: در این حالت سرعت سیال در نازل های و دیفیوزرها معمولاً بسیار بالا بوده و با عبور یک سیال از یک نازل یا دیفیوزر، تغییر زیادی در سرعت سیال پدید نمی آید.

بنابراین، تغییرات انرژی جنبشی باید در تحلیل عبور جریان از این وسایل مورد استفاده قرار گیرند.

$\Delta P_e \approx 0$: در این حالت تغییر ارتفاع سیال عبوری از نازل ها و دیفیوزرها معمولاً کوچک بوده و یا اصلاً تغییر ارتفاعی صورت نمی گیرد، و بنابراین از ترم انرژی پتانسیل می توان صرف نظر کرد.



2- توربین ها و کمپرسورها :

کمپرسورها نیز مانند پمپ ها و فن ها، وسائلی هستند که فشار سیال را افزایش می دهند. کار داده شده به این وسایل از یک منبع خارجی و از طریق یک شفت در حال گردش فراهم می گردد. بنابراین، جمله ی مربوط به کار برای کمپرسورها منفی است چرا که کار بر روی سیال انجام شده است.

یک فن، فشار یک گاز را به اندازه ی کمی بالا برده و اساساً برای پراکنده کردن سیال در محیط اطراف بکار می رود. یک کمپرسور قادر است که یک سیال را تا فشارهای بالایی متراکم نماید. پمپ ها بسیار شبیه کمپرسورها می باشند با این تفاوت که به جای، گاز از مایع استفاده می کنند.

برای توربین ها و کمپرسورها مقادیر نسبی جملات مختلف، که در معامله ی انرژی ظاهر می شوند به شرح زیر است :

$$\dot{Q} \cong 0$$

انتقال گرما برای این وسایل عموماً نسبت به کار شفت بسیار کوچک است، مگر این که مقدار افت دما زیاد باشد.

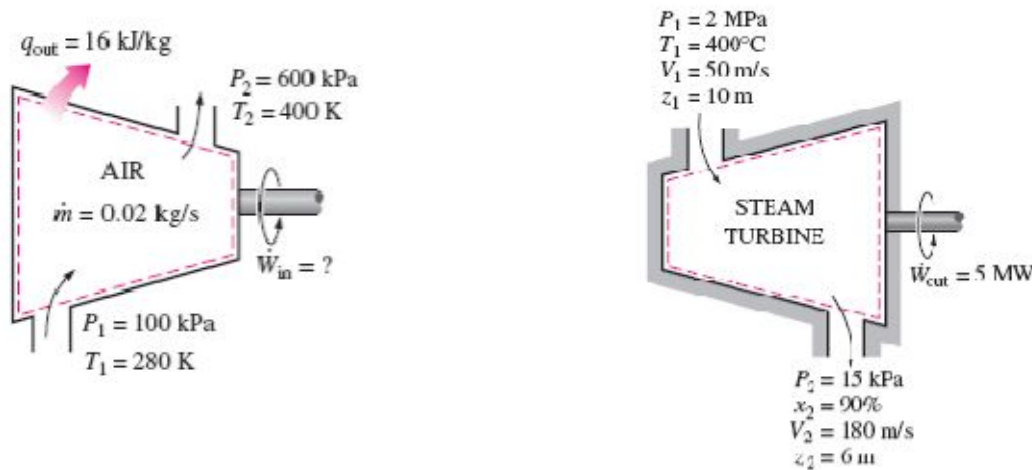
$$\dot{W} \neq 0$$

همه ی این وسایل شامل شفت گردانی بوده که مرز سیستم را قطع می نماید، بنابراین جمله ی مربوط به کار مهم است. برای توربین ها، $\dot{W}$ بیانگر قدرت خروجی و برای پمپ ها و کمپرسورها، $\dot{W}$ بیانگر قدرت ورودی می باشد.

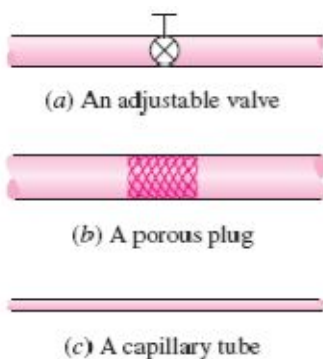
$$\Delta P_e \cong 0$$

تغییر انرژی پتانسیل یک سیال در طی عبور سیال از توربین ها، کمپرسورها، فن ها و پمپ ها معمولاً بسیار کوچک بوده و عموماً از آن صرف نظر می شود.

$\Delta ke \cong 0$: سرعت های این وسایل، بجز در توربین ها، معمولاً بسیار کوچک تر از آن است که هیچ گونه تغییری در انرژی جنبشی ایجاد نماید. سرعت سیال در توربین ها بسیار بالا بوده و بنابراین تغییر قابل توجهی در انرژی جنبشی آن ها در اثر عبور از توربین پدید می آید. با این وجود، تغییر فوق نسبت به تغییر آنتالپی بسیار کوچک بوده و بنابراین در اغلب موارد از آن صرف نظر می گردد.



3- شیرهای اختناق :



شیرهای اختناق (کنترل جریان)، نوعی وسیله محدود کننده جریان سیال بوده که باعث افت فشار قابل ملاحظه ای در سیال می گردند. مثال های آشنای این مورد عبارتند از شیرهای قابل تنظیم معمولی لوله های موئینه و تیوب های متخلخل. برخلاف توربین ها، این وسایل افت فشار را بدون انجام هیچ کاری ایجاد می نمایند. افت فشار سیال معمولاً با افت زیاد دما همراه است و به خاطر همین امر، وسایل اختناق در یخچال ها و کولرها مورد استفاده قرار می گیرند. مقدار افت دما (یا گاهی اوقات، افزایش دما) در طی یک

FIGURE 5-29

Throttling valves are devices that cause large pressure drops in the fluid. فرآیند اختناق کردن، با استفاده یک خاصیت به نام ضریب ژول تامسون انجام می گردد.

شیرهای اختناق معمولاً و سائل کوچکی بوده و جریان سیال از میان آن ها را، به خاطر ناکافی بودن زمان برای انتقال گرما و همچنین سطح کوچک برای انتقال گرما می توان بی در رو فرض نمود ($q \cong 0$). همچنین هیچ کاری نیز در این آلات انجام نمی شود ($W=0$)، و تغییر در انرژی پتانسیل (در صورت وجود) بسیار کوچک است ($\Delta pe \cong 0$). اگرچه سرعت خروجی اغلب بیشتر از سرعت ورودی می باشد، در بسیاری از حالات، افزایش در انرژی جنبشی ناچیز است ($\Delta ke \cong 0$). در این حالت معادله بقای انرژی برای سیستم جریان دائم تک جریانی به رابطه زیر ساده می شود:

$$h_2 \cong h_1 \quad (kJ/kg)$$

یعنی این که، مقادیر آنتالپی در ورودی و خروجی شیرهای اختناق برابر یکدیگر می باشند. به خاطر همین دلیل، یک شیر اختناق را، گاهی اوقات یک وسیله آنتالپی ثابت می نامند.

ثابت = انرژی جریان + انرژی داخلی

بنابراین، خروجی نهایی یک فرآیند اختناق بستگی به این دارد که در طی فرآیند کدامیک از دو مقدار افزایش یابند. اگر انرژی جریان در طی فرآیند افزایش یابد ($P_2 \vartheta_2 < P_1 \vartheta_1$) به خاطر مصرف انرژی داخلی است، و در نتیجه انرژی داخلی کاهش می یابد که معمولاً با کاهش دما همراه است. اگر حاصل ضرب $P\vartheta$ کاهش پیدا کند، انرژی داخلی و دمای سیال در طی فرآیند اختناق افزایش می یابد.

4- مبدل های حرارتی :

مبدل های حرارتی وسائلی هستند که در آن ها دو جریان سیال در حال حرکت، بدون مخلوط با یکدیگر، با همدیگر گرما مبادله می نمایند. از مبدل های حرارتی به طور وسیعی در صنایع مختلف استفاده شده و در طرح های مختلفی وجود دارند. ساده ترین شکل یک مبدل گرمایی، دو لوله داخل یکدیگر می باشد (که همچنین به لوله و پوسته موسوم است). این مبدل از دو لوله که یکی در داخل دیگری قرار دارد تشکیل شده و سیال در فضای بین دو لوله در جریان است. گرما از طریق دیواره ی لوله از سیال سرد انتقال می یابد. گاهی اوقات لوله داخلی، در داخل پوسته چند چرخش دارد، که این چرخش ها برای افزایش سطح انتقال گرما در نظر گرفته شده اند و باعث افزایش نرخ انتقال گرما می شوند. اهی اوقات، مبدل های حرارتی اتصال مستقیم نامیده می شوند.

اصل بقای جرم برای یک مبدل حرارتی در عملکرد دائم نیاز به این دارد که مجموع دبی جرم ورودی به حجم کنترل مساوی مجموع دبی جرم خروجی از آن باشد. این اصل را همچنین می توان به صورت زیر بیان نمود: تحت عملکرد دائم، دبی جرمی هر یک از جریان های سیال در مبدل حرارتی، ثابت باقی می ماند.

مبدل های حرارتی عموماً دارای هیچ گونه تقابل کار نمی باشند ($w = 0$)، و تغییرات انرژی جنبشی و پتانسیل مربوط به هر یک از دو سیال نیز قابل صرف نظر کردن می باشد. $\Delta ke \cong 0, \Delta pe \cong 0$. نرخ انتقال گرما برای مبدل حرارتی به نحوه انتخاب حجم کنترل بستگی دارد. مبدل های حرارتی برای انتقال گرما بین دو سیال داخل یک وسیله در نظر گرفته شده اند و پوسته بیرونی معمولاً کاملاً بی در رو می باشد تا از هر گونه انتقال گرما با محیط اطراف جلوگیری شود.

وقتی که کل مبدل گرمایی به عنوان حجم کنترل انتخاب شد، $\dot{Q}$ مساوی صفر می باشد، چرا که مرز در این حالت دقیقاً با عایق پوشانده شده است و گرمای کمی مرز سیستم را قطع می کند (یا هیچ گرمایی از آن عبور نمی کند). اگر تنها یکی از سیال ها به عنوان حجم کنترل انتخاب گردد، گرما با انتقال یافتن از یک سیال به سیال دیگر مرز سیستم را قطع خواهد کرد. در حقیقت در حالت اخیر، $\dot{Q}$ صفر نبوده و معادل نرخ انتقال گرما بین دو سیال می باشد.

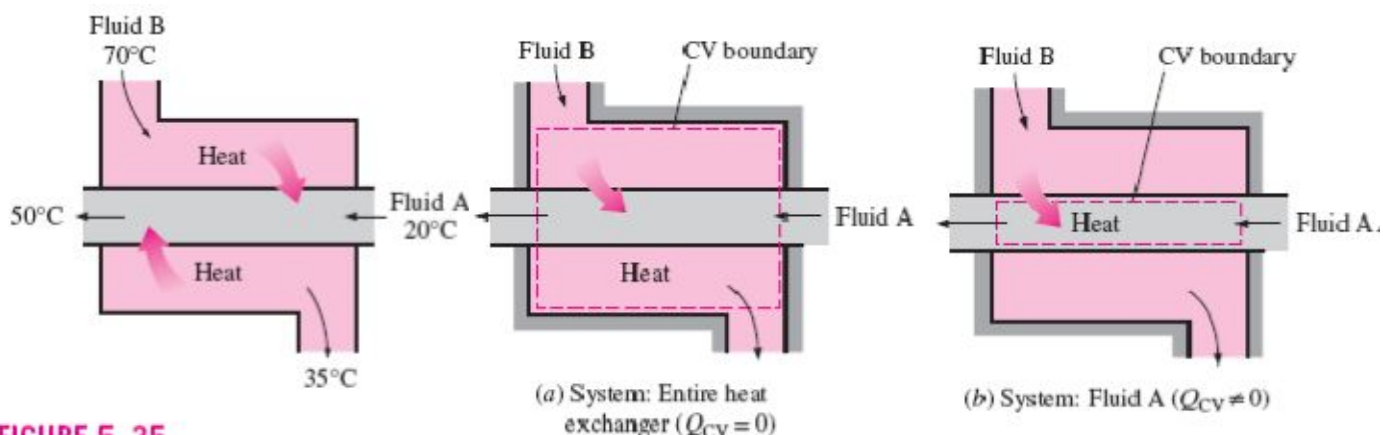


FIGURE 5-35

A heat exchanger can be as simple as two concentric pipes.

فرآیندهای جریان غیر دائم

بسیاری از فرآیندها دارای تغییراتی با زمان در حجم کنترل می باشند. چنان فرآیندهایی را، فرآیندهای جریان غیر دائم یا فرآیندهای جریان گذرا می نامند. وقتی که یک فرآیند جریان غیر دائم تحلیل می گردد، علاوه بر در نظر گرفتن تقابل انرژی درمرز، باید مقدار جرم و انرژی درون حجم کنترل را نیز در نظر گرفت. بعضی از فرآیندها با جریان غیر پایا عبارتند از: بارگیری مخزن های صلب، به حرکت درآوردن توربین گازی توسط هوای فشرده موجود در یک محفظه بزرگ، باد کردن تایرها یا بالن ها

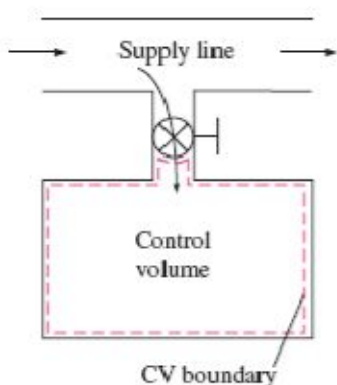


FIGURE 5-43

Charging of a rigid tank from a supply line is an unsteady-flow process since it involves changes within the control volume.

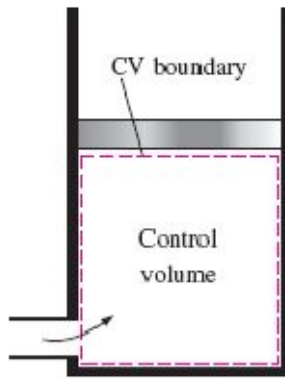


FIGURE 5-44

The shape and size of a control volume may change during an unsteady-flow process.

برخلاف فرآیندهای جریان دائم فرآیندهای جریان گذرا (غیر دائم)، به جای این که به طور پیوسته ادامه یابند، در طول یک بازه ی زمانی شروع شده و خاتمه می یابند. بنابراین در این مقطع، به جای نرخ تغییرات (تغییرات در واحد زمان) به بحث در مورد تغییراتی که در طول یک بازه ی زمانی Δt اتفاق می افتند، می پردازیم. یک سیستم جریان گذرا، از جهات بسیاری به یک سیستم بسته شباهت دارد با این تفاوت که مقدار جرم درون حجم کنترل ثابت نیست. فرق دیگر بین سیستم های جریان دائم و سیستم های جریان گذرا، این است که سیستم های جریان دائم از نظر مکان و شکل و اندازه ثابت می باشند، اما سیستم های جریان غیر دائم، این طور نمی باشند. این سیستم ها معمولاً ساکن بوده (یعنی مکان آن ها در فضا ثابت است)، اما ممکن است دارای مرزهای متحرک و بنابراین کار جداره باشند.

بقای جرم:

اصل بقای جرم برای یک حجم کنترل (CV) که هر نوع فرآیند جریان غیر دائمی را در مدت زمان Δt طی می کند به صورت زیر قابل بیان می باشد:

$$\begin{aligned} & (\text{کل جرم خروجی از حجم کنترل در زمان } \Delta t) - (\text{کل جرم ورودی به حجم کنترل در زمان } \Delta t) \\ & = (\text{تغییر خالص جرم، درون حجم کنترل CV در زمان } \Delta t) \end{aligned}$$

$$\sum m_i - \sum m_e = \Delta m_{CV}$$

یا

$$\sum m_i - \sum m_e = (m_2 - m_1)_{CV}$$

$m_i = 0$ است اگر هیچ جرمی در طی فرآیند وارد حجم کنترل نشود؛ $m_e = 0$ است اگر در طی فرآیند هیچ جرمی از حجم کنترل خارج نگردد؛ و $m_i = 0$ است اگر حجم کنترل در حالت اولیه خالی باشد.

اصل بقای جرم برای یک فرآیند عمومی جریان غیر دائم را می توان به فرم نرخ (شدتی) نیز بیان کرد.

$$\sum \dot{m}_i - \sum \dot{m}_e = \frac{dm_{CV}}{dt} \quad (kg/s)$$

که m_i ، m_e دبی های جرم ورودی به حجم کنترل و خروجی از حجم کنترل بوده dm_{CV} تغییرات جرم موجود در حجم کنترل می باشد.

بقای انرژی:

اصل بقای انرژی برای یک حجم کنترل که هر فرآیند جریان غیر دائم دلخواهی را در طول زمان Δt طی نماید به صورت زیر قابل بیان است.

$$\begin{aligned} & + (\text{کل انرژی عبوری از مرز به صورت گرما و کار در فاصله زمانی } \Delta t) \\ & + (\text{کل انرژی وارد شده به حجم کنترل CV، در اثر ورود جرم در زمان } \Delta t) \\ & - (\text{کل انرژی خارج شده از حجم کنترل CV، در اثر خروج جرم در زمان } \Delta t) \\ & = (\text{تغییر خالص در انرژی حجم کنترل CV، در طول زمان } \Delta t) \end{aligned}$$

یا

$$Q - W + \sum \theta_i - \sum \theta_e = \Delta E_{cv}$$

که θ نشانگر کل انرژی انتقال یافته در طی فرآیند توسط جرم به حجم کنترل و یا از حجم کنترل و از طریق یک ورودی یا یک خروجی می باشد. معادله ی بقای انرژی برای یک حجم کنترل در فرم شدتی (نرخ) نیز قابل بیان است.

حالت خاص : فرآیندهای جریان یکنواخت

یک فرآیند جریان یکنواخت شامل مشخصات ایده آل زیر است.

1- در هر زمانی در طی فرآیند، حالت حجم کنترل یکنواخت است (یعنی خاصیت در همه جا یکسان بوده و برابر یک مقدار است). حالت حجم کنترل ممکن است با زمان تغییر نماید، اما این تغییر به طور یکنواخت می باشد. در نتیجه، حالت جرم خروجی از حجم کنترل در هر لحظه مانند حالت جرم در حجم کنترل در همان لحظه می باشد.

2- خواص سیال ممکن است از یک ورودی یا خروجی نسبت به ورودی یا خروجی دیگر فرق کند، اما جریان سیال در هر ورودی یا خروجی، یکنواخت و دائم می باشد. یعنی خواص نسبت به زمان و موقعیت در روی سطح مقطع ورودی یا خروجی تغییر نمی کنند. اگر خواص در روی سطح مقطع ورودی یا خروجی، مختلف، متغیر باشند، میانگین آن ها گرفته شده و میانگین به عنوان مقدار ثابت برای کل فرآیند در نظر گرفته می شود.

معادله بقای انرژی برای یک فرآیند جریان یکنواخت به صورت زیر در می آید.

$$Q - W = \sum m_e \left(h_e + \frac{V_e^2}{2} + gz_e \right) - \sum m_i \left(h_i + \frac{V_i^2}{2} + gz_i \right) + (m_2 e_2 - m_1 e_1)_{cb}$$

وقتی که تغییرات انرژی جنبشی و پتانسیل مربوط به حجم کنترل و جریان سیال ناچیز باشد داریم:

$$Q - W = \sum m_e h_e - \sum m_i h_i + (m_2 u_2 - m_1 u_1)_{cv}$$

توجه کنید در صورتی که هیچ جرمی وارد حجم کنترل نشده و یا از آن خارج نشود ($m_e = m_i = 0$)، جمله اول.

Q = انتقال گرمای کلی بین حجم کنترل و محیط اطراف در طی فرآیند. منفی است اگر گرما از حجم کنترل خارج شود و صفر است اگر حجم کنترل کاملاً ایزوله باشد.

W = کل کار مربوط به حجم کنترل. این کار ممکن است کار الکتریکی، کار شفت و حتی کار جداره (در صورتی که مرز در طی فرآیند حرکت کند). کار برای یک حجم معیار برابر صفر است، اگر حجم معیار بدون حرکت جداره، شفت و مقاومت الکتریکی باشد.

m_e = جرم خروجی از حجم کنترل، در صورتی که در طول فرآیند هیچ مقدار جرمی از حجم کنترل خارج نشود برابر صفر است.

m_i = جرم ورودی به حجم کنترل. در صورتی که در طول فرآیند هیچ مقدار جرمی به حجم کنترل وارد نشود، برابر صفر است.

$m_1 u_1 = U_1$ = انرژی داخلی کلی حجم کنترل در حالت اولیه. برای حجم کنترلی که در حالت اولیه خلاء باشد، صفر است.

$m_1 u_1 = U_2$ = انرژی داخلی کلی حجم کنترل در حالت نهایی.

Chapter 6

ENTROPY

آنتروپی:

معیاری برای بی‌نظمی

در فصل ۵، قانون دوم ترمودینامیک را توضیح دادیم و آن را برای سیکل‌ها و وسایل سیکلی به کار بردیم. در این فصل، قانون دوم را برای فرآیندها به کار می‌بریم. قانون اول ترمودینامیک با خاصیت انرژی و پایداری آن سر و کار دارد. قانون دوم به تعریف خاصیت جدیدی به نام آنتروپی می‌انجامد. آنتروپی خاصیتی است کمی مجرد، و توصیف فیزیکی آن مشکل است. آنتروپی را با مطالعه موارد استفاده‌اش در فرآیندهای متداول مهندسی می‌توان فهمید، و این کاری است که قصد انجام آن را داریم.

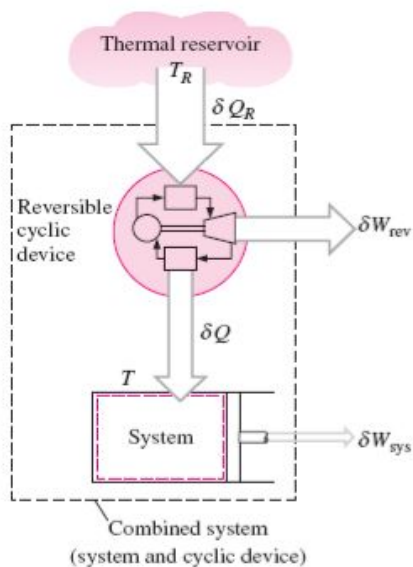
این فصل را با نامساوی کلازیوس، که پایه تعریف آنتروپی را تشکیل می‌دهد، شروع می‌کنیم و بحث را با اصل افزایش آنتروپی ادامه می‌دهیم. آنتروپی، برخلاف انرژی، یک خاصیت ناپایستار است، و چیزی به عنوان اصل پایداری آنتروپی وجود ندارد. سپس، تغییرات آنتروپی را در فرآیندهای مواد خالص، مواد تراکم‌ناپذیر، و گازهای ایده‌آل، همچنین نوع خاصی از فرآیندهای ایده‌آلی، به نام فرآیندهای تک آنتروپی (ایزنتروپیک)، را بررسی می‌کنیم. سپس، کار برگشت‌پذیر در جریان پایا و بازده وسایل صنعتی مختلف از قبیل توربین و کمپرسور را مطالعه می‌کنیم. سرانجام، موازنه آنتروپی را تعریف کرده و آن را برای سیستم‌های مختلف به کار می‌بریم.

۱-۶ آنتروپی:

قانون دوم ترمودینامیک اغلب عبارتهایی به صورت نامساوی را می‌دهد. مثلاً ماشین گرمایی برگشت‌ناپذیر (یعنی، واقعی) در مقایسه با ماشین برگشت‌پذیری که بین همان دو منبع انرژی کار می‌کند، دارای بازده کمتری است. به طور مشابه، یخچال یا پمپ گرمای برگشت‌ناپذیر، در مقایسه با نوع برگشت‌پذیری که بین همان حدود دما کار می‌کند، دارای ضریب عملکرد (COP) پایین‌ترین است. نامساوی دیگری که در ترمودینامیک نتایج مهمی دارد نامساوی کلازیوس است، و اولین بار توسط فیزیکدان آلمانی آر.جی.ای کلازیوس (1822-1888)، یکی از بنیانگذاران ترمودینامیک، به صورت زیر بیان شد:

$$\oint \frac{\delta Q}{T} \leq 0$$

یعنی، انتگرال سیکلی $\frac{\delta Q}{T}$ همیشه کمتر از صفر است یا مساوی صفر است. این نامساوی برای تمام سیکل‌ها، برگشت‌پذیر یا برگشت‌ناپذیر، صحت دارد. از نماد $\oint$ (نماد انتگرال با دایره‌ای در وسط) استفاده می‌کنیم تا نشان دهیم انتگرال در تمام سیکل محاسبه می‌شود. هرگونه انتقال گرما به (یا از) سیستم را می‌توان متشکل از مقادیر دیفرانسیلی انتقال گرما دانست. بنابراین انتگرال سیکلی $\frac{\delta Q}{T}$ به صورت مجموع تمام این مقادیر دیفرانسیلی تقسیم بر دمای مطلق در نظر گرفته می‌شود.



شکل ۱-۶: سیستمی که برای استنتاج نامساوی کلازیوس در نظر گرفته شده است.

برای اثبات صحت نامساوی کلازیوس، سیستمی را در نظر بگیرید که از طریق یک وسیله سیکلی برگشت‌پذیر به منبع انرژی گرمایی، با دمای مطلق ثابت T_R ، متصل شده است. وسیله سیکلی گرمای δQ_R را از منبع می‌گیرد و گرمای δQ را از طریق قسمتی از مرز سیستم، که در دمای T (متغیر) است، به سیستم می‌دهد و ضمناً کار δW_{rev} را انجام می‌دهد. بر اثر این انتقال گرما، سیستم کار δW_{sys} را تولید می‌کند. با استفاده از موازنه انرژی برای سیستم ترکیبی (که با خط چین مشخص شده است)، داریم:

$$\delta W_C = \delta Q_R - dE_C$$

که در آن δW_C کار کل سیستم ترکیبی $(\delta W_{rev} + \delta W_{sys})$ و dE_C تغییر انرژی کل سیستم ترکیبی است. با توجه به این که وسیله از نوع برگشت‌پذیر است، داریم:

$$\frac{\delta Q_R}{T_R} = \frac{\delta Q}{T}$$

که در آن علامت δQ در ارتباط با سیستم تعیین می‌شود (مثبت است اگر به سوی سیستم باشد و منفی است اگر از سوی سیستم باشد) و علامت δQ_R در ارتباط با وسیله سیکلی برگشت‌پذیر تعیین می‌شود. با حذف δQ_R از رابطه‌های بالا،

$$\delta W_C = T_R \frac{\delta Q}{T} - dE_C$$

اکنون فرض می‌کنیم سیستم یک سیکل و وسیله سیکلی چندین سیکل را انجام می‌دهند. در این صورت، رابطه بالا به شکل زیر در می‌آید:

$$W_C = T_R \oint \frac{\delta Q}{T}$$

زیرا انتگرال سیکلی انرژی (تغییر خالص انرژی، که یکی از خواص است، در طی سیکل) صفر است. در اینجا W_C انتگرال سیکلی δW_C است، و کار خالص سیکل ترکیبی را نشان می‌دهد.

به نظر می‌رسد که سیستم ترکیبی فقط با یک منبع تبادل گرما دارد و در طی سیکل، شامل کار W_C (تولیدی یا مصرفی) است. بر مبنای بیان کلین-پلانک، که می‌گوید هیچ سیستمی که در یک سیکل فقط با یک منبع انرژی گرمایی تبادل گرما دارد نمی‌تواند مقداری کار خالص تولید کند، W_C نمی‌تواند کار خروجی باشد، و بنابراین کمیت مثبتی نیست. با توجه به این که T_R دمای مطلق، و از این رو یک کمیت مثبت است، داریم:

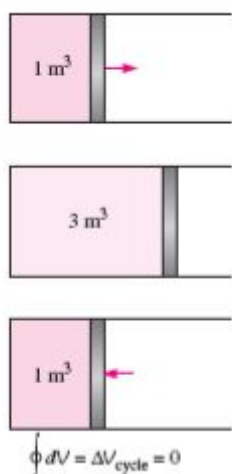
$$\oint \frac{\delta Q}{T} \leq 0 \quad (1-6)$$

که نامساوی کلازیوس است. این نامساوی برای تمام سیکل‌های ترمودینامیکی، برگشت پذیر یا برگشت ناپذیر، از جمله سیکل‌های تبرید، صحت دارد.

اگر، مانند وسایل سیکلی برگشت پذیر، سیستم فاقد برگشت ناپذیری باشد، سیکلی که سیستم ترکیبی انجام می‌دهد برگشت پذیر داخلی است. از این رو، می‌توان آن را معکوس کرد. در حالت سیکل معکوس، تمام کمیت‌ها همان مقادیر قبل را با علامت مخالف دارند. بنابراین، کار W_C ، که در حالت عادی نمی‌توانست یک کمیت مثبت باشد، در حالت معکوس نمی‌تواند یک کمیت منفی باشد. بنابراین نتیجه می‌شود $W_{C, \text{int rev}} = 0$ زیرا آن نه کمیت مثبت است و نه کمیت منفی، و بنابراین برای سیکل‌های برگشت پذیر داخلی داریم

$$\oint \left(\frac{\delta Q}{T} \right)_{\text{int rev}} = 0 \quad (2-6)$$

بنابراین، نتیجه می‌گیریم علامت تساوی در نامساوی کلازیوس برای سیکل‌های برگشت پذیر کلی یا سیکل‌های برگشت پذیر داخلی، و علامت نامساوی برای سیکل‌های برگشت ناپذیر است.



شکل ۲-۶: تغییر خالص حجم (خاصیتی که در طی سیکل همیشه صفر است).

برای استنتاج رابطه‌ای برای تعریف آنتروپی، معادله ۲-۶ را به دقت بیشتری بررسی می‌کنیم. در اینجا یک تساوی داریم که انتگرال سیکلی آن صفر است. برای لحظه‌ای فکر می‌کنیم این تساوی مشخصه چه نوع کمیت‌هایی می‌تواند داشته باشد. می‌دانیم که انتگرال سیکلی کار صفر نیست (و این چیز خوبی است، زیرا در غیر این صورت، ماشین‌های گرمایی سیکلی، مانند نیروگاه‌های بخاری، کار خالص صفر تولید می‌کردند). انتگرال سیکلی گرما نیز صفر نیست.

اکنون حجمی را که گازی در وسیله سیلندر-پیستونی اشغال کرده است در نظر بگیرید (شکل ۲-۶). این وسیله در یک سیکل کار می‌کند. وقتی پیستون در انتهای سیکل به وضعیت اولیه‌اش برمی‌گردد، حجم گاز نیز به مقدار اولیه‌اش می‌رسد. از این رو تغییر خالص حجم در طی سیکل صفر است، و می‌نویسیم

$$\oint dV = 0$$

یعنی، انتگرال سیکلی حجم (یا هر خاصیت دیگر) صفر است. برعکس، کمیتی که انتگرال سیکلی آن صفر است فقط به حالت بستگی دارد و مستقل از مسیر فرآیند است، و از این رو یک خاصیت است. بنابراین، کمیت $\left(\frac{\delta Q}{T}\right)_{\text{int rev}}$ خاصیتی را به شکل دیفرانسیلی نشان می‌دهد.

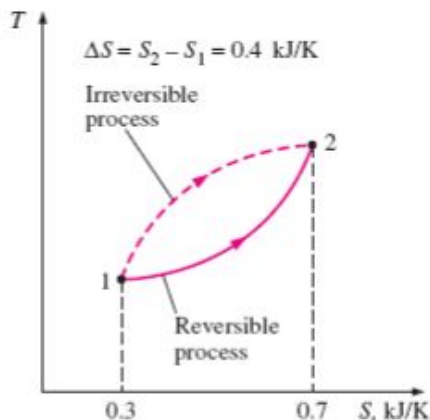
کلازیوس در سال ۱۸۶۵ متوجه شد خاصیت جدیدی را در ترمودینامیک کشف کرده است، و این خاصیت را آنتروپی نامید. علامت آن S است، با تعریف زیر:

$$dS = \left(\frac{\delta Q}{T}\right)_{\text{int rev}} \quad \left(\frac{kJ}{K}\right) \quad (۴-۶)$$

آنتروپی یکی از خواص بسیط سیستم است و گاهی اوقات آن را آنتروپی کل می‌گویند. آنتروپی جرم واحد، که با S نشان داده می‌شود، یک خاصیت شدتی است و دارای آحاد $\frac{kJ}{(kg.K)}$ است. از واژه آنتروپی معمولاً برای آنتروپی کل و آنتروپی جرم واحد، هر دو، استفاده می‌شود زیرا از زمینه بحث می‌توان فهمید که منظور کدامیک است. تغییر آنتروپی هر سیستم را در طی یک فرآیند با انتگرال گیری معادله 4-6 بین حالت‌های اولیه و انتهایی می‌توان تعیین کرد:

$$\Delta S = S_2 - S_1 = \int_1^2 \left(\frac{\delta Q}{T}\right)_{\text{int rev}} \quad \left(\frac{kJ}{K}\right) \quad (۵-۶)$$

توجه کنید که درواقع، به جای خود آنتروپی، تغییر آنتروپی را تعریف کرده‌اید، درست مانند وقتی که می‌خواستیم رابطه قانون اول را برای سیستم‌های بسته در فصل 3 به دست آوریم، تغییر انرژی را، به جای خود انرژی، تعریف کردیم. مقادیر مطلق آنتروپی را بر مبنای قانون سوم ترمودینامیک، که بعداً در این فصل تعریف می‌شود، تعیین می‌کنیم. مهندسان معمولاً با تغییرات آنتروپی سرو کار دارند. بنابراین، آنتروپی هر ماده را در حالت مرجعی که به دلخواه انتخاب می‌کنیم می‌توان صفر گرفت، و مقادیر آنتروپی در حالت‌های دیگر از معادله 5-6 تعیین می‌شود؛ در این معادله، 1 را حالت مرجع ($S=0$) و 2 را حالتی می‌گیریم که می‌خواهیم آنتروپی آن را تعیین کنیم.



برای انتگرال گیری از معادله 5-6، باید رابطه بین T, Q را در طی فرآیند بدانیم. این رابطه اغلب معلوم نیست، و محاسبه انتگرال معادله 5-6 فقط برای چند حالت اندک امکان‌پذیر است. در اغلب موارد، باید به داده‌های جدولی آنتروپی مراجعه کنیم.

توجه کنید که آنتروپی یک خاصیت است، و مانند سایر خواص، در حالت‌های مشخص دارای مقادیر معینی است. بنابراین، تغییر آنتروپی ΔS بین دو حالت معین، دارای مقدار معینی است که به مسیر فرآیند، برگشت‌پذیر یا برگشت‌ناپذیر، بستگی ندارد (شکل 3-6).

