

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 پایستاری 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.

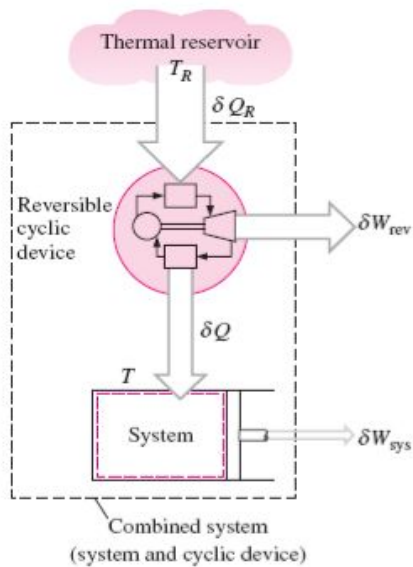
این فصل را با نامسای کلایوس، که پایه تعریف آنتروپی را تشکیل می‌دهد، شروع می‌کنیم و بحث را با اصل افزایش آنتروپی ادامه می‌دهیم. آنتروپی، برخلاف انرژی، یک خاصیت ناپایستار است، و چیزی به عنوان اصل پایستاری آنتروپی وجود ندارد. سپس، تغییرات آنتروپی را در فرآیندهای مواد خالص، مواد تراکم‌ناپذیر، و گازهای ایده‌آل، همچنین نوع خاصی از فرآیندهای ایده‌آلی، به نام فرآیندهای تک‌آنتروپی (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 کلونین-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:

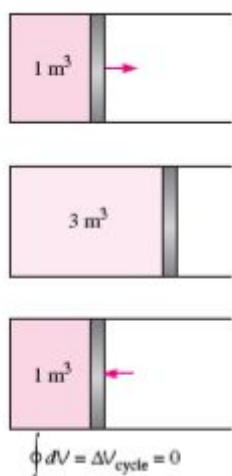
$$\oint \frac{\delta Q}{T} \leq 0 \quad (1-6)$$

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 رابطه ای برای تعریف آنروپی، معادله ۲-۶ را به دقت بیشتری بررسی می‌کنیم. در اینجا یک تساوی داریم که انتگرال سیکلی آن صفر است. برای لحظه ای 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 اولیه اش برمی‌گردد، حجم گاز نیز به مقدار اولیه اش 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 $\left(\frac{\delta Q}{T}\right)_{int rev}$ خاصیتی را به شکل دیفرانسیلی نشان می‌دهد.

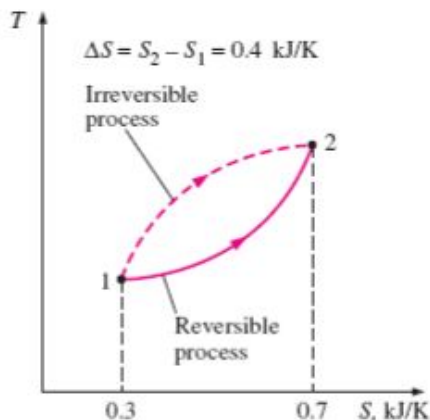
کلازیوس در سال ۱۸۶۵ متوجه شد خاصیت جدیدی را در ترمودینامیک کشف کرده است، و این خاصیت را آنتروپی نامید. علامت آن S است، با تعریف زیر:

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

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 واحدهای $\frac{kJ}{(kg.K)}$ 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:

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

توجه کنید که در واقع، 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.



شکل 3-6: تغییر آنتروپی بین دو حالت مشخص

مقدار معینی دارد و بستگی به نوع فرآیند،

برگشت پذیر یا برگشت ناپذیر، ندارد.

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 امکان پذیر 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، برگشت پذیر یا برگشت ناپذیر، بستگی ندارد (شکل 3-6).

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:

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

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 کلایوس

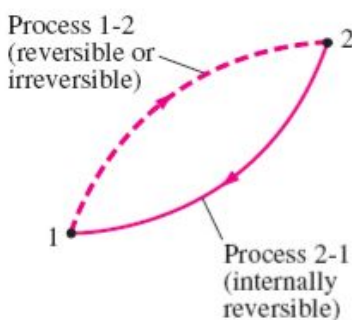
$$\oint \frac{\delta Q}{T} \leq 0$$

یا

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

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

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



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

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:

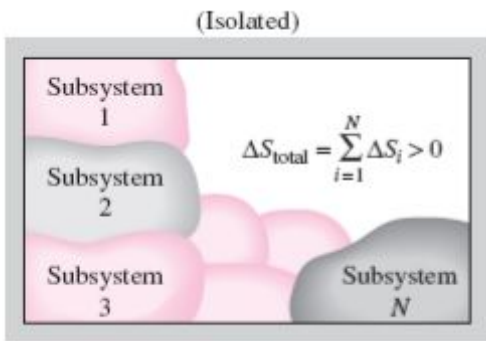
$$\Delta s_{sys} = s_2 - s_1 = \int_1^2 \frac{\delta Q}{T} + S_{gen} \quad (9-6)$$

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:

