



دانشگاه صنعتی اصفهان
دانشکده مهندسی مکانیک

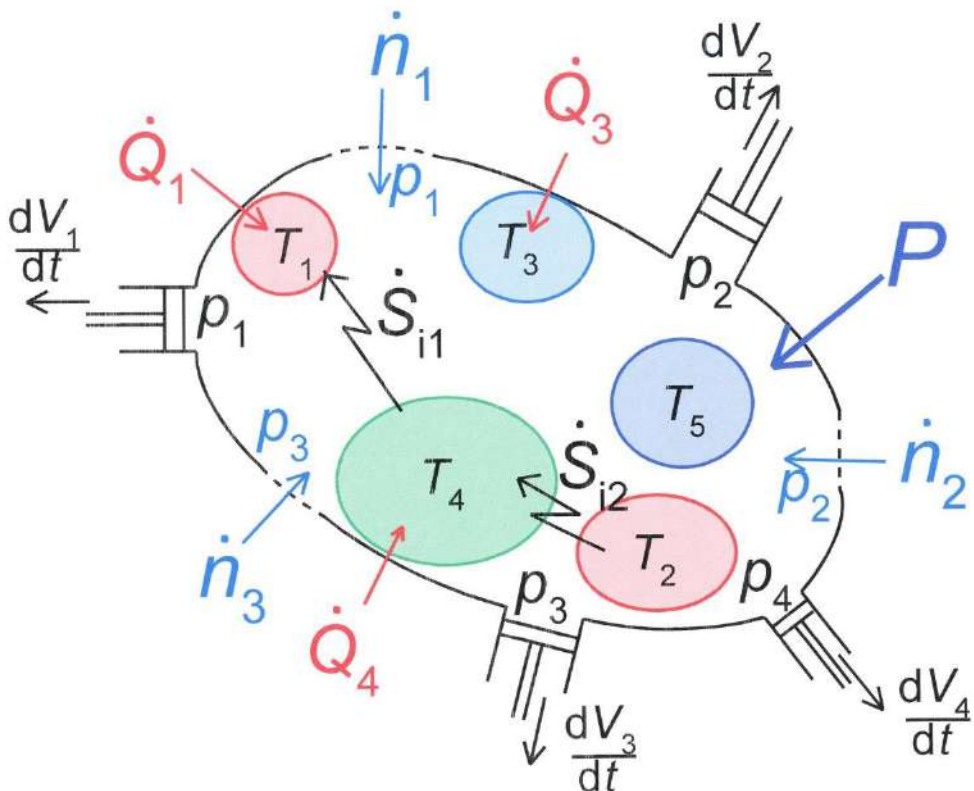
جزوه درس:

ترمودینامیک

استاد: دکتر سعید مرتضوی

دانشجو: مهندس علی نصر

نیمسال دوم ۸۹-۱۳۹۰ و نیمسال اول ۹۰-۱۳۹۱



فصل ۱ - مفاهیم بنیادی ترمودینامیک

علم ترمودینامیک درباره مطالعه تبدیل بین انرژی‌ها و مطالعه روابط بین کمیت‌های فیزیکی مختلف ترمودینامیک کلاسیک اندازه‌گیری‌های ماکروسکوپی، بدون توجه به تپ فروری ذرات سازنده، اثرات متقابل آنها ترمودینامیک آماری دیدگاه میکروسکوپی و توجه به رفتار آماری گروه‌های زیادی از ذرات منفرد

۴- ویژگی ترمودینامیک کلاسیک: مطالعه خواص ترمودینامیکی در روابط انرژی-۱- خواص ماکروسکوپی-۲- کاملاً تجربی-۳- به تنهایی قادر به تعیین سرعت و شدت فرآیندها نیست-۴- از نظر میکروسکوپی قادر به تعیین مکانیزم فرآیندها نیست-۵- گرما و کار فرآیندها را محاسبه می‌کند-۶- میزان حد اکثر تبدیل قیادلی و غلظت گازها

سیستم کمیتی از ماده یا ناحیه از فضا محیط بر چیزی خارج از سیستم قرار دارد سیستم بسته (جرم کنترل) مقدار جرم ثابتی شکل حفظ می‌کند انتقال جرم از مرزهای آن صورت نمی‌گیرد سیستم باز انتقال جرم و انتقال انرژی امکان پذیر است جرم کنترل \dot{m} سیستم فیزیکی (انزولی) انتقال جرم و انرژی امکان پذیر نیست خاصیت پرکلام از مشخصه‌های یک سیستم

خواص گسترده یا Extensive Properties خواصی که مقدار آن با اندازه سیستم بستگی دارد جرم، انرژی داخلی، آنتالپی، خواص شدنی یا دیگر کمیت‌هایی که مقدار آن مستقل از اندازه سیستم است دما، فشار، چگالی، کیفیت، غلظت، پتانسیل یک خاصیت گسترده به جرم تقسیم شود به خاصیت شدنی تبدیل می‌شود حالت یک سیستم بسته ساده تراکم پذیر فقط توسط ۲ خاصیت شدنی مستقل به طور کامل مشخص می‌شود تعادل ترمودینامیکی دارد بلکه تنها با سیستم یکپارچه است و یکسان است تعادل مکانیکی فشار در هیچ کدام از آنها با سیستم بازمان تغییر می‌کند تعادل فیزیکی انتقال جرم و انتقال انرژی امکان پذیر است اما تغییراتی در یک فاز به فاز دیگر انجام شود

۲۰ تعادل شیمیایی و گذر شیمیایی صورت نگرفته اما کمیت‌های شیمیایی بر حسب زمان تغییر می‌کنند یک سیستم در حال تعادل ترمودینامیکی را می‌توان دچار تغییر حالت قابل رویت کرد اگر آنکه در محیط اطرافش هم تغییر حاصل شود فرآیند تغییر سیستم از یک حالت تعادلی به حالت تعادلی دیگر فرآیند شده تعادلی در آن، سیستم بر مقدارهای ثابت جزئی از حالت تعادل ترمودینامیکی اخلاف پیدا کرده است ترمادینامیک تعادل یا نقطه‌ای ترمادینامیک تعادل به حالت‌های ابتدایی و انتهایی میسر است دارند خواص تابع حالت ۱- به صورت تابعی از دما و فشار بیان کرد ۲- جزو خواص سیستم به شمار می‌آیند ۳- مقدار این ترمادینامیک در آن به صورت یک نقطه بیان کرد ۴- اگر M کمیت تابع حالت dm یک افزایش کامل است $dM = M$ ۵- تغییر ترمادینامیک حالت بر فرآیندهای $\phi dm = 0$

توان میسر علاوه بر حالت ابتدایی و انتهایی هر مبدی که فرآیند لحظی می کشند نیز وابسته است به کار، گرما (حفظ فرآیند) قانون صفرم ترمودینامیک هرگاه سیستم به صورت جداگانه با سیستم معوسی در تعادل گرمایی باشد آنگاه آن سیستم با هم در حال تعادلند

انرژی توانایی انجام کار

انرژی می قابل ذخیره در سیستم به انرژی جنبشی، انرژی پتانسیل و انرژی داخلی { مجموع این انرژی کل سیستم انرژی های در حال گذار به کار و گرما

میکرومولکولی: ساختار مولکولی سیستم در همه فعالیت مولکولی ارتباط دارند و مستقل از چار خوب هر چنانچه (انرژی داخلی) ماکرومولکولی: انرژی ای پسند که با چار خوب مرجع خارجی آرتیفا دارند مانند انرژی جنبشی و انرژی پتانسیل

انرژی جنبشی $E_k = \frac{1}{2} m v^2 + \frac{1}{2} I \omega^2$ در اثر حرکت نسبت به یک چار خوب مرجع
 انرژی پتانسیل $E_p = m g z$ در اثر ارتفاع در میدان گرانشی دراز بود

x هر دو انرژی از خواص غیر ذاتی اند x هر دو انرژی خاصیت تقارنی است x فقط به حالت های ابتدایی و انتهایی وابسته است x در نتیجه هر دو انرژی خواص سیستم بستند x به پیمایی انتخاب وابسته اند x دو واحد انرژی ای جنبشی و پتانسیل کار در سیستم $J, N \cdot m$ یا K تمام دارند

انرژی داخلی مجموع کلیه شکل های میکرومولکولی

تغییرات انرژی داخلی می توانست از تغییراتی سیستم ۱ تغییر حالت سیستم ۲ تغییر آرایش مولکولی ۳ تغییر ساختار اتمی ۴ ترکیب اتمی کوچک تر برای تشکیل اتم بزرگتر (گدازت هسته ای)

انرژی کل $E = U + E_k + E_p = U + \frac{1}{2} m v^2 + m g z$

انرژی کل بر واحد جرم $e = u + e_k + e_p = u + \frac{v^2}{2} + g z$

کار انتقال انرژی مشوب به یک نیروی عمل کننده در طول یک جابجایی $W = \int F \cdot ds = \vec{F} \cdot \vec{s}$ بر تمام پهنای ویلا تا به جایی هم جهت باشد کار انجام شده مثبت است

۲۰ x شاره انجام کار بین سیستم و محیط: اگر بر سیستم نیروی خارجی از آن گذرد ۲۰ درصد سیستم توانست کند کار توسط سیستم انجام گیرد ۷۰٪ اگر کار روی سیستم انجام گیرد ۶۰٪

کار، انشا و انرژی: انتقال کار انتقال می یابد (کار معزی) $P \cdot dv$

کل کار مربوط به تراکم یا انشا کار که فرآیند متعادلی (P فشار مطلق خارجی بوده است) $w = \int P \cdot dv$ در فرآیند انسا داشت است در فرآیند انسا کار داشت در فرآیند تراکم کار معنی است علاج زیر معنی فرآیند در گذار $P \cdot dv$ نشان میدهد کار انجام شده در فرآیند انسا یا تراکم است P فشار در سطح پیستون و در حالت فرآیند متعادلی با فشار کار داخل سیلندر برابر است

$P_{ext} = 0$ در این حالت فشار درختاب (اینجا و آنجا کار) را برای فرآیندهای شبه تعادلی گازها، روابط و جابجایی است

کار الکتریکی $W_{elec} = VI \Delta t$ قران الکتریکی
 کار مکانیکی $W_{shaft} = \tau n \Delta t$ قران مکانیکی
 $W = \frac{1}{\gamma} K (a_1^2 - a_2^2)$ کار گراویتی
 $W_{grav} = mg(z_2 - z_1)$ کار گراویتی

گرمای شکلی از انرژی که به دلیل وجود اختلاف دما بین دو سیستم منتقل می شود
 شباهت کار در گاز و پرو در هر دو سیستم قابل تشخیص است ۲. هر دو تابع سیر ۳- دارای بُعد یکسان اند ۴- هر دو سیستم ۵- دارای انرژی بستگی نه کار و گرا ۶- هر دو برای فرآیندهای قابل بیان به نظر می آید
 فرآیندهای درو (آدیباتیک) فرآیندهایی که در ضمن آن انتقال گرما وجود ندارد