شکل 3-6: تغییر آنتروپی بین دو حالت مشخص مقدار معینی دارد و بستگی به نوع فرآیند، برگشت‌پذیر یا برگشت‌ناپذیر، ندارد.

همچنین توجه کنید که برای تعیین مقدار تغییر آنتروپی، انتگرال $\frac{\delta Q}{T}$ فقط باید در امتداد مسیر برگشت پذیر داخلی بین دو حالت محاسبه شود. انتگرال $\frac{\delta Q}{T}$ در امتداد یک مسیر برگشت پذیر از خواص نیست، و عموماً محاسبه انتگرال در امتداد مسیرهای مختلف برگشت ناپذیر مقادیر متفاوتی می دهد. بنابراین، برای تعیین تغییر آنتروپی فرآیندهای برگشت ناپذیر هم باید این انتگرال در امتداد یک مسیر برگشت پذیر داخلی خیالی بین حالت های داده شده محاسبه شود.

یک حالت خاص: فرآیند انتقال گرمای تک دمای برگشت پذیر داخلی

در فصل 5 گفتیم انتقال گرمای تک دما از نوع فرآیند برگشت پذیر داخلی است. بنابراین، تغییر آنتروپی هر سیستم در فرآیند انتقال گرمای تک دمای برگشت پذیر داخلی با محاسبه انتگرال معادله 6-5 تعیین می شود:

$$\Delta s = \int_1^2 \left(\frac{\delta Q}{T} \right)_{\text{int rev}} = \int_1^2 \left(\frac{\delta Q}{T} \right)_{\text{int rev}} = \frac{1}{T} \int_1^2 (\delta Q)_{\text{int rev}}$$

که به شکل زیر درمی آید:

$$\Delta s = \frac{Q}{T} \quad \left(\frac{kJ}{K} \right) \quad (6-6)$$

که در آن T دمای مطلق ثابت سیستم است و Q انتقال گرما برای فرآیندهای برگشت پذیر داخلی است. معادله 6-6 به خصوص برای تعیین تغییرات آنتروپی منابع انرژی گرمایی، که می توانند در دمای ثابت به طور نامحدود گرما جذب یا دفع کنند، مفید است.

توجه کنید که تغییر آنتروپی هر سیستم در طی فرآیند تک دمای برگشت پذیر داخلی می تواند مثبت یا منفی باشد، و این موضوع به جهت انتقال گرما بستگی دارد. انتقال گرما به طرف سیستم آنتروپی آن را افزایش می دهد، و انتقال گرما از سیستم آنتروپی آن را کاهش می دهد. در حقیقت، دفع گرما تنها راه برای کاهش آنتروپی یک سیستم است.

6-2 اصل افزایش آنتروپی

سیکلی را در نظر بگیرید که از دو فرآیند تشکیل شده است: فرآیند 2-1، که به طور اختیاری است (برگشت پذیر یا برگشت ناپذیر)، و فرآیند 1-2، که برگشت پذیر داخلی است (شکل 6-4). از نامساوی کلازیوس

$$\oint \frac{\delta Q}{T} \leq 0$$

یا

$$\int_1^2 \frac{\delta Q}{T} + \int_2^1 \left(\frac{\delta Q}{T} \right)_{\text{int rev}} \leq 0$$

شکل 6-4: سیکل متشکل از فرآیند برگشت پذیر و برگشت ناپذیر

انتگرال دوم معادله بالا تغییر آنتروپی $s_1 - s_2$ است. بنابراین:

$$\int_1^2 \frac{\delta Q}{T} + s_1 - s_2 \leq 0$$

که آن را به صورت زیر می توان مرتب کرد:

$$s_2 - s_1 \geq \int_1^2 \frac{\delta Q}{T} \quad (7-6)$$

معادله (7-6) را به عنوان بیان ریاضی قانون دوم ترمودینامیک برای جرم معینی می توان دانست، و آن را به شکل دیفرانسیلی زیر نیز می توان نوشت:

$$ds \geq \frac{\delta Q}{T} \quad (8-6)$$

که در آن علامت تساوی برای فرآیند برگشت پذیر داخلی است و نامساوی برای فرآیند برگشت ناپذیر است. از این معادله های می توان نتیجه گرفت که تغییر آنتروپی یک سیستم بسته در یک فرآیند برگشت ناپذیر بزرگتر از انتگرال $\frac{\delta Q}{T}$ ارزیابی شده برای آن فرآیند است. در حالت حدی (یعنی، فرآیند برگشت پذیر)، این دو کمیت با هم برابرند. مجدداً تاکید می کنیم که T در روابط بالا دمای مطلق در مرزی است که در آنجا گرمای دیفرانسیلی δQ بین سیستم و اطراف مبادله می شود.

تساوی $\Delta s = s_2 - s_1$ تغییر آنتروپی سیستم را نشان می دهد. در فرآیند برگشت پذیر، Δs برابر است با $\int_1^2 \frac{\delta Q}{T}$ ، که انتقال آنتروپی همراه گرما را نشان می دهد.

علامت نامساوی در روابط بالا می رساند که تغییر آنتروپی یک سیستم بسته در طی فرآیند برگشت ناپذیر همیشه بزرگتر از انتقال آنتروپی است. یعنی، در طی یک فرآیند برگشت ناپذیر مقداری آنتروپی تولید یا خلق می شود، و این تولید تماماً بر اثر وجود برگشت ناپذیری هاست. آنتروپی ایجاد شده در طی یک فرآیند را تولید آنتروپی می گویند و با S_{gen} نشان می دهند. چون اختلاف بین تغییر آنتروپی یک سیستم بسته و انتقال آنتروپی برابر است با تولید آنتروپی، معادله 6-8 را به صورت زیر می نویسیم:

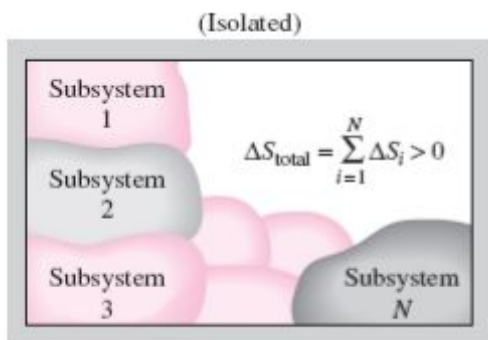
$$\Delta s_{sys} = s_2 - s_1 = \int_1^2 \frac{\delta Q}{T} + S_{gen} \quad (9-6)$$

توجه کنید که تولید آنتروپی، S_{gen} ، همیشه یک کمیت مثبت یا صفر است. مقدار آن به فرآیند بستگی دارد، و از این رو یکی از خواص سیستم نیست. همچنین، در غیاب هر گونه انتقال آنتروپی، تغییر آنتروپی سیستم با تولید آنتروپی برابر است. معادله 6-7 تفسیر مهمی در ترمودینامیک دارد. در یک سیستم منزوی (یعنی سیستم بسته آدیاباتیک)، انتقال گرما صفر است، و معادله 6-7 به شکل زیر درمی آید:

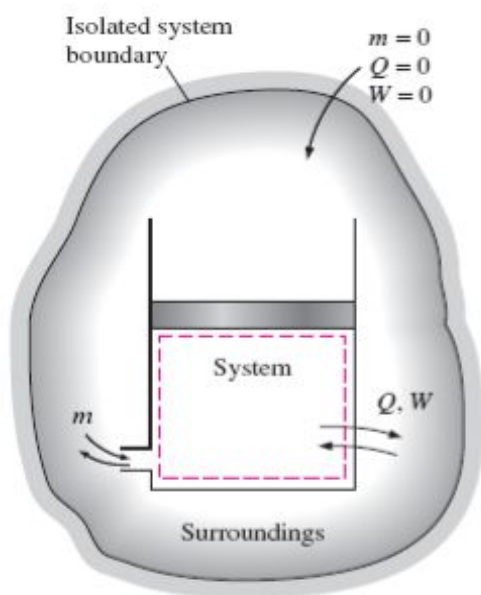
$$(10-6)$$

$$\Delta S_{isolated} \geq 0$$

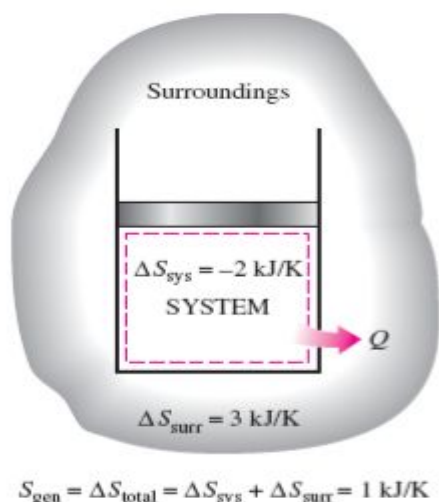
مفهوم رابطه بالا این است که آنتروپی سیستم منزوی در طی هر فرآیندی همیشه افزایش می یابد یا، در حالت حدی (یعنی، فرآیند برگشت پذیر)، ثابت می ماند. به عبارت دیگر، آنتروپی هرگز کاهش نمی یابد. این را اصل افزایش آنتروپی می گویند. توجه کنید که در غیاب هر گونه انتقال گرما، تغییر آنتروپی فقط ناشی از رگشت ناپذیری هاست، که همیشه در جهت افزایش آنتروپی عمل می کنند.



شکل 5-6: تغییر آنتروپی سیستم منزوی با مجموع تغییرات آنتروپی اجزاء سیستم برابر است و هرگز کمتر از صفر نیست



شکل 6-6: سیستم و اطرافش یک سیستم منزوی را تشکیل می‌دهند.



شکل 7-6: تغییر آنتروپی یک سیستم می‌تواند منفی باشد، اما تولید آنتروپی نمی‌تواند

آنتروپی یک خاصیت بسط^۱ است، و از این رو آنتروپی کل یک سیستم با مجموع آنتروپی‌های اجزاء سیستم برابر است. سیستم منزوی می‌تواند از هر تعداد زیر سیستم تشکیل شده باشد. (شکل 6-5). مثلاً، هر سیستم با اطرافش، یک سیستم منزوی را تشکیل می‌دهند زیرا هر دو را توسط یک مرز اختیاری بزرگ می‌توان احاطه کرد به طوری که هیچ گونه انتقال جرم، گرما، یا کار وجود نداشته باشد (شکل 6-6). بنابراین، هر سیستم و اطرافش را به صورت دو زیر سیستم یک سیستم منزوی می‌توان دانست، و تغییر آنتروپی این سیستم منزوی در طی یک فرآیند عبارت است از مجموع تغییرات آنتروپی سیستم و اطرافش، که با تولید آنتروپی برابر است زیرا یک سیستم منزوی شامل هیچ گونه انتقال آنتروپی نیست. یعنی:

$$S_{gen} = \Delta S_{total} = \Delta S_{sys} + \Delta S_{surr} \geq 0 \quad (6-11)$$

که در آن علامت تساوی برای فرآیندهای برگشت پذیر و علامت نامساوی برای فرآیندهای برگشت ناپذیر است. توجه کنید ΔS تغییر آنتروپی اطراف بر اثر وقوع فرآیند است.

از آنجا که هیچ فرآیند واقعی برگشت پذیر نیست، می‌توان گفت در هر فرآیندی مقداری آنتروپی تولید می‌شود، و بنابراین آنتروپی جهان، که آن را به عنوان یک سیستم منزوی می‌توان دانست، دائماً در حال افزایش است. هر چند فرآیند برگشت ناپذیرتر باشد، آنتروپی تولید شده در طی فرآیند بیشتر است. در فرآیندهای برگشت پذیر هیچ تولید آنتروپی

نمی‌شود ($S_{gen} = 0$)

افزایش آنتروپی جهان، موضوع نگران کننده‌ای برای مهندسان، فیلسوفان و متخصصین علوم الهیات است زیرا آنتروپی معیاری برای بی‌نظمی (هرج و مرج) در جهان است.

اصل افزایش آنتروپی نمی‌رساند که آنتروپی یک سیستم نمی‌تواند کاهش یابد. تغییر آنتروپی سیستم در یک فرآیند می‌تواند منفی باشد (شکل 6-7)، اما تولید آنتروپی نمی‌تواند منفی باشد. اصل افزایش آنتروپی را به صورت زیر می‌توان خلاصه کرد:

^۱ - خاصیت مقداری نیز به آن گفته می‌شود و آن خاصیتی است که به جرم جسم بستگی دارد.

$$S_{gen} \begin{cases} > 0 \\ = 0 \\ < 0 \end{cases}$$

از این رابطه به عنوان معیاری برای تعیین برگشت پذیر بودن، برگشت ناپذیر بودن، یا غیر ممکن بودن فرآیند استفاده می شود. هر چیز در طبیعت گرایش دارد تغییر کند تا به حالت تعادل برسد. اصل افزایش آنتروپی می گوید، آنتروپی یک سیستم منزوی افزایش پیدا می کند تا به مقدار ماکزیمم برسد. در این وضعیت، می گوییم سیستم به حالت تعادل رسیده است زیرا اصل افزایش آنتروپی مانع از این می شود که سیستم تغییر حالتی دهد که به موجب آن آنتروپی کاهش یابد.

چند نکته درباره آنتروپی

از بحث های بالا، نتایج زیر را می گیریم:

1- فرآیندها فقط در جهت معینی می توانند روی دهند، نه در هر جهتی. هر فرآیند در جهت مطابق با اصل افزایش آنتروپی پیش می رود، یعنی در جهتی که به موجب آن، $S_{gen} \geq 0$.

فرآیندی که این اصل را نقض کند امکان وقوع ندارد. به موجب این اصل است که واکنش های شیمیایی قبل از تکمیل شدن مکث می کنند.

2- آنتروپی یک خاصیت ناپایستار است، و چیزی به نام اصل پایستاری آنتروپی وجود ندارد. آنتروپی فقط در فرآیندهای ایده آلی برگشت پذیر پایستار است و در تمام فرآیندهای واقعی افزایش می یابد. بنابراین، آنتروپی جهان دائماً در حال افزایش است.

3- عملکرد سیستم های مهندسی بر اثر وجود برگشت ناپذیری ها افت می کند، و تولید آنتروپی معیاری برای مقدار برگشت ناپذیری های موجود در طی آن فرآیند است. هر چه برگشت ناپذیری ها بیشتر باشند، تولید آنتروپی بیشتر است. بنابراین، از تولید آنتروپی به عنوان معیار کمی برای برگشت ناپذیری های فرآیند، و همچنین به عنوان معیار عملکرد وسایل صنعتی استفاده می شود. این موضوع را در مثال زیر توضیح داده ایم.

3-6 تغییر آنتروپی مواد خالص

آنتروپی یک خاصیت است، و از این رو آنتروپی هر سیستم دارای مقدار معینی است. با مشخص کردن دو خاصیت شدتی مستقل، حالت یک سیستم تراکم پذیر ساده، و از این رو مقدار آنتروپی و مقادیر خواص دیگر در آن حالت، مشخص می شوند. با معادله 4-6، شروع می کنیم و تغییر آنتروپی مواد را برحسب سایر خواص به دست می آوریم. اما، به طور کلی، این روابط خیلی پیچیده اند و برای محاسبات دستی نمی توان از آنها استفاده کرد. بنابراین، با استفاده از یک حالت مرجع مناسب، آنتروپی مواد از خواص قابل اندازه گیری، که در زیر آورده شده اند، محاسبه می شود نه از محاسبات نسبتاً پیچیده، و با همان روشی که خواص دیگری مانند h, u, v جدول بندی شده اند، این نتایج نیز جدول بندی می شوند.

مقادیر آنتروپی در جداول خواص نسبت به یک حالت مرجع اختیاری داده شده‌اند. در جداول بخار آب، برای آنتروپی مایع اشباع، s_f ، در $0.1^\circ C$ مقدار صفر در نظر گرفته شده است. به آنتروپی مایع اشباع مبرد 134a، در $-40^\circ C$ نیز مقدار صفر داده شده است. در دماهای کمتر از مقدار مرجع، مقدار آنتروپی منفی است.

مقدار آنتروپی در یک حالت داده شده درست مانند هر خاصیت دیگری مشخص می‌شود. در نواحی مایع متراکم و بخار فوق گرم، آن را از جداول در حالت داده شده مستقیماً می‌توان به دست آورد، و در ناحیه مخلوط اشباع از رابطه زیر به دست می‌آید

$$s = s_f + x s_{fg} \left[\frac{kJ}{(kg.K)} \right]$$

که در آن x کیفیت است و مقادیر s_{fg} ، s_f در جداول اشباع فهرست شده‌اند. در غیاب داده‌های مایع متراکم، آنتروپی مایع متراکم را تقریباً می‌توان آنتروپی مایع اشباع در دمای داده شده دانست:

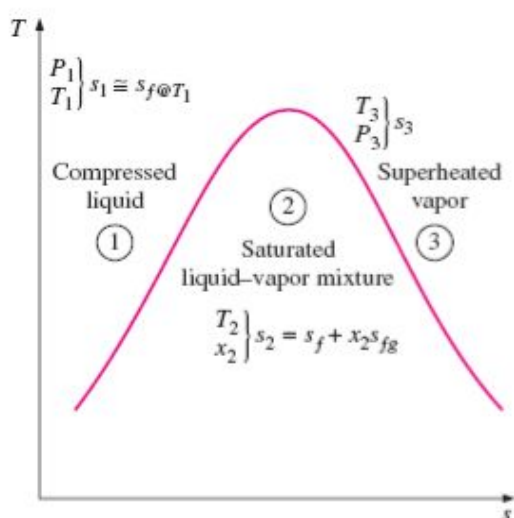
$$s_{@T,P} \cong s_{f@T}$$

تغییر آنتروپی جرم معین m (مانند یک سیستم بسته) در هر فرآیند برابر است با

$$\Delta s = m \Delta s = m(s_r - s_i) \left(\frac{kJ}{K} \right) \quad (12-6)$$

که اختلاف بین مقادیر آنتروپی در حالت‌های نهایی و اولیه است.

هنگام مطالعه فرآیندها از نظر قانون دوم، در نمودارها (مانند نمودارهای $h-s$ ، $T-s$) از آنتروپی معمولاً به عنوان عرض استفاده می‌شود. مشخصه‌های کلی نمودار $T-s$ مواد خالص در شکل 6-11 با استفاده از داده‌های آب نشان داده شده‌اند. از این نمودار دیده می‌شود که



شکل 6-8: نمودار $T-s$ برای آب

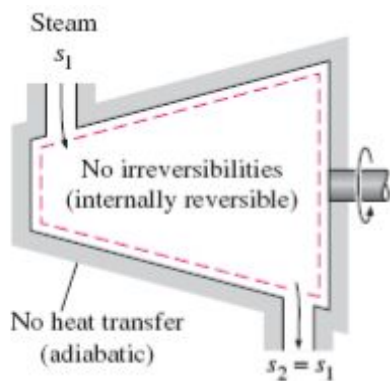
خطوط حجم ثابت، در مقایسه با خطوط فشار ثابت، شیب‌دارترند، و، در ناحیه مخلوط اشباع مایع-بخار، خطوط فشار ثابت به موازات خطوط دما ثابت هستند. همچنین، در ناحیه مایع متراکم، خطوط فشار ثابت تقریباً بر خط مایع اشباع منطبق‌اند.

6-4 فرآیندهای تک آنتروپی

قبلاً گفتیم که آنتروپی هر جرم معین را با دو عامل می‌توان تغییر داد: (1) انتقال گرما، (2) برگشت‌ناپذیری‌ها. بنابراین، آنتروپی یک جرم معین در فرآیند برگشت‌پذیر داخلی و آدیاباتیک تغییر نمی‌کند. فرآیندی را که در آن آنتروپی ثابت می‌ماند فرآیند تک آنتروپی می‌گویند، و دارای مشخصه زیر است

فرآیند تک آنتروپی:

$$\Delta s = 0 \text{ یا } s_r = s_i \left[\frac{kJ}{(kg.K)} \right] \quad (13-6)$$



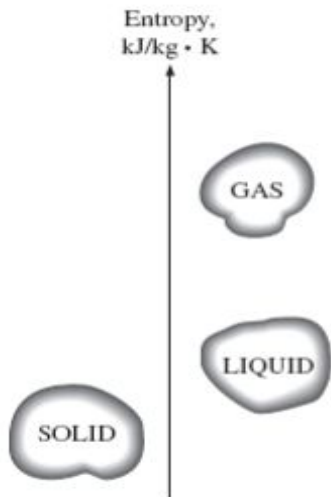
شکل 6-9: در فرآیند آدیاباتیکی برگشت پذیر داخلی (تک آنترופی)، آنترופی سیستم ثابت می ماند.

یعنی، اگر فرآیند به طور تک آنترופی روی دهد، ماده در انتهای فرآیند همان آنترופی را دارد که در ابتدای فرآیند داشت. بعداً در این فصل بعضی رابطه‌های تک آنترופی مفید را برای گازهای ایده آل به دست می آوریم. بسیاری از سیستم‌ها و وسایل صنعتی مانند پمپ‌ها، توربین‌ها، نازل‌ها، و پخش‌کن‌ها اساساً آدیاباتیکی‌اند، و وقتی برگشت‌ناپذیری‌هایی مانند اصطکاک در فرآیند به حداقل می‌رسند، به بهترین وجه کار می‌کنند. بنابراین، فرآیند تک آنترופی را می‌توان به عنوان مدل مناسبی برای فرآیندهای واقعی در نظر گرفت. همچنین توسط فرآیندهای تک آنترופی می‌توان بازده فرآیند را تعریف کرده و، به این ترتیب، عملکرد واقعی این وسایل را با عملکرد در شرایط ایده‌آلی مقایسه کنیم. به این دلیل مطالعه فرآیندهای تک آنترופی را مورد توجه قرار می‌دهیم.

باید توجه داشت که فرآیند آدیاباتیکی برگشت‌پذیر لزوماً تک آنترופی است ($s_p = s_1$)، اما فرآیند تک آنترופی لزوماً آدیاباتیکی برگشت‌پذیر نیست. (مثلاً، افزایش آنترופی مواد در یک فرآیند بر اثر برگشت‌ناپذیری‌ها می‌تواند با کاهش آنترופی ناشی از دفع گرما جبران شود). ولی، در ترمودینامیک معمولاً از واژه فرآیند تک آنترופی برای فرآیند آدیاباتیکی برگشت‌پذیر داخلی استفاده می‌شود.

6-5 آنترופی چیست؟

از بحث قبل، متوجه می‌شویم که آنترופی یک خاصیت مفید است و، در تحلیل وسایل صنعتی از دید قانون دوم ترمودینامیک، به عنوان وسیله با ارزشی به کار می‌رود. اما هنوز آنترופی را به خوبی نشناخته، و حتی نمی‌توانیم پاسخ مناسبی به این سؤال بدهیم که، آنترופی چیست؟ ولی، عدم توانایی برای توصیف کامل آنترופی از سودمندی آن نمی‌کاهد. در فصل 1، انرژی را هم نتوانستیم تعریف کنیم، اما تبدیلات انرژی و اصل پایستاری انرژی را فهمیدیم. مسلماً آنترופی مانند انرژی قابل درک نیست. اما با استفاده مداوم، درک ما عمیق‌تر شده، و آن را بهتر حس می‌کنیم. در بحث زیر، با در نظر گرفتن ماهیت میکروسکوپی آنترופی، مفهوم فیزیکی آن کمی واضح می‌شود.



شکل 6-10: وقتی ماده ای ذوب یا تبخیر می شود، میزان بی نظمی مولکولی آن افزایش می یابد

آنتروپی را به عنوان معیاری برای بی نظمی مولکولی، (یا کاتورگی مولکولی) می توان در نظر گرفت. وقتی سیستمی بی نظم می شود، وضعیت مولکول ها کمتر قابل پیش بینی است و آنتروپی افزایش می یابد. به این ترتیب، تعجبی ندارد که آنتروپی یک ماده در حالت جامد دارای کمترین مقدار، و در حالت گازی دارای بیشترین مقدار است. در حالت جامد، مولکول های ماده حول وضعیت تعادل خود دائماً نوسان می کنند، اما نمی توانند نسبت به یکدیگر حرکت می کنند، و وضعیت آنها را در هر لحظه به خوبی می توان پیش بینی کرد. ولی، در حالت گازی، مولکول ها به صورت تصادفی حرکت می کنند، به یکدیگر برخورد می کنند، و تغییر جهت می دهند، و پیش بینی دقیق حالت میکروسکوپی سیستم در هر لحظه بسیار مشکل است. این بی نظمی مولکولی دارای آنتروپی بالایی است.

یک سیستم منزوی را که به نظر می رسد در حالت تعادل است، از نظر میکروسکوپی (از دید ترمودینامیک آماری)، به علت حرکت دائمی مولکول ها می تواند سطح بالایی از فعالیت را نشان دهد. برای هر حالت تعادل ماکروسکوپی تعداد زیادی حالت ممکن میکروسکوپی (وضعیت های مولکولی) وجود دارد. آنتروپی هر سیستم به تعداد کل حالت های میکروسکوپی ممکن آن سیستم، به نام احتمال ترمودینامیکی p ، ارتباط دارد و این ارتباط با معادله بولتزمن به صورت زیر بیان می شود:

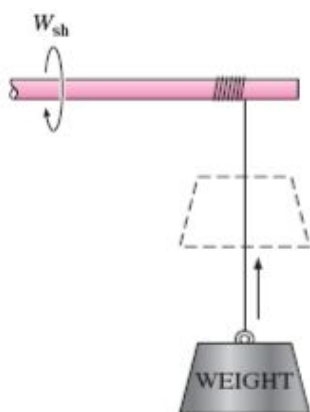
$$S = k \ln p \quad (6-14)$$

که در آن، $k = 1/38.06 \times 10^{-23} \frac{kJ}{(kmol.K)}$ ثابت بولتزمن است. بنابراین، از دیدگاه میکروسکوپی، هرگاه عدم قطعیت یا کاتورگی مولکولی (یعنی، احتمال مولکولی) یک سیستم افزایش یابد، آنتروپی سیستم افزایش می یابد. از این رو، آنتروپی معیاری برای بی نظمی مولکولی است، و هرگاه یک سیستم منزوی دستخوش فرآیندی شود، بی نظمی مولکولی آن افزایش می یابد.

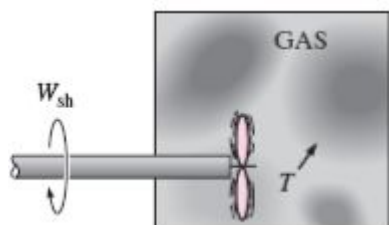


شکل 6-11: انرژی نظم نیافته هر چقدر هم که زیاد باشد، اثر چندان مفیدی ندارد.

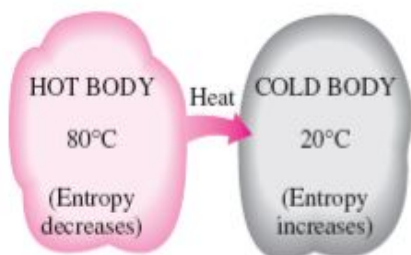
مولکول در حالت گازی، انرژی جنبشی زیادی دارند. اما می دانیم که مولکول های گاز دارای هر میزان انرژی جنبشی هم که باشند نمی توانند یک چرخ پره دار را که در ظرفی قرار دارد بچرخانند و کار ایجاد کنند، زیرا مولکول های گاز، و انرژی آنها، نظم نیافته است. از نظر احتمالات، تعداد مولکول هایی که سعی می کنند چرخ را در جهت خاصی بچرخانند با تعداد مولکول هایی که سعی می کنند آن را در جهت مخالف بچرخانند برابر است و، در نتیجه، چرخ بی حرکت می ماند. بنابراین، از انرژی نظم نیافته نمی توانیم مستقیماً هیچ گونه کار مفیدی بگیریم.



شکل 6-12: در غیاب اصطکاک، بالا آوردن وزنه توسط شفت چرخان هیچ گونه بی نظمی ایجاد نمی کند و از این رو کیفیت انرژی در این فرآیند افت می کند.



شکل 6-13: کار چرخ پره دار روی گاز باعث می شود میزان بی نظمی (آنتروپی) گاز افزایش یابد و از این رو کیفیت انرژی در این فرآیند افت می کند.



شکل 6-14: در فرآیند انتقال گرما، بی نظمی خالص افزایش می یابد.

اکنون شفت چرخان نشان داده شده در شکل 6-18 را در نظر بگیرید. در اینجا انرژی مولکول‌ها کاملاً نظم یافته‌اند زیرا مولکول‌ها کاملاً نظم یافته‌اند زیرا مولکول‌های شفت در جهت یکسان می‌چرخند. از این انرژی نظم یافته به سهولت می‌توان برای انجام کارهای مفیدی مانند بالا آوردن وزنه یا تولید الکتریسیته استفاده کرد. کار شکلی از انرژی نظم یافته است، و از این رو فاقد بی‌نظمی یا کاتورگی و فاقد آنتروپی است. در انتقال انرژی به صورت کار، هیچ گونه انتقال آنتروپی وجود ندارد. بنابراین، در غیاب هرگونه اصطکاک، فرآیند بالا آوردن وزنه توسط شفت چرخان ایجاد آنتروپی نمی‌کند. هر فرآیندی که آنتروپی خالص ایجاد نکند برگشت‌پذیر است، و از این رو فرآیند بالا با پایین آوردن وزنه را می‌توان معکوس کرد. بنابراین، کیفیت انرژی در طی این فرآیند افت نمی‌کند.

به جای بالا آوردن وزنه، فرض کنید چرخ پره‌داری را در ظرفی حاوی گاز به حرکت درآوریم. کار چرخ در این حالت به انرژی داخلی گاز تبدیل می‌شود، و به همین دلیل، دمای گاز افزایش می‌یابد و سطح بالاتری از بی‌نظمی مولکولی در ظرف به وجود می‌آید. این فرآیند با بالا آوردن وزنه کاملاً متفاوت است زیرا انرژی نظم یافته چرخ به انرژی بسیار نامنظمی تبدیل می‌شود، و نمی‌توان آن را به صورت انرژی جنبشی دورانی به چرخ برگرداند. فقط قسمتی از این انرژی را با استفاده از ماشین گرمایی می‌توان به کار تبدیل کرد. بنابراین، کیفیت انرژی در این فرآیند افت می‌کند، و قابلیت انجام آن برای کار کاهش می‌یابد، بی‌نظمی مولکولی به وجود می‌آید، و آنتروپی افزایش می‌یابد.

کمیت انرژی در هر فرآیند واقعی همیشه پایستار است (قانون اول)، اما کیفیت آن کاهش می‌یابد (قانون دوم). این کاهش کیفیت همیشه با افزایش آنتروپی همراه است. مثلاً، انتقال 10kJ انرژی به صورت گرما از محیط گرم به محیط سرد را در نظر بگیرید. در انتهای فرآیند، هنوز 10kJ انرژی داریم، اما در دمای پایین‌تر، و از این رو، با کیفیت پایین‌تر.

گرما اساساً شکلی از انرژی نظم نیافته است، و مقداری بی‌نظمی (آنتروپی) با گرما جریان می‌یابد. در نتیجه، آنتروپی و میزان بی‌نظمی یا کاتورگی مولکولی جسم گرم کاهش یافته، و آنتروپی و میزان بی‌نظمی مولکولی جسم سرد زیاد می‌شود. قانون دوم می‌گوید افزایش آنتروپی جسم سرد بیشتر از کاهش آنتروپی جسم گرم است، و از این رو آنتروپی خالص سیستم ترکیبی

(جسم سرد و جسم گرم) افزایش می‌یابد. یعنی، سیستم ترکیبی در حالت نهایی دارای بی‌نظمی بیشتری است. بنابراین، می‌توان گفت فرآیندها در جهت افزایش آنتروپی کل یا بی‌نظمی مولکولی روی می‌دهند. یعنی، تمام جهان هر روز بی‌نظم تر می‌شود. از نقطه نظر آماری، آنتروپی معیاری برای کاتورگی مولکولی است، یعنی، معیاری برای عدم قطعیت مکان مولکول‌ها در هر لحظه است. حتی مولکول‌های مواد جامد دائماً نوسان می‌کنند و عدم قطعیت را برای مکان‌هایشان به وجود می‌آورند. البته، با کاهش دما، این نوسان‌ها افت می‌کنند و، در صفر مطلق، مولکول‌ها کاملاً بی‌حرکت می‌شوند. در این حالت، نظم مولکولی نهایی (حالت متناظر با انرژی مینیمم) برقرار می‌شود. بنابراین، آنتروپی مواد کریستالی خالص در دمای صفر مطلق صفر است زیرا هیچ عدم قطعیتی برای حالت مولکول‌ها در آن لحظه وجود ندارد. این را قانون سوم ترمودینامیک می‌گویند. قانون سوم ترمودینامیک یک نقطه مرجع مطلق را برای تعیین آنتروپی می‌دهد. آنتروپی را نسبت به این نقطه آنتروپی مطلق می‌گویند، و در تحلیل ترمودینامیکی واکنش‌های شیمیایی بسیار مفید واقع می‌شود. توجه کنید که آنتروپی ماده‌ای که کریستال خالص نیست (مانند محلول ذرات جامد) در دمای صفر مطلق صفر نیست، زیرا بیش از یک وضعیت مولکولی برای چنین موادی وجود دارد، و بنابراین تا اندازه‌ای عدم قطعیت برای حالت میکروسکوپی ماده وجود دارد.

از مفهوم آنتروپی، به عنوان معیاری برای انرژی نظم نیافته، در زمینه‌های دیگر نیز می‌توان استفاده کرد. مثلاً، مولکول‌های آهن یک میدان مغناطیسی را در اطراف خود به وجود می‌آورند. در آهن معمولی، مولکول‌ها دارای هم خطی تصادفی‌اند، و اثر مغناطیسی یکدیگر را خنثی می‌کنند. وقتی تکه آهن تحت عملیاتی قرار می‌گیرد و مولکول‌های آن دوباره هم خط می‌شوند، تبدیل به یک تکه مغناطیسی می‌شود، و یک میدان مغناطیسی قوی در اطراف آن به وجود می‌آید.

6-6 نمودارهای خواص شامل آنتروپی

نمودارهای خواص به عنوان ابزار مهمی در تحلیل ترمودینامیکی فرآیندها به کار می‌روند. در فصل‌های قبل از نمودارهای $p-v$ و $T-v$ در ارتباط با قانون اول ترمودینامیک خیلی استفاده کردیم. در تحلیل قانون دوم، ترسیم فرآیندها در نمودارهایی که یکی از مختصات آن آنتروپی است خیلی مفید واقع می‌شود. دو نموداری که معمولاً در تحلیل قانون دوم خیلی مفیدند عبارتند از نمودار دما-آنتروپی و نمودار آنتالپی-آنتروپی.