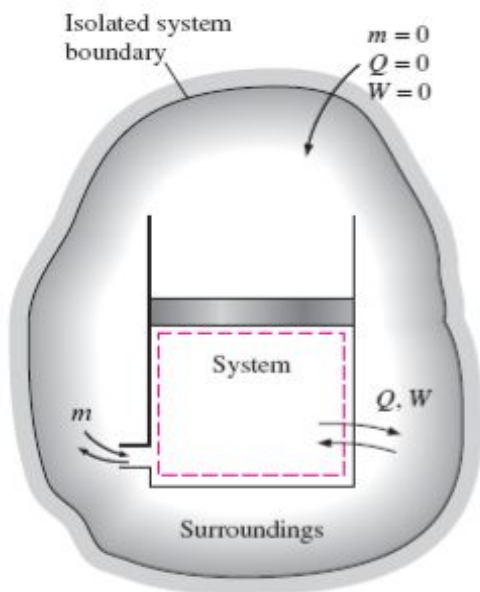
$$(10-6)$$

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

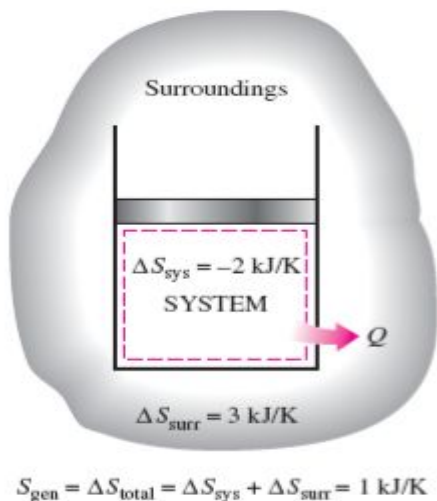
مفهوم رابطه بالا این است که آنتروپی سیستم منزوی در طی هر فرآیندی همیشه افزایش می یابد یا، در حالت حدی (یعنی، فرآیند برگشت پذیر)، ثابت می ماند. به عبارت دیگر، آنتروپی هرگز کاهش نمی یابد. این را اصل افزایش آنتروپی می گویند. توجه کنید که در غیاب هر گونه انتقال گرما، تغییر آنتروپی فقط ناشی از رگشت ناپذیری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



شکل 6-5: 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 می دهند.



شکل 6-7 تغییر آنتروپی یک سیستم می تواند منفی باشد، اما تولید آنتروپی نمی تواند

آنتروپی یک خاصیت بسط^۱ است، و از این رو آنتروپی کل یک سیستم با مجموع آنتروپی های اجزاء سیستم برابر است. سیستم منزوی می تواند از هر تعداد زیر سیستم تشکیل شده باشد. (شکل 6-5). مثلاً، هر سیستم با اطرافش، یک سیستم منزوی را تشکیل می دهند زیرا هر دو را توسط یک مرز اختیاری بزرگ می توان 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 می توان 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، می توان گفت در هر فرآیندی مقداری آنتروپی تولید می شود، و بنابراین آنتروپی جهان، که آن را به عنوان یک سیستم منزوی می توان 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

نمی شود ($S_{gen} = 0$)

افزایش آنتروپی جهان، موضوع نگران کننده ای برای مهندسان، فیلسوفان و متخصصین علوم الهیات است زیرا آنتروپی معیاری برای بی نظمی (هرج و مرج) در جهان است.

اصل افزایش آنتروپی نمی رساند که آنتروپی یک سیستم نمی تواند کاهش یابد. تغییر آنتروپی سیستم در یک فرآیند منفی باشد (شکل 6-7)، اما تولید آنتروپی نمی تواند منفی باشد. اصل افزایش آنتروپی را به صورت زیر می توان خلاصه کرد:

^۱ - خاصیت مقداری نیز به آن گفته می شود 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 گوئیم 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 الی 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:

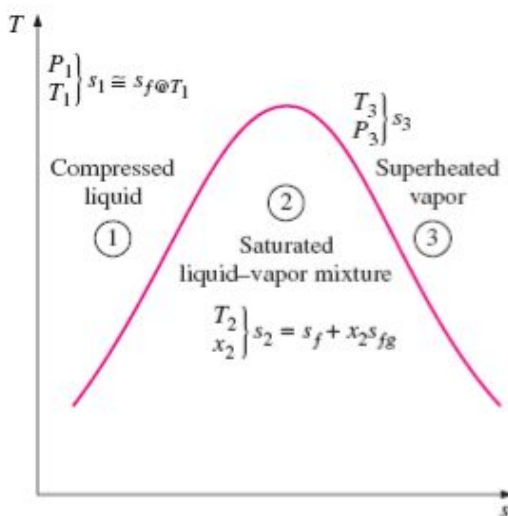
$$s_{@T,P} \cong s_f @ T$$

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 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

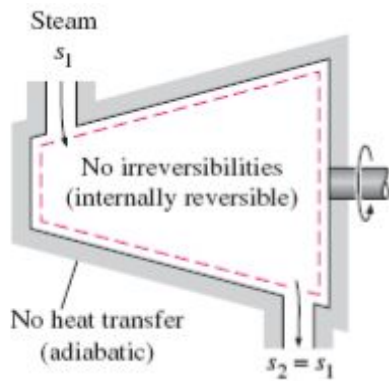
خطوط حجم ثابت، در مقایسه با خطوط فشار ثابت، شیب‌دارترند، و، در ناحیه مخلوط اشباع مایع-بخار، خطوط فشار ثابت به موازات خطوط دما ثابت هستند. همچنین، در ناحیه مایع متراکم، خطوط فشار ثابت تقریباً بر خط مایع اشباع منطبق‌اند.