۱۰ دو حالت دارد که انتقالی بیفید در سیستم عایق بندی شده باشد ۱۲ اختلاف دما بین دو سیستم وجود ندارد

گاز ایده آل که در آن انرژی جابجایی مولکولی صرف نظر شده $PV = nRT$ معادله حالت گاز ایده آل
 $\bar{R} = 8.314 \text{ J/mol K}$ (شاریک اتمی گازهای مختلف)
 $\bar{R} = 1.987 \text{ cal/mol K}$ نسبت ویژه گاز
 $PV = mRT$ $P = \rho RT$ $R = \frac{\bar{R}}{M}$

۱۵ $V \propto n$ قانون آووگادرو $V \propto T$ قانون چارلز $P \propto \frac{1}{V}$ قانون بویل
 $H = U + PV$ آنتالپی $h = u + Pv$ آنتالپی بر واحد جرم
 مجموع انرژی داخلی و انرژی اضافی که حجم به دلیل دارا بودن حجم V در فشار P دارد

گرمای ویژه C : انرژی لازم برای افزایش یک درجه دما برای جرم واحد $\text{kJ/kg}^\circ\text{C}$ یا $\text{kJ/kg}^\circ\text{K}$
 گرمای ویژه حجم ثابت C_v
 گرمای ویژه فشار ثابت C_p
 $C_p > C_v$ زیرا در فشار ثابت سیستم فقط انرژی مورد نیاز برای انبساط را باید تأمین کند

$C_p = \left(\frac{\delta h}{\delta T}\right)_p$ گرمای ویژه $C_v = \left(\frac{\delta u}{\delta T}\right)_v$ گرمای ویژه

۲۵ C_p معیاری برای تغییر آنتالپی جرم به بر حسب دما و C_v معیاری برای تغییر انرژی داخلی جرم به بر حسب دما
 گرمای ویژه یک تابع میرد و گرمای ویژه در فشار ثابت و گرمای ویژه در حجم ثابت تراکم حالت اند

* C_p و C_v گاز ایده آل تنها به جرم مولی بستگی دارند زیرا u و h گاز ایده آل تنها تابع دماست
 * C_p و C_v گاز ایده آل یک رتبه ای مثل آرگون A_r ، نئون Ne و هلیوم He با درجه آزادی ۳
 * مولکول دواتمی و چند اتمی خطی $C_v = \frac{5}{2}R$ و چند اتمی غیر خطی $C_v = \frac{3}{2}R$
 * در دمای صفر مطلق $C_v = 0$
 * برای گاز ایده آل داریم $C_p = \frac{KR}{K-1}$ و $C_v = \frac{R}{K-1}$ (که ضریب انبساط است)

$$\frac{C_p}{C_v} = k \quad C_p - C_v = R \quad C_p = \frac{KR}{K-1} \quad C_v = \frac{R}{K-1}$$

اگر انرژی داخلی به صورت انتگرال کامل بنویسیم

$$u = u(T, V) \rightarrow du = \left(\frac{\partial u}{\partial T}\right)_V dT + \left(\frac{\partial u}{\partial V}\right)_T dV = C_v dT + \left(\frac{\partial u}{\partial V}\right)_T dV$$

از $du = C_v dT$ می توان دید که از شرایط در دما استفاده کردیم. گاز ایده آل با n جرم ثابت با n حجم اولیه برای برابر nR بیان ترکلم نابینا است $u = u(T)$ - گاز ایده آل

$$\Delta u = u_2 - u_1 = \int_1^2 C_v dT$$

اگر آنتالپی را به صورت انتگرال کامل بنویسیم

$$h = h(T, P) \rightarrow dh = \left(\frac{\partial h}{\partial T}\right)_P dT + \left(\frac{\partial h}{\partial P}\right)_T dP = C_p dT + \left(\frac{\partial h}{\partial P}\right)_T dP$$

از رابطه $dh = C_p dT$ دیدیم که از شرایط زیر می توان استفاده کرد که گاز ایده آل است. $h = h(T)$ - گاز ایده آل

$$\Delta h = h_2 - h_1 = \int_1^2 C_p dT$$

$$\Delta H = m \Delta h = m (\Delta u + P \Delta v)$$

گرایی ویژه یک گاز ایده آل با فشار صفر C_p و C_v

در حالت کلی برای معین Δh و Δu چاره روش دوم دارد
 ۱- استفاده از معادلات دقیق گرایی ویژه بر حسب دما

۲- استفاده از جدول h و u

۳- استفاده از ستادیه یا گین حسابی گرایی ویژه در محدوده دمای مورد نظر

۴- استفاده از ستادیه گرایی ویژه اولیه و فرض ثابت داشتن آن با دما

فشار گاز ایده آل در دمای صفر مطلق $PV = 0$ و $h = u$

$$u = \int_0^T C_v dT \quad h = \int_0^T C_p dT$$

ماده تراکم ناپذیر هم جرمش را یکجا با ثابت باشد (ابعاد و جادرات)

C_p در C_v مواد تراکم ناپذیر برابرند برای مایعات و جامدات $C_p = C_v = c$

برگانه بازه دمای کوچک باشد مقدار c در دمای متوسط (C_{av}) به عنوان یک مقدار ثابت استفاده کرده

$\Delta u \approx C_{av}(T_2 - T_1)$ مابعد و جادرات
 $\Delta h = \Delta u + v\Delta p \approx C_{av}\Delta T + v\Delta p$ تغییرات آنتالپی

 $\Delta h = c\Delta T = \Delta u$ مادرات
 $\Delta h = \Delta u = cT$ مابعد و جادرات
 $\Delta h = v\Delta p$ مابعد و جادرات

* کار Pdv مربوط به تغییر حالت یک ماده تراکم ناپذیر به همراه جزوات
 * آنتالپی یک ماده تراکم ناپذیر تابع فشارات و دمای داخلی آن تا به فشار نسبت

ضریب انبساط گرمایی فشارات و ضریب تراکم پذیری دما ثابت

$\beta = \frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_P$ که نسبت تغییر حجم است به دما در واحد حجم تحت فشارات
 $\beta = \frac{1}{T}$ واحد β $\frac{1}{T}$ * برای یک گاز ایده آل

$\beta = -\frac{1}{P} \left(\frac{\partial P}{\partial T} \right)_V = -\left(\frac{\partial \ln P}{\partial T} \right)_V = \left(\frac{\partial \ln V}{\partial T} \right)_P$ برگانه β و γ در معادله تغییرات دما ثابت باشند

$\Delta V = \beta V \Delta T$ تغییرات حجم را تحت فشارات ثابت

ضریب تراکم پذیری دما ثابت که نسبت تغییر حجم است به فشار در دمای ثابت (واحد $\frac{1}{P}$)

$k = \frac{1}{P} \left(\frac{\partial P}{\partial P} \right)_T = \left(\frac{\partial \ln P}{\partial P} \right)_T = -\left(\frac{\partial \ln V}{\partial P} \right)_T$

* برای مواد تراکم ناپذیر $\beta = k = 0$

* برگانه β و γ در معادله تغییرات فشارات باشند

$\Delta V = -kV\Delta P$ تغییرات حجم با فشار در دمای ثابت

$C_p - C_v = \left(\frac{\beta^2}{k} \right) TV$ $\left(\frac{\partial P}{\partial T} \right)_V = \frac{P}{k}$

فصل ۲ - خواص مواد خالص

فاز گیتی از ماده است که همه آن ممکن باشد

ماده خالص ماده ای است که ترکیب شیمیایی ثابتی در کلیه فازها دارد

مقدار گرمایی خاص ماده را فشاری مشخصی دارد که در آن تغییر فاز صورت می گیرد

برای آب در فشار 1 atm و گرمایی خاص مذوب 333.7 kJ/kg و گرمایی خاص تبخیر 2257.1 kJ/kg است

با افزایش فشار اشباع در دمای اشباع افزایش یافته و بنابراین ماده سوچود در فشار دمای بالاتر در دمای بالاتر تبخیر می کند

نقطه بحرانی نقطه ای است که در آن خطوط مایع اشباع و بخار اشباع به هم می رسند

در هرگاه ماده ای در دمای بالاتر از دمای بحرانی اش قرار داشته باشد، یا تحت فشار قرار دهن در همان دمای همان

آن را تراکم می توان به مایع تبدیل نمود

نقطه سه گانه نقطه ای است که در آن سه فاز یک ماده خالص در حال تعادل هستند و در نمودار $P-T$ به صورت یک خط است

10

در نمودار $P-T$ به صورت یک نقطه است

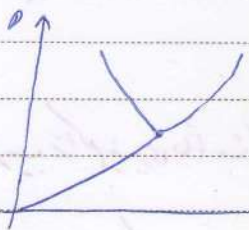
حالتی واقع شده روی خط سه گانه دمای و فشار یکسان ولی حجم مخصوص متفاوت هستند

دما و فشار نقطه سه گانه آب عبارتند از 0.01°C و 0.6113 kPa

با تغییر دمای در فشاری کمتر از فشار نقطه سه گانه نمی توان به شکل فاز مایع در تعادل با ماده را مشاهده کرد

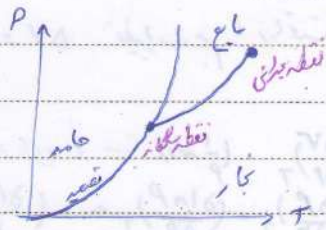
کمتر از دمای سه گانه و فشاری بالاتر از دمای سه گانه امکان پذیر است

15



20

$P-T$ برای یک ماده که با انجماد منقبض می شود

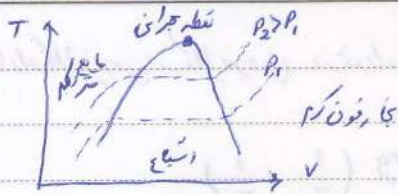


$P-T$ برای یک ماده که با انجماد منقبض می شود

ماده خواص ویژه آب به جز حجم طی انجماد کاهش می یابد

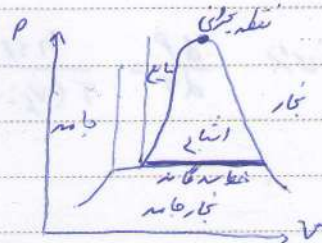
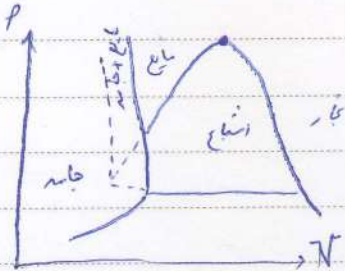
برای آب \uparrow فشار موجب \uparrow دمای تبخیر و \downarrow دمای انجماد می باشد

25



نمودار دما - حجم مخصوص T-v

* در فشار بالاتر از فشار بحرانی، فرآیند تغییر فاز ششگانه وجود نداشته و حجم مخصوص به طور پیوسته افزایش می یابد.
* در ناحیه ۲ فازی با افزایش فشار، دما همواره افزایش می یابد.