1- نمودار T-s

معادله آنتروپی (معادله 6-4) را در نظر بگیرید. آن را به صورت زیر مرتب می‌کنیم

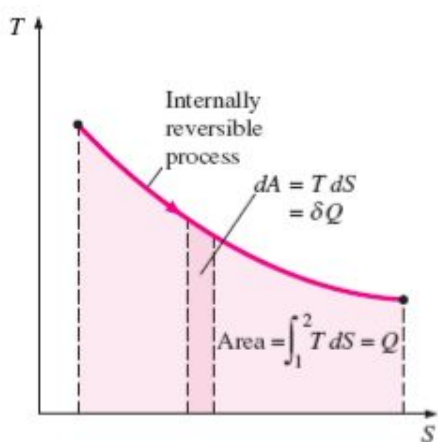
(۶-۱۵)

$$\delta Q_{\text{int rev}} = T ds \quad (kJ)$$

همان‌طور که در شکل 6-23 نشان داده شده است، $\delta Q_{\text{int rev}}$ متناظر است با مساحت دیفرانسیلی در نمودار T-S. انتقال گرمای کل در فرآیند برگشت پذیر داخلی با انتگرال گیری به دست می‌آید:

$$\delta Q_{\text{int rev}} = \int_1^2 T ds \quad (kJ) \quad (6-16)$$

که متناظر است با مساحت زیر منحنی فرآیند در نمودار T-S. بنابراین، نتیجه می‌گیریم که مساحت زیر منحنی فرآیند در نمودار T-S انتقال گرما را در



شکل 6-15 مساحت زیر منحنی در نمودار T-S، انتقال گرما را در فرآیندهای برگشت پذیر داخلی نشان می‌دهد.

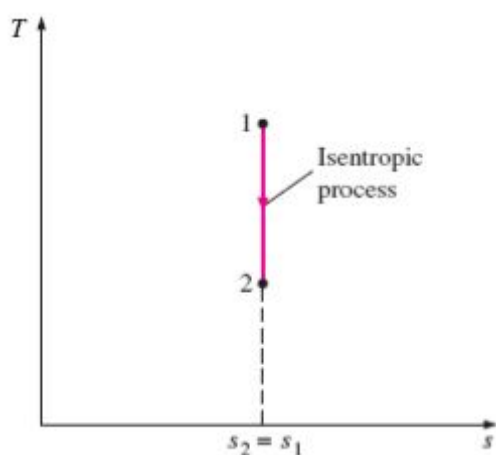
فرآیند برگشت پذیر داخلی نشان می دهد. این تا اندازه ی مشابه کار مرزی برگشت پذیر است که با مساحت زیر منحنی فرآیند در نمودار P-V. نشان داده می شود. توجه کنید که مساحت زیر منحنی فرآیند، انتقال گرما را برای فرآیند برگشت پذیر داخلی (یا برگشت پذیر کلی) نشان می دهد. این مساحت برای فرآیندهای برگشت ناپذیر هیچ مفهومی ندارد.

معادله های (6-15) و (6-16) را بر مبنای جرم واحد به صورت زیر می توان بیان کرد

$$\delta q_{\text{int rev}} = T ds \quad \left(\frac{kJ}{kg}\right) \quad (6-17)$$

و

$$q_{\text{int rev}} = \int_1^2 T ds \quad \left(\frac{kJ}{kg}\right) \quad (6-18)$$



شکل 6-16 در فرآیند آدیاباتیکی برگشت پذیر داخلی، آنتروپی سیستم ثابت می ماند.

برای محاسبه انتگرالها در معادله ی 6-16 و 6-18، باید رابطه بین T و S را در طی فرآیند بدانیم. یکی از حالت های خاصی که انتگرال بالا را به سهولت می توان محاسبه کرد به صورت زیر است

$$Q_{\text{int rev}} = T_0 \Delta s \quad (kJ) \quad (6-19)$$

یا

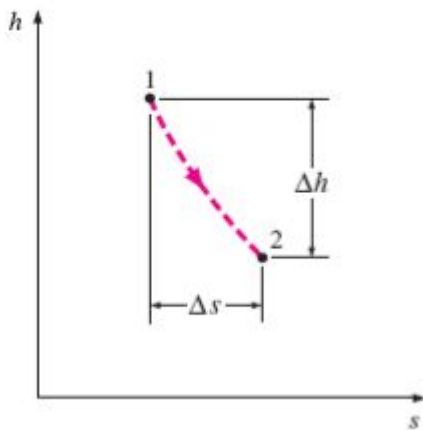
$$q_{\text{int rev}} = T_0 \Delta s \quad \left(\frac{kJ}{kg}\right) \quad (6-20)$$

که در آن T_0 دمای ثابت است و Δs تغییر آنتروپی سیستم در فرآیند است.

در روابط بالا، T دمای مطلق است، که همیشه مثبت است. بنابراین، انتقال گرما در فرآیندهای برگشت پذیر داخلی مثبت است هرگاه

آنتروپی افزایش یابد و منفی است هرگاه آنتروپی کاهش یابد. فرآیند تک آنتروپی در نمودار T-s به صورت یک پاره خط عمودی است، زیرا در آن انتقال گرما وجود ندارد، و از این رو مساحت زیر منحنی فرآیند صفر است. نمودار T-s ابزار سودمندی برای درک فرآیندها و سیکل ها از دیدگاه قانون دوم است، و از این رو در ترمودینامیک خیلی از آنها استفاده می شود.

نمودار h-s



شکل 6-16 در وسایل آدیاباتیک ب جریان پایا، فاصله عمودی Δh در نمودار h-s مقدار کار است، و فاصله افقی Δs مقدار برگشت ناپذیری ها را نشان می دهد

نمودار دیگری که معمولاً در مهندسی به کار می رود نمودار آنتالپی-آنتروپی است، که در تحلیل وسایل با جریان پایا مانند توربینها، کمپرسورها، و نازل ها خیلی سودمند است. مختصات در نمودار h-s دو خاصیت بسیار مهم اند: آنتالپی، که یک خاصیت اصلی در تحلیل وسایل جریان پایا از دید قانون اول است، و آنتروپی، خاصیتی که برگشت ناپذیری ها را در فرآیند آدیاباتیک در نظر می گیرد. مثلاً، در تحلیل جریان پایای بخار در توربین آدیاباتیک، فاصله عمودی بین حالت های ورودی و خروجی (Δh) معیاری برای برگشت ناپذیری های فرآیند است

نمودار h-s را به افتخار دانشمند آلمانی ار-مولیر (1863-1935) نمودار مولیر نیز می گویند. نمودار h-s برای بخار آب در پیوست در شکل الف-10 نشان داده شده است. طرح کلی نمودار h-s در شکل 6-27 نشان داده

شده است در نمودار h-s، خطوط دما ثابت در ناحیه مخلوط اشباع مایع-بخار خطوط مستقیم اند. آنها در ناحیه بخار فوق گرم، به خصوص در فشارهای کم، تقریباً افقی اند، زیرا بخار آب با دور شدن از ناحیه اشباع به گاز ایده آل نزدیک می شود، و آنتالپی گازهای ایده آل فقط تابعی از دماست.

6-7 رابطه های T ds

قبلاً در این فصل، نشان دادیم که کمیت $(\frac{\delta Q}{T})_{\text{int rev}}$ متناظر است با تغییر دیفرانسیلی خاصیتی به نام آنتروپی، سپس، تغییر آنتروپی یک فرآیند را با انتگرال گیری $\frac{\delta Q}{T}$ در امتداد یک مسیر برگشت پذیر داخلی بین حالت های انتهایی واقعی محاسبه کردیم (معادله 6-5). برای فرآیندهای تک دمای برگشت پذیر داخلی، این انتگرال گیری تا اندازه ی سر راست است. اما وقتی دما در فرآیند تغییر می کند، برای محاسبه این انتگرال باید رابطه بین δQ و T را بدانیم. در این قسمت می خواهیم این رابطه ها را بیابیم.

شکل دیفرانسیلی معادله پایستاری انرژی برای سیستم ساکن بسته (با جرم ثابت) که شامل ماده تراکم پذیر ساده است (معادله 3-40) در فرآیند برگشت پذیر داخلی به صورت زیر است

(6-21)

$$\delta Q_{\text{int rev}} - \delta W_{\text{int rev, خروج}} = dU$$

اما

(معادله 6-15)

$$\delta Q_{\text{int rev}} = T ds$$

$$\delta W_{\text{int rev, خروج}} = P dV$$

(22-6)

$$Tds = dU + p dV$$

یا، برای جرم واحد

$$T dS = dU + P dv$$

(23-6)

این معادله را معادله اول $T ds$ ، یا معادله گیبس، می گویند. توجه کنید که وقتی یک سیستم تراکم پذیر ساده دستخوش فرآیند برگشت پذیر داخلی می شود، فقط شامل کار مرزی شبه تعادلی است.

با حذف du از معادله 23-6 با استفاده از تعریف آنتالپی ($h = u + Pv$)، معادله دوم $T ds$ به دست می آید.

(24-6)

$$\left. \begin{aligned} h = u + pv \rightarrow dh = du + v dp + p dv \\ \rightarrow Tds = du + Pdv \end{aligned} \right\} Tds = dh - v dP$$

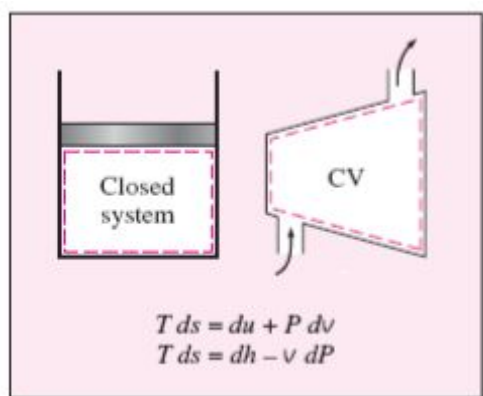
معادله های 23-6 و 24-6 بسیار مفیدند زیرا تغییرات آنروپی سیستم را به تغییرات سایر خواص ارتباط می دهند. بر خلاف معادله 4-6 آنها رابطه ای خاصیت، و مستقل از نوع فرآیند هستند.

رابطه $T ds$ فوق الذکر برای فرآیند برگشت پذیر داخلی به دست آمده اند زیرا تغییر آنروپی بین دو حالت را در امتداد مسیر برگشت پذیر محاسبه کرده ایم. اما نتایج حاصل برای فرآیندهای برگشت پذیر و برگشت ناپذیر، هر دو، صحت دارند زیرا آنروپی یک خاصیت است و تغییر یک خاصیت بین دو حالت مستقل از نوع فرآیند است. رابطه های 23-6 و 24-6 رابطه بین خواص جرم واحد یک سیستم تراکم پذیر ساده را تغییر حالت می دهند، و آنها را برای تغییر حالت در سیستم باز و بسته می توان به کار برد (شکل 6-28).

با حل ds در معادله های 23-6 و 24-3، رابطه های تغییر دیفرانسیلی آنروپی به دست می آیند:

(25-6)

$$ds = \frac{du}{T} + \frac{Pdv}{T}$$



شکل 6-17 رابطه های $T ds$ برای فرآیندهای برگشت پذیر و برگشت ناپذیر و برای سیستم های باز و بسته صحت دارند.

(26-6)

$$ds = \frac{dh}{T} - \frac{v dp}{T}$$

تغییر آنروپی در طی یک فرآیند را با انتگرال گیری هر یک از معادله های بالا بین حالت های اولیه و نهایی می توان تعیین کرد.

ولی، برای محاسبه این انتگرال ها باید رابطه ی بین du یا dh و دما را (مانند $dh = C_p dT$ ، $du = C_v dT$ برای گازهای ایده آل) و معادله حالت ماده را (مانند معادله حالت گاز ایده آل $pv = RT$) بدانیم. برای موادی که چنین رابطه هایی برای آنها وجود دارد، انتگرال گیری از معادله های

25-6 یا 26-6 سرراست است. این کار را بعداً در این فصل انجام می دهیم. برای مواد دیگر، باید به داده های جدولی مراجعه کنیم.

به طور مشابه، برای سیستمهای غیر ساده، یعنی سیستمهایی که شامل بیش از یک نوع کار شبه تعادلی هستند، رابطه های Tds را، با در نظر گرفتن تمام انواع کار شبه تعادلی مربوطه، می توان به دست آورد.

6-8 تغییر آنتروپی جامدات و مایعات

در فصل 3 گفتیم که مایعات و جامدات را به صورت مواد تراکم ناپذیر می توان تقریب زد زیرا حجم مخصوص آنها در طی فرآیند تقریباً ثابت است. از این رو، برای مایعات و جامدات، $dv \cong 0$ و معادله 26-6 به 9 شکل زیر در می آید

(27-6)

$$ds = \frac{du}{T} = \frac{C dT}{T}$$

زیرا برای مواد تراکم ناپذیر، $C_p = C_v = C$ و $du = C dT$. بنابراین تغییر آنتروپی در یک فرآیند را با انتگرال گیری به دست می آوریم:

مایعات، جامدات:

$$s_2 - s_1 = \int_1^2 C(T) \frac{dT}{T} \cong C_{av} \ln \frac{T_2}{T_1} \left[\frac{kJ}{(kg \cdot K)} \right] \quad (28-6)$$

که در آن C_{av} گرمای ویژه متوسط ماده در گستره دمای داده شده است. توجه کنید که تغیز آنتروپی مواد تراکم ناپذیر واقعی فقط به دما بستگی دارد و مستقل از فشار است.

از معادله 28-6 برای تعیین تغییرات آنتروپی جامدات و مایعات می توان استفاده کرد. ولی، برای مایعاتی که بر اثر دما خیلی منبسط می شوند، باید تغییر حجم را در محاسبات در نظر بگیریم، به خصوص وقتی تغییر دما زیاد است.

با مساوی صفر قرار دادن رابطه تغییر آنتروپی بالا، رابطه زیر برای فرآیندهای تک آنتروپی مایعات و جامدات به دست می آید

تک آنتروپی:

(29-6)

$$s_2 - s_1 = C_{av} \ln \frac{T_2}{T_1} = 0 \rightarrow T_2 = T_1$$

یعنی، دمای مواد تراکم ناپذیر واقعی در فرآیند تک آنتروپی ثابت می ماند. بنابراین، فرآیند تک آنتروپی مواد تراکم ناپذیر از نوع تک دما نیز می باشد. مایعات و جامدات تقریباً این رفتار را نشان می دهند.

6-9 تغییر آنتروپی گازهای ایده آل

از معادله 6-25 یا 6-26 و با استفاده از رابطه‌های خواص گازهای ایده‌آل، عبارت تغییر آنتروپی گازهای ایده‌آل را به دست می‌آوریم (شکل 6-31). با جایگذاری $du = c_v dT$ و $p = \frac{RT}{v}$ در معادله 6-25، تغییر دیفرانسیلی آنتروپی گاز ایده‌آل به صورت زیر در می‌آید

(6-30)

$$ds = c_v \frac{dT}{T} + R \frac{dv}{v}$$

تغییر آنتروپی در یک فرآیند، با انتگرال‌گیری از این رابطه بین حالت‌های اولیه و انتهایی به دست می‌آید:

(6-31)

$$s_2 - s_1 = \int_1^2 c_v(T) \frac{dT}{T} + R \ln \frac{v_2}{v_1}$$

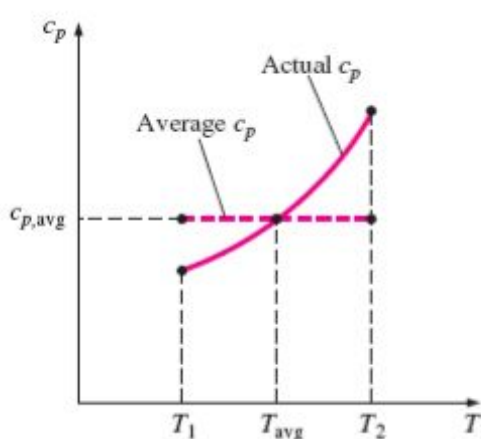
با جایگذاری $dh = c_{vdT}$ و $v = \frac{RT}{p}$ در معادله 6-26 و با انتگرال‌گیری، رابطه‌ی دوم زیر را برای تغییر آنتروپی گاز ایده‌آل به دست می‌آوریم

(6-32)

$$s_2 - s_1 = \int_1^2 c_p(p) \frac{dT}{T} + R \ln \frac{p_2}{p_1}$$

گرمای ویژه گازهای ایده‌آل، به استثناء گازهای تک اتمی، به دما بستگی دارند، و برای محاسبه انتگرال‌ها در معادله 6-31 و 6-32 باید توابع c_p و c_v بر حسب دما معلوم باشند. حتی با معلوم بودن توابع $C_p(T)$ ، $C_v(T)$ ، دائماً نمی‌توان برای تغییر آنتروپی محاسبات طولانی انتگرالی انجام داد. بنابراین دو راه باقی می‌ماند: یا با ثابت گرفتن گرمای ویژه، این انتگرال‌ها را محاسبه کنیم یا آنها را یکبار محاسبه کرده، و نتایج را جدول‌بندی کنیم. هر دو روش در زیر نشان داده شده‌اند.

۱- گرمای ویژه ثابت: تحلیل تقریبی



شکل 6-۱۸ فرض می‌شود گرمای ویژه دارای یک مقدار متوسط ثابت است.

گرمای ویژه گازهای ایده‌آل را معمولاً ثابت می‌گیرند، و قبلاً نیز بارها از این فرض استفاده کردیم. این فرض تحلیل را خیلی ساده می‌کند، و دقت را تا اندازه‌ای کاهش می‌دهد. مقدار خطای ناشی از این فرض بستگی به شرایط مسئله دارد. مثلاً، گرمای ویژه گازهای ایده‌آل تک اتمی، مانند هلیوم، مستقل از دما هستند، و فرض گرمای ویژه ثابت هیچ خطایی وارد نمی‌کند. برای گازهای ایده‌آلی که گرمای ویژه آنها در گستره دمای مورد نظر تقریباً به طور خطی تغییر می‌کنند، با استفاده از مقادیر گرمای ویژه ارزیابی شده در دمای متوسط، خطای ممکن به حداقل می‌رسد. نتایجی که به این ترتیب به دست می‌آیند معمولاً برای بیشتر گازهای ایده‌آل دقت کافی دارند به شرطی که گستره دما بزرگتر از

چند صد درجه نباشد. با قرار دادن $C_{p,av}$, $C_{v,av}$ ، به ترتیب، به جای $C_p(T)$, $C_v(T)$ در معادله‌های ۳۱-۶ و ۳۲-۶ و با محاسبه انتگرال‌ها، رابطه‌های زیر برای تغییر آنتروپی گازهای ایده‌آل، با فرض گرمای ویژه ثابت، به دست می‌آید:

(۳۳-۶)

$$s_T - s_1 = C_{v,av} \ln \frac{T_T}{T_1} + R \ln \frac{v_T}{v_1} \left[\frac{kJ}{(kg.K)} \right]$$

$$s_T - s_1 = C_{p,av} \ln \frac{T_T}{T_1} + R \ln \frac{p_T}{p_1} \left[\frac{kJ}{(kg.K)} \right] \quad (۳۴-۶)$$

با تقسیم کردن این رابطه‌ها بر جرم مولکولی، تغییرات آنتروپی بر مبنای مول واحد بیان می‌شود:

(۳۵-۶)

$$\bar{s}_T - \bar{s}_1 = \bar{C}_{v,av} \ln \frac{T_T}{T_1} + R_u \ln \frac{v_T}{v_1} \left[\frac{kJ}{(kmol.K)} \right]$$

$$\bar{s}_T - \bar{s}_1 = \bar{C}_{p,av} \ln \frac{T_T}{T_1} + R_u \ln \frac{p_T}{p_1} \left[\frac{kJ}{(kmol.K)} \right] \quad (۳۶-۶)$$

۲- گرمای ویژه متغیر: تحلیل دقیق

وقتی تغییر دما در فرآیندی زیاد است و گرمای ویژه گاز ایده‌آل در گستره دما به طور غیر خطی تغییر می‌کنند، فرض گرمای ویژه ثابت می‌توان خطای قابل توجهی را در محاسبات تغییر آنتروپی وارد کند. در این موارد، با استفاده از توابع دقیق $C_p(T)$, $C_v(T)$ ، باید تغییر گرمای ویژه را بر حسب دما در نظر گرفته، و با جایگذاری این توابع در معادله ۳۱-۶ یا ۳۲-۶ و با محاسبه انتگرال‌ها، تغییر آنتروپی را در طی یک فرآیند تعیین کنیم.

به جای محاسبه این انتگرال‌های خسته کننده، بهتر است آنها را یکبار محاسبه کرده، و جدول‌بندی کنیم. برای این منظور، صفر مطلق را به عنوان دمای مرجع انتخاب کرده و تابع s' را به صورت زیر تعریف می‌کنیم:

$$s' = \int_1^T C_p(T) \frac{dT}{T} \quad (۳۷-۶)$$

طبق تعریف، s' فقط تابعی از دماست و مقدار آن در دمای صفر مطلق برابر با صفر است. مقادیر s' در دماهای مختلف از معادله ۳۷-۶ محاسبه می‌شوند، و نتایج در پیوست به صورت تابعی از دما برای گازهای ایده‌آل مختلف جدول‌بندی شده‌اند. این تعریف، معادله انتگرالی ۳۲-۶ به شکل زیر درمی‌آید:

(۳۸-۶)

$$\int_1^T C_p(T) \frac{dT}{T} = s'_T - s'_1$$

که در آن s'_T مقدار s' در T_T و s'_1 مقدار آن در T_1 است. به این ترتیب،

(۳۹-۶)

$$s_p - s_1 = s_p^* - s_1^* - R \ln \frac{P_p}{P_1} \left[\frac{kJ}{(kg.K)} \right]$$

آن را بر مبنای مول واحد به صورت زیر می‌نویسیم:

$$\bar{s}_p - \bar{s}_1 = \bar{s}_p^* - \bar{s}_1^* - R_u \ln \frac{P_p}{P_1} \left[\frac{kJ}{(kg.K)} \right] \quad (۴۰-۶)$$

	<u>T, K</u>	<u>s°, kJ/kg · K</u>
	.	.
	300	1.70203
	310	1.73498
	320	1.76690
	.	.
	.	.
	(Table A-17)	

شکل ۱۹-۶ آنتروپی گاز ایده آل به T و P، بستگی دارد. تابع s^0 فقط قسمت وابستگی آنتروپی به دما را نشان می‌دهد.

توجه کنید، برخلاف انرژی داخلی و آنتالپی، گازهای ایده آل نه تنها بر حسب دما، بلکه بر حسب حجم مخصوص و فشار نیز تغییر می‌کند. بنابراین، آنتروپی را نمی‌توان فقط بر حسب دما جدول‌بندی کرد. مقادیر s^0 در جداول وابستگی آنتروپی به دما را نشان می‌دهند. تغییرات آنتروپی بر حسب فشار توسط آخرین جمله در معادله ۳۹-۶ در نظر گرفته می‌شود. رابطه دیگر برای تغییر آنتروپی را بر مبنای معادله ۳۱-۶ می‌توان به دست آورد، اما برای این منظور باید تابع دیگری را تعریف کرده و مقادیر آن را جدول‌بندی کنیم، که عملی نیست.

فرآیندهای تک آنتروپی گازهای ایده آل

با مساوی صفر قرار دادن رابطه‌های تغییر آنتروپی، رابطه‌های گوناگونی را برای فرآیندهای تک آنتروپی گازهای ایده آل می‌توان به دست آورد. این محاسبات را ابتدا برای گرماهای ویژه ثابت و سپس برای گرماهای ویژه متغیر انجام می‌دهیم.

گرماهای ویژه ثابت: حل تقریبی

با فرض گرمای ویژه ثابت، رابطه‌های تک آنتروپی گازهای ایده آل را با مساوی صفر قرار دادن معادله‌های ۳۳-۶ و ۳۴-۶، می‌توان به دست آورد. از معادله ۳۳-۶،

$$\ln \frac{T_p}{T_1} = -\frac{R}{C_v} \ln \frac{v_p}{v_1}$$

که آن را به صورت زیر مرتب می‌کنیم

$$\ln \frac{T_p}{T_1} = \ln \left(\frac{v_1}{v_p} \right)^{\frac{R}{C_v}} \quad (۴۱-۶)$$

یا

$$\left(\frac{T_2}{T_1}\right)_{s=} = \left(\frac{v_1}{v_2}\right)^{k-1} \quad (\text{گاز ایده آل}) \quad (۴۲-۶)$$

$$\frac{R}{C_v} = k - 1 \text{ و از این رو } k = \frac{C_p}{C_v}, \quad R = C_p - C_v$$

معادله ۴۲-۶ رابطه اول تک آنترپیی گازهای ایده آل، با فرض گرماهای ویژه ثابت، است. به طور مشابه، رابطه دوم تک آنترپیی از معادله ۳۴-۶ به دست می آید

$$(\text{گاز ایده آل}) \quad (۴۳-۶)$$

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

رابطه سوم تک آنترپیی با جایگذاری معادله ۴۳-۶ در معادله ۴۲-۶ و با ساده کردن به دست می آید

$$\left(\frac{p_2}{p_1}\right)_{s=} = \left(\frac{v_1}{v_2}\right)^k \quad (\text{گاز ایده آل}) \quad (۴۴-۶)$$

معادله های ۴۲-۶ تا ۴۴-۶ را به صورت فشرده زیر نیز می توان بیان کرد

$$TV^{k-1} = \text{ثابت} \quad (۴۵-۶)$$

$$TP^{\frac{(1-k)}{k}} = \text{ثابت} \quad \text{گاز ایده آل} \quad (۴۶-۶)$$

$$pv^k = \text{ثابت} \quad (۴۷-۶)$$

به طور کلی، نسبت گرماهای ویژه k بر حسب دما تغییر می کند، و از این رو باید از مقدار متوسط k در گستره دمای داده شده استفاده کرد. توجه کنید که رابطه های تک آنترپیی گازهای ایده آل در بالا، با فرض گرماهای ویژه ثابت، برای فرآیندهای تک آنترپیی دقیقاً صحبت دارند.

گرماهای ویژه متغیر: حل دقیق

اگر فرض گرمای ویژه ثابت درست نباشد، رابطه های تک آنترپیی داده شده در بالا نتایج غیر دقیقی می دهند. در این مورد باید از رابطه تک آنترپیی حاصل از معادله ۳۹-۶، که تغییرات گرماهای ویژه را بر حسب دما در نظر می گیرد، استفاده کنیم. با مساوی صفر قرار دادن این معادله،

$$0 = s_2' - s_1' - R \ln \frac{P_2}{P_1}$$

یا

$$s_2' = s_1' + R \ln \frac{P_2}{P_1} \quad (۴۸-۶)$$

که در آن s_1' مقدار s' در انتهای فرآیند تک آنترپیی است.

فشار نسبی و حجم مخصوص نسبی

معادله ۶-۴۸ راه دقیقی برای ارزیابی تغییرات خاصیت گازهای ایده آل در فرآیندهای تک آنترپی است زیرا تغییرات گرماهای ویژه را بر حسب دما در نظر می گیرد. ولی اگر نسبت حجم، به جای نسبت فشار، داده شده باشد، این رابطه تکرارهای خسته کننده ای می خواهد، و برای مطالعات بهینه سازی که معمولاً نیازمند محاسبات تکراری متعدد است خیلی نامناسب است. برای جبران این نقص، دو کمیت بی بعد جدید را برای فرآیندهای تک آنترپی تعریف می کنیم.

تعریف کمیت اول بر مبنای معادله ۶-۴۸ است، که می توان را به صورت زیر مرتب کرد

$$\frac{P_2}{P_1} = \exp \frac{s'_2 - s'_1}{R}$$

یا

$$\frac{P_2}{P_1} = \frac{\exp\left(\frac{s'_2}{R}\right)}{\exp\left(\frac{s'_1}{R}\right)}$$

کمیت $\exp\left(\frac{s'}{R}\right)$ را فشار نسبی P_r می گویند. با این تعریف، رابطه بالا به شکل زیر درمی آید

$$\left(\frac{P_2}{P_1}\right)_{s=} = \frac{P_{r2}}{P_{r1}} \quad (6-49)$$

توجه کنید که فشار نسبی P_r یک کمیت بی بعد است که فقط تابعی از دماست زیرا s' فقط به دما بستگی دارد. بنابراین، مقادیر P_r را بر حسب دما می توان جدول بندی کرد. این کار برای هوا در جدول الف-۱۷ انجام شده است. در شکل ۶-۳۷، نحوه استفاده از داده های P_r نشان داده شده است.

گاهی اوقات، و مخصوصاً در تحلیل موتور خودروها، نسبت حجم مخصوص به جای نسبت فشار داده می شود. در این موارد باید با نسبت های حجم مخصوص کار کنیم. بنابراین، کمیت دیگری را که در فرآیندهای تک آنترپی با حجم مخصوص ارتباط دارد تعریف می کنیم. این کار با استفاده از رابطه گازهای ایده آل و معادله ۶-۴۹ انجام می دهیم:

$$\frac{P_1 v_1}{T_1} = \frac{P_2 v_2}{T_2} \rightarrow \frac{v_2}{v_1} = \frac{T_2}{T_1} \frac{P_1}{P_2} = \frac{T_2}{T_1} \frac{P_{r1}}{P_{r2}} = \frac{\frac{T_2}{P_{r1}}}{\frac{T_1}{P_{r2}}}$$

کمیت $\frac{T}{P_r}$ فقط تابعی از دماست و آن را حجم مخصوص نسبی v_r می گویند. بنابراین،

(۶-۵۰)

$$\left(\frac{v_2}{v_1}\right)_{s=} = \frac{v_{r2}}{v_{r1}}$$

معادله های ۶-۴۹ و ۶-۵۰ فقط برای فرآیندهای تک آنترپی گازهای ایده آل صحت دارند. این معادله ها تغییرات گرماهای ویژه را بر حسب دما در نظر می گیرند و بنابراین، در مقایسه با معادله های ۶-۴۲ تا ۶-۴۷، نتایج دقیق تری می دهند. مقادیر P_r و v_r برای هوا در جدول الف-۱۷ فهرست شده اند.

۶-۱۰ کار در جریان پایای برگشت پذیر

کار انجام شده در هر فرآیند بستگی به مسیر پیموده شده و همچنین بستگی به حالت‌های اولیه و انتهای دارد. در صل ۳، درباره کار مرز برگشت پذیر (شبه تعادلی) سیستم‌های بسته بحث کرده، و آن را بر حسب خواص سیال به صورت زیر بیان کردیم

$$W = \int_1^2 P dV$$

گفتیم که بر هم کنش‌های شبه تعادلی بیشترین کار خروجی را برای وسایل مولد کار و کمترین کار ورودی را برای وسایل مصرف کننده کار می‌دهند.

همچنین، بهتر است کار در وسایل با جریان پایا را بر حسب خواص سیای بیان کنیم.

اگر کار از سیستم (کار خروجی) را مثبت بگیریم، موازنه انرژی برای وسیله‌ای با جریان پایا که دستخوش فرآیند برگشت پذیر داخلی می‌شود، به شکل دیفرانسیلی زیر است

$$\delta q_{rev} - \delta w_{rev} = dh + dke + dpe$$

اما

$$\left. \begin{array}{l} \delta q_{rev} = T ds \\ Tds = dh - v dP \end{array} \right\} \delta q_{rev} = dh - v dP$$

با جایگذاری این رابطه در معادله بالا و با حذف dh ,

$$-\delta w_{rev} = v dP + dke + dpe$$

با انتگرال گیری،

(۶-۵۱)

$$w_{rev} = -\int_1^2 v dP - \Delta ke - \Delta pe \quad \left(\frac{kJ}{kg} \right)$$

اگر تغییرات انرژی‌های جنبشی و پتانسیل ناچیز باشند، این معادله به صورت زیر درمی‌آید

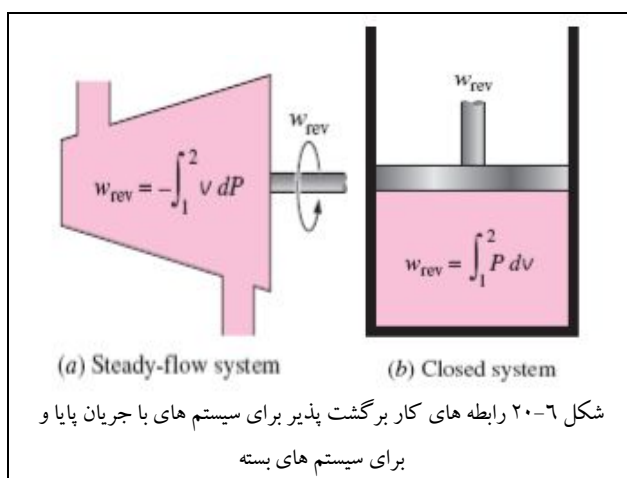
(۶-۵۲)

$$w_{rev} = -\int_1^2 v dP \quad \left(\frac{kJ}{kg} \right)$$

معادله‌های ۶-۵۱ و ۶-۵۲ رابطه‌های کار خروجی برگشت پذیر در یک فرآیند برگشت پذیر داخلی در وسیله‌ای با جریان پایا هستند. این رابطه‌ها برای کار انجام شده روی سیستم نتیجه منفی می‌دهند. برای اجتناب از علامت منفی، معادله ۶-۵۱ را برای کار داده شده به وسایل با جریان پایا، مانند کمپرسور و پمپ‌ها، به صورت زیر می‌نویسیم

(۶-۵۳)

$$w_{rev} = \int_1^2 v dP + \Delta ke + \Delta pe \quad \left(\frac{kJ}{kg} \right)$$



شبهات بین vdP در این رابطه‌ها با Pdv زیاد است، و نباید آنها را با هم اشتباه کرد، زیرا Pdv کار مرزی برگشت پذیر در سیستم‌های بسته است.

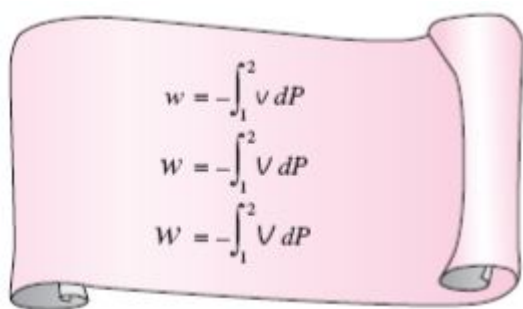
بدیهی است که برای محاسبه انتگرال در معادله ۶-۵۱، در یک فرآیند مشخص، باید تابع v را بر حسب P بدانیم. وقتی سیال عامل یک سیال تراکم ناپذیر است، حجم مخصوص v در فرآیند ثابت می ماند و می توان آن را از زیر علامت انتگرال بیرون آورد. در این صورت، معادله ۶-۵۱ به صورت زیر ساده می شود

$$w_{rev} = -v(p_2 - p_1)\Delta ke - \Delta pe \left(\frac{kJ}{kg} \right) \quad (6-54)$$

برای جریان پایای مایعات در وسیله‌ای که هیچگونه برهم کنش کار ندارد (مانند نازل یا لوله)، جمله کار صفر است، و معادله بالا به صورت زیر بیان می شود

$$v(p_2 - p_1) + \frac{v_2^2 - v_1^2}{2} + g(z_2 - z_1) = 0 \quad (6-55)$$

در مکانیک سیالات، رابطه بالا را معادله برنولی می گویند. این رابطه برای فرآیند برگشت پذیر داخلی به دست آمده است و برای سیالات تراکم ناپذیری به کار می رود که شامل هیچ گونه برگشت ناپذیری مانند اصطکاک یا امواج شوکی نیستند. البته، این معادله را می توان تصحیح کرد تا این اثرات را در نظر بگیرد.