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 آدیاباتیکی تغییر نمی‌کند. فرآیندی را که در آن آنتروپی ثابت می‌ماند فرآیند تک آنتروپی می‌گویند، و دارای مشخصه زیر است

فرآیند تک آنتروپی:

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



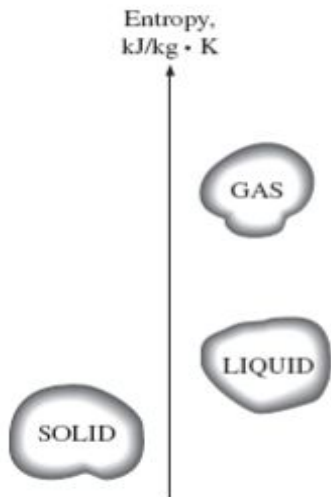
شکل 6-9: در فرآیند آدیاباتیک برگشت پذیر داخلی (تک آنروپی)، آنروپی سیستم ثابت می ماند.

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

باید توجه داشت که فرآیند آدیاباتیک برگشت‌پذیر لزوماً تک آنروپی است ($s_2 = s_1$)، اما فرآیند تک آنروپی لزوماً آدیاباتیک برگشت‌پذیر نیست. (مثلاً، افزایش آنروپی مواد در یک فرآیند بر اثر برگشت‌ناپذیری‌ها می‌تواند با کاهش آنروپی ناشی از دفع گرما جبران شود). ولی، در ترمودینامیک معمولاً از واژه فرآیند تک آنروپی برای فرآیند آدیاباتیک برگشت‌پذیر داخلی استفاده می‌شود.

6-5 آنروپی چیست؟

از بحث قبل، متوجه می‌شویم که آنروپی یک خاصیت مفید است و، در تحلیل وسایل صنعتی از دید قانون دوم ترمودینامیک، به عنوان وسیله با ارزشی به کار می‌رود. اما هنوز آنروپی را به خوبی نشناخته، و حتی نمی‌توانیم پاسخ مناسبی به این سؤال بدهیم که، آنروپی چیست؟ ولی، عدم توانایی برای توصیف کامل آنروپی از سودمندی آن نمی‌کاهد. در فصل 1، انرژی را هم نتوانستیم تعریف کنیم، اما تبدیلات انرژی و اصل پایستاری انرژی را فهمیدیم. مسلماً آنروپی 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 آنروپی، 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:

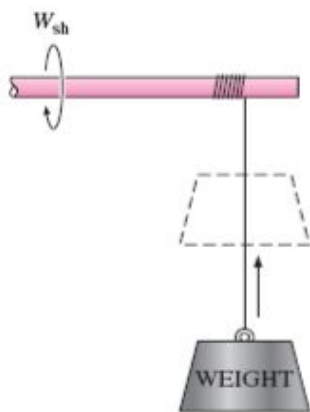
$$S = k \ln p \quad (6-14)$$

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.

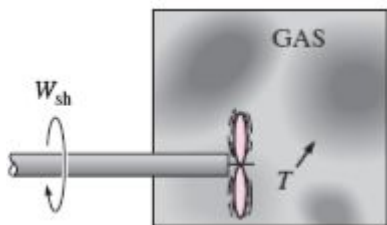


شکل 6-11: انرژی نظم نیافته هر چقدر هم که زیاد باشد، اثر چندان مفیدی ندارد.

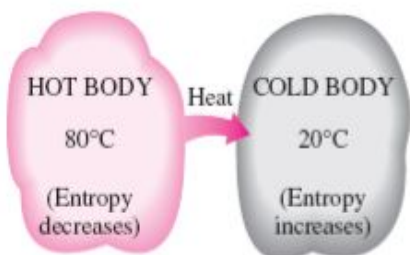
مولکول در حالت گازی، انرژی جنبشی زیادی دارند. اما می دانیم که مولکول های گاز دارای هر میزان انرژی جنبشی هم که باشند نمی توانند یک چرخ پره دار را که در ظرفی قرار دارد بچرخانند و کار ایجاد کنند، زیرا مولکول های گاز، و انرژی آنها، نظم نیافته است. از نظر احتمالات، تعداد مولکول هایی که سعی می کنند چرخ را 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 یافته اند زیرا مولکولها کاملاً نظم یافته اند زیرا مولکولهای شفت در جهت یکسان می چرخند. از این انرژی نظم یافته به سهولت می توان 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 بی نظمی 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 نمی کند. هر فرآیندی که آنتروپی خالص ایجاد نکند برگشت پذیر است، و از این رو فرآیند بالا با پایین آوردن وزنه را می توان معکوس کرد. بنابراین، کیفیت انرژی در طی این فرآیند افت نمی کند.