۹.۷ باره ای که با انجماد منقبض می شود

کیفیت: عبارت است از نسبت حجم بخار به جرم کل مخلوط (فقط برای مخلوط اشباع)

$$x = \frac{m_g}{m_f + m_g} = \frac{v - v_f}{v_g - v_f}$$

1/2

پاراگراف ۲ یک خاصیت مخلوط اشباع بوده، در T_f و T_g نشان دهنده آن خاصیت در حالت جامع اشباع و بخار اشباع باشند

$$z = x z_g + (1-x) z_f$$

$$z = z_f + x z_{fg}$$

* با افزایش دما یا فشار، آنتالپی تغییر کاهش یافته و در نقطه بحرانی صفر می شود

20

در ناحیه بخار فشرده دما و فشار به هم وابسته نبوده ← در دمای ثابت $P_{sat} > P$ یا در فشار ثابت $T > T_{sat}$ یک جامع متراکم یا دمای ثابت $P > P_{sat}$ و در فشار ثابت $T < T_{sat}$ یا درجه بندی تغییر خواص جامع با فشار خیلی ناچیز است می توان جامع متراکم را به جامع اشباع در همان دما تقریب زد

$$v \approx v_f \quad h \approx h_f \quad s \approx s_f$$

* آنتالپی نسبت به فشار بیشتر می حاسبت را دارد و اگر فشار خیلی بالا باشد $h \approx h_f + v_f (P - P_{sat})$

25

Subject

Year Month Date ()

Page ()

$$\frac{dP}{dT} = \frac{h_{vap}}{T v_{vap}}$$

عبارت کلازیوس - کلازیوس در نمودار P-T برای تغییر فاز
 v_{vap} تغییر حجم مربوط به تغییر فاز

برای تبخیر:

$$\frac{dP}{dT} = \frac{h_{fg}}{T(v_g - v_f)} \rightarrow \ln \frac{P_r}{P_i} = -\frac{h_{fg}}{R} \left(\frac{1}{T_r} - \frac{1}{T_i} \right)$$

برای ذوب:

$$\frac{d(\ln P)}{dT} = \frac{h_{sf}}{RT^2}$$

5

برای ذوب:

$$\frac{dP}{dT} = \frac{h_{sf}}{T(v_f - v_s)}$$

10

1/2

15

20

25

فصل ۳ - قانون اول ترمودینامیک

قانون اول ترمودینامیک = اصل بقای انرژی

$$E_{in} = E_{out} = \Delta E_{sys}$$

$$Q - W = \Delta E$$

قانون اول برای سیستم بسته

Q گرمای درونی به سیستم W کار انجام شده توسط سیستم ΔE تغییر انرژی سیستم

قانون اول برای فرآیند چرخشی سیستم بسته (حالت اولیه = حالت برابری) $\Delta E_{sys} = 0 \rightarrow E_{in} = E_{out}$

قانون اول برای سیستم باز (حجم کنترل)

علاوه بر موازنه انرژی موازنه جرم نیز مد نظر است $m_{in} - m_{out} = \Delta m_{cv} \quad \sum m_i - \sum m_e = \frac{dm_{cv}}{dt}$

موازنه انرژی برای یک حجم کنترل $\frac{dE_{cv}}{dt} = \dot{Q} - \dot{W} + m_i(h_i + \frac{V_i^2}{2} + gz_i) - m_e(h_e + \frac{V_e^2}{2} + gz_e)$

Q نرخ انتقال گرایی حجم کنترل و همپای آن دفع گرایی منفی است (مثل آبلرنگین)

W نرخ خالص انرژی مربوط به کار $\dot{W} = \dot{W}_{cv} + m_e(P_e V_e) - m_i(P_i V_i)$ لاجم منفی

کار جریان: نتیجه از انرژی مورد نیاز برای درود خروج جرم را از رابطه $W = m(PV)$ به دست می آید

با استفاده از آنهایی $\frac{dE_{cv}}{dt} = \dot{Q}_{cv} - \dot{W}_{cv} + m_i(h_i + \frac{V_i^2}{2} + gz_i) - m_e(h_e + \frac{V_e^2}{2} + gz_e)$

حالت پایا - جریان پایا (SSSF) تغییرات نسبت به زمان در داخل حجم کنترل وجود ندارد $\frac{dE_{cv}}{dt} = 0 \quad \frac{dm_{cv}}{dt} = 0$

نمایه برای محادله برده ایم موازنه جرم در حالت پایا $\sum m_e = \sum m_i$

هنگامی حجم کنترل پایا است که تمام خواص مستقل از زمان باشد

محادله موازنه انرژی در حالت پایا $\dot{Q}_{cv} - \dot{W}_{cv} = \sum m_e(h_e + \frac{V_e^2}{2} + gz_e) - \sum m_i(h_i + \frac{V_i^2}{2} + gz_i)$

فرآیند حالت یکدست - جریان یکدست USUF (مثل پریای فانی کردن یک فنجان)

ملاحظات این حالت: ۱- حالت جرم با زمان تغییری نداشته ولی هر لحظه حالت کلی حجم کنترل یکدست است

۲- حالت جرم ندرنده از پریای فانی از سطح کنترل با زمان ثابت است ولی در جرمی می تواند نسبت به زمان تغییر کند

محادله مربوط به موازنه جرم در این حالت $(m_p - m_r)_{cv} + \sum m_e - \sum m_i = 0$

موازنه انرژی برای حالت $\dot{Q}_{cv} + \sum m_i(h_i + \frac{V_i^2}{2} + gz_i) = \dot{W}_{cv} + \sum m_e(h_e + \frac{V_e^2}{2} + gz_e)$

۱- حالت اولیه ۲- حالت ثانویه $+ [m_r(u_r + \frac{V_r^2}{2} + gz_r) - m_i(u_i + \frac{V_i^2}{2} + gz_i)]$

فرآیند به سرعت انجام می شود - آریایانیک

فرآیند آهسته انجام می شود - دینامیک

$h = u + Pv$

برگاه یک مخزن عایق فای با یک گاز ایده آل با دمای T_i در حال بر شدن باشد و از تغییرات انرژی جنبشی و انرژی بیابیل صرف نظر شود دمای گاز در حالت نهایی $T_f = K T_i$ $K = \frac{C_p}{C_v}$ هرگاه یک مخزن عایق را در نظر بگیریم که با گاز ایده آل پر شده است و شیر متصل به آن را باز کنیم تا تخلیه کامل شود با فرض نظر از تغییرات انرژی جنبشی و بیابیل، دمای گاز فزودگی $T_e = \frac{T_i}{K}$

5

کاربردهای قانون اول در مهندسی

شعبه پمپ، توربین، و دیگر ماشین‌ها به ازای کاهش فشار در جهت جریان، سرعت سیال را افزایش می‌دهند. شیبور و دالز (دیفوزر) وسیله‌ای که به ازای کاهش سرعت، فشار جریان را افزایش می‌دهد انتقال گرما ندارند. تغییر انرژی جنبشی و بیابیل وجود ندارد. کار محوری وجود ندارد.

$$h_e - h_i + \frac{V_e^2 - V_i^2}{2} = 0 \rightarrow C_p(T_e - T_i) + \frac{V_e^2 - V_i^2}{2} = 0 \leftarrow C_p = \frac{K R}{K-1}$$

10

توربین = وسیله‌ای که در آن انرژی مکانیک حاصل از کار محوری تولید می‌شود

کمپرسور = وسیله‌ای که با اعمال کار محوری روی یک سیال، سبب افزایش فشار آن می‌شود

دیفوزر = وسیله‌ای که از آن در جهت دادن سیال از یک محل به محل دیگر و سبب افزایش فشار گاز به بیرون می‌شود

1/2

در تغییر انرژی بیابیل نداریم ۲- تغییر انرژی جنبشی کمات ۳- انتقال گرما در دیواره‌ها نیستی دوار نداریم

* در وسایل متن تغییر آنتالپی در جهت جریان عامل مهمی است در توربین آنتالپی کاهش یافته و در کمپرسور آنتالپی یافته

15

مفهوم اصطلاح نقطه ای بر روی مخلوط کردن مستقیم جبهه جریان در دای و سه انجام خروج جریان

۱- کار محوری ندارد ۲- بیابیل عایق نیستی انتقال گرما در دیواره ۳- تغییر انرژی بیابیل و جنبشی تلفظ

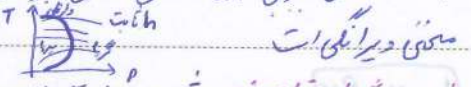
$$\sum_{in} m_i h_i = \sum_{out} m_e h_e$$

فرکسین اشتقاق برخورد جریان نامیک مانع از شیر نیندازد و یا منجر به سوخا زار باعث کاهش فشار می‌شود

20

۱- تبادل کار ندارد ۲- تغییر انرژی بیابیل و جنبشی ناچیرات ۳- انتقال گرما با بیابیل $h_i = h_e$

گاه داده‌ای تجربی برای گازهای واقعی بر روی نمودار $P-T$ رسم کرده مکان هندسی نقاط انجماد ماگنیم روی معنی آنتالپی ثابت



$$\mu = \left(\frac{\partial T}{\partial P}\right)_h$$

فرب ثدل تاسون ش معنی آنتالپی ثابت

آنتالپی گازای ایده آل تنها تابع دماست $T_i = T_e$ $\mu =$

25

$$\mu = -\frac{1}{C_p} \left(\frac{\partial h}{\partial P}\right)_T$$

تقریب دمای گاز در فرآیند اشتقاق به فرب ثدل تاسون وابسته است $P_2 < P_1$ $T_e < T_i$ $\mu > 0$

$\mu < 0 \rightarrow T_e > T_i$

فرض شود تا سون در دمای اطاق برای کلیه گازها به هم برسد روشن و بپوشیم است یعنی این دو گاز یکی
 بشوند گاز در فرآیند انبساط گرمی شود

گازی که دارای علامه حالت $P(V-b) = RT \leftarrow \mu = \frac{-b}{C_p}$

فرآیند ای برگشت پذیر ایده آل

$W = \int P dv = 0 \rightarrow q = \Delta u = C_v \Delta T$

فرآیند حجم ثابت (ایزومتر)

$W = \int P dv = P(V_2 - V_1) = R \Delta T \rightarrow q = C_v \Delta T + R \Delta T = C_p \Delta T = \Delta h$

فرآیند فشار ثابت (ایزوبار)

$\Delta u = 0, \Delta h = 0 \quad q = W = \int P dv = \int \frac{RT}{V} dV = RT \ln \frac{V_2}{V_1} = RT \ln \frac{P_1}{P_2}$ (ایزوترم)