شکل ۶-۲۱ هر چه حجم مخصوص بزرگتر باشد، کار تولید شده (یا مصرف شده) توسط وسیله با جریان پایا بیشتر است

معادله ۶-۵۲ برای وسایل با جریان پایا توربین‌ها، کمپرسورها، و پمپ‌ها، نتایج مهمی دارد. از این معادله دیده می شود که کار برگشت پذیر در جریان پایا و حجم مخصوص سیالی که در وسیله جریان دارد با هم رابطه نزدیکی دارند. هر چه حجم مخصوص بیشتر باشد، کار برگشت پذیر تولید شده یا مصرف شده توسط وسیله با جریان پایا بیشتر است. این نتیجه برای وسایل واقعی با جریان پایا نیز صحت دارد. بنابراین، باید سعی کرد حجم مخصوص سیال در فرآیند تراکم به حداقل ممکن برسد تا کار ورودی مینیمم باشد، و حجم مخصوص در فرآیند انبساط به حداکثر ممکن برسد تا کار خروجی به ماکزیمم باشد.

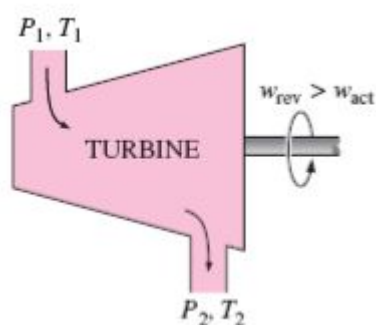
در نیروگاههای گازی یا بخاری، افزایش فشار در پمپ یا کمپرسور برابر است با کاهش فشار در توربین، البته در صورتی که از اتلافات فشار در اجزاء دیگر صرف نظر شود. در نیروگاههای بخاری، پمپ با مایع، که حجم مخصوص بسیار کمی دارد، و توربین با بخار، که حجم مخصوص آن خیلی بزرگتر است، سرو کار دارند. بنابراین، کار خروجی از توربین خیلی بزرگتر از کار داده شده به پمپ است. این یکی از دلایلی است که نیروگاههای بخاری در تولید برق خیلی مورد توجه قرار گرفته اند. آگ برای صرفه جویی گرمای دفع شده بخار آب موجود در توربین را، قبل از خنک کردن در کندانسور، به فشار ورودی توربین برگردانیم، باید تمام کار تولید شده توسط توربین را به کمپرسور بدهیم. در حقیقت، کار مورد نیاز کمپرسور از کار خروجی توربین بیشتر خواهد بود زیرا ر هر دو فرآیند برگشت ناپذیری هایی وجود دارد.

در نیروگاههای گازی، سیال عامل (نوعاً هوا) در حالت گازی متراکم می‌شود، و قسمت قابل توجهی از کار خروجی توربین توسط کمپرسور مصرف می‌شود. در نتیجه، نیروگاه گازی [در مقایسه با نیروگاه بخاری]، برای جرم واحد سیال عامل، کار خالص کمتری می‌دهد.

۱۱-۶ به حداقل رساندن کار کمپرسور

در قسمت ۶-۱۰ نشان دادیم که کار داده شده به کمپرسوری که فرآیند تراکم را به طور برگشت پذیر داخلی انجام می‌دهد دارای حداقل مقدار است. اگر تغییرات انرژی‌های جنبشی و پتانسیل ناچیز باشند، کار تراکم با معادله ۶-۵۳ داده می‌شود.

$$w_{rev} = \int_1^2 v dP \quad (6-56)$$



شکل ۶-۲۲ توربین برگشت پذیر، در مقایسه با توربین برگشت ناپذیری که بین همان حالت‌های انتهایی کار می‌کند، کار بیشتری تولید می‌کند.

واضح است یکی از راه‌های به حداقل رساندن کمپرسور این است که با به حداقل رساندن برگشت ناپذیری‌هایی از قبیل اصطکاک، تلاطم، و تراکم غیر شبه تعادلی، تا حد امکان به فرآیند برگشت پذیر داخلی نزدیک شویم، و ضمناً مسائل اقتصادی را نیز باید در نظر بگیریم. راه دوم (و عملی‌تر) برای کاهش دادن کار کمپرسور این است که حجم مخصوص گاز را در فرآیند تراکم تا حد امکان کم نگه داریم. این عمل با پایین نگه داشتن دمای گاز تا حد امکان در فرآیند تراکم انجام می‌شود زیرا حجم مخصوص گازها با دما متناسب است. بنابراین، برای کاهش دادن کار داده شده به کمپرسور باید گاز را هنگام تراکم خنک کرد.

برای درک بهتر تأثیر سرمایش در فرآیند تراکم، کار مورد نیاز را برای سه نوع فرآیند با هم مقایسه می‌کنیم: فرآیند تک آنروپی (بدون سرمایش)، فرآیند پلی تروپیک (همراه با کمی سرمایش). به فرض این که هر سه فرآیند بین حدود فشار یکسان (P_2, P_1) برگشت پذیر داخلی‌اند و گاز رفتار ایده‌آل دارد $(PV = RT)$ ، کار تراکم را با محاسبه انتگرال در معادله ۶-۵۶ برای هر حالت تعیین می‌شود، با نتایج زیر:

تک آنروپی (ثابت PV^k):

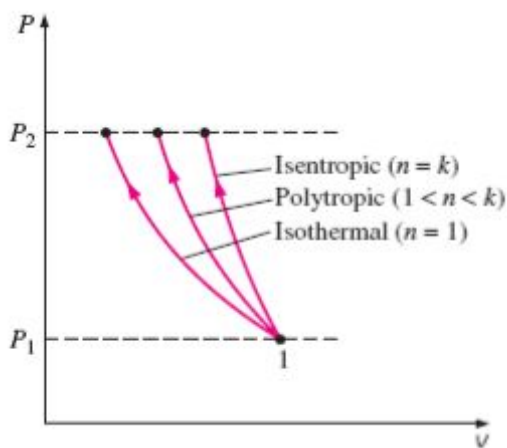
$$w = \frac{kR(T_2 - T_1)}{k - 1} = \frac{kRT_1}{k - 1} \left[\left(\frac{P_2}{P_1} \right)^{\frac{k-1}{k}} - 1 \right] \quad (6-57 \text{ الف})$$

پلی تروپیک (ثابت PV^n):

$$w = \frac{nR(T_2 - T_1)}{n - 1} = \frac{nRT_1}{n - 1} \left[\left(\frac{P_2}{P_1} \right)^{\frac{n-1}{n}} - 1 \right] \quad (6-57 \text{ ب})$$

تک دما (ثابت PV):

$$w = RT \ln \frac{P_2}{P_1} \quad (6-57 \text{ ج})$$



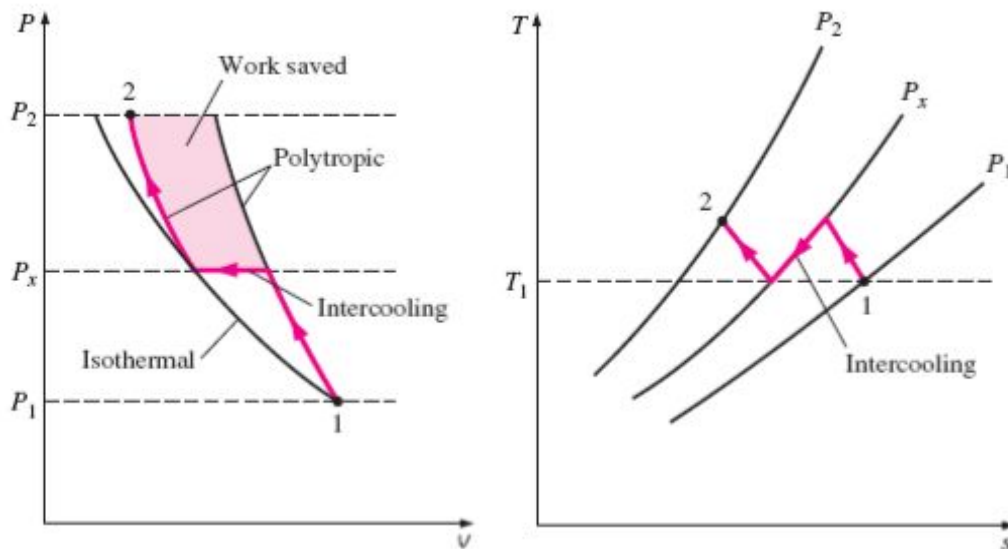
شکل ۶-۲۳ نمودارهای $p-v$ فرآیندها تراکم تک آنژیوتروپی، پلی تروپیک و تک دما بین حدود فشار یکسان

هر سه فرآیند در نمودار $P-v$ در شکل ۶-۴۵ برای حالت ورودی و فشار خروجی یکسان رسم شده‌اند. در نمودار $p-v$ ، مساحت در سمت چپ منحنی فرآیند انتگرال $v dP$ است، و کار تراکم را در جریان پایا نشان می‌دهد. از این نمودار دیده می‌شود که از میان سه فرآیند برگشت پذیر داخلی، تراکم آدیاباتیکی (ثابت Pv^k) ماکزیمم کار را می‌برد و تراکم تک دما (ثابت T یا، ثابت Pv) مینیمم کار را می‌خواهد و کار مورد نیاز برای تراکم پلی تروپیک (ثابت Pv^n) بین این دو قرار دارد و، با کاهش نمای پلی تروپیک، کاهش می‌یابد، زیرا دفع گرما در فرآیند تراکم افزایش می‌یابد. اگر گرمای کافی دفع شود، مقدار n به واحد نزدیک می‌شود و فرآیند تک دما می‌شود. یک راه برای خنک کردن گاز هنگام تراکم این است که از ژاکت‌های خنک کن پیرامون محفظه کمپرسور استفاده شود.

تراکم چند مرحله‌ای با سرمای میانی

از بحث‌های بالا متوجه می‌شویم که * سرمایش گاز هنگام تراکم عمل مطلوبی است زیرا کار مورد نیاز کمپرسور را کاهش می‌دهد. ولی، اغلب نمی‌توان سرمایش مطلوبی را با خنک کردن محفظه کمپرسور به دست آورد، و باید از روش‌های دیگر استفاده شود. یکی از این روش‌ها تراکم چند مرحله‌ای با سرمایش میانی است، که در آن گاز در مراحل مختلف متراکم می‌شود و، با عبور از یک مبدل گرمایی به نام خنک کن میانی، در هر مرحله خنک می‌شود. در حالت ایده‌آل، فرآیند سرمایش در فشار ثابت روی می‌دهد، و گاز تا دمای اولیه T_1 در خنک کن میانی خنک می‌شود. تراکم چند مرحله‌ای با سرمایش میانی وقتی مطلوب است که گاز تا فشارهای خیلی زیاد متراکم شود.

در شکل ۶-۴۶، تأثیر سرمایش میانی بر کار کمپرسور دو طبقه در نمودارهای $T-s$ ، $P-v$ به طور ترسیمی نشان داده شده است. گاز در طبقه اول از P_1 تا فشار میانی P_x متراکم می‌شود، در فشار ثابت تا دمای اولیه T_1 خنک شده، و در طبقه دوم تا فشار نهایی P_2 متراکم می‌شود. به طور کلی، فرآیند تراکم را به صورت پلی تروپیک (ثابت Pv^n) می‌توان دانست که در آن n بین k و 1 تغییر می‌کند. مساحت سایه خورده در نمودار $p-v$ کاری را نشان می‌دهد که بر اثر تراکم دو مرحله‌ای با سرمایش میانی صرفه جویی می‌شود. مسیرهای فرآیند برای فرآیندهای تک دما و پلی تروپیک یک مرحله‌ای نیز برای مقایسه نشان داده شده‌اند.



شکل ۶-۲۴ نمودارهای $T-s$ و $p-v$ در فرآیندهای تراکم دو مرحله ای با جریان پایا

اندازه مساحت سایه خورده (کار ورودی صرفه جویی شده) بر حسب مقدار فشار میانی P_x تغییر می کند، و از آن، برای تعیین شرایط متناظر با ماکزیمم این مساحت استفاده می شود. کار کل برای تراکم دو مرحله ای با مجموع کار داده شده به هر طبقه کمپرسور برابر است. با استفاده از معادله ۶-۵۷ ب،

در طبقه دوم W + در طبقه اول W = تراکم W

$$= \frac{nRT_1}{n-1} \left[\left(\frac{P_x}{P_1} \right)^{\frac{(n-1)}{n}} - 1 \right] + \frac{nRT_1}{n-1} \left[\left(\frac{P_2}{P_x} \right)^{\frac{(n-1)}{n}} - 1 \right] \quad (6-58)$$

تنها متغیری که در این معادله وارد می شود P_x است. مقدار P_x که کار کل را به حداقل می رساند با دیفرانسیل گیری از این عبارت نسبت به P_x با مساوی صفر قرار دادن نتیجه دیفرانسیل گیری به دست می آید.

نتیجه می شود

$$P_x = (p_1 p_2)^{\frac{1}{2}} \Rightarrow \frac{P_x}{p_1} = \frac{p_2}{P_x} \quad (6-59)$$

یعنی، برای مینیمم سازی کار تراکم دو مرحله ای، نسبت فشار در هر طبقه کمپرسور باید یکسان باشد. با برقراری این حالت، کار تراکم در هر مرحله یکسان است؛ یعنی، در طبقه دوم W = در طبقه اول W .

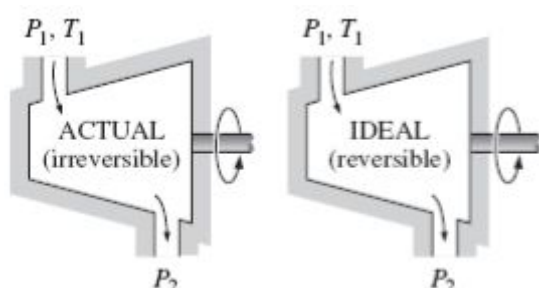
۶-۱۳ بازده تک آنروپی وسایل با جریان پایا

بارها به برگشت ناپذیری های ذاتی فرآیندهای واقعی اشاره کردیم و گفتیم که تأثیر آنها همیشه باعث کاهش کیفیت عملکرد وسایل می شود. در تحلیل مهندسی، پارامترهایی را لازم داریم که با آنها بتوانیم مقدار افت کیفیت انرژی را در این وسایل تعیین کنیم. در فصل ۵، این کار را برای وسایل سیکلی، مانند ماشین های گرمایی و یخچال ها انجام دادیم، و برای این منظور سیکل های واقعی را با سیکل های ایده آلی، مانند سیکل کارنو، مقایسه کردیم. سیکلی را که تماماً از فرآیندهای برگشت پذیر تشکیل شده است به عنوان سیکل مدل می گیریم و سیکل های واقعی را با آن مقایسه می کنیم. با سیکل مدل ایده آلی می توانیم

حدود نظری عملکرد وسایل سیکلی را در شرایط مشخصی تعیین کرده، و نحوه عملکرد سیکل‌های واقعی را که دارای برگشت‌ناپذیری هستند بررسی کنیم.

اکنون، این تحلیل را برای وسایل صنعتی با جریان پایا مانند توربین‌ها، کمپرسورها، و نازل‌ها بسط می‌دهیم، و درجه افت کیفیت انرژی را در این وسایل بر اثر برگشت‌ناپذیری‌ها بررسی می‌کنیم. اما ابتدا باید فرآیند ایده‌آل را که به عنوان مدل برای فرآیندهای واقعی در نظر گرفته می‌شود تعریف کنیم.

اگر چه مقداری انتقال گرما بین وسایل با جریان پایا و محیط اطراف وجود دارد، اغلب این وسایل برای کارکرد در شرایط آدیاباتیک طراحی می‌وند. بنابراین، فرآیند مدل برای این وسایل باید فرآیند آدیاباتیک باشد. به علاوه، فرآیند ایده‌آل باید فاقد برگشت‌ناپذیری باشد زیرا برگشت‌ناپذیری‌ها همیشه در جهت افت عملکرد وسایل صنعتی عمل می‌کنند. از این‌رو، فرآیند ایده‌آل باید فاقد برگشت‌ناپذیری باشد زیرا برگشت‌ناپذیری‌ها همیشه در جهت افت عملکرد وسایل صنعتی عمل می‌کنند. از این‌رو، فرآیند ایده‌آلی که می‌تواند به عنوان مدل مناسبی برای بیشتر وسایل با جریان پایا عمل کند فرآیند تک آنترابی است.



شکل ۶-۲۵ فرآیند تک آنترابی فاقد برگشت پذیری است و فرآیند ایده‌آل در وسایل آدیاباتیک است.

هر چند فرآیند واقعی به فرآیند ایده‌آلی تک آنترابی نزدیک‌تر باشد، وسیله بهتر کار می‌کند. از این‌رو، پارامتری لازم داریم که به طور کمی تعیین کند یک وسیله واقعی چقدر به وسیله ایده‌آل نزدیک است. این پارامتر بازده تک آنترابی یا بازده آدیاباتیک است، که معیاری برای انحراف فرآیندهای واقعی از فرآیندهای ایده‌آلی متناظر است. بازده‌های آدیاباتیک برای وسایل مختلف به طرق گوناگون تعریف می‌شوند زیرا هر وسیله برای انجام کار خاصی طراحی

می‌شود. در زیر، بازده‌های آدیاباتیک توربین‌ها، کمپرسورها، و نازل‌ها را، توسط مقایسه عملکرد واقعی این وسایل با عملکرد آنها در شرایط تک آنترابی برای شرایط ورودی و فشار خروجی یکسان، تعریف می‌کنیم.

بازده تک آنترابی توربین‌ها

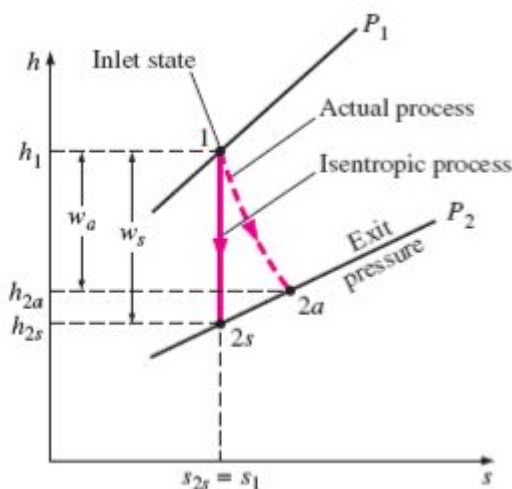
برای یک توربین در شرایط پایا، شرایط ورودی سیال عامل و فشار خروجی مشخص‌اند. بنابراین، فرآیند ایده‌آل برای توربین آدیاباتیک یک فرآیند تک آنترابی بین شرایط ورودی و فشار خروجی است. خروجی توربین کار تولید شده است، و بازده تک آنترابی توربین عبارت است از نسبت کار خروجی واقعی توربین به کارخروجی حاصل بین شرایط ورودی و فشار خروجی هرگاه فرآیند تک آنترابی باشد:

$$\eta = \frac{w_a}{w_s} \quad (6-60)$$

معمولاً تغییرات انرژی‌های جنبشی و پتانسیل جریان سیال در توربین‌ها، در مقایسه با تغییر آنتالپی، کوچک و قابل صرف‌نظر است. بنابراین، کار خروجی از توربین آدیاباتیک فقط برابر است با تغییر آنتالپی، و رابطه بالا را می‌توان به صورت زیر بیان کرد

$$\eta_T \cong \frac{h_1 - h_{2a}}{h_1 - h_{2s}} \quad (6-61)$$

که در آن h_{2s}, h_{2a} ، به ترتیب مقادیر آنتالپی در شرایط خروجی برای فرآیندهای واقعی و تک آنتروپی هستند. در شکل ۶-۲۶، فرآیندهای واقعی و تک آنتروپی در یک توربین نشان داده شده‌اند.



شکل ۶-۲۶ نمودار h-s فرآیندهای واقعی و تک آنتروپی توربین آدیاباتیک

مقدار η_T به طراحی اجزاء توربین کاملاً بستگی دارد. توربین‌های بزرگ با طراحی مناسب، دارای بازده تک آنتروپی بیش از ۹۰ درصد هستند. ولی، بازده تک آنتروپی توربین‌های کوچک ممکن است کمتر از ۷۰ درصد باشد. با اندازه‌گیری کار خروجی واقعی از توربین و با محاسبه کار خروجی تک آنتروپی در شرایط ورودی و فشار خروجی داده شده، می‌توان بازده تک آنتروپی توربین را به دست آورد. از این بازده در طراحی نیروگاه‌ها می‌توان استفاده کرد.

بازده‌های تک آنتروپی کمپرسورها و پمپ‌ها

بازده تک آنتروپی کمپرسور عبارت است از نسبت کار مورد نیاز برای افزایش فشار یک گاز تا مقداری معلوم در فرآیند تک آنتروپی به کار مورد نیاز واقعی:

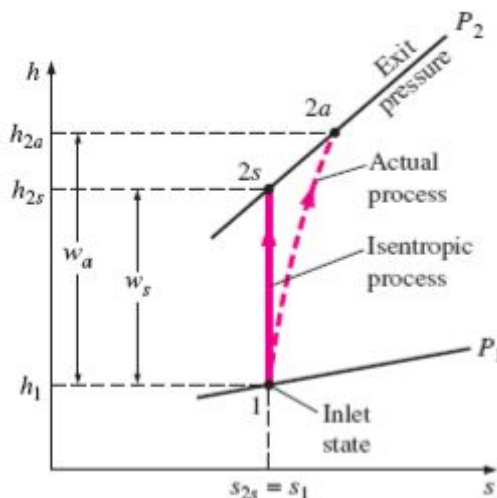
$$\eta_C = \frac{w_s}{w_a} \quad (6-62)$$

توجه کنید که در تعریف بازده تک آنتروپی کمپرسور، کار تک آنتروپی در صورت کسر آورده شده است نه در مخرج، زیرا w_s کمتر از w_a است، و با توجه به این تعریف، η_C نمی‌تواند بیشتر از ۱۰۰ درصد باشد (اگر η_C بزرگتر از ۱۰۰ درصد باشد، به نادرستی می‌رساند که کمپرسور واقعی بهتر از کمپرسور تک آنتروپی کار می‌کند. همچنین توجه کنید که شرایط ورودی و فشار خروجی گاز برای کمپرسورهای واقعی و تک آنتروپی یکسان است.

اگر تغییرات انرژی‌های جنبشی و پتانسیل گازی که متراکم می‌شود ناچیز باشد، کار داده شده به کمپرسور آدیاباتیک برابر است با تغییر آنتالپی، و معادله ۶-۶۲ در این حالت به صورت زیر است.

$$\eta_C \cong \frac{h_{2s} - h_1}{h_{2a} - h_1} \quad (6-63)$$

که در آن h_{1s}, h_{2a} ، به ترتیب، مقادیر آنتالپی در حالت خروجی برای فرآیندهای تراکم واقعی و تک آنتروپی هستند. مقدار η_c به طرح کمپرسور کاملاً بستگی دارد. بازده تک آنتروپی کمپرسورها با طرح مناسب در گستره از ۷۵ تا ۸۵ درصد است.



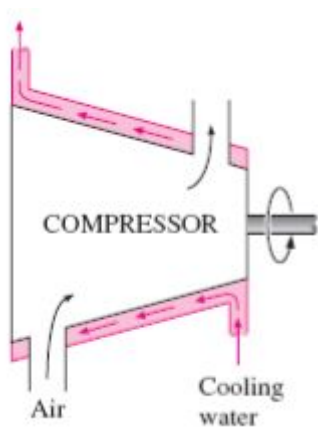
شکل ۶-۲۷ نمودار $h-s$ فرآیندهای واقعی و تک آنتروپی

کمپرسور آدیاباتیک

تغییرات انرژی های جنبشی و پتانسیل ناچیز مایعات، بازده تک آنتروپی پمپ به صورت زیر تعریف می شود:

(۶-۶۴)

$$\eta_p = \frac{w_s}{w_a} = \frac{v(P_2 - P_1)}{h_{2a} - h_1}$$



شکل ۶-۲۸ گاهی اوقات کمپرسورها را عمداً خنک می کنند تا کار مورد نیاز آن به حداقل برسد

اگر گاز در ضمن تراکم خنک نشود، فرآیند واقعی کمپرسور تقریباً آدیاباتیک است و فرآیند آدیاباتیک برگشت پذیر (یعنی، تک آنتروپی) به عنوان مدل ایده آل عمل می کند. اما گاهی اوقات کمپرسورها را عمدتاً خنک می کنند و برای این منظور از پره ها یا ژاکت آب که در پیرامون محفظه قرار گرفته است استفاده می شود. با این عمل، کار مورد نیاز کاهش می یابد. در این حالت، فرآیند تک آنتروپی به عنوان فرآیند مدل به کار نمی رود زیرا وسیله آدیاباتیک نیست و بازده تک آنتروپی کمپرسور، که در بالا تعریف شد، بی معنی است. فرآیند مدل واقعی برای کمپرسورهایی که در فرآیند تراکم عمداً خنک می شوند فرآیند تکدمای برگشت پذیر است. در این موارد، بازده تک دما را توسط مقایسه فرآیند واقعی با فرآیند تکدمای برگشت پذیر می توان تعریف کرد:

(۶-۶۵)

$$\eta_c = \frac{w_t}{w_a}$$

که در آن w_a, w_t کار مورد نیاز کمپرسور، به ترتیب، در حالت تک دمای برگشت پذیر و در حالت واقعی هستند.

بازده تک آنژی نازلها

نازلها اساساً وسایل آدیاباتیکی اند و برای شتاب دادن سیالات به کار می‌روند. بنابراین، فرآیند تک آنژی به عنوان مدل مناسبی برای نازلهاست. بازده تک آنژی عبارت است از نسبت انرژی جنبشی سایل در خروجی نزال واقعی به مقدار انرژی جنبشی در خروجی نازل تک آنژی برای شرایط ورودی و فشار خروجی یکسان. یعنی:

$$\eta_N = \frac{r_{\gamma a}^2}{r_{\gamma s}^2} \quad (6-66)$$

توجه کنید که فشار خروجی برای فرآیندهای واقعی و تک آنژی یکسان است، ولی شرایط خروجی با هم تفاوت دارند. نازل فاقد برهم کنش کار است، و انرژی پتانسیل سیال هنگام عبور از نازل تغییر اندکی می‌دهد یا هیچ تغییری نمی‌کند. به علاوه، اگر سرعت ورودی سیال نسبت به سرعت خروجی کوچک باشد، موازنه انرژی برای این وسیله پایا به شکل زیر در می‌آید:

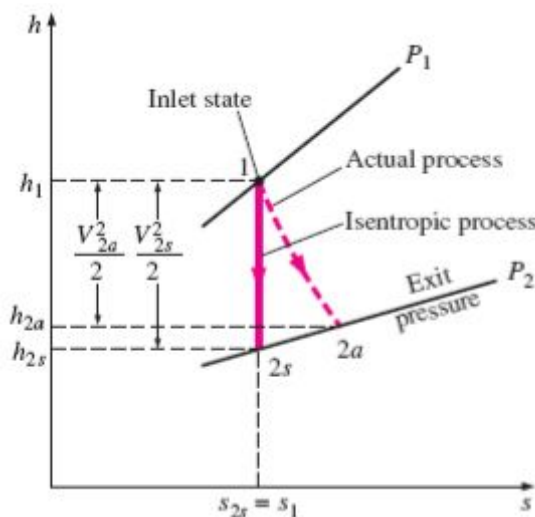
$$h_1 = h_{\gamma a} + \frac{r_{\gamma a}^2}{2}$$

بنابراین، بازده آدیاباتیکی نازل را بر حسب آنتالپی می‌توان به صورت زیر بیان کرد.

(6-67)

$$\eta_N \cong \frac{h_1 - h_{\gamma a}}{h_1 - h_{\gamma s}}$$

که در آن $h_{\gamma s}, h_{\gamma a}$ ، به ترتیب، مقدار آنتالپی در خروجی نازل برای فرآیندهای واقعی و تک آنژی است. بازدهای تک آنژی نازلها معمولاً بیشتر از ۹۰ درصد است، و بازده بیشتر از ۹۵ درصد نیز نامعمول نیست.



شکل ۶-۲۹ نمودار $h-s$ فرآیندهای واقعی و تک آنژی نازل آدیاباتیکی

Chapter 6

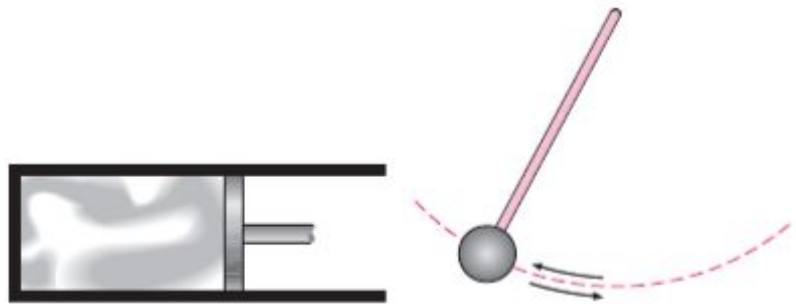
THE SECOND LAW OF THERMODYNAMICS

فرآیندهای برگشت پذیر و برگشت ناپذیر

قانون دوم ترمودینامیک می گوید هیچ ماشین گرمایی نمی تواند دارای بازده ۱۰۰ درصد باشد. بنابراین سوال می کنیم، بیشترین بازدهی که یک ماشین گرمایی می تواند داشته باشد چقدر است؟ قبل از این که پاسخ این پرسش را بدهیم، ابتدا باید یک فرآینده ایده آلی را، به نام فرآیند برگشت پذیر، تعریف کنیم.

فرآیندهایی که در قسمت ۵-۱ مورد بحث قرار گرفتند در جهت معینی روی می دهند. این فرآیندها پس از وقوع نمی توانند خود به خود در جهت معکوس روی دهند و سیستم را به حالت اول برگردانند. به این دلیل، آنها را فرآیندهای برگشت ناپذیر می گویند. وقتی فنجان قهوه سرد می شود، نمی تواند گرمایی را که به اطراف داده است دوباره به دست آورد. اگر می توانست، اطراف و سیستم (قهوه) به حالت اولیه خود برمی گشتند، و این یک فرآیند برگشت پذیر بود.

فرآیند برگشت پذیر فرآیندی است که بدون بر جای گذاشتن هیچ اثری روی اطراف می تواند معکوس شود. یعنی، سیستم و اطراف، هر دو، در انتهای فرآیند برگشت پذیر به حالت های اولیه خود برمی گردند. این فقط وقتی امکان دارد که گرمای خالص و کار خالص مبادله شده بین سیستم و اطراف برای فرآیند ترکیبی (فرآیند اولیه و معکوس آن) صفر باشد. فرآیندهایی را که برگشت پذیر نیستند فرآیندهای برگشت ناپذیر می گویند.



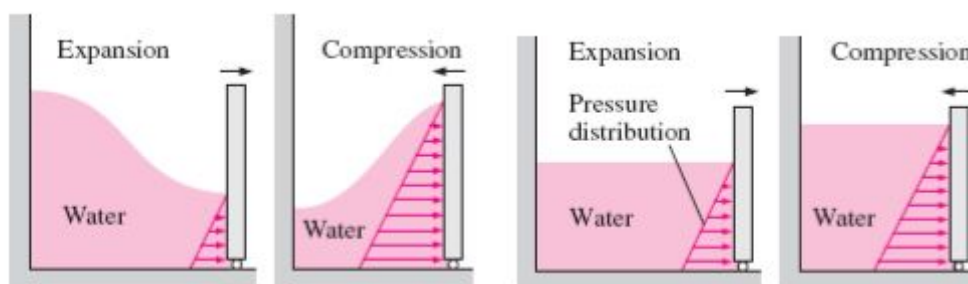
توجه کنید که یک سیستم را با پیوری از فرآیند، بدون توجه به این که فرآیند برگشت پذیر است یا برگشت ناپذیر، می توان به حالت اولیه برگرداند. اما برای فرآیندهای برگشت پذیر، این بازگردانی به حالت اولیه بدون بر جای گذاشتن هیچ انرژی روی اطراف انجام می شود، در حالی که در فرآیند برگشت ناپذیر، اطراف معمولاً مقداری کار روی سیستم انجام می دهد و بنابراین به حالت اولیه خود بر نمی گردد.

فرآیند برگشت پذیر واقعاً در طبیعت روی نمی دهند آنها صرفاً ایده آل سازی های فرآیندهای واقعی اند. فرآیندهای برگشت پذیر را می توان به طور تقریبی، نه به طور دقیق، به دست آورد. یعنی تمام فرآیندهایی که در طبیعت روی می دهند برگشت ناپذیرند. بنابراین، شاید تعجب کنید که چرا خودمان را با اینفرآیندهای خیالی رنج می دهیم. دو دلیل وجود دارد. اول اینکه تحلیل آنها

ساده است، زیرا سیستم در فرآیند برگشت پذیر از مجموعه حالت های تعادلی می گذرد؛ دوم، آنها به عنوان مدل های ایده آلی اند که فرآیندهای واقعی را می توان با آنها مقایسه کرد.

مهندسان به فرآیندهای برگشت پذیر علاقه مندند زیرا وسایل مولد کار مانند اتومبیل و توربین های گازی یا بخاری وقتی از فرآیندهای برگشت پذیر استفاده می کنند بیشترین کار را می دهند و وسایل مصرف کننده کار مانند کمپرسورها، فن ها، پمپ ها وقتی از فرآیندهای برگشت پذیر استفاده می کنند کمترین کار را نیاز دارند.

فرآیندهای برگشت پذیر را به عنوان حدود نظری فرآیندهای برگشت ناپذیر متناظر می توان دانست. بعضی از فرآیندها از بعضی دیگر برگشت ناپذیرترند. هرگز نمی توانیم فرآیند برگشت پذیر داشته باشیم، اما می توانیم کم به آن نزدیک شویم. هر چه فرآیند به برگشت پذیر بودن نزدیکتر باشد، کار تولید شده توسط وسیله مولد کار بیشتر است، یا کار مورد نیاز وسیله مصرف کننده ی کار کمتر است.