به جای بالا آوردن وزنه، فرض کنید چرخ پره داری را در ظرفی حاوی گاز به حرکت درآوریم. کار چرخ در این حالت به انرژی داخلی گاز تبدیل می شود، و به همین دلیل، دمای گاز افزایش می یابد و سطح بالاتری از بی نظمی مولکولی در ظرف به وجود می آید. این فرآیند با بالا آوردن وزنه کاملاً متفاوت است زیرا انرژی نظم یافته چرخ به انرژی بسیار نامنظمی تبدیل می شود، و نمی توان آن را به صورت انرژی جنبشی دورانی به چرخ برگرداند. فقط قسمتی از این انرژی را با استفاده از ماشین گرمایی می توان به کار تبدیل کرد. بنابراین، کیفیت انرژی در این فرآیند افت می کند، و قابلیت انجام آن برای کار کاهش می یابد، بی نظیم مولکولی به وجود می آید، و آنتروپی افزایش می یابد.

کمیت انرژی در هر فرآیند واقعی همیشه پایستار است (قانون اول)، اما کیفیت آن کاهش می یابد (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 پایین تر، و از این رو، با کیفیت پایین تر.

گرما اساساً شکلی از انرژی نظم نیافته است، و مقداری بی نظمی (آنتروپی) با گرما جریان می یابد. در نتیجه، آنتروپی و میزان بی نظیم یا کاتورگی مولکولی جسم گرم کاهش یافته، و آنتروپی و میزان بی نظمی مولکولی جسم سرد زیاد می شود. قانون دوم می گوید 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 هم‌خطی تصادفی‌اند، و اثر مغناطیسی یکدیگر را خنثی می‌کنند. وقتی تکه آهن تحت عملیاتی قرار می‌گیرد و مولکول‌های آن دوباره هم‌خط 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

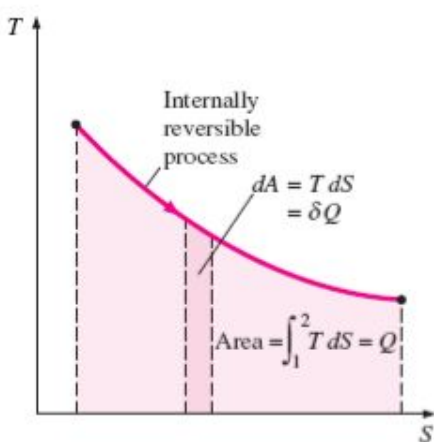
$$(6-15)$$

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

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

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

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.

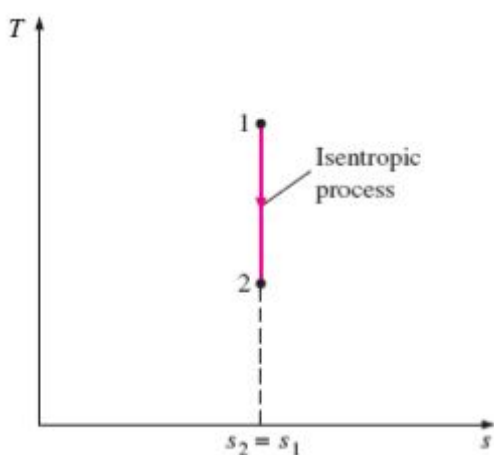
فرآیند برگشت پذیر داخلی نشان می دهد. این تا اندازه ی مشابه کار مرزی برگشت پذیر است که با مساحت زیر منحنی فرآیند در نمودار P-V. نشان داده می شود. توجه کنید که مساحت زیر منحنی فرآیند، انتقال گرما را برای فرآیند برگشت پذیر داخلی (یا برگشت پذیر کلی) نشان می دهد. این مساحت برای فرآیندهای برگشت ناپذیر هیچ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

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

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

و

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



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

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

یا

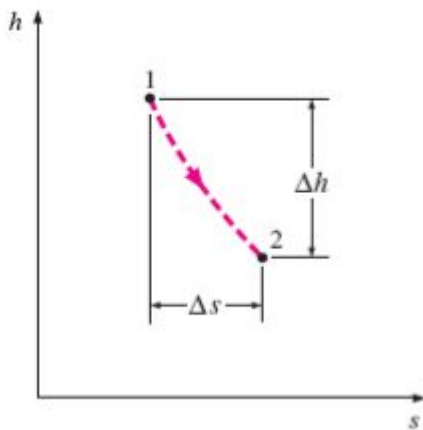
$$q_{\text{int rev}} = T_0 \Delta s \quad \left(\frac{\text{kJ}}{\text{kg}}\right) \quad (6-20)$$

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 آدیباتیک 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 آدیباتیک در نظر می گیرد. مثلاً، در تحلیل جریان پایای بخار در توربین آدیباتیک، 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 $(\frac{\delta Q}{T})_{int rev}$ 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)

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

اما

(معادله 6-15)

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

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

(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)

$$\left. \begin{aligned} h = u + pv \rightarrow dh = du + vdp + pdv \\ \rightarrow Tds = du + Pdv \end{aligned} \right\} Tds = dh - vdp$$

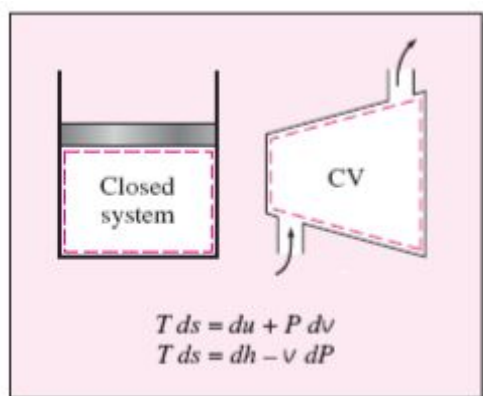
معادله های 23-6 و 24-6 بسیار مفیدند زیرا تغییرات آنروپی سیستم را به تغییرات سایر خواص ارتباط می دهند. بر خلاف معادله 4-6 آنها رابطه ای خاصیت، و مستقل از نوع فرآیند هستند.