فرآیند ای در (آرپانک)

$\frac{T_2}{T_1} = \left(\frac{V_2}{V_1}\right)^{\frac{\gamma-1}{\gamma}} = \left(\frac{P_2}{P_1}\right)^{\frac{\gamma-1}{\gamma}}$ $\frac{P_2}{P_1} = \left(\frac{V_2}{V_1}\right)^{\frac{\gamma}{\gamma-1}}$ $\gamma = \frac{C_p}{C_v} = 1 + \frac{R}{C_v}$

$\frac{T_2}{T_1} = \left(\frac{V_2}{V_1}\right)^{\frac{R}{C_v}} = \left(\frac{P_2}{P_1}\right)^{\frac{R}{C_p}}$ $K = 1.4$ برای $K = 1.4$ $K = 1.33$ برای $K = 1.67$ $K = 1.4$ برای $K = 1.67$

$q = 0 \quad W = -\Delta u = \frac{R(T_2 - T_1)}{1-\gamma} = \frac{P_2 V_2 - P_1 V_1}{1-\gamma}$ در یک سیستم

معادله فوق در شرایط برگشت پذیر یکگانه ۲ گاز ایده آل $C_v = 3$ مستقل از دما

$K > 1 \leftarrow K > 1.67 \leftarrow$ در این حالت آرپانک (۱) گاز سردی شود $T_2 < T_1$ در یک آرپانک (۲) گاز گرمی شود $T_2 > T_1$



در این حالت ثابت کار بیشتری است به اندازه آرپانک برگردی شود

کار تولید شده در فرآیند انبساط آرپانک در ثابت فشار ثابت

کار لازم برای فرآیند تراکم: فشار ثابت در ثابت آرپانک

فرآیند پلی تروپیک

در فرآیند دما ثابت کل گرما به کار تبدیل شده در فرآیند آرپانک برگشت پذیر، تبادل گرما وجود ندارد

فرآیند پلی تروپیک: برگشت پذیر و همراه انتقال گرما

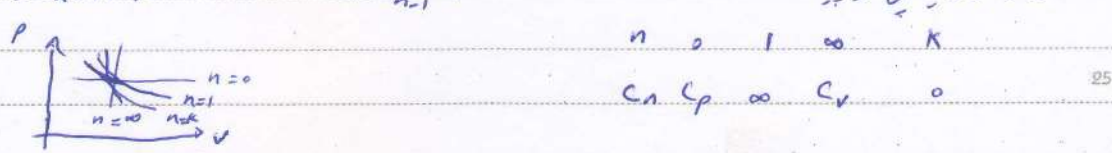
$PV^n = Cte$ $\log P + n \log V = cte$ $\log P_1 + n \log V_1 = \log P_2 + n \log V_2 \rightarrow n = \frac{\log P_1 - \log P_2}{\log V_2 - \log V_1}$ $\frac{T_2}{T_1} = \left(\frac{V_2}{V_1}\right)^{n-1} = \left(\frac{P_2}{P_1}\right)^{\frac{n-1}{n}}$ $\frac{P_2}{P_1} = \left(\frac{V_2}{V_1}\right)^{\frac{n}{n-1}}$

$W = \frac{P_2 V_2 - P_1 V_1}{1-n} = \frac{R(T_2 - T_1)}{1-n} = \frac{\gamma-1}{1-\gamma} \Delta u \quad n \neq 1$

مقدار کار فرآیند پلی تروپیک

$q = C_n(T_2 - T_1) \quad C_n = \frac{\gamma-K}{n-1} C_v$

انتقال گرما در فرآیند پلی تروپیک



n	0	1	∞	γ
Cn	Cp	∞	Cv	0

بررسی تبادل انرژی در یک فرآیند پای تروپیک

اگر $n < 1$ ← $w > 0$ و $q < 0$ ← به کارگر بار باره و این گرما به کار و انرژی داخلی تبدیل شده

اگر $n < 1$ ← $w > 0$ و $q < 0$ ← به کارگر بار باره و این گرما همراه تغییرات انرژی داخلی به کار تبدیل می گردد

اگر $n > 1$ ← $w < 0$ و $q < 0$ ← از کارگر گرفته و انرژی داخلی صرف این کار و گرمای تبادل یافته با خارج

با افزایش n بخش بیشتری از انرژی به گرما و بخش کمتری از آن به کار تبدیل می گردد

5

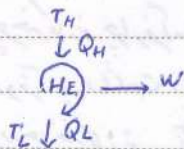
10

1/2

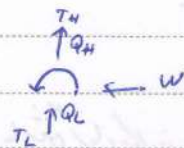
15

20

25



فصل ۴ - قانون دوم ترمودینامیک جهت انجام فرآیند
حاشینی گرمایی وسیله ای نه طلی یک فرآیند چرخشی از گرا... کار تولید می کند



پمپ گرمایی وسیله ای که با دریافت مقداری کار، مقدار انرژی سرد به منبع گرم انتقال می دهد
در پمپ گرمایی Q_H مهم است و در یخچال Q_L

بیان کولن - بیانگ قانون دوم ترمودینامیک غیر ممکن است سیستم به صورت چرخشی کار کند به طوری که گرمای از یک منبع گرمایی گرفته و به همان مقدار نیز کار تولید نماید (در انبساط حاشینی گرمایی ۱۰۰ درصد غیر ممکن است)

بیان کلازیوس - غیر ممکن است که در سیستمی به صورت چرخشی عمل کند و تنها نتیجه عملکرد آن انتقال گرما از جسم سرد به جسم گرم باشد (پس گاه چرخشی می تواند بدون کار اولیه عمل کند)

بیان از دیدگاه آنتروپی برای قانون دوم ترمودینامیک هر فرآیند طبیعی در جهت پیش می رود که آنتروپی کل افزایش یابد

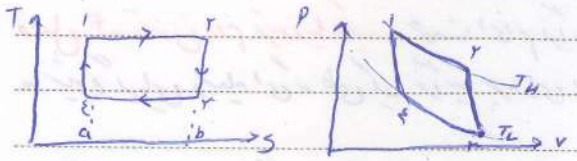
فرآیند برگشت پذیر بدون برجای گذاشتن هیچ سگونی انرژی روی محیط می تواند محکوس گردد. کلیه تبدیلات گرما و کار که در طبیعت میسر می شود در جهت محکوس برعکس می گردد

- ۱- انتقال گرما زیاد به دلیل اختلاف دما
- ۲- واکنش شیمیایی
- ۳- اصطکاک
- ۴- انتقال آلودگی
- ۵- امواج فزونی
- ۶- تخریب یک ماده فازی
- ۷- جریان لزج
- ۸- اصطکاک
- ۹- جریان از درون شیشه (فرآیند احتراق)

فرآیند برگشت پذیر داخلی در آن هیچ گونه برگشت ناپذیری در داخل هرزای سیستم وجود نداشته ولی ممکن است عمل برگشت ناپذیری در محیط خارج باشد - بر تابل کاری در این فرآیند شبه تعادلی است
فرآیند برگشت پذیر خارجی در آن هیچ گونه برگشت ناپذیری در خارج از هرزای سیستم وجود ندارد مثل دو سیستم در حال تعادل

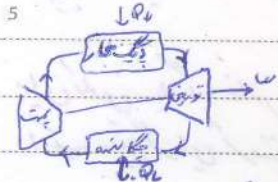
بازده گرمایی نسبت کار حاصل فزونی به گرمایی کل درونی

$$\eta_{th} = \frac{W_{net}}{Q_{in}} = 1 - \frac{Q_L}{Q_H}$$



چرخه کارنو چهار فرآیند برگشت پذیر
دو فرآیند ایزانت دو فرآیند ایزتروپیک (آآ تروپی ثابت)
در چرخه کارنو $\Delta U = 0, \Delta S = 0, \frac{V_2}{V_1} = \frac{V_4}{V_3}$

$S_{irab1} = Q_H \rightarrow Q_H = T_H(S_2 - S_1)$ $S_{fTb43} = Q_L \rightarrow Q_L = T_L(S_4 - S_3)$



ماشین گرایی کارنو: ماشینی گرایی فرضی که چرخه برگشت پذیر کارنو را می‌سازد
اگر فرآیندهای انجام گرفته عکس گردد چرخه بالا به سنجیال کارنو تبدیل می‌شود

مقایسه دمای ترمودینامیک: برای ماشینی گرایی برگشت پذیر $\frac{Q_H}{Q_L} = \frac{T_H}{T_L}$

$\eta_{th,rev} = 1 - \frac{T_L}{T_H}$

بازده یک ماشینی کارنو با هر ماشینی برگشت پذیر دیگر
بیشتری بازده (ماشینی کارنو) افزایش T_H یا کاهش T_L بازده ماشینی کارنو را افزایش می‌دهد
برگشت ناپذیر $\eta_{th} < \eta_{th,rev}$ برگشت پذیر $\eta_{th} = \eta_{th,rev}$ غیر ممکن $\eta_{th} > \eta_{th,rev}$ واقعی

اصل کارنو: بازده ماشینی گرایی برگشت ناپذیر بهواره کمتر از بازده ماشینی گرایی برگشت پذیر در بین همان دو حالت
۲- بازده گرایی برگشت پذیر بر همه سنجیال معیار سنجی بزرگتر و دستاویج در دسترس می‌باشد

ضریب عملکرد COP برای تجزیه و تحلیل کارایی سنجیال و در چرخه گرایی
 $COP_{HP} = \frac{Q_H}{W_{net,in}} = \frac{Q_H}{Q_H - Q_L} = \frac{1}{1 - \frac{Q_L}{Q_H}}$ ضریب عملکرد گرایی
 $COP_{R,rev} = \frac{T_L}{T_H - T_L} = \frac{T_H}{\frac{T_H}{1 - \frac{T_L}{T_H}} - T_L}$ ضریب عملکرد سنجیال

نزدیک بودن دمای منبع گرم T_H و منبع سرد T_L $\rightarrow T_H - T_L \rightarrow \downarrow \rightarrow COP_R \uparrow$
سنجیال برگشت ناپذیر $COP_R < COP_{R,rev}$ برگشت پذیر $COP_R = COP_{R,rev}$ غیر ممکن $COP_R > COP_{R,rev}$
COP سنجیال و چرخه گرایی با کاهش T_L کاهش می‌یابد
 $0 < COP_R < \infty, 1 < COP_{HP} < \infty, COP_{HP} - COP_R = 1$

۲۵ $\oint \frac{\delta Q}{T} \leq 0$ اساسی کلا (دینس)
حالت سادی \rightarrow چرخه برگشت پذیر کلی یا داخلی
حالت نامساوی \rightarrow فرآیند برگشت ناپذیر