برگشت ناپذیری ها

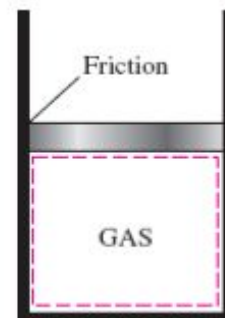
عواملی را که باعث می شوند فرآیندی برگشت ناپذیر باشد برگشت ناپذیری گویند. این عوامل شامل اصطکاک، انبساط نامقید، اختلاط دو گاز، انتقال گرمای ناشی از اختلاف دمای معین، مقاومت الکتریکی، تغییر شکل غیر الاستیک جامدات، و واکنش های شیمیایی هستند. وجود هر یک از این عوامل باعث می شود فرآیند برگشت ناپذیر باشد. هیچ یک از عوامل بالا در فرآیند برگشت پذیر وجود ندارد. بعضی از برگشت ناپذیری هایی که اغلب با آنها روبرو می شویم در زیر توضیح داده شده اند.

اصطکاک

اصطکاک از عوامل شناخته شده ی برگشت ناپذیری است که به اجسام متحرک مربوط می شود. وقتی می خواهیم دو جسم را که با هم تماس دارند نسبت به یکدیگر به حرکت در آوریم، نیروی اصطکاک در سطح مشترک این دو جسم با این حرکت مخالف می کند، و بر غلبه بر این نیروی اصطکاک مقدار کار لازم است. کار انجام شده در فرآیند به گرما تبدیل می شود و به اجسامی که با هم تماس دارند داده می شود، و دما در سطح مشترک دو جسم افزایش می یابد. وقتی جهت حرکت معکوس شود، اجسام به حرکت اولیه بر می گردند، اما سطح مشترک خنک نمی شود، و گرما تبدیل به کار نمی شود. بلکه، کار بیشتری، ضمن غلبه بر نیروهای اصطکاکی که با حرکت معکوس نیز مخالفت می کنند. به گرما تبدیل می شود. چون سیستم (اجسام متحرک) و اطراف نمی توانند به حالت اولیه خود برگردند، این فرآیند برگشت ناپذیر است. بنابراین، هر فرآیندی که با اصطکاک س و کار دارد برگشت ناپذیر است، و هر چه نیروی اصطکاک موجود بیشتر باشد، فرآیند برگشت ناپذیرتر است.

اصطکاک فقط به اجسام جامدی که با هم تماس دارند محدود نمی شود. اصطکاک بین سیال و جامد، و حتی بین لایه های سیالی که با سرعت های متفاوت حرکت می کنند وجود دارد. کسر قابل توجهی از قدرت تولید شده توسط موتور یک اتومبیل

صرف غلبه بر اصطکاک (نیروی دراگ) بین هوا و سطوح خارجی اتومبیل می‌شود، و به صورت قسمتی از انرژی داخلی هوا در می‌آید. این فرآیند را نمی‌توان معکوس کرد و قدرت هدر رفته را بازیافت، اگر چه انجام چنین کاری اصل پایداری انرژی را نقض نمی‌کند.

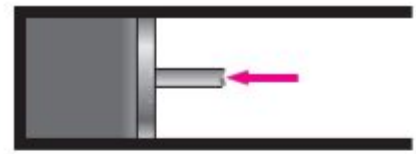


انبساط و تراکم غیر شبه تعادلی

در فصل ۱، فرآیند شبه تعادلی را به عنوان فرآیندی تعریف کردیم که سیستم در طی آن همیشه به طور بی‌نهایت کوچک نزدیک حالت تعادلی است. وسیله سیلندر - پیستونی آدیاباتیک بی‌اصطکاکی را در نظر بگیرید. این وسیله حاوی مقداری گاز است. اکنون پیستون را به داخل سیلندر رانده، و گاز را متراکم می‌کنیم. اگر سرعت پیستون خیلی زیاد نباشد، فشار و دما به طور بکثافت در سرتاسر گاز افزایش می‌یابد. چون سیستم همیشه نزدیک به حالت تعادلی است، این یک فرآیند شبه تعادلی است.

اکنون نیروی خارجی موثر بر پیستون را کمی کاهش می‌دهیم و گاز را کمی منبسط می‌کنیم. اگر گاز به طور آهسته منبسط شود، فرآیند انبساط نیز شبه تعادلی است. وقتی پیستون به حالت اولیه‌اش بر می‌گردد، تمام کار مرزی ($p dv$) انجام شده روی گاز در تراکم در فرآیند انبساط به اطراف داده می‌شود. یعنی، کار خالص در این فرآیند ترکیبی صفر است. همچنین، در این فرآیند انتقال گرما وجود ندارد، و سیستم و اطراف در انتهای فرآیند معکوس به حالت اولی خود بر می‌گردند. بنابراین، انبساط یا تراکم بی‌اصطکاک آدیاباتیک آهسته گازها یک فرآیند برگشت‌پذیر است.

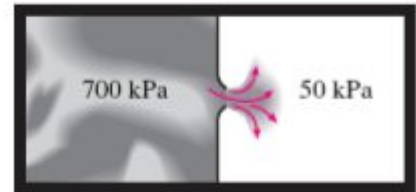
اکنون این فرآیند آدیاباتیک را با روش غیر شبه تعادلی تکرار می‌کنیم. اگر پیستون را خیلی سریع به داخل سیلندر برانیم، مولکولهای گاز در نزدیک سطح پیستون فرصت کافی را برای فرار ندارند، و در جلوی پیستون انباشته می‌شوند. این باعث می‌شود فشار در نزدیک سطح پیستون افزایش یافته، و از فشار موجود در بقیه قسمت‌های داخل سیلندر بیشتر باشد. عدم یکنواختی فشار باعث می‌شود این فرایند برگشت‌ناپذیر باشد. کار مرزی واقعی تابعی از فشار در سطح پیستون است. به علت وجود فشار بالاتر در سطح پیستون، فرآیند تراکم غیر شبه تعادلی در مقایسه با فرآیند تراکم شبه تعادلی، احتیاج به کار بیشتری دارد وقتی فرآیند با انبساط سریع گاز معکوس می‌شود، مولکول‌های گاز در سیلندر نمی‌توان از پیستون پیروی کنند، و یک ناحیه کم فشار در جلوی سطح پیستون به وجود آید. به علت این فشار کم در سطح پیستون، فرآیند غیر شبه تعادلی، در مقایسه با نوع تعادلی، کار کمتری تولید می‌کند. در نتیجه کار انجام شده توسط اطراف روی گاز در فرآیند تراکم است، و از این رو اطراف دارای کمبود کار خالص است. وقتی پیستون به وضعیت اولیه خود برمی‌گردد، گاز دارای انرژی داخلی مازادی است، که با کمبود کار خالص اطراف برابر است.



(a) Fast compression



(b) Fast expansion



(c) Unrestrained expansion

سیستم را با انتقال این انرژی داخلی مازاد (به صورت گرما) به اطراف می‌توان به حالت اولیه‌اش برگرداند. اما تنها راه برای بازگرداندن اطراف به حالت اولیه‌اش، این است که این گرما به طور کامل به کار تبدیل شود، و آن هم توسط یک ماشین گرمایی انجام می‌شود که دارای بازده ۱۰۰ باشد. ولی، انجام آن حتی به طور نظری غیر ممکن است، زیرا قانون دوم ترمودینامیک را نقض می‌کند. چون فقط سیستم، نه سیستم و اطراف، را می‌توان به حالت اولیه برگرداند نتیجه می‌گیریم که فرآیندهای انبساط یا تراکم غیر شبه تعادلی آدیاباتیکی بازگشت ناپذیرند.

مثال دیگر برای انبساط غیر شبه تعادلی انبساط نامقید گازی است که توسط غشائی از خلاء جدا شده است. وقتی غشاء پاره می‌شود، گاز تمام تانک را پر می‌کند. تنها راه برای بازگرداندن سیستم به حالت اولیه‌اش این است که آن را تا حجم اولیه متراکم کنیم، و ضمناً گرما را از گاز دفع کنیم تا به دمای اولیه‌اش برسد. با توجه به پایستاری انرژی، به سهولت می‌توان نشان داد که مقدار گرمای دفع شده از گاز برابر است با مقدار کاری که توسط اطراف روی گاز انجام می‌شود. برای بازگرداندن اطراف به حالت اولیه، باید این گرما را به طور کامل به کار تبدیل کنیم و، در نتیجه، قانون دوم نقض می‌شود. بنابراین، انبساط نامقید گازها یک فرایند برگشت ناپذیر است.

انتقال گرما

شکل دیگر از برگشت ناپذیری که برای همه ما آشناست انتقال گرمای ناشی از اختلاف دمای معین است. یک قوطی لیموناد سرد را که در اتاق گرمی قرار دارد در نظر بگیرید. گرما از هوای گرم اتاق به لیموناد سرد منتقل می‌شود. با استفاده از یخچال می‌توان این فرآیند را معکوس کرد و لیموناد را به دمای اولیه برگرداند، که آن هم نیازمند مقداری کار است. در انتهای فرآیند معکوس، لیموناد به حالت اولیه‌اش برمی‌گردد، اما اطراف برنمی‌گردد. انرژی داخلی اطراف به اندازه کاری که به یخچال داده شده است افزایش می‌یابد.

بازگردانی اطراف به حالت اولیه را فقط با تبدیل کامل این انرژی داخلی مازاد به کار می‌توان انجام داد، که غیرممکن است زیرا قانون دوم را نقض می‌کند. از آنجا که فقط سیستم، نه سیستم و اطراف، را می‌توان به حالت اولیه برگرداند، انتقال گرمای ناشی از اختلاف دمای معین یک فرآیند برگشت‌ناپذیر است.

انتقال گرما فقط وقتی می‌تواند روی دهد که اختلاف دمای معینی بین سیستم و اطرافش وجود داشته باشد. بنابراین، از نظر فیزیکی نمی‌توان فرآیند انتقال گرمای برگشت‌پذیر داشت. اما وقتی اختلاف دمای بین دو جسم به صفر نزدیک می‌شود، انتقال گرما کمتر می‌شود. بنابراین انتقال گرمای ناشی از اختلاف دمای دیفرانسیلی dT را می‌توان برگشت‌پذیر دانست. وقتی dT صفر نزدیک می‌شود، جهت فرآیند را، بدون تبرید، می‌توان معکوس کرد (حداقل به طور نظری). توجه کنید که انتقال گرمای برگشت‌پذیر یک فرآیند خیالی است و در عمل نمی‌توان به آن رسید.

هر چه اختلاف دمای بین دو جسم کمتر باشد؛ آهنگ انتقال گرمای نیز کمتر است. هر گونه انتقال گرمای زیاد بر اثر اختلاف دمای کوچک نیازمند یک سطح بسیار بزرگ و مدت زمان بسیار طولانی است. بنابراین، اگر چه نزدیک شدن به انتقال گرمای برگشت‌پذیر از نقطه نظر ترمودینامیکی مطلوب است، عملاً غیر ممکن است و از نظر اقتصادی نشدنی است.

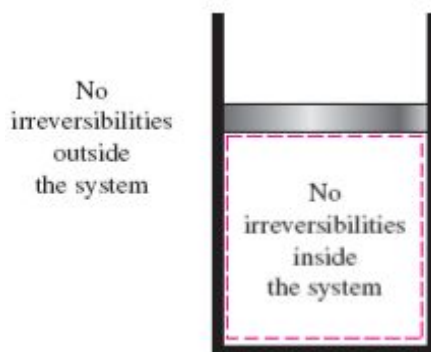
فرآیندهای برگشت‌پذیر داخلی و برگشت‌پذیر خارجی

فرآیند عبارت است از هر هم‌کنش بین سیستم و اطرافش و فرآیند برگشت‌پذیر شامل هیچ گونه برگشت‌ناپذیری منسوب به سیستم با اطرافش نمی‌باشد.

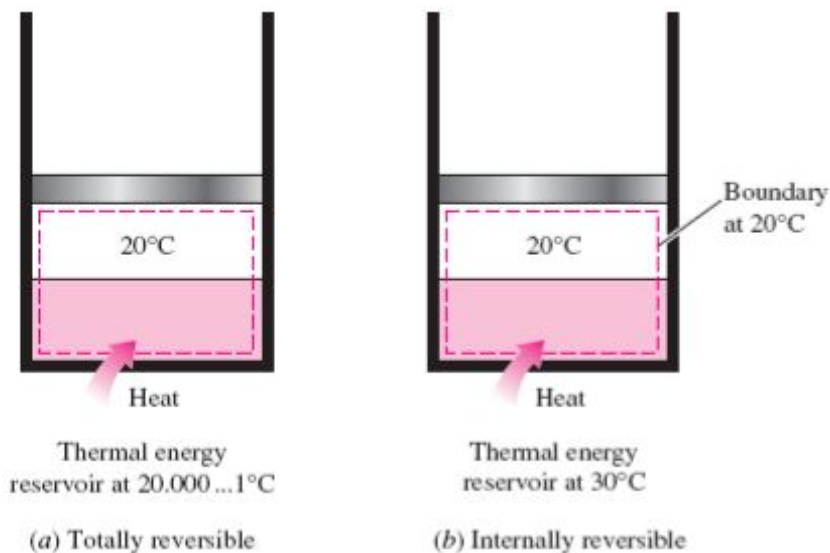
فرآیند را برگشت‌پذیر داخلی می‌گویند هرگاه در طی آن هیچ گونه برگشت‌ناپذیری در داخل مرزهای سیستم وجود نداشته باشد. در فرآیند برگشت‌پذیر داخلی، سیستم از یک مجموعه حالت‌های تعادلی می‌گذرد، و وقتی فرآیند معکوس می‌شود، سیستم ضمن بازگشت به حالت اولیه‌اش دقیقاً از همان حالت‌های تعادلی می‌گذرد؛ یعنی، مسیر فرآیندهای رو به جلو و رو به عقب بر هم منطبق‌اند. فرآیند شبه تعادلی که قبلاً مورد بحث قرار گرفت نمونه‌ای از فرآیند برگشت‌پذیر داخلی است.

فرآیند را برگشت‌پذیر خارجی می‌گویند هرگاه در طی آن هیچ گونه برگشت‌ناپذیری در خارج مرزهای سیستم وجود نداشته باشد. انتقال گرما بین یک منبع و یک سیستم یک فرآیند برگشت‌پذیر خارجی خواهد بود هرگاه سطح تماس بین سیستم و منبع در دمای منبع باشد.

فرآیند را بازگشت‌پذیر کلی، یا فقط بازگشت‌پذیر، می‌گویند هرگاه شامل هیچ گونه برگشت‌ناپذیری در سیستم یا در اطرافش نباشد. فرآیند برگشت‌پذیر کلی شامل هیچ گونه انتقال گرمای ناشی از اختلاف دمای معین، شامل هیچ گونه تغییرات غیر شبه تعادلی، و شامل هیچ گونه اصطکاک یا اثرات اتلافی دیگر نیست.



به عنوان مثال انتقال گرما برای دو سیستم همسان را که شامل فرآیند تغییر فاز با فشار ثابت (و از این رو با دمای ثابت) هستند در نظر بگیرید. هر دو فرآیند برگشت پذیر داخلی اند، زیرا هر دو تک دما هستند و هر دو دقیقاً از حالت های تعادلی یکسان می گذرند. فرآیند اول برگشت پذیر خارجی نیز می باشد، زیرا انتقال گرما در این فرآیند بر اثر اختلاف دمای بی نهایت کوچک dT روی می دهد. ولی، فرآیند دوم برگشت ناپذیر خارجی است، زیرا شامل انتقال گرما بر اثر اختلاف دمای معین ΔT است.



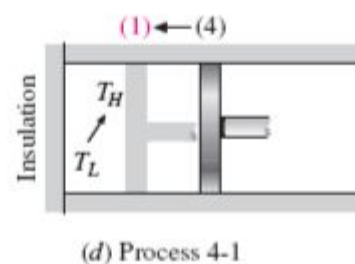
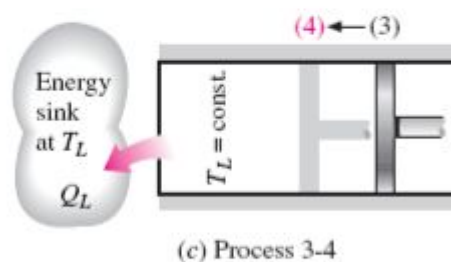
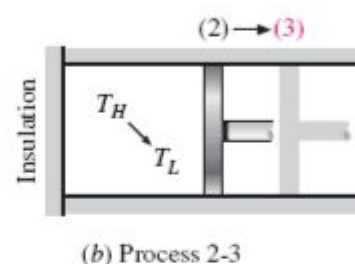
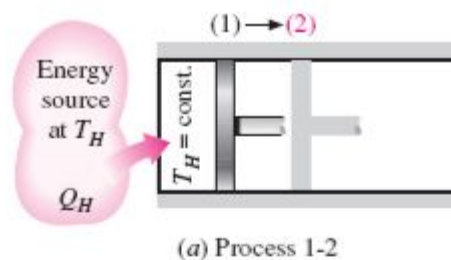
سیکل کارنو

قبلاً گفتیم که ماشین های گرمایی وسایل سیکلی اند و گفتیم که سیال عامل ماشین گرمایی در انتهای هر سیکل به حالت اولیه اش باز می گردد. سیال عامل در قسمتی از سیکل کار انجام می دهد و در قسمت دیگر سیکل روی آن کار انجام می شود. اختلاف بین این دو، کار خالصی است که ماشین گرمایی می دهد. بازده سیکل هر ماشین گرمایی شدیداً به نحوه انجام فرآیندهای تشکیل دهنده سیکل بستگی دارد. کار خالص، و بازده سیکل، را با استفاده از فرآیندهایی که نیاز به حداقل کار دارند و حداکثر کار را تحویل می دهند، یعنی، با استفاده از فرآیندهای برگشت پذیر، می توان به حداکثر رساند. بنابراین، تعجب ندارد که سیکل های برگشت پذیر، یعنی سیکل هایی که تماماً از فرآیندها برگشت پذیر تشکیل شده اند، کارآمدترین سیکل ها هستند.

سیکل های برگشت پذیر را در عمل نمی توان به دست آورد زیرا برگشت ناپذیری ها را در یک فرآیند نمی توان حذف کرد. ولی، عملکرد سیکل های برگشت پذیر بالاترین محدوده عملکرد سیکل های واقعی را تشکیل می دهند. ماشین های گرمایی و یخچال هایی که در سیکل های برگشت پذیر کار می کنند به عنوان مدل هایی هستند که ماشین های گرمایی و یخچال های واقعی را می توان با آنها مقایسه کرد. همچنین، سیکل های برگشت پذیر به عنوان نقاط شروع بررسی سیکل های واقعی به کار می روند، و با تغییرات لازم در آنها، سیکل های واقعی تحلیل می شوند.

سیکل کارنو معروف ترین سیکل برگشت پذیر است، که برای اولین بار توسط مهندس فرانسوی سعدی کارنو در سال 1824 مطرح شد. ماشین گرمایی نظری را که بر مبنای سیکل کارنو کار می کند ماشین گرمایی کارنو می گویند. سیکل کارنو از چهار فرآیند برگشت پذیر تشکیل شده است دو فرآیند تک دما و دو فرآیند آدیاباتیک و آن را در یک سیستم بسته یا در یک سیستم با جریان پایا می توان اجرا کرد.

سیستم بسته متشکل از گاز درون وسیله سیلندر - پیستونی آدیاباتیکی را در نظر بگیرید. عایق‌بندی سر سیلندر طوری است که می‌توان آن را برداشت و، برای انتقال گرما، سیلندر را با منبعی تماس داد. چهار فرآیندی که سیکل کارنو را تشکیل می‌دهند عبارتند از:



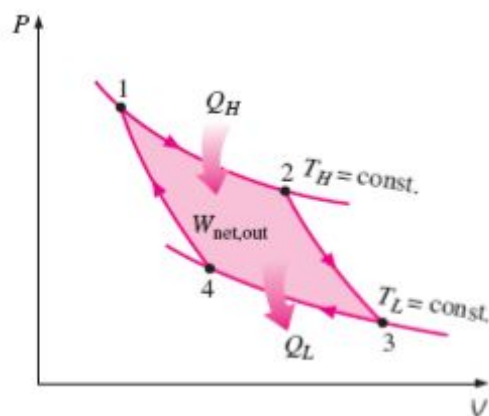
انبساط تک دمای برگشت پذیر (فرآیند 1-2، $T_H = \text{ثابت}$). در ابتدا (حالت 1)، دمای گاز T_H است و سر سیلندر با یک منبع دما بالا با دمای T_H تماس نزدیک دارد. گاز به طور آهسته منبسط می‌شود، و روی اطراف کار انجام می‌دهد. با انبساط گاز، دمای گاز می‌خواهد کاهش یابد. اما به محض این که دما به اندازه بی‌نهایت کوچک dT افت می‌کند، مقداری گرما از منبع به طرف گاز جریان می‌یابد، و دمای گاز را تا T_H بالا می‌برد. بنابراین دمای گاز در T_H ثابت می‌ماند. چون اختلاف دمای بین گاز و منبع هیچ‌وقت از مقدار دیفرانسیلی dT بیشتر نمی‌شود، این یک فرآیند انتقال گرمای برگشت پذیر است. این فرآیند ادامه می‌یابد تا پیستون به وضعیت 2 می‌رسد. مقدار گرمای کل داده شده به گاز در این فرآیند Q_H است.

انبساط آدیاباتیکی برگشت پذیر (فرآیند 2-3، کاهش دما از T_H تا T_L). در حالت 2، منبعی که با سر سیلندر تماس داشت برداشته می شود و عایق بندی جای آن را می گیرد و به این ترتیب، سیستم آدیاباتیکی می شود. گاز به آهستگی به انبساط خود ادامه می دهد، روی اطراف کار انجام می دهد تا این که دمای آن از T_H تا T_L افت می کند (حالت 3). پیستون را بی اصطکاک و فرآیند را شبه تعادلی می گیریم، بنابراین فرآیند برگشت پذیر و آدیاباتیکی است.

تراکم تک دمای برگشت پذیر (فرآیند 3-4، ثابت T_L). در حالت 3، عایق بندی در سر سیلندر برداشته می شود، و سیلندر با یک منبع دما پایین با دمای T_L تماس داده می شود. اکنون پیستون با نیروی خارجی به طرف داخل رانده می شود، روی گاز کار انجام می دهد. با تراکم گاز، دمای آن می خواهد افزایش یابد. اما به محض این که دما به مقدار بی نهایت کوچک dT بالا می رود، گرما از گاز به طرف منبع جریان می یابد، و دمای گاز تا T_L افت می کند. به این ترتیب، دمای گاز در T_L ثابت می ماند. از آنجا که اختلاف دمای بین گاز و منبع هیچ وقت از مقدار دیفرانسیلی dT بیشتر نمی شود، این یک فرآیند انتقال گرمای برگشت پذیر است. این فرآیند ادامه می یابد تا پیستون به حالت 4 می رسد. مقدار گرمای دفع شده از گاز در این فرآیند Q_L است.

تراکم آدیاباتیکی برگشت پذیر (فرآیند 4-1، دما از T_L تا T_H افزایش می یابد). در حالت 4، منبع دما پایین حذف می شود و جای آن را عایق بندی می گیرد. گاز به طور برگشت پذیر متراکم می شود، و به حالت اولیه اش برمی گردد (حالت 1). دما در این فرآیند تراکم آدیاباتیکی برگشت پذیر از T_L تا T_H افزایش می یابد، و سیکل تکمیل می شود.

نمودار $p-v$ این سیکل در شکل 5-44 نشان داده شده است. می دانیم که سطح زیر منحنی نمودار $p-v$ کار مرزی را برای فرآیندهای شبه تعادلی (برگشت پذیر داخلی) نشان می دهد، و در این فرآیند سطح زیر منحنی 1-2-3-4 کار انجام شده توسط گاز در قسمت انبساطی سیکل است، و سطح زیر منحنی 3-4-1 کار انجام شده روی گاز در قسمت تراکمی سیکل است. مساحت محصور بین مسیرهای مختلف سیکل (سطح 1-4-3-2-1) اختلاف بین این دو سطح است و کار خالص انجام شده را در سیکل نشان می دهد.



توجه کنید اگر، برای صرفه جویی Q_L ، گاز را در مرحله 3 به جای تک دما به طور آدیاباتیکی متراکم می کردیم، سیکل در حالت 2 خاتمه می یافت و فرآیند روی مسیر 3-2 برمی گشت. با انجام این کار Q_L را صرفه جویی می کردیم اما نمی توانستیم هیچ کار خالص خروجی از این ماشین داشته باشیم. بار دیگر دیده می شود که یک ماشین گرمایی برای انجام سیکل و تولید مقداری کار خالص باید حداقل با دو منبع، با دماهای متفاوت، کار کند.

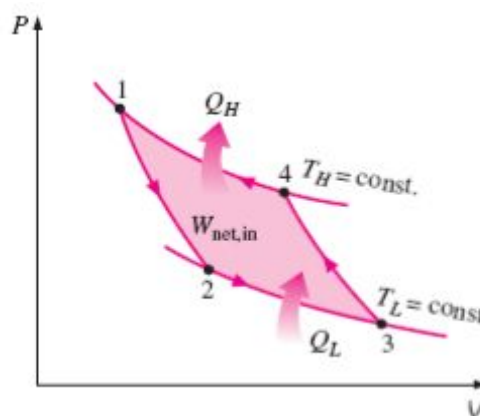
سیکل کارنو را در سیستم‌های با جریان پایا نیز می‌توان اجر کرد. این موضوع را در فصل 8 در ارتباط با سایر سیکل‌های قدرت بررسی می‌کنیم.

سیکل کارنو، به عنوان یک سیکل برگشت‌پذیر، کارآمدترین سیکلی است که بین دو دمای مشخص کار می‌کند. اگر چه سیکل کارنو را در عمل نمی‌توان به دست آورد، بازده سیکل‌های واقعی را با نزدیک‌تر کردن به سیکل کارنو می‌توان بهبود بخشید.

سیکل کارنوی معکوس

سیکل کارنوی ماشین گرمایی که در بالا توضیح داده شده یک سیکل برگشت‌پذیر است. بنابراین، تمام فرآیندهای آن را می‌توان معکوس کرده، و آن را به سیکل تبرید کارنو تبدیل کرد. این سیکل دقیقاً همان سیکل قبلی است، با این تفاوت که جهت برهم کنش‌های گرما و کار معکوس می‌شوند: گرما با مقدار Q_L از منبع دما پایین جذب می‌شود، گرما با مقدار Q_H به منبع دما بالا پایین جذب می‌شود، گرما با مقدار Q_H به منبع دما بالا دفع می‌شود، و برای انجام این فرآیندها کار خالص ورودی W مورد نیاز است.

نمودار $P-v$ سیکل کارنوی معکوس مانند نموداری است که برای سیکل کارنو داده شد، به جز این که جهت فرآیندها معکوس می‌شوند.



5-9 اصول کارنو

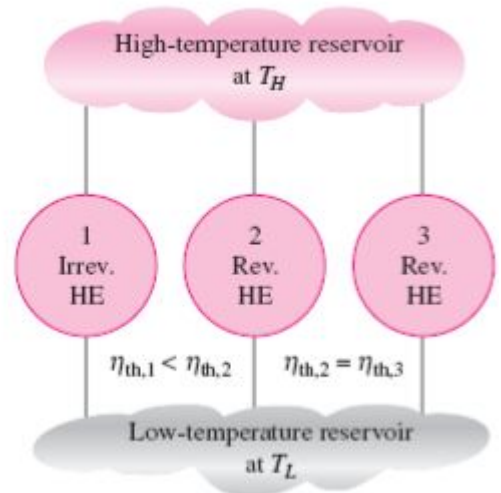
قانون دوم ترمودینامیک برای کارکرد وسایل سیکلی محدودیت‌هایی قائل می‌شود که با بیان‌های کلین-پلانک و کلازیوس توضیح داده شده‌اند. ماشین گرمایی از طریق تبادل گرما با یک منبع نمی‌تواند کار کند، و یخچال نمی‌تواند بدون دریافت کار خالص از منبع خارجی کار کند.

از این عبارت‌ها نتایج مهمی می‌گیریم، دو تا از این نتایج مربوط می‌شوند به بازده گرمایی ماشین‌های گرمایی برگشت‌پذیر و برگشت‌ناپذیر (یعنی، واقعی)، و آنها را اصول کارنو می‌گویند با تعریف‌های زیر:

1- بازده ماشین گرمایی برگشت‌ناپذیر همیشه کمتر از بازده ماشین برگشت‌پذیری است که بین همان دو منبع کار می‌کند.

2- بازده‌های تمام ماشین‌های گرمایی برگشت‌پذیر که بین دو منبع یکسان کار می‌کنند با هم برابرند.

می‌توان نشان داد که نقض هر یک از دو عبارت بالا منجر به نقض قانون دوم ترمودینامیک می‌شود و به این ترتیب صحت آنها اثبات می‌شود.

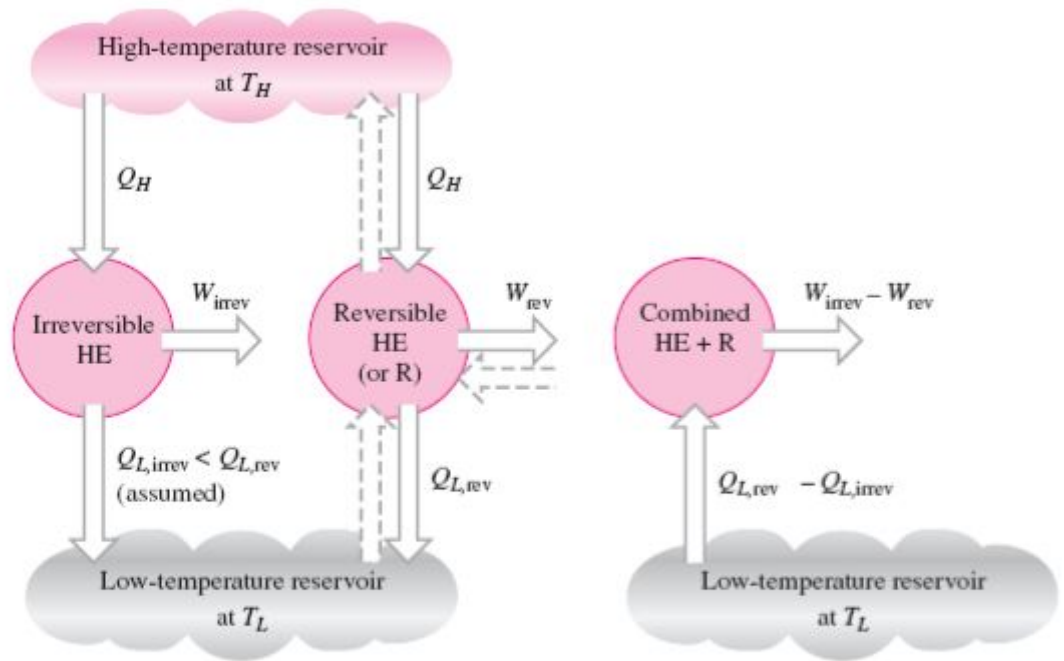


برای اثبات صحت اصل اول کارنو، دو ماشین گرمایی را که بین منابع یکسان کار می کنند. در نظر بگیرید. یکی از ماشین ها برگشت پذیر، و دیگری برگشت ناپذیر است. به هر ماشین مقدار گرمای یکسان Q_H می دهیم. مقدار کار تولید شده توسط ماشین گرمایی برگشت پذیر W_{rev} ، و توسط ماشین گرمایی برگشت ناپذیر W_{irrev} است.

برای نقض اصل اول کارنو، فرض می کنیم که ماشین گرمایی برگشت ناپذیر از ماشین گرمایی برگشت پذیر کارآمدتر است (یعنی، $\eta_{th,irrev} > \eta_{th,rev}$) و از این رو، در مقایسه با ماشین گرمایی برگشت پذیر، کار بیشتری تولید می کند و اکنون ماشین گرمایی برگشت پذیر را معکوس می کنیم تا مانند یخچال کار کند. این یخچال کار W_{rev} را دریافت می کند و به منبع دما بالا گرما می دهد. چون یخچال مقدار Q_H گرما را به منبع دما بالا می دهد و ماشین گرمایی برگشت ناپذیر همان مقدار گرما را از این منبع دریافت می کند، تبالد خالص گرما برای این منبع صفر است. بنابراین، این تبادل گرما را با داشتن یخچالی که Q_H را مستقیماً به ماشین گرمایی برگشت ناپذیر می دهد می توان حذف کرد.

اکنون با در نظر گرفتن ترکیب یخچال- ماشین برگشت ناپذیر ماشینی داریم که کار خالص با مقدار $W_{rev} - W_{irrev}$ را تولید می کند و فقط با یک منبع تبادل گرما دارد- نقض بیان کلونین- پلانک. بنابراین، فرض اول، $\eta_{th,irrev} > \eta_{th,rev}$ نادرست است. و نتیجه می گیریم هیچ ماشین گرمایی نمی تواند کارآمدتر از یک ماشین گرمایی برگشت پذیری باشد که بین همان دو منبع کار می کند.

اصل دوم کارنو را نیز به طور مشابه می توان ثابت کرد. در اینجا، ماشین برگشت ناپذیر را با یک ماشین برگشت پذیر، که از ماشین برگشت پذیر اول کارآمدتر است و کار بیشتری تولید می کند، جایگزین می کنیم. با دنبال کردن استدلال بالا، نتیجه می گیریم ماشینی داریم که مقداری کار تولید می کند. در حالی که با یک منبع تنها تبادل گرما دارد، که نقض قانون دوم است. بنابراین، نتیجه می گیریم که هیچ ماشین برگشت پذیری نمی تواند از ماشین برگشت پذیر دیگری که بین همان دو منبع کار می کند کارآمدتر باشد، و این موضوع به نحوه تکمیل سیکل یا به سیال عامل بستگی ندارد.