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 dv 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 شکل زیر در می آید

(27-6)

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

زیرا برای مواد تراکم ناپذیر، $Cp = Cv = C du = C dT$. 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)

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

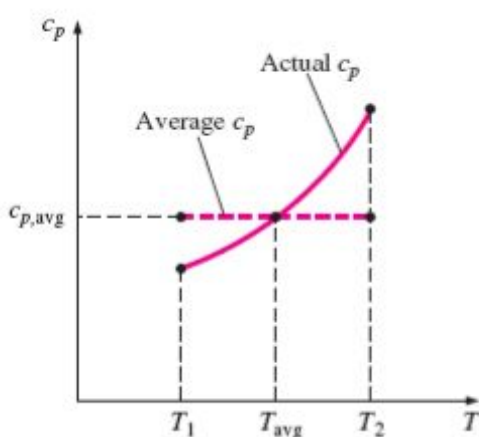
با جایگذاری $dh = c_{vdT}$ و $v = \frac{RT}{P}$ در معادله 6-26 و با انتگرال‌گیری، رابطه‌ی ذوم‌زیر را برای تغییر آنتروپی گاز ایده‌آل به دست می‌آوریم

(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 تک‌اتمی، 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 گرماهای 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- گرماهای ویژه ثابت: تحلیل تقریبی



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

گرماهای 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، گرماهای ویژه گازهای ایده‌آل تک‌اتمی، مانند هلیوم، مستقل از دما هستند، و فرض گرمای ویژه ثابت هیچ خطایی وارد نمی‌کند. برای گازهای ایده‌آلی که گرماهای ویژه آنها در گستره دمای مورد نظر تقریباً به طور خطی تغییر می‌کنند، با استفاده از مقادیر گرماهای 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 ۶-۳۱ و ۶-۳۲ و با محاسبه انتگرال‌ها، رابطه‌های زیر برای تغییر آنتروپی گازهای ایده‌آل، با فرض گرمای ویژه ثابت، به دست می‌آید:

(۶-۳۳)

$$s_2 - s_1 = C_{v,av} \ln \frac{T_2}{T_1} + R \ln \frac{v_2}{v_1} \left[\frac{kJ}{(kg.K)} \right]$$

$$s_2 - s_1 = C_{p,av} \ln \frac{T_2}{T_1} + R \ln \frac{p_2}{p_1} \left[\frac{kJ}{(kg.K)} \right] \quad (۶-۳۴)$$

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

(۶-۳۵)

$$\bar{s}_2 - \bar{s}_1 = \bar{C}_{v,av} \ln \frac{T_2}{T_1} + R_u \ln \frac{v_2}{v_1} \left[\frac{kJ}{(kmol.K)} \right]$$

$$\bar{s}_2 - \bar{s}_1 = \bar{C}_{p,av} \ln \frac{T_2}{T_1} + R_u \ln \frac{p_2}{p_1} \left[\frac{kJ}{(kmol.K)} \right] \quad (۶-۳۶)$$

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 می‌کند، 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 ۶-۳۱ یا ۶-۳۲ و با محاسبه انتگرال‌ها، تغییر آنتروپی را در طی یک فرآیند تعیین کنیم.

به جای محاسبه این انتگرال‌های خسته‌کننده، 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:

$$s^* = \int_1^T C_p(T) \frac{dT}{T} \quad (۶-۳۷)$$

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 ۶-۳۷ محاسبه می‌شوند، و نتایج در پیوست به صورت تابعی از دما برای گازهای ایده‌آل مختلف جدول‌بندی شده‌اند. این تعریف، معادله انتگرالی ۶-۳۲ به شکل زیر درمی‌آید:

(۶-۳۸)

$$\int_1^2 C_p(T) \frac{dT}{T} = s_2^* - s_1^*$$

که در آن s_1^* مقدار s^* در T_1 و s_2^* مقدار آن در T_2 است. به این ترتیب،

$$\left(\frac{T_2}{T_1}\right)_{s=} = \left(\frac{v_1}{v_2}\right)^{k-1} \quad (\text{گاز ایده آل}) \quad (42-6)$$

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

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

$$(\text{گاز ایده آل}) \quad (43-6)$$

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

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

$$\left(\frac{p_2}{p_1}\right)_{s=} = \left(\frac{v_1}{v_2}\right)^k \quad (\text{گاز ایده آل}) \quad (44-6)$$

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

$$TV^{k-1} = \text{ثابت} \quad (45-6)$$

$$TP^{\frac{(1-k)}{k}} = \text{ثابت} \quad \text{گاز ایده آل} \quad (46-6)$$

$$pv^k = \text{ثابت} \quad (47-6)$$

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 آنروپی گازهای ایده آل در بالا، با فرض گرماهای ویژه ثابت، برای فرآیندهای تک آنروپی دقیقاً صحبت دارند.