فصل ۵ آنتروپی

۵۴ تغییر دیزاینی یک خاصیت ترمودینامیکی آنتروپی است (آنتروپی معیاری برای سنجش بی نظمی یا توزیع ستادی) انتقال آنتروپی برابر با است $\Delta S = S_2 - S_1 = \int_1^2 \frac{\delta Q}{T}$ یک سیستم بسته در فرآیند برگشت پذیر $dS = \frac{\delta Q}{T}$ آنتروپی S در KJ/K واحد (خاصیت شدت) $KJ/kg \cdot K$

تغییر آنتروپی بین دو حالت مشخص دارای مقدار معینی است که مستقل از مسیر فرآیند برگشت پذیر یا برگشت ناپذیر است

5

تغییر آنتروپی در یک فرآیند با ثابت برگشت پذیر $\Delta S = \frac{Q}{T_0}$ سطح زیر منحنی T-S نشان دهنده انتقال گرما در فرآیند برگشت پذیر است

۱۰ تولید آنتروپی حالات ستادی برای فرآیند برگشت پذیر داخلی و علامت ناسازی برای فرآیند برگشت ناپذیر است $\Delta S_{sys} = \int \frac{\delta Q}{T} + S_{gen}$ مقدار آن به فرآیند بستگی دارد و یک خاصیت سیستم نیست

آنتروپی یک سیستم منزوی (انتقال گرم و انتقال گرما ندارد) طی فرآیند افزایش یافته در فرآیند برگشت پذیر $\Delta S_{isolate}$ غیر ممکن $S_{gen} < 0$ برگشت پذیر $S_{gen} = 0$ برگشت ناپذیر $S_{gen} > 0$ روش های افزایش آنتروپی ۱- گرداندن به سیستم ۲- قرار دادن در یک فرآیند برگشت ناپذیر

تغییر آنتروپی کل $S_{gen} = \Delta S_{tot} = \Delta S_{sys} + \Delta S_{sur} > 0$ تکمیل سیستم

تغییر آنتروپی محیط (آرمانیک سیستم) $\Delta S_{sur} = \frac{Q_{sur}}{T_{sur}}$ اگر جسمی به دمای T_s و حجم m داخل محیطی نسبت لزرگ به دمای T_0 قرار دهد:

۲۰ $\Delta S_{sys} = m C \ln \frac{T_0}{T_s}$ $\Delta S_{sur} = \frac{Q}{T_0} = \frac{-mC(T_0 - T_s)}{T_0} = mC \frac{(T_s - T_0)}{T_0}$ $Q_1 = Q_2 \rightarrow m_1 C_1 (T_1 - T_2) = m_2 C_2 (T_2 - T_1)$ فرآیند اختلاف یک فرآیند برگشت ناپذیر است $\Delta S > 0$ گاز ایده آل در یک فرآیند اشتقاق از متغیرها به فشار P_c برود $(h_i = h_e, T_i = T_e) \leftarrow \Delta S = -R \ln \frac{P_e}{P_i}$

در چرخه کارنو $\Delta S_{cycle} = \Delta S_h + \Delta S_c = 0 \rightarrow \frac{Q_h}{T_h} + \frac{Q_c}{T_c} = 0$

$Tds = du + PdV \rightarrow ds = du_{T,P} + PdV_{T,P}$ این معادلات هم برای فرآیند برگشت پذیر و هم برگشت پذیر

$Tds = dh - vdp \rightarrow ds = dh_{T,P} - vdp_{T,P}$

$PV = RT \quad dh = C_p dT \quad du = C_v dT$ تغییر آنتروپی گاز ایده آل

$S_2 - S_1 = \int_1^2 C_v \frac{dT}{T} + R \ln \frac{V_2}{V_1} \rightarrow S_2 - S_1 = C_{v,av} \ln \frac{T_2}{T_1} + R \ln \frac{V_2}{V_1}$

$S_2 - S_1 = \int_1^2 C_p \frac{dT}{T} - R \ln \frac{P_2}{P_1} \rightarrow S_2 - S_1 = C_{p,av} \ln \frac{T_2}{T_1} - R \ln \frac{P_2}{P_1}$

آنتروپی گاز ایده آل هم تابع دماست و هم تابع فشار. انرژی داخلی و آنتالپی گاز ایده آل فقط تابع دمای است.

$S_2 - S_1 = R \left[\frac{n-K}{(K-1)n} \right] \ln \frac{P_2}{P_1}$

تغییر آنتروپی یک گاز ایده آل در فرآیند هم برگشت پذیر

$S_2 - S_1 = \int_1^2 \frac{C}{T} dT \approx C_{av} \ln \frac{T_2}{T_1}$

تغییر آنتروپی در مایعات و جامدات (مولار کم ناچیز)

$S_2 = S_1 \rightarrow S_2 - S_1 = 0 \rightarrow \frac{T_2}{T_1} = 1 \rightarrow T_1 = T_2$

در فرآیند ایزوترمیک دمای مولد تراکم ناچیز ثابت است

آنتروپی و انرژی داخلی مولد تراکم ناچیز فقط تابع دماست و آنتالپی هم تابع دماست و هم تابع فشار

برای آنتروپی آب اگر $T_1 = 4^\circ C$ با افزایش فشار آنتروپی افزایش می یابد در $T_2 = 4^\circ C$ با افزایش فشار آنتروپی

تغییر می کند و در $T_2 = 4^\circ C$ با افزایش فشار آنتروپی کمی نرود

$S_{in} = S_{out} + S_{gen} = \Delta S_{sys}$

موازنه آنتروپی برای سیستم

$\Delta S_{sys} = S_2 - S_1$

تغییر آنتروپی سیستم انتقال آنتروپی برای داد و ستد

$S_{heat} = \frac{Q}{T}$

انتقال آنتروپی توسط گرما

انتقال آنتروپی توسط انتقال جرم در درجه m بر داخل سیستم آنتروپی را به میزان ms افزایش می دهد

$\Delta S_{sys} = S_{gen} = \sum \frac{Q_k}{T_k}$

موازنه آنتروپی برای سیستم ای بسته

$\Delta S_{sys} = S_{gen}$

انتقال گرما به سیستم مثبت فرض شده در یک سیستم بسته آسان است

$S_{gen} = \Delta S_{sys} + \Delta S_{sur}$

موازنه آنتروپی برای سیستم در سطح اطراف

$\Delta S_{sur} = \frac{Q_{sur}}{T_{sur}}$ در معادله بالا $\Delta S_{sys} = m(S_2 - S_1)$ داتر با ثابت ماند

$$\Delta S_{cv} = \sum m_i s_i - \sum m_e s_e + \sum \frac{Q_k}{T_k} + S_{gen}$$

موازنه آنتروپی برای سیستم‌های باز (اجم کترن)
حالت پایا $\Delta S_{cv} = 0$

بازرسی اینترتروپیک (بازره قانون اول)

عملکرد یک سیستم آدیاباتیگ بستگی به این دارد که فرآیند فایده برشت پذیر باشد (اینترتروپیک) $\dot{Q} = 0$
فرآیند آدیاباتیگ برشت پذیر الزاماً اینترتروپیک است $\dot{Q} = 0$

$$w_{rev} = -\int v dp - \Delta E_k - \Delta E_p$$

کار در جریان پایا و برشت پذیر

$$w_{rev} = -\int v dp \quad \text{برای سیستم تراکم‌ناپذیر} \quad w_{rev} = -v(P_2 - P_1) = -\frac{m}{\rho}(P_2 - P_1)$$

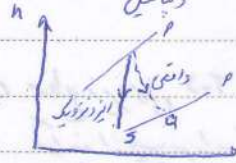
مرف نظار انرژی جنبشی و پتانسیل

معادلات فوق داس توان برای فرآیندهای پایای اینترتروپیک مانند پمپ و استانه مورد

$$\eta_T = \frac{w_a}{w_s}$$

بازره اینترتروپیک توربین: نسبت کار واقعی w_a به کار فزوی برهات اینترتروپیک w_s

$$\eta_T = \frac{h_i - h_{e,a}}{h_i - h_{e,s}} \quad \text{گاز ایده آل} \quad \eta_T = \frac{T_i - T_{e,a}}{T_i - T_{e,s}} \quad \frac{T_{e,s}}{T_i} = \left[\frac{P_e}{P_i} \right]^{\frac{k-1}{k}}$$



$T_{e,a} > T_{e,s}$ $h_{e,a} > h_{e,s}$ توربین

بریک توربینی پیچیده‌تری که بسیار ساده تر از کم‌ناپذیر است اما صرف نظر از تغییرات انرژی جنبشی و

$$w = h_i - h_e = c(T_i - T_e) + v(P_i - P_e)$$

$$w_s = v(P_i - P_e)$$

کار اینترتروپیک (برشت پذیر $T_i = T_e$) فزوی از یک توربین پیچیده‌تری

$$\eta_T = \frac{w_a}{w_s} = \frac{c \Delta T + v \Delta P}{v \Delta P}$$

$$\eta_c = \frac{w_s}{w_a} = \frac{h_{e,s} - h_i}{h_{e,a} - h_i}$$

بازره اینترتروپیک کمپرسور: نسبت کار لازم به کار واقعی

$$\eta_c = \frac{T_{e,s} - T_i}{T_{e,a} - T_i}$$




$T_{e,s} > T_{e,a}$ $h_{e,s} > h_{e,a}$ در کمپرسور

$$\eta_p = \frac{w_s}{w_a} = \frac{v(P_e - P_i)}{h_{e,a} - h_i}$$

برگام فرآیند آدیاباتیگ از لحاظ داخلی برشت ناپذیر است، افزایش آنتروپی بدین دلیل است (داسی بسیار معجزی شود) $\dot{Q} = 0$
بزرگ‌ترین افزایش دما، یعنی کار در فرآیند برشت ناپذیر بیشتر از کار در فرآیند اینترتروپیک است $\dot{Q} = 0$

$$w_p = h_e - h_i = c(T_e - T_i) + v(P_e - P_i) \quad \Delta P_a \times \Delta P_s$$

ماده ای که در دو یک بازنال نسبت انرژی جنبشی میان در دو حالت اول و دوم بازنال از نزدیک

$$\eta_N = \frac{v_{e2}^2}{v_{e1}^2} = \frac{h_i - h_{e2}}{h_i - h_{e1}}$$


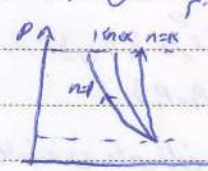
کار لازم برای کپی کردن در دو آینه های مختلف

در دو آینه برشت پذیر داخلی: کار لازم برای کپی کردن حداقل می شود

روش های کاهش کار کپی کردن: ۱- حداقل رساندن برشت پذیر میشل اصطکاک ۲- حجم محصور را کاهش دادن