(a) A reversible and an irreversible heat engine operating between the same two reservoirs (the reversible heat engine is then reversed to run as a refrigerator)

(b) The equivalent combined system

ماشین گرمایی کارنو

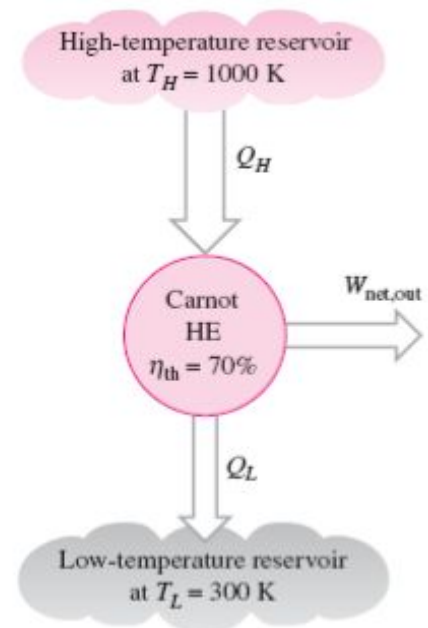
ماشین گرمایی فرضی را که در سیکل برگشت پذیر کارنو کار می کند ماشین گرمایی کارنو می گویند. بازده گرمایی هر ماشین گرمایی، برگشت پذیر یا برگشت ناپذیر، با معادله 5-6 داده می شود.

$$\eta_{th} = 1 - \frac{Q_L}{Q_H}$$

که در آن Q_H گرمای منتقل شده از منبع دما بالا با دمای T_H به ماشین گرمایی است، و Q_L گرمای دفع شده به منبع دما پایین با دمای T_L است برای ماشین های گرمایی برگشت پذیر، نسبت انتقال گرما در رابطه بالا را با نسبت دماهای مطلق دو منبع می توان جایگزین کرد، (معادله 5-18). بنابراین بازده ماشین کارنو، یا هر ماشین گرمایی برگشت پذیر، به صورت زیر است

$$\eta_{th,rev} = 1 - \frac{T_L}{T_H} \quad (20-5)$$

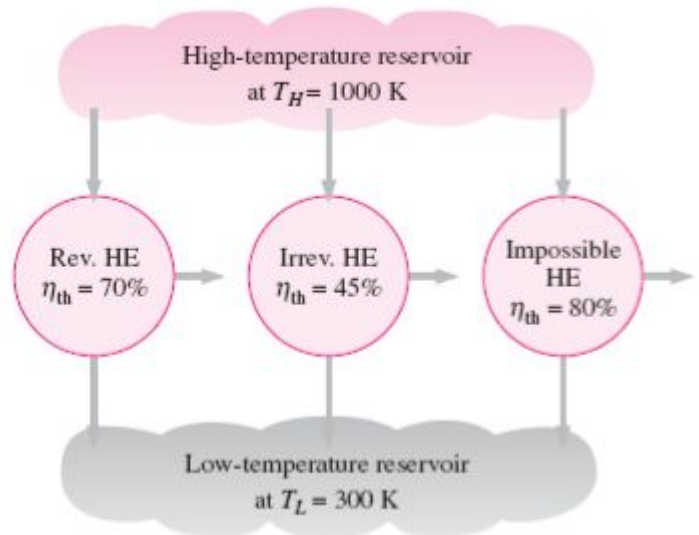
این رابطه را بازده کارنو می گویند، زیرا ماشین گرمایی کارنو معروفترین ماشین برگشت پذیر است. این بیشترین بازدهی است که هر ماشین گرمایی که بین دو منبع گرمایی با دماهای T_H و T_L کار می کند می تواند دارا باشد. تمام ماشین های گرمایی برگشت ناپذیر (یعنی، واقعی) که بین این حدود دما (T_H و T_L) کار می کنند دارای بازده کمتری هستند. بازده ماشین گرمایی واقعی نمی تواند به این ماکزیمم مقدار نظری برسد زیرا نمی توان تمام بازگشت ناپذیری های مربوط به سیکل واقعی را از بین برد.



توجه کنید که T_H و T_L در معادله 5-20 دماهای مطلق اند.

استفاده از $^{\circ}C$ یا $^{\circ}F$ برای دما در این معادله نتایج اشتباه می دهد.

بازده گرمایی ماشین های گرمایی واقعی و برگشت پذیر که بین حدود دمایی یکسان کار می کنند به صورت زیر با هم مقایسه می شوند.



(21-5)

ماشین گرمایی برگشت‌ناپذیر $\eta_{th} < \eta_{th,rev}$

ماشین گرمایی برگشت‌پذیر $\eta_{th} = \eta_{th,rev}$

ماشین گرمایی غیر ممکن $\eta_{th} > \eta_{th,rev}$

بیشتر وسایل مولد کار (ماشین‌های گرمایی) دارای بازده کمتر از 40 درصد هستند، که در مقایسه با 100 درصد، مقدار پایینی است. ولی، هنگام ارزیابی عملکرد ماشین‌های گرمایی واقعی، بازده را نباید با 100 درصد مقایسه کنیم؛ بلکه، باید آن را با بازده یک ماشین گرمایی برگشت‌پذیری که بین همان حدود دما کار می‌کند مقایسه کنیم زیرا این بالاترین بازده نظری است، نه 100 درصد.

ماکزیمم بازده نیروگاه بخاری که بین $T_H = 750\text{K}$ و $T_L = 300\text{K}$ کار می‌کند، از معادله 5-20، برابر با 60 درصد است. در مقایسه با این مقدار، بازده واقعی 40 درصد چندان بد نیست، اگر چه هنوز جای افزایش دارد.

از معادله 5-20 دیده می‌شود که بازده ماشین گرمایی کارنو با افزایش T_H ، یا با کاهش T_L ، افزایش می‌یابد. انتظار چنین نتیجه‌ای را داریم زیرا با کاهش T_L ، مقدار گرمای دفع شده نیز کاهش می‌یابد، و بازده کارنو به 1 نزدیک می‌شود. این حالت برای ماشین‌های گرمایی واقعی نیز صحت دارد. بازده گرمایی ماشین‌های گرمایی واقعی را با انتقال گرما به ماشین در بالاترین دمای ممکن (که توسط مقاومت مصالح محدود می‌شود) و با دفع گرما در پایین‌ترین دمای ممکن (که توسط محیط خنک‌کن از قبیل رودخانه‌ها، دریاچه‌ها، یا اتمسفر محدود می‌شود) می‌توان به حداکثر رساند.

یخچال و پمپ گرمای کارنو

یخچال یا پمپ گرمایی را که بر مبنای سیکل کارنوی معکوس کار می‌کند یخچال کارنو، یا پمپ گرمای کارنو می‌گویند. ضریب عملکرد هر یخچال یا پمپ گرما، برگشت‌پذیر یا برگشت‌ناپذیر، با معادلات 5-11 و 5-13 داده می‌شود

$$COP_R = \frac{1}{\frac{Q_H}{Q_L} - 1} \quad \text{و} \quad COP_{HP} = \frac{1}{1 - \frac{Q_L}{Q_H}}$$

که در آن Q_L مقدار گرمای جذب شده از محیط دما پایین، و Q_H مقدار گرمای دفع شده به محیط دما بالاست. با قرار دادن نسبت دماهای مطلق محیط‌های دما بالا و دما پایین به جای نسبت انتقال گرما در روابط بالا (بر طبق معادله 5-18)، می‌توان ضریب عملکرد تمام یخچال‌ها و پمپ‌های گرمای برگشت‌پذیر (مانند یخچال و پمپ گرمای کارنو) را تعیین کرد. بنابراین روابط COP برای یخچال‌ها و پمپ‌های گرمای برگشت‌پذیر به صورت زیر درمی‌آیند

$$COP_{R,rev} = \frac{1}{\frac{T_H}{T_L} - 1} \quad (22-5)$$

و

$$COP_{HP,rev} = \frac{1}{1 - \frac{T_L}{T_H}} \quad (23-5)$$

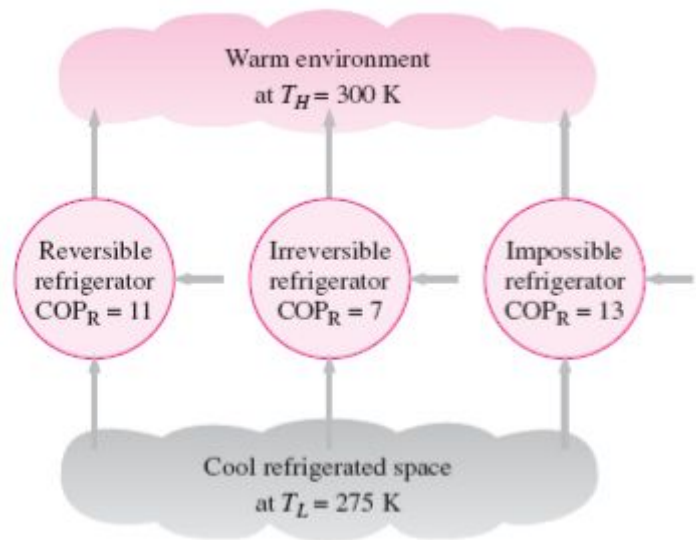
اینها بیشترین ضرایب عملکردی هستند که یخچال یا پمپ گرمایی که بین حدود دمایی T_H, T_L کار می‌کند می‌تواند دارا باشد. تمام یخچال‌ها یا پمپ‌های گرمای واقعی که بین این حدود دما (T_H, T_L) کار می‌کنند دارای ضریب عملکرد پایین‌ترند.

ضرایب عملکرد یخچال‌های واقعی و برگشت‌پذیر را که بین حدود دمای یکسان کار می‌کنند به صورت زیر می‌توان با هم مقایسه کرد

$$COP_R \begin{cases} < COP_{R,rev} \\ = COP_{R,rev} \\ > COP_{R,rev} \end{cases}$$

با جایگزین کردن مقادیر COP_R در معادله 5-24 توسط COP_{HP} ، می‌توان رابطه مشابهی را برای پمپ‌های گرما به دست آورد.

COP یخچال یا پمپ گرمای برگشت‌پذیر بیشترین مقدار نظری برای حدود دمای داده شده است. با بهبود طرح یخچال‌ها یا پمپ‌های گرمای واقعی می‌توان ضرایب عملکرد آنها را به این مقدار نظری نزدیک کرد، اما هیچ وقت نمی‌توان به آن رسید. شایان ذکر است که COP یخچال‌ها و پمپ‌های گرما با کاهش T_L کاهش می‌یابد. یعنی، برای جذب گرما از محیط‌های دما پایین، کار بیشتری لازم دارند. وقتی دمای فضای سرد شده به صفر نزدیک می‌شود، مقدار کار لازم برای تولید مقدار معینی تبرید به بی‌نهایت میل می‌کند و COP_R به صفر نزدیک می‌شود.



ترمودینامیک ۲ و ۱

تالیف دکتر بهزاد خداکریمی

مفاهیم بنیادی ترمودینامیک

۱-۱ - شکل‌های مختلف انرژی

انرژی جنبشی:

$$E_k = \frac{1}{2} m V^2 \quad (۱)$$

انرژی پتانسیل گرانشی:

$$E_p = mgz \quad (۲)$$

انرژی کل:

$$E = U + E_k + E_p = U + \frac{1}{2} m V^2 + mgz \quad (۳)$$

۱-۲ - کار

$$W = \int_1^2 F ds \quad (۴)$$

کار انبساط و تراکم

$$W = \int PdV \quad (۵)$$

کار الکتریکی

$$W_{elec} = VI\Delta t \quad (۶)$$

که V و I به ترتیب اختلاف پتانسیل و شدت جریان الکتریکی را نشان می‌دهند.
توان الکتریکی نیز عبارت است از:

$$\dot{W}_{elec} = VI \quad (۷)$$

کار محور

$$W_{Shaft} = \tau \pi n \tau \quad (۸)$$

که n و τ به ترتیب تعداد دورها و گشتاور وارده را نشان می‌دهند.

$$\dot{W}_{Shaft} = \tau \pi \dot{n} \tau \quad (۹)$$

که $\dot{n}$ تعداد دورها در واحد زمان است.

کار فنر

$$W = \frac{1}{2} k (x_2^2 - x_1^2) \quad (۱۰)$$

کار گرانشی

$$W_{\text{grav}} = mg(z_2 - z_1) \quad (11)$$

۱-۳- گاز ایده‌آل

$$PV = n\bar{R}T \quad (12)$$

در معادله بالا، P فشار، T دما، V حجم، n تعداد مول و $\bar{R}$ ثابت جهانی گازها است.
در سیستم SI:

$$\bar{R} = 8.314 \text{ J / molK}$$

$$\bar{R} = 1.987 \text{ cal / molK} \quad \text{همچنین}$$

$$PV = mRT \quad \text{یا} \quad P = \rho RT \quad (13)$$

$$R = \frac{\bar{R}}{M}$$

۱-۴- آنتالپی

$$H = U + PV \quad \text{یا} \quad h = u + Pv \quad (14)$$

۱-۵- گرمای ویژه

$$C_p = \left(\frac{\partial h}{\partial T} \right)_p \quad (15)$$

$$C_v = \left(\frac{\partial u}{\partial T} \right)_v \quad (16)$$

$$C_v = \frac{3}{2}R \quad \text{۱- در مولکول‌های تک اتمی:}$$

$$C_v = \frac{5}{2}R \quad \text{۲- در مولکول‌های دو اتمی صلب:}$$

$$C_v = 3R \quad \text{۳- در مولکول‌های چند اتمی غیر خطی:}$$

برای گازهای ایده‌آل:

$$\frac{C_p}{C_v} = k \quad (17)$$

$$C_p - C_v = R \quad (18)$$

$$C_p = \frac{kR}{k-1}, \quad C_v = \frac{R}{k-1}$$

۱-۶- رفتار گازهای ایده‌آل در دما صفر مطلق

$$u = \int_0^T C_v dT, \quad h = \int_0^T C_p dT \quad (19)$$

هرگاه C_p و C_v ثابت باشند:

$$u = C_v T, \quad h = C_p T \quad (22)$$

T بر حسب کلوین

۱-۷- ماده تراکم‌ناپذیر

$$C_p = C_v = C$$

$$\Delta u \approx C_{av}(T_f - T_i) \quad (23)$$

$$\Delta h = \Delta u + v\Delta P \approx C_{av}\Delta T + v\Delta P \quad (24)$$

جامدات:

$$\Delta h = \Delta u \approx C\Delta T \quad (25)$$

مایعات:

الف) فشار ثابت

$$\Delta h = \Delta u \approx C\Delta T \quad (26)$$

ب) دما ثابت

$$\Delta h = v\Delta P \quad (27)$$

۱-۸- ضریب انبساط گرمایی فشار ثابت β و ضریب تراکم‌پذیری دما ثابت κ

$$\beta = \frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_P \quad (28)$$

$$\kappa = -\frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial P} \right)_T \quad (29)$$

برای گاز ایده‌آل:

$$\kappa = \frac{1}{P} \quad \text{و} \quad \beta = \frac{1}{T}$$

$$\beta = -\frac{1}{\rho} \left(\frac{\partial \rho}{\partial T} \right)_P = -\left(\frac{\partial \ln \rho}{\partial T} \right)_P = \left(\frac{\partial \ln V}{\partial T} \right)_P \quad (30)$$

$$\kappa = \frac{1}{\rho} \left(\frac{\partial \rho}{\partial P} \right)_T = \left(\frac{\partial \ln \rho}{\partial P} \right)_T = -\left(\frac{\partial \ln V}{\partial P} \right)_T \quad (31)$$

خواص مواد خالص

۲-۱. خواص ترمودینامیکی مواد

۱- مخلوط بخار - مایع اشباع

کیفیت:

$$x = \frac{m_g}{m_t} = \frac{m_g}{m_f + m_g} \quad (۱)$$

اندیس‌های f و g به ترتیب نشان‌دهنده‌ی خواص مربوط به مایع و بخار هستند.

هرگاه Z یک خاصیت مخلوط اشباع بوده و Z_f و Z_g به ترتیب نشان‌دهنده آن خاصیت در حالت مایع اشباع و بخار اشباع باشند:

$$Z = xZ_g + (1-x)Z_f \quad (۲)$$

$$Z_{fg} = Z_g - Z_f$$

$$Z = Z_f + xZ_{fg} \quad (۳)$$

$$v = v_f + xv_{fg} \quad (۴)$$

$$h = h_f + xh_{fg} \quad (۵)$$

$$s = s_f + xs_{fg} \quad (۶)$$

۲-۲. معادله کلایزیوس - کلایپرون

$$\frac{dP}{dT} = \frac{h_{\alpha\beta}}{Tv_{\alpha\beta}} \quad (۸)$$

$h_{\alpha\beta}$ گرمای تغییر فاز و $v_{\alpha\beta}$ تغییر حجم مربوط به تغییر فاز از α به β است.

الف) تبخیر

$$\frac{dP}{dT} = \frac{h_{fg}}{T(v_g - v_f)} \quad (۹)$$

h_{fg} گرمای نهان تبخیر، v_g حجم مولی بخار و v_f حجم مولی مایع است.

$$v_g \gg v_f, \quad v_g = \frac{RT}{P}$$

$$\ln \frac{P_v}{P_l} = -\frac{h_{fg}}{R} \left(\frac{1}{T_v} - \frac{1}{T_l} \right) \quad (10)$$

ب) تصعید

$$\frac{d(\ln P)}{dT} = \frac{h_{sg}}{RT^2} \quad (11)$$

h_{sg} گرمای نهان تصعید است.

ج) ذوب

$$\frac{dP}{dT} = \frac{h_{sf}}{T(v_f - v_s)} \quad (12)$$

h_{sf} گرمای نهان ذوب، v_f حجم مولی مایع و v_s حجم مولی جامد است.

قانون اول ترمودینامیک

۳-۱ قانون اول ترمودینامیک

$$E_{in} - E_{out} = \Delta E_{sys} \quad (۱)$$

$$Q - W = \Delta E \quad \text{سیستم بسته} \quad (۲)$$

$$\delta Q - \delta W = dE \quad \text{شکل دیفرانسیلی} \quad (۳)$$

$$\oint \delta Q = \oint \delta W \quad \text{یا} \quad W_{out,net} = Q_{in,net} \quad \text{فرایند چرخه‌ای} \quad (۴)$$

Q : گرمای ورودی به سیستم و W : کار انجام شده توسط سیستم

$$\Delta E = \Delta U + \Delta E_k + \Delta E_p \quad (۵)$$

در سیستم‌های ساکن:

$$Q - W = \Delta U \quad (۶)$$

۳-۲ قانون اول ترمودینامیک برای سیستم باز (حجم کنترل)

موازنه جرم:

$$\sum_i \dot{m}_i - \sum_e \dot{m}_e = \Delta \dot{m}_{c.v} \quad (۷)$$

$$\sum_i \dot{m}_i - \sum_e \dot{m}_e = \frac{dm_{c.v}}{dt} \quad (۸)$$

موازنه انرژی:

$$\frac{dE_{cv}}{dt} = \dot{Q} - \dot{W} + \sum_i \dot{m}_i \left(u_i + \frac{V_i^2}{2} + gz_i \right) - \sum_e \dot{m}_e \left(u_e + \frac{V_e^2}{2} + gz_e \right) \quad (۹)$$

$$\dot{W} = \dot{W}_{c.v} + \sum_e \dot{m}_e (P_e v_e) - \sum_i \dot{m}_i (P_i v_i) \quad (۱۰)$$

$$\frac{dE_{c.v}}{dt} = \dot{Q}_{c.v} - \dot{W}_{c.v} + \sum_i \dot{m}_i \left(h_i + \frac{V_i^2}{2} + gz_i \right) - \sum_e \dot{m}_e \left(h_e + \frac{V_e^2}{2} + gz_e \right) \quad (۱۱)$$

حالت پایا - جریان پایا (SSSF)

$$\sum_i \dot{m}_i = \sum_e \dot{m}_e \quad (12)$$

$$\dot{Q}_{c,v} - \dot{W}_{c,v} = \sum_e \dot{m}_e \left(h_e + \frac{V_e^2}{2} + gz_e \right) - \sum_i \dot{m}_i \left(h_i + \frac{V_i^2}{2} + gz_i \right) \quad (13)$$

حالت یکنواخت - جریان یکنواخت (USUF)

$$(m_v - m_1)_{c,v} + \sum_e m_e - \sum_i m_i = 0 \quad (14)$$

$$Q_{c,v} + \sum_i m_i \left(h_i + \frac{V_i^2}{2} + gz_i \right) = W_{c,v} + \sum_e m_e \left(h_e + \frac{V_e^2}{2} + gz_e \right) + \left[m_v \left(u_v + \frac{V_v^2}{2} + gz_v \right) - m_1 \left(u_1 + \frac{V_1^2}{2} + gz_1 \right) \right] \quad (15)$$

اندیس‌های ۱ و ۲ به ترتیب به ورودی و خروجی و اندیس‌های ۱ و ۲ به ترتیب به حالت‌های اولیه و نهایی اشاره می‌کنند.

پر کردن مخزن:

$$T_v = kT_i \quad (15)$$

تخلیه گاز:

$$T_e = \frac{T_1}{k} \quad (15)$$

$$k = C_p / C_v$$

۳-۳ کاربرد قانون اول در برخی وسایل مهندسی

۱- شپوره‌های همگرا و واگرا

$$\dot{Q} = \dot{W} = 0, \quad \Delta E_p = 0$$

$$h_e - h_i + \frac{V_e^2 - V_i^2}{2} = 0$$

۲- توربین:

$$\dot{Q} = 0, \quad \Delta E_p = 0, \quad \Delta E_k = 0$$

$$-\dot{W} = \dot{m}(h_v - h_1)$$

۳- کمپرسور

$$\dot{Q} = 0, \quad \Delta E_p = 0, \quad \Delta E_k = 0$$

$$-\dot{W} = \dot{m}(h_v - h_1)$$

محفظه اختلاط

$$\sum \dot{m}_i = \sum \dot{m}_e \quad \text{معادله پیوستگی} \quad (16)$$

$$\sum_{in} \dot{m}_i h_i = \sum_{out} \dot{m}_e h_e \quad \text{قانون اول} \quad (17)$$

۳-۴- فرایند اختناق

$$h_i = h_e \quad (۱۸)$$

ضریب ژول - تامسون

$$\mu = \left(\frac{\partial T}{\partial P} \right)_h \quad (۱۹)$$

$$\mu = -\frac{1}{C_p} \left(\frac{\partial h}{\partial P} \right)_T \quad (۲۰)$$

$$\mu = \frac{T \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_P - V}{C_p} \quad (۲۱)$$

$$\mu = \frac{RT^2}{PC_p} \left(\frac{\partial Z}{\partial T} \right)_P \quad (۲۲)$$

۳-۵- فرایندهای برگشت پذیر گازهای ایده آل

۱- فرایند حجم ثابت (ایزومتر)

$$w = 0, \quad q = \Delta u + w = \Delta u + 0 = \Delta u = C_v \Delta T$$

۲- فرایند فشار ثابت (ایزوبار)

$$w = \int P dv = P(v_r - v_1) = R \Delta T$$

$$q = \Delta u + w = C_v \Delta T + R \Delta T = C_p \Delta T = \Delta h$$

۳- فرایند دما ثابت (ایزوترم)

$$\Delta u = 0, \quad \Delta h = 0$$

$$q = w = \int P dv = \int \frac{RT}{v} dv = RT \ln \frac{v_r}{v_1} = RT \ln \frac{P_1}{P_r}$$

۴- فرایند بی دررو (آدیاباتیک)

$$\frac{T_r}{T_1} = \left(\frac{V_1}{V_r} \right)^{k-1} = \left(\frac{P_r}{P_1} \right)^{\frac{k-1}{k}} \quad (۲۳)$$

$$\frac{P_r}{P_1} = \left(\frac{V_1}{V_r} \right)^k \quad (۲۴)$$

برای فرایند بی دررو و برگشت پذیر گاز ایده آل در یک سیستم بسته:

$$q = 0$$

$$w = -\Delta u = \frac{R(T_r - T_1)}{1-k} = \frac{P_r v_r - P_1 v_1}{1-k} \quad (۲۵)$$

$$k = \frac{C_p}{C_v} = 1 + \frac{R}{C_v} \quad (۲۶)$$

$$\frac{T_r}{T_1} = \left(\frac{P_r}{P_1} \right)^{\frac{R}{C_p}} = \left(\frac{V_1}{V_r} \right)^{\frac{R}{C_v}}$$

گازهای تک اتمی: $k \approx 1/67$

گازهای دو اتمی: $k \approx 1/4$

گازهای چند اتمی: $k \approx 1/32$

۵- فرایند پلی تروپیک

$$PV^n = \text{cte} \quad (27)$$

n : توان پلی تروپیک

$$\frac{T_r}{T_1} = \left(\frac{V_1}{V_r} \right)^{n-1} = \left(\frac{P_r}{P_1} \right)^{\frac{n-1}{n}} \quad (28)$$

$$\frac{P_r}{P_1} = \left(\frac{V_1}{V_r} \right)^n \quad (29)$$

مقدار کار در فرایند پلی تروپیک:

$$w = \frac{P_r v_r - P_1 v_1}{1-n} = \frac{R(T_r - T_1)}{1-n} = \frac{k-1}{1-n} \Delta u \quad (n \neq 1) \quad (30)$$

قانون دوم ترمودینامیک

۴-۱- مقدمه

۴-۳- بازده گرمایی

$$\eta_{th} = \frac{W_{net}}{Q_{in}} \quad (۱)$$

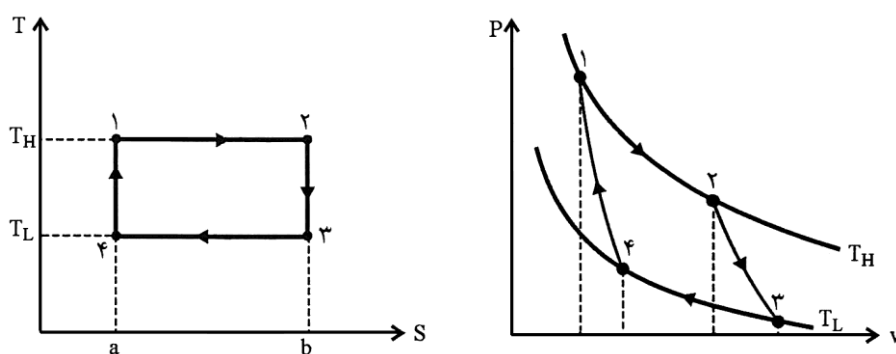
منبع دما بالا (با دمای T_H) و منبع دما پایین (با دمای T_L):

$$\eta_{th} = \frac{W_{net}}{Q_H} \quad (۲)$$

$$\eta_{th} = 1 - \frac{Q_L}{Q_H} \quad (۳)$$

۴-۲- چرخه کارنو

نمودارهای $P-v$ و $T-S$ ، برای چرخه کارنو:



$$S_{12ba1} = Q_H, \quad S_{43ba4} = Q_L$$

$$Q_H = T_H(S_2 - S_1), \quad Q_L = T_L(S_4 - S_3)$$

۴-۳- مقیاس دمای ترمودینامیکی

$$\frac{Q_H}{Q_L} = \frac{T_H}{T_L} \quad (۴)$$

که در معادله بالا دماها، مطلق هستند.

$$\eta_{th,rev} = 1 - \frac{T_L}{T_H} \quad (۵)$$

۴-۴- ضریب عملکرد (COP)

ضریب عملکرد یخچال:

$$\text{COP}_R = \frac{\text{مقدار گرمای گرفته شده از ناحیه سرد}}{\text{کار خالص ورودی}} = \frac{Q_L}{W_{\text{net,in}}} = \frac{Q_L}{Q_H - Q_L} = \frac{1}{\frac{Q_H}{Q_L} - 1} \quad (۶)$$

ضریب عملکرد پمپ گرمایی:

$$\text{COP}_{\text{HP}} = \frac{\text{گرمای داده شده به منبع گرم}}{\text{کار خالص ورودی}} = \frac{Q_H}{W_{\text{net,in}}} = \frac{Q_H}{Q_H - Q_L} = \frac{1}{1 - \frac{Q_L}{Q_H}} \quad (۷)$$

$$\text{COP}_{R,\text{rev}} = \frac{T_L}{T_H - T_L} = \frac{1}{\frac{T_H}{T_L} - 1} \quad (۸)$$

$$\text{COP}_{\text{HP,rev}} = \frac{T_H}{T_H - T_L} = \frac{1}{1 - \frac{T_L}{T_H}} \quad (۹)$$

$$\text{COP}_{\text{HP}} - \text{COP}_R = 1$$

۴-۵- نامساوی کلازیوس

$$\oint \frac{\delta Q}{T} \leq 0 \quad (۱۰)$$

آنتروپی

۵-۱- تعریف آنتروپی

برای یک سیستم بسته در فرایند برگشت پذیر:

$$\Delta S = S_f - S_i = \int_i^f \frac{\delta Q}{T} \quad (۳)$$

۵-۲- تغییر آنتروپی در یک فرایند دما ثابت برگشت پذیر داخلی

$$\Delta S = \frac{Q}{T_i} \quad (۴)$$

T_i : دمای مطلق ثابت سیستم و Q : انتقال گرما.

۵-۳- تولید آنتروپی

$$\Delta S_{sys} = \int_i^f \frac{\delta Q}{T} + S_{gen} \quad (۵)$$

تغییر آنتروپی کل:

$$S_{gen} = \Delta S_{tot} = \Delta S_{sys} + \Delta S_{sur} \geq 0 \quad (۶)$$

• تغییر آنتروپی محیط

$$\Delta S_{sur} = \frac{Q_{sur}}{T_{sur}} \quad (۷)$$

Q_{sur} : گرمای منتقل شده

T_{sur} : دمایی که طی آن انتقال گرما صورت گرفته است.

۵-۴- معادلات Tds

$$Tds = du + PdV \quad (۸)$$

$$Tds = dh - VdP \quad (۹)$$

۵-۵- تغییر آنتروپی در گازهای ایده آل

$$s_f - s_i = \int_i^f C_v \frac{dT}{T} + R \ln \frac{V_f}{V_i} \quad (۱۰)$$

$$s_r - s_l = \int_l^r C_p \frac{dT}{T} - R \ln \frac{P_r}{P_l} \quad (15)$$

اگر گرماهای ویژه گازهای ایده آل را ثابت در نظر بگیریم:

$$s_r - s_l = C_v \ln \frac{T_r}{T_l} + R \ln \frac{V_r}{V_l} \quad (16)$$

$$s_r - s_l = C_p \ln \frac{T_r}{T_l} + R \ln \frac{P_r}{P_l} \quad (17)$$

۵-۶- تغییر آنتروپی در مایعات و جامدات

$$s_r - s_l = \int_l^r C \frac{dT}{T} \approx C_{av} \ln \frac{T_r}{T_l} \quad (18)$$

C_{av} ، گرمای ویژه‌ی متوسط ماده در محدوده‌ی دمایی داده شده است.

۵-۷- موازنه آنتروپی

$$S_{in} - S_{out} + S_{gen} = \Delta S_{sys} \quad (19)$$

تغییر آنتروپی سیستم

$$\Delta S_{sys} = S_r - S_l \quad (20)$$

انتقال آنتروپی (S_{in}, S_{out})

انتقال آنتروپی توسط انتقال گرما:

$$S_{heat} = \frac{Q}{T} \quad (21)$$

انتقال آنتروپی توسط انتقال جرم:

$$S_{mass} = ms \quad (22)$$

موازنه‌ی آنتروپی برای سیستم‌های بسته

$$\Delta S_{sys} = S_{gen} + \sum \frac{Q_k}{T_k} \quad (23)$$

در یک سیستم بسته آدیاباتیک:

$$\Delta S_{sys} = S_{gen} \quad (24)$$

موازنه آنتروپی برای یک سیستم بسته و محیط اطراف:

$$S_{gen} = \Delta S_{sys} + \Delta S_{sur} \quad (25)$$

که در معادله بالا: $\Delta S_{sys} = m(s_r - s_l)$

اگر دما ثابت باشد: $\Delta S_{sur} = \frac{Q_{sur}}{T_{sur}}$

موازنه آنتروپی برای سیستم‌های باز

$$\Delta S_{c.v} = \sum m_i s_i - \sum m_e s_e + \sum \frac{Q_k}{T_k} + S_{gen} \quad (26)$$

و به شکل آهنگی:

$$\Delta \dot{S}_{c,v} = \sum \dot{m}_i s_i - \sum \dot{m}_e s_e + \sum \frac{\dot{Q}_k}{T_k} + \dot{S}_{gen} \quad (27)$$

در حالت پایا:

$$\dot{S}_{gen} = \sum \dot{m}_e s_e - \sum \dot{m}_i s_i - \sum \frac{\dot{Q}_k}{T_k} \quad (28)$$

اگر یک ورودی و یک خروجی وجود داشته باشد:

$$\dot{S}_{gen} = \dot{m}(s_e - s_i) - \sum \frac{\dot{Q}_k}{T_k} \quad (29)$$

و اگر علاوه بر شرایط بالا، وسیله، آدیاباتیک هم باشد:

$$\dot{S}_{gen} = \dot{m}(s_e - s_i) \quad (30)$$

۵-۸- بازدهی ایزوتروپیک

کار در جریان پایا و برگشتپذیر

$$w_{rev} = -\int_1^2 v dP - \Delta E_k - \Delta E_p \quad (31)$$

اگر تغییرات انرژی جنبشی و انرژی پتانسیل ناچیز باشد:

$$w_{rev} = -\int_1^2 v dP \quad (32)$$

برای یک سیستم تراکم ناپذیر:

$$w_{rev} = -v(P_r - P_1) - \Delta E_k - \Delta E_p \quad (33)$$

اگر تغییرات انرژی جنبشی و انرژی پتانسیل ناچیز باشد:

$$w_{rev} = -v(P_r - P_1) \quad (34)$$

$$W_{rev} = -V(P_r - P_1) = -\frac{m}{\rho}(P_r - P_1)$$

$$\dot{W}_{rev} = -\frac{\dot{m}}{\rho}(P_r - P_1)$$

بازده ایزوتروپیک توربین‌ها

$$\eta_T = \frac{w_a}{w_s} \quad (35)$$

w_a : کار خروجی واقعی توربین و w_s : کار خروجی در حالت ایزنتروپیک.

$$w_a = h_i - h_{e,a} \quad , \quad w_s = h_i - h_{e,s}$$

$$\eta_T = \frac{h_i - h_{e,a}}{h_i - h_{e,s}} \quad (36)$$

$h_{e,s}$ و $h_{e,a}$ به ترتیب نشان دهنده‌ی آنتالپی در شرایط خروجی برای فرایندهای واقعی و ایزنتروپیک

هرگاه گاز ایده‌آل داشته باشیم:

$$\eta_T = \frac{T_i - T_{e,a}}{T_i - T_{e,s}} \quad (37)$$

$$\frac{T_{e,s}}{T_i} = \left(\frac{P_e}{P_i} \right)^{\frac{k-1}{k}}$$

$$w_s = v(P_i - P_e) \quad (38)$$

بازده ایزنتروپیک کمپرسورها و پمپ‌ها

$$\eta_c = \frac{w_s}{w_a} \quad (39)$$

$$\eta_c = \frac{h_{e,s} - h_i}{h_{e,a} - h_i} \quad (40)$$

$h_{e,s}$ و $h_{e,a}$ به ترتیب نشان‌دهنده‌ی آنتالپی در شرایط خروجی برای فرایندهای واقعی و ایزنتروپیک گاز ایده‌آل:

$$\eta_c = \frac{T_{e,s} - T_i}{T_{e,a} - T_i}$$

بازده ایزنتروپیک نازل‌ها

$$\eta_N = \frac{V_{e,a}^*}{V_{e,s}^*} \quad (41)$$

با صرف‌نظر از تغییرات انرژی پتانسیل:

$$\eta_N = \frac{h_i - h_{e,a}}{h_i - h_{e,s}} \quad (42)$$

۵-۹- کار لازم برای کمپرسور در فرایندهای مختلف

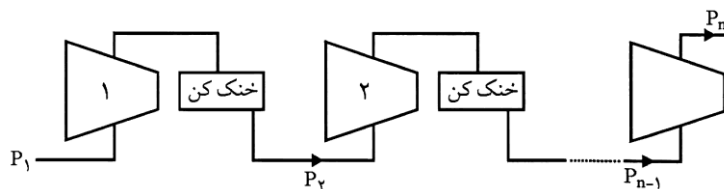
$$w_{in} = \frac{nR(T_r - T_i)}{n-1} = \frac{nRT_i}{n-1} \left[\left(\frac{P_r}{P_i} \right)^{\frac{n-1}{n}} - 1 \right] \quad (n \neq 1) \quad (43)$$

فرایند ایزنتروپیک: $n = k$ فرایند پلی‌تروپیک: $1 < n < k$

برای فرایند دما ثابت ($n = 1$):

$$w_{in} = RT \ln \frac{P_r}{P_i} \quad (44)$$

در حالتی که نسبت فشار در هر مرحله یکسان باشد کار لازم حداقل می‌شود:



$$\frac{P_r}{P_i} = \frac{P_r}{P_r} = \frac{P_r}{P_r} = \dots = \frac{P_n}{P_{n-1}} = k$$

$$P_n = P_m k^{n-m}$$

$$\frac{P_m}{P_{m-1}} = \left(\frac{P_n}{P_i} \right)^{\frac{1}{n}}$$

سیکل‌های توانی بخار و گاز

۱-۶ راندمان گرمایی سیکل

$$\eta_{th} = \frac{W_{net}}{Q_{in}} \quad (1)$$

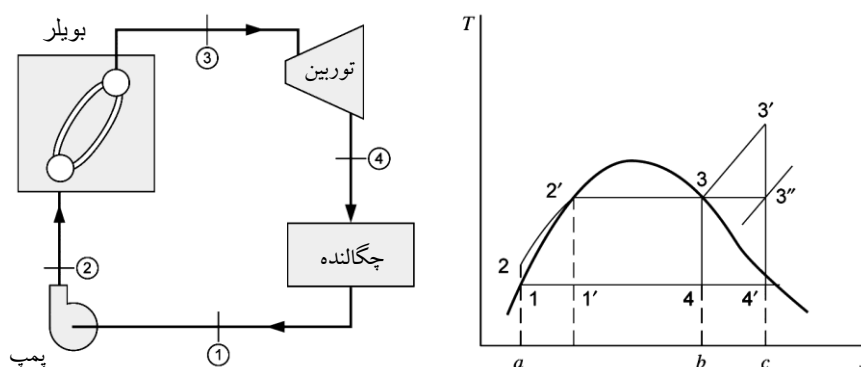
W_{net} : کار خالص تولید شده Q_{in} : کل گرمای داده شده

بخش اول: سیکل‌های توانی بخار

۲-۶ سیکل کارنو

این سیکل در فصل ۴ به صورت کامل مورد بحث و بررسی قرار گرفت.