گرماهای ویژه متغیر: حل دقیق

اگر فرض گرمای ویژه ثابت درست نباشد، رابطه های تک آنروپی داده شده در بالا نتایج غیر دقیقی می دهند. در این مورد باید از رابطه تک آنروپی 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

$$s_2' = s_1' + R \ln \frac{P_2}{P_1} \quad (48-6)$$

که در آن s_2' مقدار s' در انتهای فرآیند تک آنروپی 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 می‌گیرد. ولی اگر نسبت حجم، به جای نسبت فشار، داده شده باشد، این رابطه تکرارهای خسته کننده‌ای می‌خواهد، و برای مطالعات بهینه‌سازی که معمولاً نیازمند محاسبات تکراری متعدد است خیلی نامناسب است. برای جبران این نقص، دو کمیت بی‌بعد جدید را برای فرآیندهای تک آنترپی تعریف می‌کنیم.

تعریف کمیت اول بر مبنای معادله ۶-۴۸ است، که می‌توان 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 می‌گویند. با این تعریف، رابطه بالا به شکل زیر درمی‌آید

$$\left(\frac{P_2}{P_1}\right)_{s=} = \frac{P_{r2}}{P_{r1}} \quad (۶-۴۹)$$

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

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

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

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

(۶-۵۰)

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

معادله‌های ۶-۴۹ و ۶-۵۰ فقط برای فرآیندهای تک آنترپی گازهای ایده آل صحت دارند. این معادله‌ها تغییرات گرماهای ویژه را بر حسب دما در نظر می‌گیرند و بنابراین، در مقایسه با معادله‌های ۶-۴۲ تا ۶-۴۷، نتایج دقیق‌تری می‌دهند. مقادیر P_r و v_r برای هوا در جدول الف-۱۷ فهرست شده‌اند.

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 انتهایی 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 سیال 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

$$\left. \begin{aligned} \delta q_{rev} &= T ds \\ T ds &= dh - v dP \end{aligned} \right\} \delta q_{rev} = dh - v dP$$

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

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

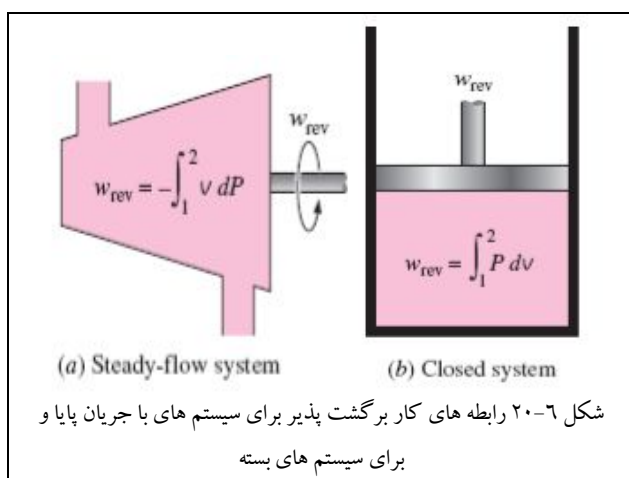
با انتگرال گیری،

(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)

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

شبهت 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.

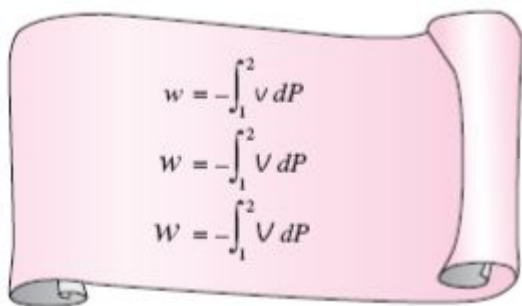
بدیهی است که برای محاسبه انتگرال در معادله ۶-۵۱، در یک فرآیند مشخص، باید تابع v را بر حسب P بدانیم. وقتی سیال عامل یک سیال تراکم ناپذیر است، حجم مخصوص v در فرآیند ثابت می ماند و می توان آن را از زیر علامت انتگرال بیرون آورد. در این صورت، معادله ۶-۵۱ به صورت زیر ساده می شود

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

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.

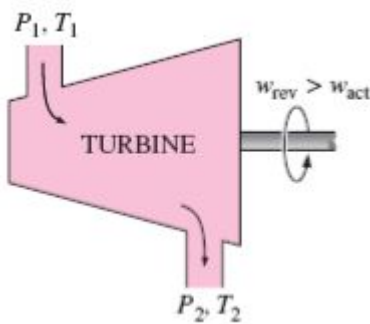
در نیروگاههای گازی یا بخاری، افزایش فشار در پمپ یا کمپرسور برابر است با کاهش فشار در توربین، البته در صورتی که از اتلافات فشار در اجزاء دیگر صرف نظر شود. در نیروگاههای بخاری، پمپ با مایع، که حجم مخصوص بسیار کمی دارد، و توربین با بخار، که حجم مخصوص آن خیلی بزرگتر است، سر و کار دارند. بنابراین، کار خروجی 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. آنگ برای صرفه جویی گرمای دفع شده بخواهیم 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 هر دو فرآیند برگشت ناپذیری‌هایی 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.

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



واضح است یکی از راه‌های به حداقل رساندن کمپرسور این است که با به حداقل رساندن برگشت‌ناپذیری‌هایی 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.