۱- $n < n_k < 1$ یعنی نزدیک n_k افزایش نزدیک \rightarrow کار لازم تراکم

۲- با کاهش n کار لازم برای تراکم کاهش می یابد



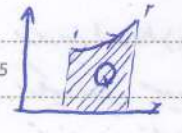
تراکم چند مرحله ای با خشک کن میانی یکی از روش های خنک کردن گاز در موقع تراکم است استفاده از خشک کن میانی در صورتی که نسبت فشار در هر مرحله یکسان باشد کار لازم حداقل می شود

$$\frac{p_m}{p_1} = \left(\frac{p_2}{p_1}\right)^{\frac{1}{n}}$$


۵ سطح زیرین T-S نشان دهنده گرایی متبادل یا غیره است

فراآیندهای چرخه ای مانند مقدار گرایی متبادل یا غیره نشان دهنده و همگام با داده شده

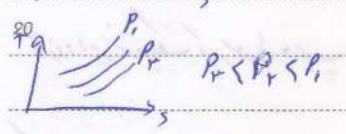
فراآیندهای آنتروپی مثبت مقدار گرایی متبادل یا غیره متفاوت




۵ نمایش فراآیندهای ثابت در نمودار T-S کلی گام برقی



۵ فراآیندهای فشار ثابت در نمودار T-S

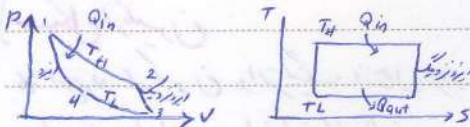


۵ نمایش فراآیندهای ثابت در نمودار T-S



فصل ۶ - سیکل های ترمی کار

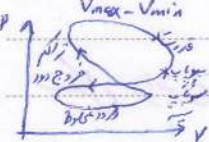
- * سیکل های ایده آل، بازگشت پذیر درونی در خلاف سیکل کارنو نزدیک به بازگشت پذیر خارجی نیستند
- * در فرآیند حالت پایدار بازگشت پذیر که تیزات انرژی جنبشی و پتانسیل در آن قابل اغماض باشد کاروری $W = \int v dp$
- * در فرآیند بازگشت پذیر ساده، مقدار کار هر چرخه بر اساس واحد حجم عبارتست از $W = \int p dv$
- * سطح زیر منحنی T-S یا نگر انتقال حرارت آن فرآیند
- * بازده حرارتی یک سیکل $\eta_{th} = \frac{W_{net}}{Q_{in}}$



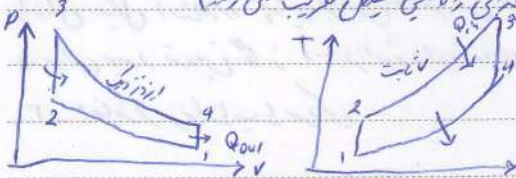
فقط تابع دما $\eta_{th, Carnot} = 1 - \frac{T_L}{T_H}$

موتور احتراق داخلی

- * نسبت حد از حجم شکل گرفته در سیلندر به حداقل حجم آن استراکم $r = \frac{V_{max}}{V_{min}} = \frac{V_{BDC}}{V_{TDC}}$ (۱.۷ تا ۱۰ بسته به موتور)
- * فشار متوسط: فشاری که اگر در طی تمام چرخه قدرت بر پیستون اعمال شود همان کارایی را ایجاد کند $MEP = \frac{W_{net}}{V_{max} - V_{min}}$
- * راندمان MEP بالاتر باشد کار حاصل بیشتر در نتیجه بازده بیشتری دارد



۱۵ سیکل استاندارد هوایی اتو استر احتراق داخلی اشتغال جرمی برای سیکل تقریبی ران

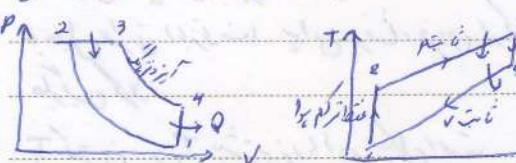


نسبت تراکم $r = \frac{V_1}{V_2} = \frac{V_4}{V_3}$
 $\frac{T_1}{T_2} = \frac{T_4}{T_3}$
 بازده حرارتی $\eta_{th, Otto} = 1 - \frac{T_1}{T_2} = 1 - \frac{1}{r^{k-1}}$ $k = \frac{C_p}{C_v}$

- * بازده حرارتی سیکل اتو فقط تابعی از نسبت تراکم و دمای اولیه است. مخصوصاً با افزایش نسبت تراکم، بازده حرارتی افزایش می یابد

سیکل هوایی دیزل استاندارد

- * در سیکل استاندارد هوایی دیزل، نسبت تراکم آن نزدیک $\frac{V_1}{V_2}$ بزرگتر از نسبت انبساط آن نزدیک $\frac{V_4}{V_3}$ است
- * با افزایش حد اکثر درجه حرارت سیکل T_3 راندمان سیکل کاهش می یابد که مستلزم افزودن مقدار زیادی حرارت به سیکل بود
- * زمانی که افزایش کار حاصل از آن نسبتاً کم است

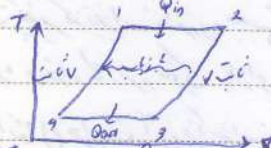
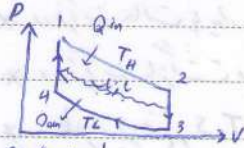


راندمان $\eta_{th, Diesel} = 1 - \frac{Q_L}{Q_H} = 1 - \frac{C_v(T_4 - T_1)}{C_p(T_3 - T_2)}$
 نسبت حجم سیلندر $r_c = \frac{V_3}{V_1}$

$\eta_{th, Diesel} = 1 - \frac{1}{r_c^{k-1}} \left[\frac{r_c^k - 1}{k(r_c - 1)} \right]$

$T_3 \uparrow \eta_{th} \downarrow$ $r_c \downarrow \eta_{th} \uparrow$

* اگر نسبت تراکم سیکل ای اتودیزل برابر فرض کنیم و از همان سیکل اتو بیشتر است و اگر نسبت تراکم قابل دستیابی را مدنظر قرار بدهیم از همان سیکل اتو بیشتر نخواهد بود



سیکل استرلینگ



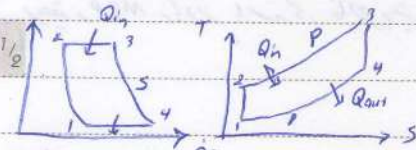
این دو سیکل از نظر بازدهی و کارایی یکسانند

سیکل اریکسون

* اگر براد اریکسون و استرلینگ انتقال حرارت در فرآیند همدم است و نسبت پائین را در اریکسون و فرآیند استرلینگ استفاده از ایزو ترمپ را در اریکسون و استرلینگ می دهند

* از آنجایی که سیکل کارنو، استرلینگ و اریکسون بازدهی پذیرات $\eta_{th, Stirling} = \eta_{th, Ericsson} = \eta_{th, Carnot} = 1 - \frac{T_c}{T_h}$

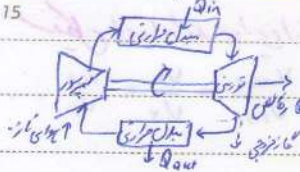
* موتورهای استرلینگ و اریکسون موتور احتراق خارجی بوده و امکان استفاده از سوخت های متنوع و استخراج انرژی بیشتر و استفاده از سیال پیوسته یا پیوسته را دارد



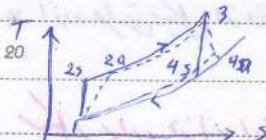
$$r_p = P_2/P_1$$

$$\eta_{th, Brayton} = 1 - \frac{T_1}{T_2} = 1 - \frac{T_4}{T_3} = 1 - \frac{1}{r_p^{(k-1)/k}}$$

سیکل برایتون



از همان سیکل استرلینگ برای برایتون با افزایش فشار افزایش می دهد
* برای بهبود توربین گاز ۱- افزایش دمای ورودی توربین ۲- افزایش بازده توربین
۳- اضافه کردن ایزو ترمپ یا سردکن



انواع سیکل توربین گاز و اتمی از این نوع است
بازگشت ناچیز به کاهش کار توربین و افزایش کار کمپرسور و از همان توربین

$$\eta_T = \frac{w_c}{w_s} = \frac{h_r - h_{e9}}{h_r - h_{e8}}$$

سیکل برایتون به همراه بازتاب



با جدول حرارتی (بازتاب) برای پیشرفت در دمای ورودی کمپرسور را کم کرده و از بهر رفتن حرارت
مکملتری کرد

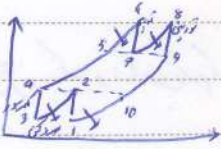
$$\eta_{th, regen} = 1 - \left(\frac{T_1}{T_2}\right)^{(k-1)/k} (r_p)$$

T_1 کمترین و T_2 بیشترین دمای سیکل است

* در سیکل ساده تبریدی گاز همراه با بازتاب، با افزایش نسبت فشار، راندمان سیکل کاهش خواهد یافت (برعکس با اینزن)

* در بازتاب ایده آل دمای درونی به محفظه احتراق برابر دمای گاز فرودمی از تبریدی $T_{g2} = T_{g1}$

بگوش T_1 راندمان افزایش می‌دهد $\epsilon = \frac{q_{regen, act}}{q_{regen, max}} = \frac{h_8 - h_7}{h_8 - h_7} = \frac{T_8 - T_7}{T_4 - T_7}$

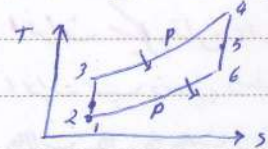


سیکل تبریدی گاز همراه با بازتاب میانی، گرایش مجدد بازتاب

بیشتری راندمانی زمانی حاصل می‌شود که $\frac{P_7}{P_1} = \frac{P_5}{P_3} \& \frac{P_4}{P_7} = \frac{P_1}{P_6}$

سیکل استاندارد هوایی وانش جت

گاز فرودمی از تبریدی تا فشار محیط منبسط شده، بلکه با فشار درونی و در نهایت شده و با افزایش نسبت فشار، فشار گاز



$k = 1.4$

با نسبت زمانی از بازتاب خارج شده

گاز حاصل فرودمی این سیکل صفر $\eta_{th, Brayton} = 1 - \frac{1}{r_p^{(k-1)/k}}$

آیزنزدیک	فرکانس دانهات	فرآیند فشار ثابت	فرآیند حجم ثابت
۱/۲ گاز	۲		
۱/۲	۲		
۱۵	۲	۱	۱
۱۵	۲		۲
	۲	۲	
	۲		۲
	۲		۲

به غیر از استرنگ و اریکسون بهتر فرآیند آیزنزدیک دارند

مقطر فرآیند سیکل ای ایده آل، گاز، استرنگ و اریکسون فرآیند ثابت دارند و

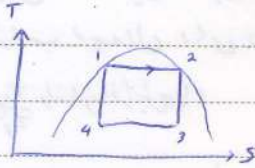
حجم ثابت	استرنگ	
آیزنزدیک حاف	گاز	اسکار
فشار ثابت	اریکسون	