۳-۶ سیکل رانکین



بخش دوم: موتورهای احتراق داخلی

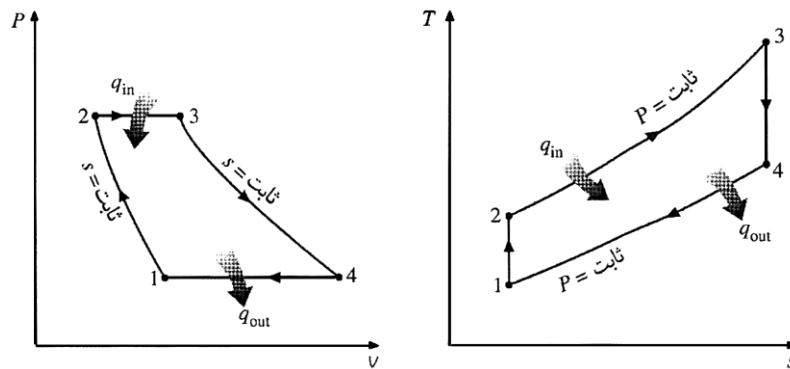
نسبت تراکم (r):

$$r = \frac{V_{max}}{V_{min}} = \frac{V_{BDC}}{V_{TDC}} \quad (1)$$

فشار مؤثر متوسط:

$$MEP = \frac{W_{net}}{(V_{max} - V_{min})} = \frac{w_{net}}{(v_{max} - v_{min})} \quad (2)$$

۶-۴- سیکل استاندارد هوایی اتو



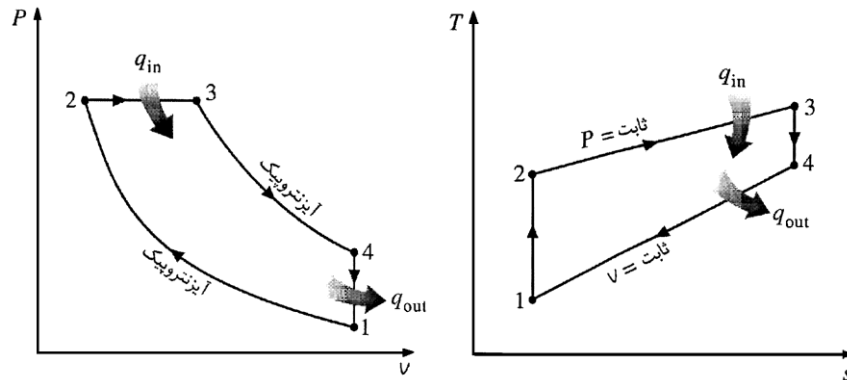
$$r = \frac{V_{\max}}{V_{\min}} = \frac{V_1}{V_2} = \frac{V_4}{V_3} \quad (3)$$

$$\frac{T_1}{T_2} = \frac{T_4}{T_3} \quad (4)$$

راندمان سیکل اتو:

$$\eta_{th} = 1 - \frac{T_1}{T_2} = 1 - \frac{1}{r^{k-1}} \quad (5)$$

۶-۵- سیکل استاندارد هوایی دیزل



راندمان گرمایی سیکل دیزل:

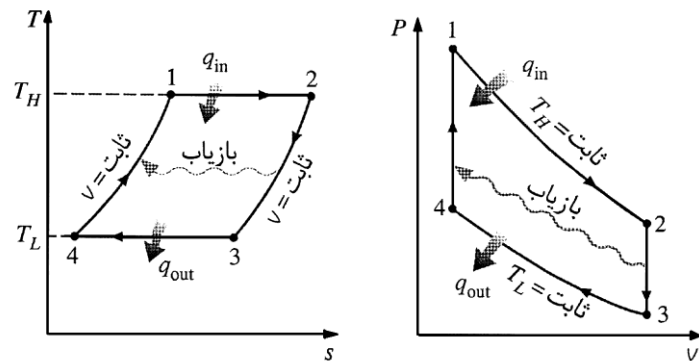
$$\eta_{th} = 1 - \frac{Q_L}{Q_H} = 1 - \frac{C_v(T_4 - T_1)}{C_p(T_3 - T_2)} = 1 - \frac{T_1(T_4/T_1 - 1)}{kT_2(T_3/T_2 - 1)} \quad (6)$$

$$r_c = \frac{V_3}{V_2} \quad \text{نسبت انقطاع} \quad (7)$$

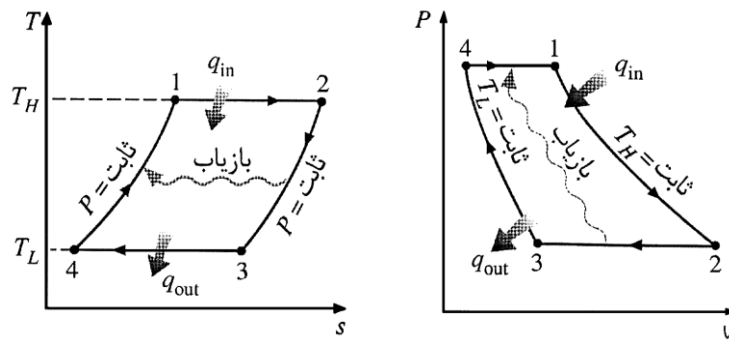
$$\eta_{th} = 1 - \frac{1}{r^{k-1}} \left[\frac{r_c^k - 1}{k(r_c - 1)} \right] \quad (8)$$

۶-۶- سیکل‌های استرلینگ و اریکسون

الف) سیکل استرلینگ



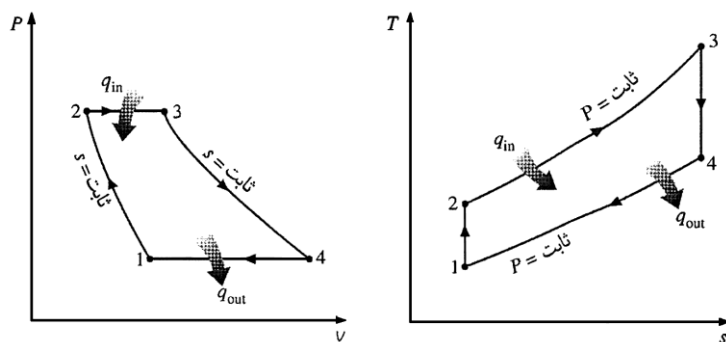
ب) سیکل اریکسون



راندمان سه سیکل:

$$\eta_{th,Stirling} = \eta_{th,Ericsson} = \eta_{th,Carnot} = 1 - \frac{T_L}{T_H} \quad (9)$$

۶-۷- سیکل برایتون



راندمان سیکل برایتون:

$$\eta_{th,Brayton} = 1 - \frac{T_1}{T_2} = 1 - \frac{T_4}{T_3} = 1 - \frac{1}{r_p^{(k-1)/k}} \quad (10-6)$$

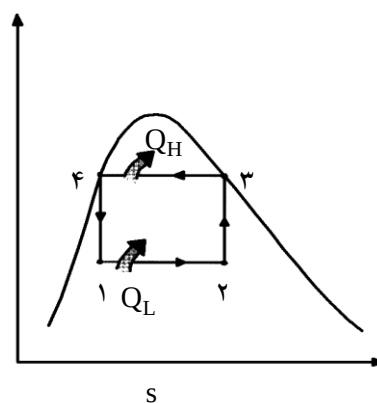
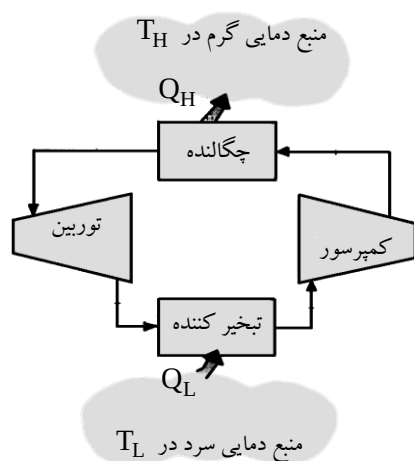
که $r_p = P_2 / P_1$ (نسبت فشار) و k نسبت گرمای ویژه است.

خلاصه تعداد فرایندهای مختلف در سیکل‌های مطالعه شده

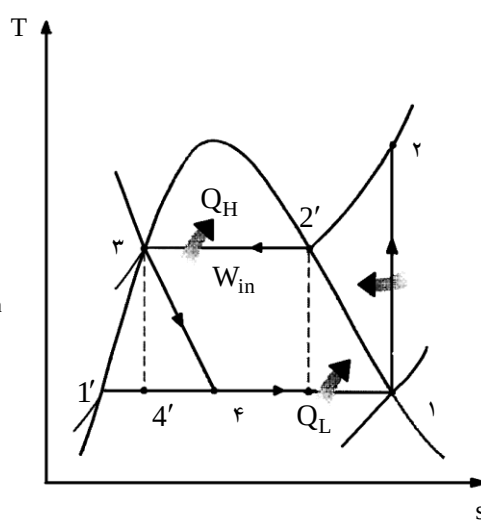
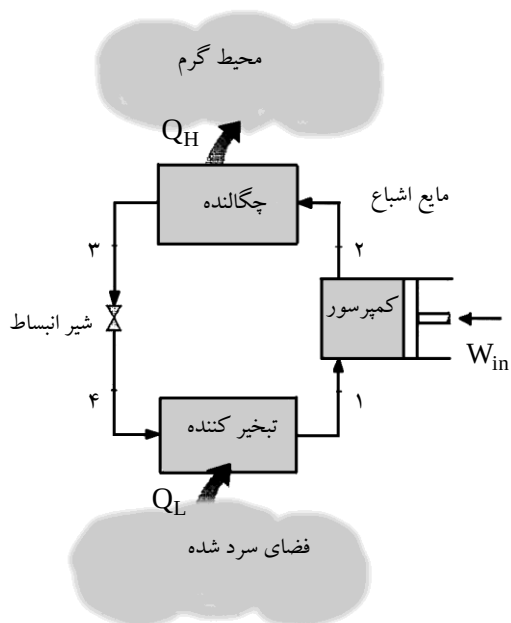
V=cte	P=cte	T=cte	s=cte	
–	–	۲	۲	کارنو
۲	–	–	۲	اتو
۱	۱	–	۲	دیزل
۲	–	۲	–	استرلینگ
–	۲	۲	–	اریکسون
–	۲	–	۲	برایتون

سیکل‌های تبرید

۷-۱ - سیکل کارنو معکوس



۷-۲ - سیکل تبرید تراکم بخار ایده‌آل



ضرایب کارایی:

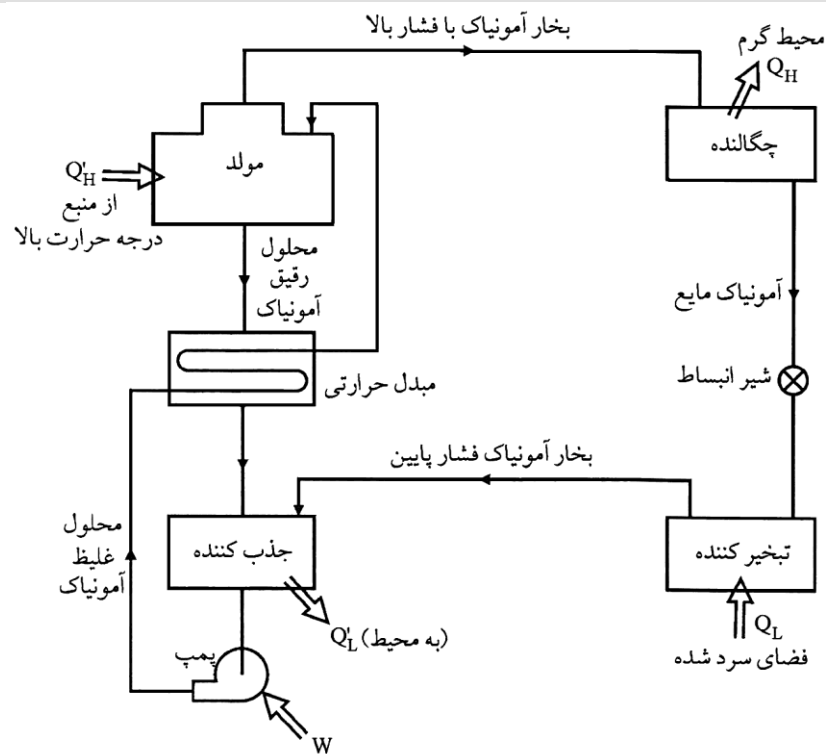
$$\text{COP}_R = \frac{Q_L}{W_{\text{act},\text{in}}} = \frac{h_1 - h_f}{h_v - h_1} \quad (1)$$

$$\text{COP}_{\text{HP}} = \frac{Q_H}{W_{\text{act},\text{in}}} = \frac{h_v - h_f}{h_v - h_1} \quad (2)$$

۷-۳- سیکل تبرید جذبی

کارایی سیستم‌های جذبی:

$$\text{COP}_{\text{absorp}} = \frac{Q_L}{Q_{\text{gen}} + W_{\text{pump},\text{in}}} \cong \frac{Q_L}{Q_{\text{gen}}} \quad (3)$$



بررسی رفتار P-V-T اجسام خالص از طریق معادلات حالت

۸-۲. معادلات حالت نظری

معادلات ویریال

$$Z = \frac{PV}{RT} = 1 + B'P + C'P^2 + \dots \quad (۱)$$

C' : ضریب ویریال مرتبه ۳

B' : ضریب ویریال مرتبه ۲

Z : ضریب تراکم پذیری (نشان دهنده میزان انحراف از رفتار گاز ایده آل است).

شکل دیگر معادله ویریال:

$$Z = 1 + \frac{B}{V} + \frac{C}{V^2} + \dots \quad (۲)$$

B : ضریب ویریال مرتبه ۲ C : ضریب ویریال مرتبه ۳

روابط بین ضرایب معادله حالت ویریال

$$B' = \frac{B}{RT} \quad C' = \frac{C - B^2}{(RT)^2} \quad D' = \frac{D - 3BC + 2B^3}{(RT)^3}$$

گاز ایده آل (کامل)

معادله حالت گاز ایده آل:

$$PV = RT$$

۸-۲. معادلات حالت تعمیم یافته

معادله واندروالس

$$\left(P + \frac{a}{V^2}\right)(V - b) = RT \quad (۵)$$

معادله ردلیش – کوانگ

$$P = \frac{RT}{V - b} - \frac{a}{T^{\frac{1}{2}}V(V + b)} \quad (۶)$$

برای تعیین ثابت‌های a و b در معادلات حالت درجه سوم:

$$\left(\frac{\partial P}{\partial V}\right)\bigg|_{T_c, V_c, P_c} = 0, \quad \left(\frac{\partial^2 P}{\partial V^2}\right)\bigg|_{T_c, V_c, P_c} = 0$$

معادله واندروالس:

$$a = \frac{r_v}{64} \frac{R^2 T_c^2}{P_c}, \quad b = \frac{RT_c}{8P_c}, \quad V_c = \frac{rRT_c}{8P_c} = rb, \quad Z_c = \frac{P_c V_c}{RT_c} = \frac{r}{8}$$

معادله ردلیش – کوانگ:

$$a = \frac{0.4278 R^2 T_c^{2.5}}{P_c}, \quad b = \frac{0.0873 RT_c}{P_c}, \quad Z_c = 0.33$$

اصل حالات متناظر دوپارامتری

معادله ردلیش – کوانگ:

$$\begin{cases} Z = \frac{1}{1-h} - \frac{4/93}{T_r^{1/3}} \left(\frac{h}{1+h} \right) \\ h = \frac{0.0873 P_r}{Z T_r} \end{cases} \quad (7)$$

$T_r = \frac{T}{T_c}$ و $P_r = \frac{P}{P_c}$ به ترتیب فشار و دمای کاهیده

معادله واندروالس:

$$Z^r - \left(\frac{P_r}{8T_r} + 1 \right) Z^r + \left(\frac{r_v P_r}{64 T_r^2} \right) Z - \frac{r_v P_r^2}{512 T_r^r} = 0 \quad (8)$$

اصل حالات متناظر سه پارامتری

پارامتری مرکزی (ω):

$$\omega = -1 - \log P_r^{\text{sat}} \bigg|_{T_r=0.7} \quad (9)$$

معادله پیترز:

$$\begin{aligned} Z &= Z' + \omega Z' \\ \begin{cases} Z' = Z'(P_r, T_r) \\ Z' = Z'(P_r, T_r) \end{cases} &\Rightarrow Z = Z(T_r, P_r, \omega) \end{aligned} \quad (10)$$

معادله دوم:

$$Z = 1 + \frac{BP}{RT} = 1 + \frac{BP_c}{RT_c} \frac{P_r}{T_r}$$

$$\frac{BP_c}{RT_c} = B' + \omega B' \quad (11)$$

$$B' = B'(T_r) \text{ و } B' = B'(T_r)$$

۸-۳- معادلات حالت تجربی

معادله حالت BWR:

$$P = \frac{RT}{V} + \frac{B_0 RT - A_0 - \frac{C_0}{T^2}}{V^2} + \frac{bRT - a}{V^3} + \frac{a\alpha}{V^6} + \frac{c}{V^3 T^2} \left(1 + \frac{\gamma}{V^2} \right) \exp \left(-\frac{\gamma}{V^2} \right) \quad (12)$$

روابط بین خواص ترمودینامیکی و روابط بین آنها

۹-۱. توابع انرژی G, A, H, U

آنتالپی (H):

$$H = U + PV \quad (۱)$$

انرژی آزاد همپولتز (A):

$$A = U - TS \quad (۲)$$

انرژی آزاد گیبس (G):

$$G = H - TS \quad (۳)$$

دیفرانسیل توابع انرژی:

$$dU = TdS - PdV \quad (۴)$$

$$dH = TdS + VdP \quad (۵)$$

$$dA = -SdT - PdV \quad (۶)$$

$$dG = -SdT + VdP \quad (۷)$$

۹-۲. روابط ماکسول

$$\left(\frac{\partial T}{\partial V}\right)_S = -\left(\frac{\partial P}{\partial S}\right)_V \quad (۸)$$

$$\left(\frac{\partial T}{\partial P}\right)_S = \left(\frac{\partial V}{\partial S}\right)_P \quad (۹)$$

$$\left(\frac{\partial P}{\partial T}\right)_V = \left(\frac{\partial S}{\partial V}\right)_T \quad (۱۰)$$

$$\left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P = -\left(\frac{\partial S}{\partial P}\right)_T \quad (۱۱)$$

۹-۳- روابط مربوط به C_p و C_v

$$\left(\frac{\partial C_p}{\partial P}\right)_T = -T \left(\frac{\partial^2 V}{\partial T^2}\right)_P \quad (12)$$

$$\left(\frac{\partial C_v}{\partial V}\right)_T = T \left(\frac{\partial^2 P}{\partial T^2}\right)_V \quad (13)$$

$$C_p - C_v = -T \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P \times \left(\frac{\partial P}{\partial V}\right)_T \quad (14)$$

$$C_p - C_v = T \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P \times \left(\frac{\partial P}{\partial T}\right)_V \quad (15)$$

با استفاده از ضرایب تراکم پذیری β و κ :

$$\left(\frac{\partial H}{\partial P}\right)_T = (1 - \beta T) V \quad (16)$$

$$\left(\frac{\partial U}{\partial P}\right)_T = (\kappa P - \beta T) V \quad (17)$$

$$\left(\frac{\partial S}{\partial P}\right)_T = -\beta V \quad (18)$$

$$C_p - C_v = \left(\frac{\beta^2}{\kappa}\right) T V \quad (19)$$

۹-۴- روش خواص باقی مانده جهت محاسبه خواص ترمودینامیکی

$$M^R = M - M^{ig} \quad (20)$$

حجم باقی مانده یا پس ماند:

$$V^R = \alpha = V - \frac{RT}{P} \quad \left(\text{یا } \alpha = \frac{RT}{P} - V \right) \quad (21)$$

$$\lim_{P \rightarrow 0} \alpha = \lim_{P \rightarrow 0} \frac{RT(Z-1)}{P} = B'RT = B$$

۹-۵- دمای بویل

در دمای بویل:

$$\lim_{P \rightarrow 0} \left(\frac{\partial Z}{\partial P}\right)_T = 0 \quad \text{یا} \quad \lim_{P \rightarrow 0} \left(\frac{\partial(PV)}{\partial P}\right)_T = 0$$

$$T = T_{\text{بویل}} : B = B' = 0$$

خواص ترمودینامیکی مخلوط‌های همگن

۱۰-۱- روابط خاصیت برای سیستم‌هایی با ترکیب متغیر

برای یک مخلوط با ترکیب متغیر:

$$d(nU) = Td(nS) - Pd(nV) + \sum_{i=1}^N \mu_i dn_i \quad (۱)$$

$$d(nH) = Td(nS) + (nV)dP + \sum_{i=1}^N \mu_i dn_i \quad (۲)$$

$$d(nA) = -(nS)dT - Pd(nV) + \sum_{i=1}^N \mu_i dn_i \quad (۳)$$

$$d(nG) = -(nS)dT - (nV)dP + \sum_{i=1}^N \mu_i dn_i \quad (۴)$$

$$\mu_i = \left[\frac{\partial(nU)}{\partial n_i} \right]_{nS, nV, n_{j \neq i}} = \left[\frac{\partial(nH)}{\partial n_i} \right]_{nS, P, n_{j \neq i}} = \left[\frac{\partial(nA)}{\partial n_i} \right]_{T, nV, n_{j \neq i}} = \left[\frac{\partial(nG)}{\partial n_i} \right]_{T, P, n_{j \neq i}} \quad (۵)$$

$$\left(\frac{\partial \mu_i}{\partial T} \right)_{P, n} = - \left[\frac{\partial(nS)}{\partial n_i} \right]_{T, P, n_{j \neq i}} \quad (۶)$$

$$\left(\frac{\partial \mu_i}{\partial P} \right)_{T, n} = \left[\frac{\partial(nV)}{\partial n_i} \right]_{T, P, n_{j \neq i}} \quad (۷)$$

۱۰-۲- خواص جزئی مولی

$$\bar{M}_i = \left[\frac{\partial(nM)}{\partial n_i} \right]_{T, P, n_{j \neq i}} \quad (۸)$$

$$\mu_i = \left[\frac{\partial(nG)}{\partial n_i} \right]_{T, P, n_{j \neq i}} \quad (۹)$$

$$\begin{cases} H = U + PV \\ \bar{H}_i = \bar{U}_i + P\bar{V}_i \\ H_i = U_i + PV_i \end{cases}$$

$$\begin{cases} C_p = \left(\frac{\partial H}{\partial T} \right)_p \\ \bar{C}_p = \left(\frac{\partial \bar{H}_i}{\partial T} \right)_{p,x} \\ C_{p_i} = \left(\frac{\partial H_i}{\partial T} \right)_p \end{cases}, \quad \begin{cases} dG = -SdT + VdP \\ d\bar{G}_i = -\bar{S}_i dT + \bar{V}_i dP \\ dG_i = -S_i dT + V_i dP \end{cases}$$

$$M = \sum_{i=1}^N x_i \bar{M}_i \quad \text{یا} \quad nM = \sum_{i=1}^N n_i \bar{M}_i \quad (10)$$

$$M_i = M \Big|_{x_i=1} = \bar{M}_i \Big|_{x_i=1}$$

۱۰-۳- معادله گیبس – دوهم

$$\left[\frac{\partial M}{\partial T} \right]_{p,x} dT + \left[\frac{\partial M}{\partial P} \right]_{T,x} dP - \sum_{i=1}^N x_i d\bar{M}_i = 0 \quad (11)$$

$$\sum_{i=1}^N x_i d\bar{M}_i = 0 \quad (P \text{ و } T \text{ ثابت}) \quad (12)$$

برای یک محلول دوجزئی:

$$\bar{M}_1 = M + (1 - x_1) \frac{dM}{dx_1} \quad (13)$$

$$\bar{M}_2 = M - x_1 \frac{dM}{dx_1} \quad (14)$$

۱۰-۴- محلول‌های ایده‌آل

$$\bar{V}_i = \left[\frac{\partial(nV)}{\partial n_i} \right]_{T,P,n_{j \neq i}} = V_i \quad (15)$$

$$nV = \sum_{i=1}^N n_i \bar{V}_i = \sum_{i=1}^N n_i V_i$$

$$V = \sum_{i=1}^N x_i \bar{V}_i = \sum_{i=1}^N x_i V_i$$

مخلوط گاز ایده‌آل:

$$\begin{cases} V_1 = V_2 = \dots = V_i = \frac{RT}{P} \\ \bar{V}_1 = \bar{V}_2 = \dots = \bar{V}_i = \frac{RT}{P} \end{cases}$$

۱۰-۵- فوگاسیته

$$dG_i = RT d \ln f_i \quad (T = \text{cte}) \quad (16)$$

$$\lim_{P \rightarrow 0} \frac{f_i}{P} = 1 \quad (17)$$

$$d\bar{G}_i = RT d \ln \hat{f}_i \quad (T = \text{cte}) \quad (18)$$

$$\lim_{P \rightarrow 0} \frac{\hat{f}_i}{x_i P} = 1 \quad (19)$$

برای هر جزء مخلوط گاز ایده آل:

$$\hat{f}_i = x_i P \quad (20)$$

۱۰-۶- ضریب فوگاسیته

$$\phi_i = \frac{f_i}{P} \quad (21)$$

$$\hat{\phi}_i = \frac{\hat{f}_i}{x_i P} \quad (22)$$

تعیین ضریب فوگاسیته:

$$\ln \phi = \int_0^P (Z - 1) \frac{dP}{P} \quad (T = \text{cte}) \quad (23)$$

$$\ln \phi = \int_0^P (Z_i - 1) \frac{dP}{P} \quad (T = \text{cte}) \quad (24)$$

$$\ln \phi_i = -\frac{1}{RT} \int_0^P \left(\frac{RT}{P} - \bar{V}_i \right) dP \quad (T = \text{cte}) \quad (25)$$

$$\ln \hat{\phi}_i = \int_0^P (\bar{Z}_i - 1) \frac{dP}{P} \quad (T = \text{cte}) \quad (26)$$

$$\ln \hat{\phi}_i = -\frac{1}{RT} \int_0^P \left(\frac{RT}{P} - \bar{V}_i \right) dP \quad (T = \text{cte}) \quad (27)$$

۱۰-۷- تعیین فوگاسیته حالت‌های مختلف یک ماده خالص

تعیین فوگاسیته بخار داغ

$$\ln \frac{f_i}{P^*} = \frac{1}{R} \left[\frac{H_i - H_i^*}{T} - (S_i - S_i^*) \right] \quad (T = \text{cte}) \quad (28)$$

*: حالت مرجع که در آن فشار P^* به حد کافی کوچک است و در نتیجه می‌توان گاز را ایده آل در نظر گرفت ($f_i^* = P^*$).

تعیین فوگاسیته بخار و مایع اشباع

$$f_i^V = f_i^L = f_i^{\text{sat}}$$

$$\phi_i^{\text{sat}} = \frac{f_i^{\text{sat}}}{P_i^{\text{sat}}} \quad (29)$$

$$\phi_i^V = \phi_i^L = \phi_i^{\text{sat}} \quad (30)$$

$$f_i^L = f_i^{\text{sat}} = \phi_i^{\text{sat}} P_i^{\text{sat}}$$

تعیین فوگاسیته مایع متراکم

$$\frac{f_i}{f_i^{\text{sat}}} = \exp\left(\frac{V_{\text{ave}}}{RT}(P - P_i^{\text{sat}})\right) \quad (T = \text{cte}) \quad (31)$$

$$f_i = \phi_i^{\text{sat}} P_i^{\text{sat}} \exp\left(\frac{V_{\text{ave}}}{RT}(P - P_i^{\text{sat}})\right) \quad (T = \text{cte}) \quad (32)$$

۱۰-۸- اثر دما و فشار بر روی فوگاسیته و ضریب فوگاسیته

الف) اثر فشار

$$\left(\frac{\partial \ln f_i}{\partial P}\right)_T = \frac{V_i}{RT} \quad , \quad \left(\frac{\partial \ln \phi_i}{\partial P}\right)_T = \frac{V_i - V_i^{\text{ig}}}{RT} = \frac{V_i^R}{RT} \quad (33)$$

$$\left(\frac{\partial \ln \hat{f}_i}{\partial P}\right)_{T,x} = \frac{\bar{V}_i}{RT} \quad , \quad \left(\frac{\partial \ln \hat{\phi}_i}{\partial P}\right)_{T,x} = \frac{V_i^R}{RT} \quad (34)$$

ب) اثر دما:

$$\left(\frac{\partial \ln f_i}{\partial T}\right)_P = -\frac{H_i^R}{RT^2} \quad , \quad \left(\frac{\partial \ln \phi_i}{\partial T}\right)_P = -\frac{H_i^R}{RT^2} \quad (35)$$

$$\left(\frac{\partial \ln \hat{f}_i}{\partial T}\right)_{P,x} = -\frac{\bar{H}_i^R}{RT^2} \quad , \quad \left(\frac{\partial \ln \hat{\phi}_i}{\partial T}\right)_{P,x} = -\frac{\bar{H}_i^R}{RT^2} \quad (36)$$

۱۰-۹- روابطی بین ϕ و $\hat{\phi}_i$ ، f و $\hat{f}_i$

الف) ϕ و $\hat{\phi}_i$

$$\ln \hat{\phi}_i = \left[\frac{\partial(n \ln \phi)}{\partial n_i} \right]_{T,P,n_j \neq i} \quad (37)$$

$$\ln \phi = \sum_{i=1}^N x_i \ln \hat{\phi}_i \quad (38)$$

ب) f و $\hat{f}_i$:

$$\ln \left(\frac{\hat{f}_i}{x_i} \right) = \left[\frac{\partial(n \ln f)}{\partial n_i} \right]_{T,P,n_j \neq i} \quad (39)$$

$$\ln f = \sum_{i=1}^N x_i \ln \left(\frac{\hat{f}_i}{x_i} \right) \quad (40)$$

با استفاده از معادله گیبس - دوهم:

$$\left\{ \sum_{i=1}^N x_i d \ln \hat{\phi}_i = 0 \right. \quad (41)$$

$$\left\{ \sum_{i=1}^N x_i d \ln \left(\frac{\hat{f}_i}{x_i} \right) = 0 \right. \quad (42)$$

$$\sum_{i=1}^N x_i d \ln \hat{f}_i = 0 \quad (43)$$

۱۰-۱ - قانون لوئیس رندال و قانون هنری

قانون لوئیس - رندال:

$$\hat{f}_i^{id} = x_i f_i \quad (44)$$

$$\hat{f}_i^{id} = x_i f_i^* \quad (45)$$

f_i^* فوگاسیته جزء i در حالت استاندارد، در همان دما و فشار مخلوط

قانون هنری:

$$\hat{f}_i^{id} = x_i k_i \quad (46)$$

k_i : ثابت هنری

۱۰-۱۱ - تغییرات خاصیت در اثر اختلاط

$$\Delta M = M - \sum_{i=1}^N x_i M_i^* \quad (48)$$

که M_i^* بیان گر خاصیت مولی i در یک حالت استاندارد مشخص است.