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

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) برگشت‌پذیر 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):

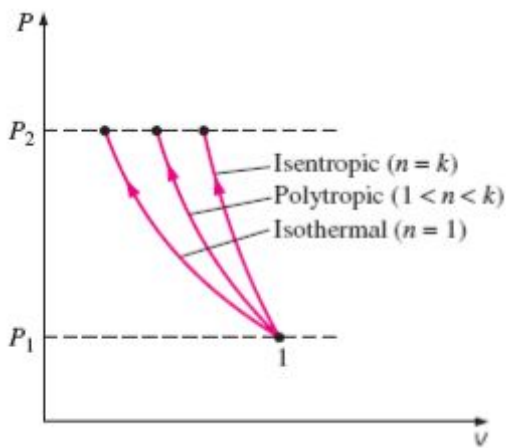
$$w = \frac{kR(T_2 - T_1)}{k-1} = \frac{kRT_1}{k-1} \left[\left(\frac{P_2}{P_1} \right)^{\frac{k-1}{k}} - 1 \right] \quad (6-57 \text{ الف})$$

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):

$$w = RT \ln \frac{P_2}{P_1} \quad (6-57 \text{ ج})$$



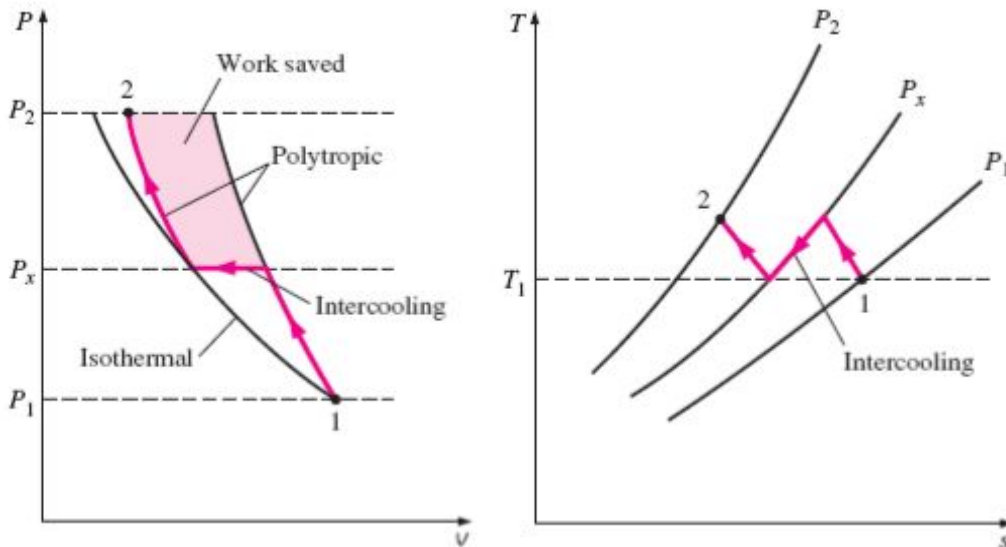
شکل ۶-۲۳ نمودار های $p-v$ فرآیندها تراکم تک آنروبی، پلی تروپیک و تک دما بین حدود فشار یکسان

هر سه فرآیند در نمودار $P-v$ در شکل ۶-۲۵ 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 سرمایه میانی

از بحث‌های بالا متوجه می‌شویم که سرمایه گاز هنگام تراکم عمل مطلوبی است زیرا کار مورد نیاز کمپرسور را کاهش می‌دهد. ولی، اغلب نمی‌توان سرمایه 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 سرمایه 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 سرمایه در فشار ثابت روی می‌دهد، و گاز تا دمای اولیه T_1 در خنک کن میانی خنک می‌شود. تراکم چند مرحله‌ای با سرمایه میانی وقتی مطلوب است که گاز تا فشارهای خیلی زیاد متراکم شود.

در شکل ۶-۲۶، تأثیر سرمایه 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 سرمایه میانی صرفه‌جویی 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 .

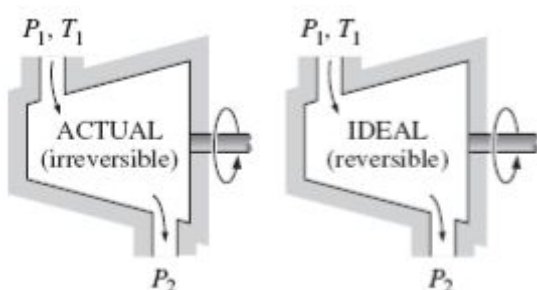
۶-۱۳- بازده تک آنروپی وسایل با جریان پایا

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 آنروپی است.



شکل ۶-۲۵ فرآیند تک آنروپی فاقد برگشت پذیری است و فرآیند ایده‌آل در وسایل آدیاباتیک است.

هر چند فرآیند واقعی به فرآیند ایده‌آلی تک آنروپی 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 آنروپی 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 آنروپی برای شرایط ورودی و فشار خروجی یکسان، تعریف می‌کنیم.