Subject

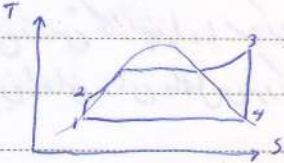
Year Month Date ()

Page ()

نصل ۷ سیکل های توان بخار و ترکیبی
سیکل بخار کارانه



استانداردترین سیکل ۲-۳
 انتقال حرارت در ۱-۲



سیکل رنکین: با افزودن گرم کردن بخار آب در دو مرحله دماش کامل آن در یکجا نه
 افزایش فشار آیزنتریک ۱-۲

* راندمان سیکل کارانه بیشتر از سیکل رنکین در این است

$$\eta_{th} = \frac{W_{net}}{q_{in}} = 1 - \frac{q_{out}}{q_{in}} \quad (W_{net} = q_{in} - q_{out} = W_{turb,out} - W_{pump,in})$$

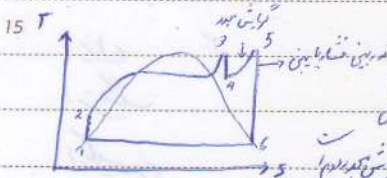
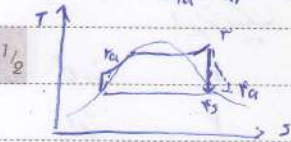
* راندمان حرارتی سیکل رنکین
 برای افزایش راندمان سیکل رنکین از سه روش استفاده می شود ۱- کاهش فشار بخارگذاشته ۲- با افزودن گرم کردن بخار آب ۳- افزایش فشار در پمپ

انحراف سیکل توان بخار واقعی از سیکل ایده آل

$$\eta_r = \frac{w_a}{w_s} = \frac{h_r - h_{ra}}{h_r - h_{rs}} = \frac{W_T}{\Delta H}$$

$$\eta_p = \frac{w_s}{w_p} = \frac{h_{ra} - h_i}{h_{ra} - h_i} = \frac{\Delta H}{W_p}$$

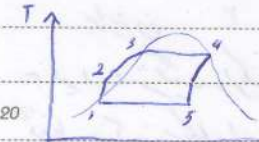
انحراف پمپ در پمپ و واقعی از پمپ در پمپ آیزنتریک به دلیل اصطکاک است
 حالات ۱a, 2a, 3a, 4a, 5a, 6a در پمپ آیزنتریک



سیکل ایده آل ترانسیت چند رنکین

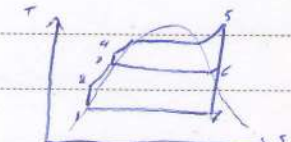
* از لحاظ ترمودینامیکی، افزایش راندمان در گریدایش مجدد لازم تقریباً نصف افزایش آن در گریدایش مجدد اول است و افزایش راندمان در گریدایش مجدد دوم تقریباً نصف افزایش آن در گریدایش مجدد است

سیکل انزایب رنکین ایده آل



* بهره اصلی افزایش دمای فرود مجزیب آب تغذیه یا قبل از ورود به پمپ است
 * راندمان سیکل با رزب رنکین ایده آل دقیقاً برابرگویی سیکل کارنوتی است اگر دمای خنک کننده در آن
 * از آب نه تنها راندمان سیکل را بالا می برد بلکه روش کارشناسی برای بازیابی آب تغذیه به منظور جلوگیری از خوردگی در سیکل است

سیکل با رزب رنکین ایده آل اگر گرم آب تغذیه باز

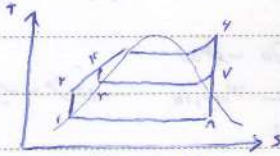


$$y = \frac{m_r}{m_0} \quad q_{in} = h_g - h_f \quad q_{out} = (1-y)(h_v - h_f)$$

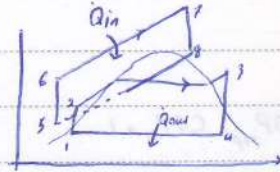
$$W_{turb,out} = (h_g - h_f) + (1-y)(h_f - h_v) \quad W_{pump,in} = (1-y)W_{pump I} + W_{pump II}$$

$$W_{pump I} = V_r(P_r - P_f) \quad W_{pump II} = V_r(P_f - P_c)$$

سپیکل بازناب سنگین ایدو آن با گرم کن آب تغذیه بسته
 * گرم کن آب تغذیه سازد بسته در مدار زیر نام اختلاف دارند در گرم کن آب تغذیه بازناب بخار آب و آب تغذیه اسپیکل تکلیف شوند
 انتقال حرارت گرم کن آب تغذیه سازد گرم کن آب تغذیه بسته بهتر است - گرم کن آب تغذیه سازد ساده است
 دل نیاز به پمپ جداگانه دارد



5



تولید برق از بهر دو نوع انرژی در چگالنده بود که به معنای دیگری دارد
 * سپیکل ای توان ترکیبی گاز و بخار راجع نوع سپیکل ترکیبی سپیکل توربین گاز در این است
 * سپیکل ای توربین گاز عمدتاً در ایالات متحده است
 * سپیکل ای توربین گاز به دلیل سادگی و ایمنی و اینکه گاز آن زغرفی شود و پمپ بنایی بیشتری برای رساندن حرارت به آن لازم است

10

1/2

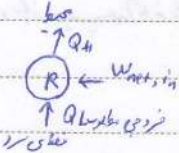
15

20

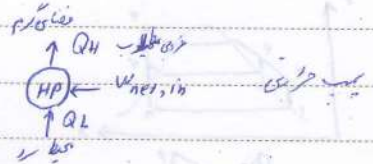
25

مثال ۸ - سیکل های تبرید

یکاربرد مهم سیکل تبرید سیکل تراکم بخار است که در آن برودت مورد نیاز را با استفاده از بخار سرد کننده و بخار استوار می شود



تبرید



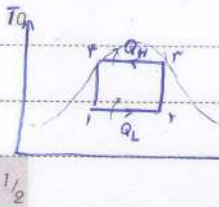
تبرید گرم

$$COP_R = \frac{Q_L}{W_{net,in}} = \frac{Q_L}{Q_H - Q_L}$$

$$COP_{HP} = \frac{Q_H}{W_{net,in}} = \frac{Q_H}{Q_H - Q_L}$$

$$COP_{HP} = COP_R + 1$$

سیکل کارنو



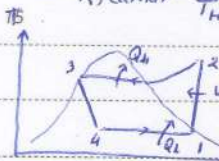
تغییر فاز نبود از بخار اشباع به مایع اشباع در فرآیند ۳ → ۴ و گداخت در فرآیند ۴ → ۱

سیکل کارنو، سیکل تبرید از بهترین و از آن با کمترین مصرف انرژی عمل می کند

در سیکل تبرید کارنو، فرآیند ۱ → ۲ قابل اجزای ۱ → ۲ و ۲ → ۳ به طور متوالی قابل اجزای

$$COP_{R,Carnot} = \frac{T_L}{T_H - T_L}$$

$$COP_{HP,Carnot} = \frac{T_H}{T_H - T_L}$$



سیکل تبرید تراکم بخار

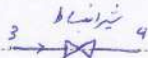
در فرآیند ۳ → ۴ با انکساز (انقباض) مایع اشباع به مایع اشباع

با افزایش دمای تبخیر کننده، با کاهش دمای چگالنده، به ازای بردن بیشتر COP افزایش می یابد

سیکل تبرید تراکم بخار، سیکل کارنو است اما تفاوت آن این است که در سیکل تبرید تراکم بخار، فرآیند ۱ → ۲ با انکساز مایع اشباع

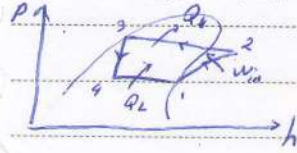
$$COP_R = \frac{q_L}{w_{net,in}} = \frac{h_1 - h_4}{h_2 - h_1}$$

$$COP_{HP} = \frac{q_H}{w_{net,in}} = \frac{h_2 - h_1}{h_2 - h_1}$$

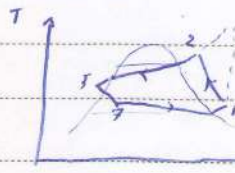


با کاهش فشار تبخیر کننده سطح زیرین منحنی کاهش یافته که چگالنده را به چگالنده فشرود تبدیل می کند

افزایش اختلاف فشار، با کاهش دمای تبخیر کننده، به ازای بردن بیشتر COP افزایش می یابد



سیکل تبرید تراکم بخار واقعی



انتخاب مواد مناسب در سیستم های اولیه تبرید تراکم بخار آمونیاک و دی اکسید گوگرد از اهمیت بسیاری برخوردارند.

از سردی بیدرگونی ای در نزدیکی فریز و در بالاترین دما مگر فقط در درگونی (CFC) استفاده می شود

این عمل از اولی میروی بود که در مقیاس کاری در سیکل تراکم بخار از آن استفاده شد

نکات انتخاب مواد: ۱- در دماهای تبرید مورد نظر ۲- نوع تجهیزات که استفاده خواهد شد

مواد مناسب ترین نوع کپیر بود برای حجم مخصوص پایین (مقاومت بالا) کپیر سردی رفت درگونی و مناسبترین نوع برای فشار پایین دهم

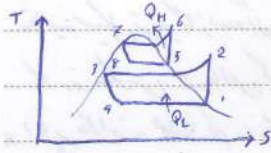
مخصوصا مالا و کپیر سردی گریز از کم کردن است

در یک دمای عین در فرآیند تبخیر و چگالش و تمام میرا دارای فریب عملکرد یکسانی نیستند و بنابراین مطلوبیت کمتری برای با

نزدیکترین فریب عملکرد انتخاب شود

از سردی آمونیاک کم قیمت بودن، داشتن COP بالا، خصوصیات ترمودینامیکی و انتقالی مطلوب و فریب انتقال حرارت بالا

ست به بقیه و قابلیت گشت سریع عمل نشدن در مواقع لزوم دی اثر بودن بر لایه از آن است



$$\frac{m_A}{m_B} = \frac{h_2 - h_1}{h_8 - h_7}$$

$$COP_{R, \text{cascade}} = \frac{Q_L}{W_{net, in}} = \frac{m_B (h_1 - h_4)}{m_A (h_2 - h_3) + m_B (h_2 - h_1)}$$

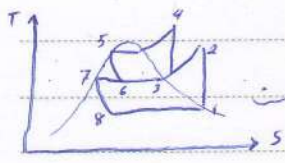
سیستم تبرید Cascade

چگالش استاندارد شده در سیستم تبرید Cascade با کاهش کپیر سرد و افزایش میزان حرارت جذب شده COP سیستم افزایش می یابد