تغییرات خواص مختلف در اثر اختلاط:

$$\frac{\Delta G}{RT} = \frac{1}{RT} \sum_{i=1}^N x_i (\bar{G}_i - G_i^*) \quad (50)$$

$$\frac{P \Delta V}{RT} = \frac{P}{RT} \sum_{i=1}^N x_i (\bar{V}_i - V_i^*) \quad (51)$$

$$\frac{\Delta H}{RT} = \frac{1}{RT} \sum_{i=1}^N x_i (\bar{H}_i - H_i^*) \quad (52)$$

$$\frac{\Delta S}{R} = \frac{1}{R} \sum_{i=1}^N x_i (\bar{S}_i - S_i^*) \quad (53)$$

تغییرات خواص را می توان بر حسب G هم بیان نمود:

$$\frac{\Delta G}{RT} = \frac{1}{RT} \sum_{i=1}^N x_i (\bar{G}_i - G_i^*) \quad (54)$$

$$\frac{P \Delta V}{RT} = \frac{P}{RT} \sum_{i=1}^N x_i \left[\frac{\partial (\bar{G}_i - G_i^*)}{\partial \ln P} \right]_{T,x} \quad (55)$$

$$\frac{\Delta H}{RT} = - \sum_{i=1}^N x_i \left[\frac{\partial \left(\frac{\bar{G}_i - G_i^*}{RT} \right)}{\partial \ln T} \right]_{P,x} \quad (56)$$

$$\frac{\Delta S}{R} = - \sum_{i=1}^N x_i \left[\frac{\partial (\bar{G}_i - G_i^*)}{\partial \ln T} \right]_{P,x} \quad (57)$$

۱۰-۱۲- فعالیت

فعالیت (اکتیویته) جزء i در محلول:

$$\hat{a}_i = \frac{\hat{f}_i}{f_i^*} \quad (58)$$

$$\bar{G}_i - G_i^* = RT \ln \hat{a}_i \quad (59)$$

بنابراین:

$$\frac{\Delta G}{RT} = \sum_{i=1}^N x_i \ln \hat{a}_i \quad (60)$$

$$\frac{P \Delta V}{RT} = \sum_{i=1}^N x_i \left(\frac{\partial \ln \hat{a}_i}{\partial \ln P} \right)_{T,x} \quad (61)$$

$$\frac{\Delta H}{RT} = - \sum_{i=1}^N x_i \left(\frac{\partial \ln \hat{a}_i}{\partial \ln T} \right)_{P,x} \quad (62)$$

$$\frac{\Delta S}{R} = - \sum_{i=1}^N x_i \ln \hat{a}_i - \sum_{i=1}^N x_i \left(\frac{\partial \ln \hat{a}_i}{\partial \ln T} \right)_{P,x} \quad (63)$$

برای یک محلول ایده آل داریم:

$$\hat{a}_i^{\text{id}} = x_i \quad (64)$$

$$\frac{\Delta G^{\text{id}}}{RT} = \sum_{i=1}^N x_i \ln x_i \quad (65)$$

$$\Delta V^{\text{id}} = , \quad (66)$$

$$\Delta H^{\text{id}} = , \quad (67)$$

$$\frac{\Delta S^{\text{id}}}{R} = - \sum_{i=1}^N x_i \ln x_i \quad (68)$$

برای یک گاز ایده آل:

$$\hat{a}_i = \frac{\hat{f}_i}{f_i^*} = \frac{x_i P}{P} = x_i$$

خواص محلول‌های ایده‌آل و مخلوط گازهای ایده‌آل:

$$G^{id} = \sum_{i=1}^N x_i G_i' + RT \sum_{i=1}^N x_i \ln x_i \quad (69)$$

$$V^{id} = \sum_{i=1}^N x_i V_i' \quad (70)$$

$$H^{id} = \sum_{i=1}^N x_i H_i' \quad (71)$$

$$S^{id} = \sum_{i=1}^N x_i S_i' - R \sum_{i=1}^N x_i \ln x_i \quad (72)$$

برای محلول‌های ایده‌آل و مخلوط گازهای ایده‌آل:

$$\mu_i^{id} = G_i^{id} + RT \ln x_i \quad (73)$$

۱۰-۱۳ - خواص اضافی (Excess Properties) و ضریب فعالیت

$$M^E = M - M^{id} \quad (74)$$

$$\Delta M^E = \Delta M - \Delta M^{id} \quad (75)$$

M^E : خاصیت اضافی محلول ΔM^E : تغییر خاصیت اضافی در اثر اختلاط

$$\Delta M^E = M^E \quad (76)$$

ضریب فعالیت (ضریب اکتیویته) جزء i در محلول:

$$\gamma_i = \frac{\hat{a}_i}{x_i} \quad (77)$$

$$\frac{G^E}{RT} = \sum_{i=1}^N x_i \ln \gamma_i \quad (78)$$

$$\ln \gamma_i = \left[\frac{\partial \left(\frac{nG^E}{RT} \right)}{\partial n_i} \right]_{T,P,n_{j \neq i}} = \frac{\bar{G}_i^E}{RT} \quad (79)$$

$$\frac{G^E}{RT} = \beta_{x_1 x_2} \quad (\text{معادله مارگولس یک پارامتری}) \quad (80)$$

$$\ln \gamma_1 = \beta x_2^2 \quad (81)$$

$$\ln \gamma_2 = \beta x_1^2 \quad (82)$$

رابطه بین ضریب فعالیت و فوگاسیته:

$$\gamma_i = \frac{\hat{f}_i}{x_i f_i'} = \frac{\hat{f}_i}{\hat{f}_i^{id}} \quad (83)$$

روابط بین انرژی آزاد گیبس اضافی با سایر خواص اضافی

$$G^E = H^E - TS^E \quad (84)$$

$$V^E = \left(\frac{\partial G^E}{\partial P} \right)_{T,x} \quad (87)$$

$$S^E = - \left(\frac{\partial G^E}{\partial T} \right)_{P,x} \quad (88)$$

$$\frac{H^E}{RT} = -T \left[\frac{\partial \left(\frac{G^E}{RT} \right)}{\partial T} \right]_{P,x} \quad (89)$$

$$C_P^E = \left(\frac{\partial H^E}{\partial T} \right)_{P,x} = T \left(\frac{\partial S^E}{\partial T} \right)_{P,x} \quad (90)$$

رابطه بین تغییرات ضریب فعالیت برحسب خواص اضافی:

$$\frac{PV^E}{RT} = \sum_{i=1}^N x_i \left(\frac{\partial \ln \gamma_i}{\partial \ln P} \right)_{T,x} \quad (91)$$

$$\frac{H^E}{RT} = - \sum_{i=1}^N x_i \left(\frac{\partial \ln \gamma_i}{\partial \ln T} \right)_{P,x} \quad (92)$$

$$\frac{S^E}{R} = - \sum_{i=1}^N x_i \ln \gamma_i - \sum_{i=1}^N x_i \left(\frac{\partial \ln \gamma_i}{\partial \ln T} \right)_{P,x} \quad (93)$$

۱۰-۱۴- مخلوط‌های گازی

معادله حالت ویریال

$$Z = 1 + \frac{BP}{RT}$$

ضریب ویریال مرتبه دوم برای یک مخلوط گازی:

$$B = \sum_{i=1}^N \sum_{j=1}^N y_i y_j B_{ij} \quad (94)$$

برای یک مخلوط دوتایی:

$$B = y_1^2 B_{11} + 2y_1 y_2 B_{12} + y_2^2 B_{22} \quad (95)$$

B_{11} و B_{22} : ضرایب ویریال برای یک جزء خالص و B_{12} : ضریب تقاطع است.

تعیین $\ln \hat{\phi}_1$ و $\ln \hat{\phi}_2$ را برای یک مخلوط گازی دو جزئی

$$\delta_{12} = 2B_{12} - B_{11} - B_{22} \quad (96)$$

$$B = y_1 B_{11} + y_2 B_{22} + y_1 y_2 \delta_{12} \quad (97)$$

$$\ln \hat{\phi}_1 = \frac{P}{RT} (B_{11} + y_2^2 \delta_{12}) \quad (98)$$

$$\ln \hat{\phi}_2 = \frac{P}{RT} (B_{22} + y_1^2 \delta_{12}) \quad (99)$$

ضریب ویریال مرتبه سوم برای یک مخلوط گازی:

$$C = \sum_{i=1}^N \sum_{j=1}^N \sum_{k=1}^N y_i y_j y_k C_{ijk} \quad (100)$$

رابطه پیترز

$$B_{ij} = \frac{RT_{cij}}{P_{cij}} (B' + \omega_{ij} B') \quad (101)$$

$$B' = 0.083 - \frac{0.422}{T_r^{1/6}} \quad (102)$$

$$B' = 0.139 - \frac{0.172}{T_r^{4/3}} \quad (103)$$

قوانین اختلاط مربوط به تعیین T_{cij} ، P_{cij} و ω_{ij} :

$$T_{cij} = (T_{ci} T_{cj})^{\frac{1}{2}} \quad (104)$$

$$P_{cij} = \frac{Z_{cij} RT_{cij}}{V_{cij}} \quad (105)$$

$$\omega_{ij} = \frac{\omega_i + \omega_j}{2} \quad (106)$$

$$Z_{cij} = \frac{Z_{ci} + Z_{cj}}{2} \quad (107)$$

$$V_{cij} = \left[\frac{\frac{1}{V_{ci}^r} + \frac{1}{V_{cj}^r}}{2} \right]^r \quad (108)$$

قوانین اختلاط مربوط به معادله حالت ردیش کوانگ

$$P = \frac{RT}{v-b} - \frac{a}{T^{\frac{1}{2}}(v+b)(v)}$$

$$b = \sum_{i=1}^N y_i b_i \quad (109)$$

$$a = \sum_{i=1}^N \sum_{j=1}^N y_i y_j a_{ij} \quad (110)$$

تغییر حجم در اثر اختلاط در دما و فشار ثابت برای یک مخلوط گازی دوجزئی:

$$\Delta V = y_1 y_2 \delta_{12} \quad (111)$$

☀ **نکته:** برای یک محلول ایده آل گازی:

$$\delta_{12}^{id} = 0$$

$$B_{12}^{id} = \frac{B_{11} + B_{22}}{2}$$

تبادل فازي

۱-۱۱- تبادل مادي

معیار تبادل مادي:

$$(dG^t)_{T,P} \leq 0 \quad (1)$$

در تبادل مادي در دما و فشار ثابت داریم:

$$(dG^t)_{T,P} = 0 \quad \text{يا} \quad dS^t = \frac{\delta Q^t}{T}$$

وضعيت ساير خواص ترموديناميكي در هنگام تبادل:

$$(dU^t)_{S^t,V^t} \leq 0 \quad (2)$$

$$(dS^t)_{U^t,U^t} \geq 0 \quad (3)$$

$$(dA^t)_{T,V^t} \leq 0 \quad (4)$$

۱-۲- شرط برقراري تبادل فازي

$$\hat{f}_i^\alpha = \hat{f}_i^\beta = \dots = \hat{f}_i^\pi \quad (5)$$

$$\hat{f}_j^\alpha = \hat{f}_j^\beta = \dots = \hat{f}_j^\pi$$

$$\vdots \quad \vdots \quad \vdots$$

$$\hat{f}_n^\alpha = \hat{f}_n^\beta = \dots = \hat{f}_n^\pi$$

۱-۳- تبادل بخار – مايع (VLE)

حالت ايده‌آل (قانون راولت)

$$x_i P_i^{\text{sat}} = y_i P \quad (7)$$

براي يک سيستم دوجزئي:

$$P_y = y_y P = x_y P_y^{\text{sat}} \quad (8)$$

$$P_v = y_v P = x_v P_v^{\text{sat}} \quad (9)$$

$$P = x_v P_v^{\text{sat}} + (1 - x_v) P_v^{\text{sat}} \quad (10)$$

$$P = \frac{1}{\frac{y_v}{P_v^{\text{sat}}} + \frac{y_v}{P_v^{\text{sat}}}} \quad (11)$$

حالت واقعی

$$y_i \hat{\phi}_i P = x_i \gamma_i f_i^{\text{sat}} \quad (12)$$

الف) فشارهای پایین تا متوسط

$$y_i \hat{\phi}_i^v P = x_i \gamma_i \phi_i^{\text{sat}} P_i^{\text{sat}} \quad (13)$$

$\hat{\phi}_i$: ضریب فوگاسیته جزء i در مخلوط در فاز بخار

$$\ln \hat{\phi}_i = \left[\frac{\partial(\ln \phi)}{\partial n_i} \right]_{T, P, n_{j \neq i}}$$

برای معادله یک پارامتری ویرال:

$$Z = 1 + \frac{BP}{RT}$$

$$\ln \phi = \frac{BP}{RT}, \quad \ln \hat{\phi}_i = \frac{P}{RT} \left(B_{ii} + \frac{1}{v} \sum_j \sum_k y_j y_k (v \delta_{ji} - \delta_{jk}) \right) \quad (14)$$

قانون رانول اصلاح شده

$$y_i P = x_i \gamma_i P_i^{\text{sat}} \quad (15)$$

$$P = \sum_{i=1}^n y_i P = \sum_{i=1}^n x_i \gamma_i P_i^{\text{sat}} \quad (16)$$

ب) فشارهای بالا

$$K_i = \frac{y_i}{x_i} = \frac{\gamma_i f_i^{\text{sat}}}{\hat{\phi}_i^v P} = \frac{\gamma_i \phi_i^{\text{sat}}}{\hat{\phi}_i^v} \quad (24)$$

اگر قانون رانول برقرار باشد:

$$K_i = \frac{y_i}{x_i} = \frac{P_i^{\text{sat}}}{P} \quad (25)$$

۱۱-۴- مدل های G^E برای تعیین ضرایب اکتیویته

بسط توانی ردلیج – کستر

$$\frac{G^E}{RT x_v x_v} = B + C(x_v - x_v) + D(x_v - x_v)^2 + \dots \quad (17)$$

- برای برخی سیستم‌های ساده: $(B \neq 0, C = D = \dots = 0)$

$$\frac{G^E}{RT x_v x_v} = B \quad (18)$$

$$\ln \gamma_1 = Bx_2^{\infty} \quad \ln \gamma_2 = Bx_1^{\infty}$$

$$\ln \gamma_1^{\infty} = B \quad \ln \gamma_2^{\infty} = B$$

مدل مارگولس

$$\frac{G^E}{RTx_1x_2} = A_{12}x_1 + A_{21}x_2 \quad (19)$$

$$\ln \gamma_1 = x_2^{\infty}(A_{12} + 2(A_{11} - A_{12})x_1) \quad , \quad \ln \gamma_2 = x_1^{\infty}(A_{21} + 2(A_{22} - A_{21})x_2)$$

$$\ln \gamma_1^{\infty} = A_{12} \quad \ln \gamma_2^{\infty} = A_{21}$$

مدل محلول‌ها با قاعده

$$\frac{x_1x_2}{G^E} = B' + C'(x_1 - x_2) \quad (20)$$

$$\frac{G^E}{RT}$$

صورت دیگری برای معادله بالا به صورت زیر است:

$$\frac{G^E}{RTx_1x_2} = \frac{A'_{12}A'_{21}}{A'_{12}x_1 + A'_{21}x_2} \quad (21)$$

$$\ln \gamma_1 = \frac{A'_{12}}{\left(1 + \frac{A'_{12}}{A'_{21}} \frac{x_1}{x_2}\right)^2} \quad , \quad \ln \gamma_2 = \frac{A'_{21}}{\left(1 + \frac{A'_{21}}{A'_{12}} \frac{x_2}{x_1}\right)^2}$$

$$\ln \gamma_1^{\infty} = A'_{12} \quad \ln \gamma_2^{\infty} = A'_{21}$$

معادلات ویلسون برای يك سیستم دوجزئی

$$\frac{G^E}{RT} = -x_1 \ln(x_1 + x_2 \Omega_{12}) - x_2 \ln(x_2 + x_1 \Omega_{21}) \quad (22)$$

$$\Omega_{ij} = \frac{V_j}{V_i} \exp\left(-\frac{a_{ij}}{RT}\right) \quad (23)$$

V_i و V_j حجم‌های مولی اجزاء خالص در دمای T هستند.

۱۱-۵- نقطه آزنوتروپ

$$x_1^{az} = y_1^{az} \quad , \quad x_2^{az} = y_2^{az}$$

بنابراین:

$$\gamma_i = \frac{P}{P_i^{\text{sat}}} \quad (29)$$

$$\gamma_1^{az} P_1^{\text{sat}} = \gamma_2^{az} P_2^{\text{sat}} \quad (27)$$

فراريت نسبی:

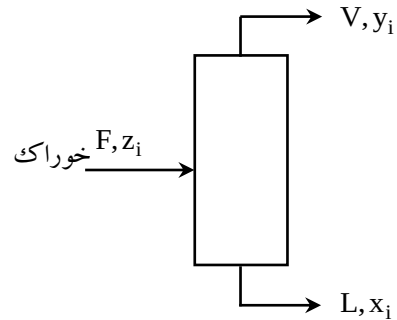
$$\alpha_{12} = \frac{\frac{y_1}{x_1}}{\frac{y_2}{x_2}} = \frac{K_1}{K_2} \quad (28)$$

برای قانون راتول:

$$\alpha_{1r} = \frac{P_1^{\text{sat}}}{P_r^{\text{sat}}} \quad (29)$$

$$y_1 = \frac{\alpha_{1r} x_1}{1 + (\alpha_{1r} - 1) x_1} \quad (30)$$

۱۱-۶- تبخیر ناگهانی (Flash)



$$x_i = \frac{z_i}{L + K_i(1 - L)} \quad (31)$$

$$y_i = \frac{z_i K_i}{1 + V(K_i - 1)} \quad (32)$$

$$\sum_{i=1}^n x_i = 1 \quad \text{و} \quad \sum_{i=1}^n y_i = 1$$

☀ نکته: معمولاً در محاسبات تبخیر ناگهانی، z_i ، P و T جزو معلومات و x_i ، y_i و L (یا V) از مجهولات مسئله‌اند.

تعیین حالت ترمودینامیکی خوراک:

$$\sum_{i=1}^n z_i K_i < 1 \Rightarrow \text{حالت خوراک به صورت مایع متراکم است.}$$

$$\sum_{i=1}^n z_i K_i = 1 \Rightarrow \text{حالت خوراک به صورت مایع اشباع (نقطه حباب) است.}$$

$$\sum_{i=1}^n \frac{z_i}{K_i} = 1 \Rightarrow \text{حالت خوراک به صورت بخار اشباع (نقطه شبنم) است.}$$

$$\sum_{i=1}^n \frac{z_i}{K_i} < 1 \Rightarrow \text{حالت خوراک به صورت بخار داغ است.}$$

$$\sum_{i=1}^n \frac{z_i}{K_i} > 1 \quad \text{و} \quad \sum_{i=1}^n z_i K_i > 1 \Rightarrow \text{خوراک دوفازی است.}$$

مخلوط هوا - بخار و تهویه مطبوع

۱۲-۱ تعاریف

فشار هوای اتمسفری :

$$P = P_a + P_v \quad (۱)$$

P_a : فشار جزئی هوای خشک P_v : فشار جزئی بخار آب

نسبت رطوبت (ω): نسبت جرم بخار موجود در مخلوط به جرم هوای خشک.

$$\omega = \frac{m_v}{m_a} \quad (۲)$$

$$\omega = \frac{0.622 P_v}{P - P_v} \quad (۳)$$

P : فشار کل

رطوبت نسبی (ϕ): نسبت مقدار رطوبت هوا (m_v) به مقدار رطوبت هوای اشباع در همان دما و فشار

$$\phi = \frac{m_v}{m_g} = \frac{P_v}{P_g} \quad (۴)$$

P_v : فشار جزئی بخار در مخلوط و P_g : فشار بخار اشباع در دمای مخلوط

رابطه بین رطوبت مطلق و نسبی

$$\phi = \frac{\omega P_a}{(0.622 + \omega) P_g} \quad (۵)$$

$$\phi = \frac{\omega P_a}{0.622 P_g} \quad (۶)$$

آنتالپی کل هوای اتمسفری،

$$H = H_a + H_v \quad (۷)$$

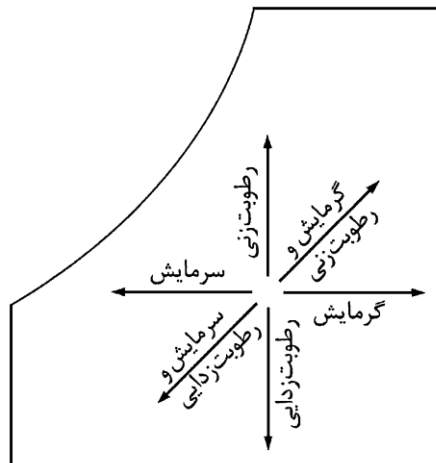
$$T \leq 50: h = h_a + \omega h_g \quad (۸)$$

۱۲-۲- دماک اشباع آدیاباتیک و دماک مرطوب

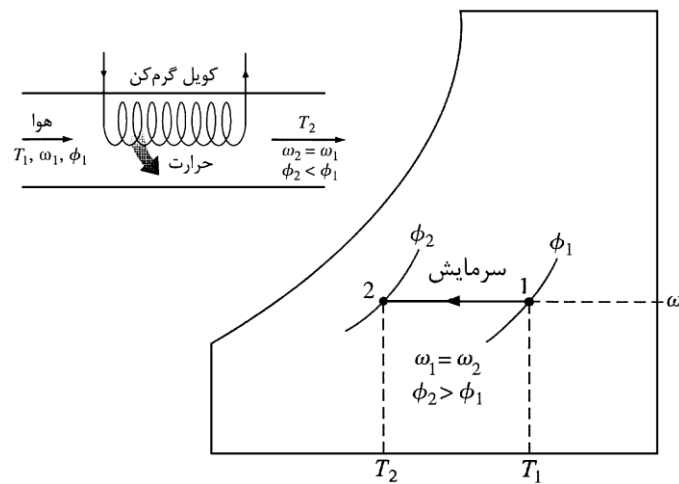
$$\omega_r = \frac{0.622 P_{gr}}{P_r - P_{gr}} \quad (9)$$

$$\omega_1 = \frac{C_p(T_r - T_1) + \omega_r h_{fgr}}{h_{g1} - h_{f1}} \quad (10)$$

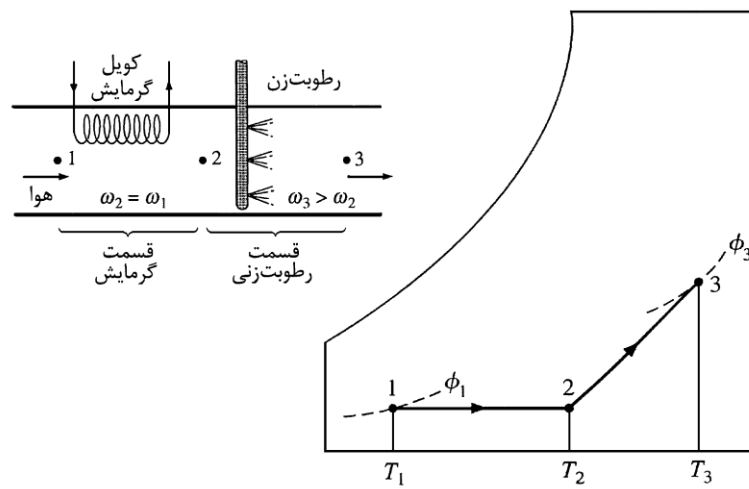
۱۲-۳- فرایندهای تهویه مطبوع



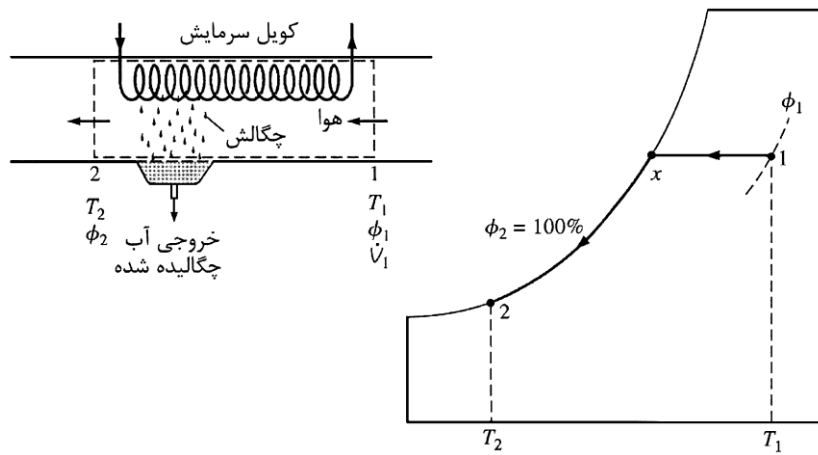
۱۲-۳-۱- گرمایش و سرمایش ساده



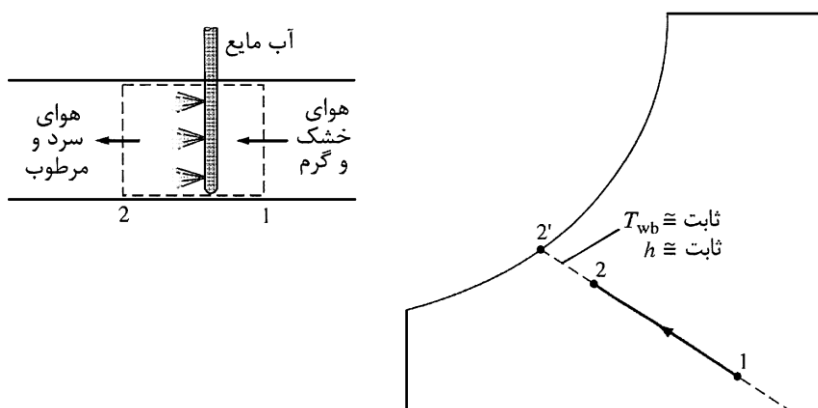
۱۲-۳-۲- گرمایش و رطوبت زنی

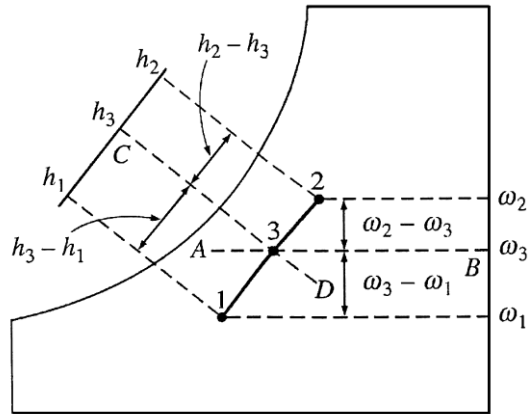
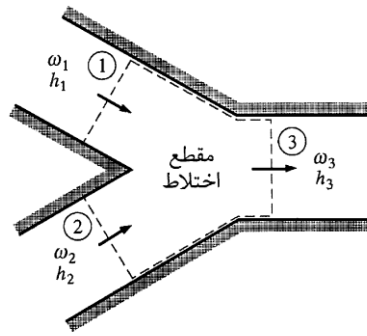


۱۲-۳-۳ - سرمایش و رطوبت زدایی



۱۲-۳-۴ - سرمایش تبخیری





$$\frac{\dot{m}_{a_1}}{\dot{m}_{a_2}} = \frac{\omega_2 - \omega_3}{\omega_3 - \omega_1} = \frac{h_2 - h_3}{h_3 - h_1} \quad (11)$$

$$T_r = \frac{\dot{m}_{a_1} T_1 + \dot{m}_{a_2} T_2}{\dot{m}_{a_1} + \dot{m}_{a_2}} \quad (12)$$

تبادل واکنش‌های شیمیایی

۱۳-۱ - مختصه واکنش

برای یک واکنش شیمیایی:

$$v_1 A_1 + v_2 A_2 + v_3 A_3 + \dots + v_i A_i + \dots = 0 \quad (1)$$

A_i : فرمول شیمیایی گونه‌های مختلف

v_i : ضرایب استوکیومتری

$$\frac{dn_1}{v_1} = \frac{dn_2}{v_2} = \frac{dn_3}{v_3} = \frac{dn_4}{v_4} = \dots = d\varepsilon \quad (2)$$

$$dn_i = v_i d\varepsilon \quad (3)$$

ε : مختصه واکنش، درجه پیشرفت، درجه واکنش

$$y_i = \frac{n_{i,0} + v_i \varepsilon}{n_{t,0} + v \varepsilon} \quad (4)$$

$$v = \sum_{i=1}^N v_i \quad \text{و} \quad n_{t,0} = \sum_{i=1}^N n_{i,0} \quad (5)$$

$$A = \frac{n_{A,0} - n_A}{n_{A,0}} = \text{تفکیک جزئی واکنش دهنده} \quad (6)$$

برای r واکنش مستقل هم‌زمان داریم: ($j = 1, 2, \dots, r$) نشان دهنده واکنش است)

$$\sum_{i=1}^N v_{i,j} A_i = 0 \quad (j = 1, 2, \dots, r) \quad (7)$$

$$dn_i = \sum_{j=1}^r v_{i,j} d\varepsilon_j \quad (i = 1, 2, \dots, N) \quad (8)$$

$$y_i = \frac{n_{i,} + \sum_{j=1}^r v_{i,j} \varepsilon_j}{n_{t,} + \sum_{j=1}^r v_j \varepsilon_j} \quad (9)$$

$$v_i = \sum_{j=1}^N v_{i,j} \quad (10)$$

۱۳-۲- تعیین ثابت تعادل

$$\Delta G_i^\circ = \sum_{i=1}^N v_i G_i^\circ = \sum_{i=1}^N v_i \mu_i$$

$$\ln k = -\frac{\Delta G_i^\circ}{RT} \quad (11)$$

علامت ۰ نشان‌دهنده حالت استاندارد i خالص در فشار ثابت و در دمای سیستم

K: ثابت تعادل

ΔG° : تغییر انرژی آزاد گیبس استاندارد واکنش

$$k = \prod_{i=1}^N (\hat{a}_i)^{v_i} \quad (12)$$

$$k = \prod_{i=1}^N (\hat{f}_i)^{v_i} \quad (13)$$

۱۳-۳- روابط بین ثابت تعادل و ترکیب نسبی

واکنش‌های فاز گاز

$$K = \prod_{i=1}^N (y_i P \hat{\phi}_i)^{v_i} \quad (14)$$

برای محلول ایده‌آل:

$$\hat{\phi}_i = \phi_i \quad \Rightarrow \quad K = \prod_{i=1}^N (y_i P \phi_i)^{v_i} \quad (15)$$

برای فشار دما به حد کافی پایین و یا دما به حد کافی بالا، رفتار مخلوط تعادلی رفتار گاز ایده‌آل را خواهد داشت.

$$\hat{\phi}_i = \phi_i = 1 \quad \Rightarrow \quad K = \prod_{i=1}^N (y_i P)^{v_i} = \prod_{i=1}^N (P_i)^{v_i} \quad (16)$$

ثابت تعادل را در یک مخلوط تعادلی گاز ایده‌آل:

$$K_P = \prod_{i=1}^N (P_i)^{v_i} \quad (17)$$

برای گاز ایده‌آل: $P_i = C_i RT$

$$K_C = \prod_{i=1}^N (C_i)^{v_i} = K_P (RT)^{-v} \quad (18)$$

$$K_y = \prod_{i=1}^N (y_i)^{v_i} = K_P P^{-v} \quad (19)$$

$$K_C = K_y \left(\frac{P}{RT} \right)^v \quad (20)$$

واکنش‌های فاز مایع

$$\hat{a}_i = \gamma_i x_i \left(\frac{f_i}{f_i^*} \right)$$

$$K = \prod_{i=1}^N (x_i \gamma_i)^{v_i} \quad (21)$$

برای محلول‌های ایده‌آل:

$$K = \prod_{i=1}^N (x_i)^{v_i} \quad (22)$$

۱۳-۴- اثر دما بر ثابت تعادل

معادله وانت هوف::

$$\frac{d(\ln K)}{dT} = \frac{\Delta H^*}{RT^2} \quad (23)$$

$$\Delta H^* = \text{cte} \Rightarrow \ln \left(\frac{K}{K_1} \right) = -\frac{\Delta H^*}{R} \left(\frac{1}{T} - \frac{1}{T_1} \right)$$

۱۳-۵- قانون فازهای گییس

درجه آزادی یک سیستم:

$$F = \nu + N - \pi - r - s \quad (24)$$

π : تعداد فازهای در تعادل با یکدیگر

N : تعداد اجزاء سازنده سیستم

s : تعداد محدودیت‌های ویژه سیستم

r : تعداد واکنش‌های مستقل در تعادل

واکنش‌های شیمیایی و احتراق

۱۴-۱- احتراق

در محاسبات فرض می‌کنند که هوا از ۲۱٪ اکسیژن و ۷۹٪ نیتروژن تشکیل شده است

$$1 \text{ kmol O}_2 + 3.76 \text{ kmol N}_2 = 4.76 \text{ kmol air} \quad (1)$$

نسبت هوا به سوخت (AF): عبارت است از نسبت جرم هوا به جرم سوخت

$$AF = \frac{m_{\text{air}}}{m_{\text{fuel}}} \quad (3)$$

۱۴-۲- آنتالپی تشکیل

$$h_R = h_C = H_P - H_R \quad (4)$$

که R و P به ترتیب مواد اولیه و محصولات هستند.

۱۴-۳- ارزش حرارتی سوخت (heating value):

$$|h_C| = \text{ارزش حرارتی} \quad \text{kJ / kg fuel} \quad (5)$$

$$HHV = LHV + (m h_{fg})_{H_2O} \quad \text{kJ / kg fuel} \quad (6)$$

۱۴-۴- آنتالپی مواد در حالت دلخواه

$$\bar{h}_{T,P} = (\bar{h}_f^\circ)_{298,0/1 \text{ MPa}} + (\Delta \bar{h})_{298,0/1 \text{ MPa} \rightarrow T,P} \quad (7)$$

۱۴-۵- تحلیل قانون اول برای سیستم‌های واکنشی

$$Q_{c,v} + \sum_R n_i \bar{h}_i = w_{c,v} + \sum_P n_e \bar{h}_e \quad (8)$$

اگر مواد واکنش دهنده و محصولات در واکنش شیمیایی در حالت 25°C و 0.1 MPa قرار نداشته باشند تغییر آنتالپی بین این حالت و حالت مورد نظر:

$$\bar{h}_{T,P} = \bar{h}_f^\circ + \Delta \bar{h} \quad (9)$$

اگر کار انجام شده در طول فرایند احتراق صفر و انتقال حرارت منفی (فرایند گرمازا) باشد حرارت آزاد شده (Q_{out}) :

$$Q_{out} = \sum_R n_i \bar{h}_i - \sum_P n_e \bar{h}_e \quad (10)$$

۱۴-۶- دماک آدیباتیک شعله

با استفاده از قانون اول:

$$H_P = H_R \quad (11)$$

۱۴-۷- فرایند احتراق واقعی

راندمان محفظه احتراق:

$$\eta_{comb} = \frac{(AF)_{ایده آل}}{(AF)_{واقعی}} \quad (12)$$

راندمان دیگ بخار:

$$\eta_{Boiler} = \frac{(Q/m_{fuel})}{HHV} = \frac{\text{حرارت داده شده به واحد جرم بخار}}{\text{ارزش حرارتی بالای سوخت}} \quad (13)$$

موتور احتراق داخلی:

$$\eta_{motor} = \frac{w}{-h_C} \quad (14)$$

w: کار واقعی و h_C : آنتالپی احتراق