بازده تک آنروپی توربین‌ها

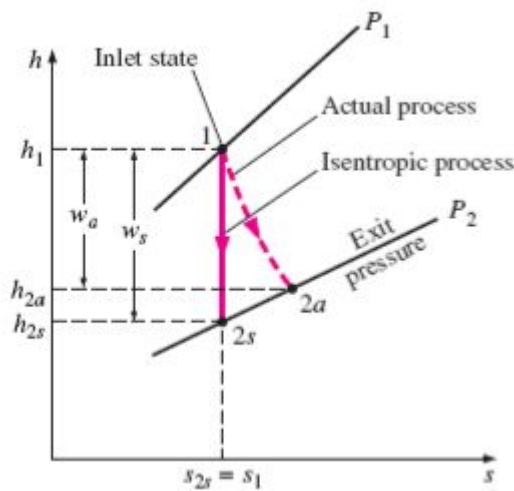
برای یک توربین در شرایط پایا، شرایط ورودی سیال عامل و فشار خروجی مشخص‌اند. بنابراین، فرآیند ایده‌آل برای توربین آدیاباتیک یک فرآیند تک آنروپی بین شرایط ورودی و فشار خروجی است. خروجی توربین کار تولید شده است، و بازده تک آنروپی توربین عبارت است از نسبت کار خروجی واقعی توربین به کارخروجی حاصل بین شرایط ورودی و فشار خروجی هرگاه فرآیند تک آنروپی 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

$$\eta_T \cong \frac{h_1 - h_{2a}}{h_1 - h_{2s}} \quad (61-6)$$

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:

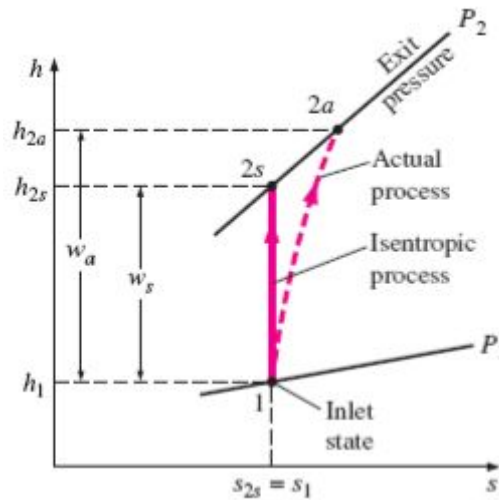
$$\eta_C = \frac{w_s}{w_a} \quad (62-6)$$

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.

$$\eta_C \cong \frac{h_{2s} - h_1}{h_{2a} - h_1} \quad (63-6)$$

که در آن h_{1s}, h_{2a} ، به ترتیب، مقادیر آنتالپی در حالت خروجی برای فرآیندهای تراکم واقعی و تک آنروپی هستند. مقدار η_c به طرح کمپرسور کاملاً بستگی دارد. بازده تک آنروپی کمپرسورها با طرح مناسب در گستره از ۷۵ تا ۸۵ درصد است.

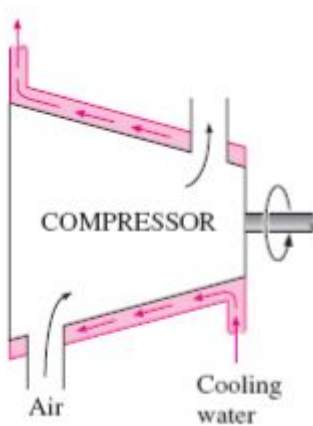


شکل ۶-۲۷ نمودار $h-s$ فرآیندهای واقعی و تک آنروپی کمپرسور آدیاباتیک

تغییرات انرژی های جنبشی و پتانسیل ناچیز مایعات، بازده تک آنروپی 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 آنروپی) 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 آنروپی به عنوان فرآیند مدل به کار نمی رود زیرا وسیله آدیاباتکی نیست و بازده تک آنروپی 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:

$$\eta_c = \frac{w_t}{w_a}$$

(۶-۶۵)

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:

$$\eta_N = \frac{r_{\gamma a}^*}{r_{\gamma s}^*} \quad (66-6)$$

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:

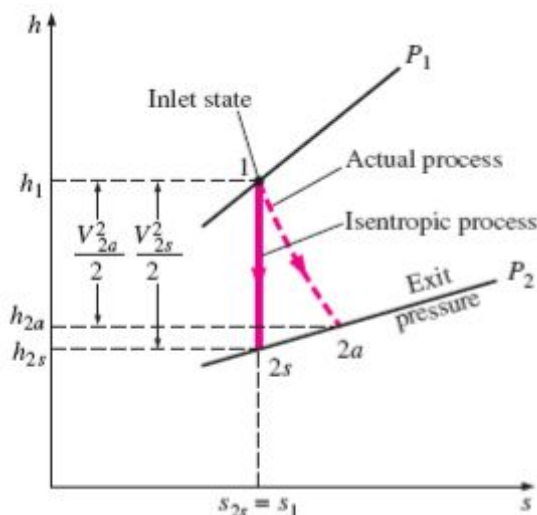
$$h_1 = h_{\gamma a} + \frac{r_{\gamma a}^*}{\gamma}$$

بنابراین، بازده آدیاباتیکی نازل را بر حسب آنتالپی می‌توان به صورت زیر بیان کرد.

(67-6)

$$\eta_N \cong \frac{h_1 - h_{\gamma a}}{h_1 - h_{\gamma s}}$$

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