سیستم های تبرید تراکم بخار چند مرحله ای

اگر سردی استاندارد شده در سیستم تبرید Cascade یکسان باشند می توان به جای تبدیل حرارتی در مراحل سیکل از یک نقطه

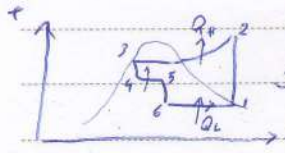
انتقال (Flash chamber) استفاده نمود



در بخش های مختلف سیکل تبرید تراکم بخار چند مرحله ای نرخ جریان جرمی متفاوت است

فرآیند تراکم در این سیکل نسبت به تراکم دو مرحله ای همراه با درگونی سازی در سیکل توان برابری است

کار کپیر سرد کاهش می یابد



سیستم های تبرید چند منظوره با یک کپیر سرد در سردی که توسط سردی مختلف صورت می گیرد از سردی

انتقال و کپیر سردی جداگانه برای برنجی کننده در دماهای متفاوت استفاده می شود. مناسب تر آن است

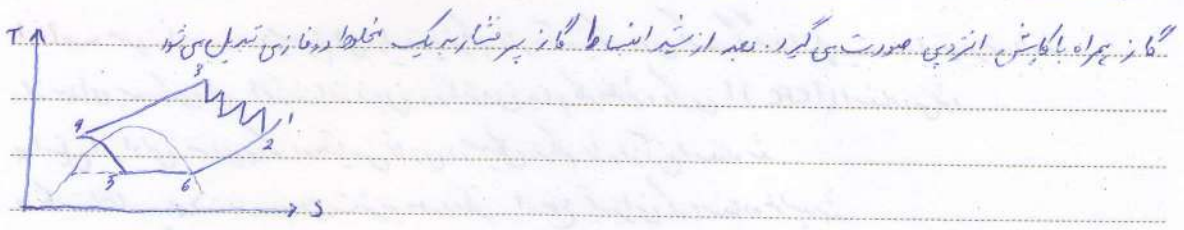
که تمامی جریان های فرود می به سمت یک کپیر سرد به است خود

مابع سازی گاز

مجموع بارهای بحرانی ۲۷۸C - پدیدار شدن بارهای بحرانی ۲۴۵C - فریز کردن بارهای بحرانی ۱۵C - برگزیده صورت مایع در شرایط جوی وجود دارند

سیکل مایع سازی ایندوچمبر سن تک کپیر سرد چند مرحله ای همراه با درگونی مایع و تبدیل حرارتی و یک سیر انبساط سیکل شده است

در سیر انبساط و فرآیند آخالایی نسبت به سیر انبساط یک مرحله ای همراه با افزایش انرژی است اما در تبدیل حرارتی کاهش دمای



سیکل ایتریته‌گازی = چرخه‌ای که می‌توان بر این اساس

سیکل فوق یک سیکل ایده‌آل است، اما در سیکل واقعی فرآیندهای تراکم و انبساط از دمای نزدیک به دمای نقطه ۵



در این سیکل تمام فرآیندها از گشت نامیده داخلی است

در نمودار T-S سیکل فوق سطح زیر منحنی ۱-۲-۳-۴ نشان دهنده حرارت گرفته شده از فضای زیر ۵

در سطح ۱-۲-۳-۴ نشان دهنده کار فاعل در دمای است

۱۰ مقایسه سیکل تبرید گاز ایده‌آل و سیکل گاز چرخه‌ای: ۱- در سیکل تبرید ایده‌آل فرآیند انتقال حرارت هم دماست و در سیکل

گاز چرخه‌ای کار فاعل کمتری مصرف و اما تبرید بیشتری تولید می‌کند ۲- COP سیکل هم دما گاز ایده‌آل کمتر است

۳ اما بر خلاف COP کم، سیکل تبرید گاز دو فریت استس دارد. ۱- از اجزا ساده‌تر تشکیل می‌شود. ۲- در دمای پایین‌تر (در دمای پایین‌تر)

۲- قابلیت نگهداری با زمان بسیار داشته که برای مایع کردن گاز مناسب است

۳- بارزاد باعث کاهش دمای خروجی تبرید می‌گردد (کمتر سرد می‌کند) پس سرد کننده با بارزاد با استفاده از بارزاد ۳ (دماهای پایین‌تری می‌تواند داشته باشد)

سیکل تبرید جری

آب سرد و آب واسطه انتقالی ← مخلوط مایع سرد - جازب

20

25

فصل ۴ - روابط ترمودینامیکی

معادله حالت ویریا $Z = 1 + \frac{B(T)}{V} + \frac{C(T)}{V^2} + \frac{D(T)}{V^3} + \dots$

$Z = 1 + B'p + C'p + D'p$... فریب ویریا B, C, D به ترتیب دومی، سومی، و فریب ویریا

$B = \lim_{V \rightarrow \infty} [(Z-1)V]_T$

$C = \lim_{V \rightarrow \infty} \{ [Z-1]_V - B \} T$

معادله ویریا منحنی گاز را برده و معمولاً از فریب سوم به بعد صرف نظر می شود

فریب دوم دارای اهمیت است که در دمای بالا مثبت و در دمای پایین منفی است

$Z=1 \rightarrow \frac{P\bar{v}}{RT} = 1$

برای گاز ایده آل معادله ویریا ساده می شود
 در گازهای حقیقی زمانی که نیروی جاذبه مولکولی موثرتر از نیروی دافعه باشد فریب بزرگم دینامیک کوچکتر بود

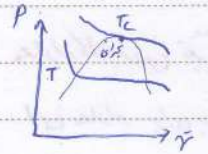
معادله حالت دوپایه

$P = \frac{\bar{R}T}{\bar{v}-b} - \frac{a}{\bar{v}^2}$

الف) معادله واندر والس جهت تعیین رفتار گاز ایده آل (معادله فرج بروجب نشاء)

در معادله نقطه بحرانی از وقت قابل قبولی برخوردار نیست و تنها ساده ترین مدل برای ارزیابی انحراف رفتار گاز حقیقی از ایده آل است

مقدار $\frac{a}{\bar{v}^2}$ با یک نیروی جاذبه بین مولکولی ربط حجم اشغال شده توسط مولکول های گاز



$a = \frac{27}{64} \frac{\bar{R}^2 T_c^2}{P_c}$
 $b = \frac{\bar{R} T_c}{8 P_c}$

$Z_c = \frac{P_c \bar{v}_c}{\bar{R} T_c} = 0.375$ فریب بزرگم در نقطه بحرانی

a و b هر دو تابعی از دما و فشار بحرانی است
 ب) معادله ردایش کوکینگ بهترین معادله حالت دوپایه با دقت بیشتر

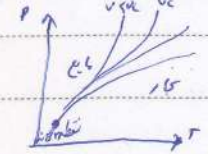
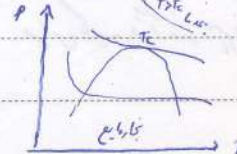
$P = \frac{\bar{R}T}{\bar{v}-b} - \frac{a}{\bar{v}(\bar{v}+b)T^2}$

ثابت a و b هر دو تابع دما و فشار بحرانی است $Z_c = 0.333$
 فریب بزرگم دینامیک در نقطه بحرانی $Z_c = 0.333$ و در دمای تمام موانع گران است

$dz = \left(\frac{\partial z}{\partial n}\right)_y dn + \left(\frac{\partial z}{\partial y}\right)_x dy$ $M = \left(\frac{\partial z}{\partial u}\right)_y$ $N = \left(\frac{\partial z}{\partial y}\right)_x \rightarrow dz = Mdu + Ndy$

$\left(\frac{\partial M}{\partial y}\right)_u = \left(\frac{\partial N}{\partial u}\right)_y$ یا $\left(\frac{\partial y}{\partial z}\right)_u \left(\frac{\partial y}{\partial z}\right)_u \left(\frac{\partial z}{\partial u}\right)_y = -1$

منوکار $P-v-T$ در نقطه بحرانی و ناحیه دوفازی شیب منفی هم با هم است و در ناحیه دوفازی فشار مستقل از حجم مخصوص است



$a = u - Ts \quad g = h - Ts$

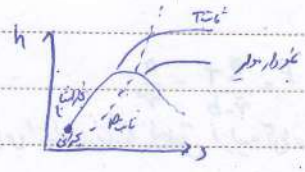
رابطه های ماکسول Maxwell

$$\begin{cases} du = Tds - pdv & \left(\frac{\partial T}{\partial v}\right)_s = -\left(\frac{\partial p}{\partial s}\right)_v & \left(\frac{\partial s}{\partial p}\right)_T = -\left(\frac{\partial v}{\partial T}\right)_p \\ dh = Tds + vdp & \left(\frac{\partial T}{\partial p}\right)_s = \left(\frac{\partial h}{\partial p}\right)_s & \left(\frac{\partial v}{\partial T}\right)_p = \left(\frac{\partial s}{\partial p}\right)_T \\ da = -s dT - p dv & \left(\frac{\partial v}{\partial s}\right)_p = \left(\frac{\partial T}{\partial p}\right)_s & \\ dg = -s dT + v dp & \end{cases}$$

5

در دایره T-P ...
از روابط ماکسول فقط می توان تغییرات آنژیوی یک سیستم را محاسبه نمود

$$\begin{aligned} T &= \left(\frac{\partial u}{\partial s}\right)_v = \left(\frac{\partial h}{\partial s}\right)_p & \gamma &= \left(\frac{\partial h}{\partial p}\right)_s = \left(\frac{\partial g}{\partial p}\right)_T \\ p &= -\left(\frac{\partial u}{\partial v}\right)_s = -\left(\frac{\partial g}{\partial v}\right)_T & s &= -\left(\frac{\partial a}{\partial T}\right)_v = -\left(\frac{\partial g}{\partial T}\right)_p \end{aligned}$$



۱/۲ معادله کلاپرین تغییر آنتالپی ناشی از تغییر فاز یعنی - در زمان تغییر فاز فقط تغییر از حالت

این معادله برای برآورد تغییر فاز در دما و فشار ثابت رخ می دهد (تعمیر دما استفاده نمی شود)

$$\left(\frac{dp}{dT}\right)_{sat} = \frac{S_{fg}}{\gamma_{fg}} = \frac{h_{fg}}{T \gamma_{fg}}$$

$$\left(\frac{dp}{dT}\right)_{sat} = \frac{h_{fg}}{T \gamma_{fg}}$$

* در واقع در تغییر از γ_r در برابر γ_s صرف نظر می شود و به علت فشارهای از روابط گاز ایده آل استفاده می شود

$$\left(\frac{dp}{p}\right)_{sat} = \frac{h_{fg}}{R} \left(\frac{dT}{T^2}\right)_{sat}$$

$$\ln\left(\frac{P_r}{P_1}\right) = \frac{h_{fg}}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_r}\right)_{sat}$$

20

$\Delta u, \Delta s, \Delta h$ در زای یک فاز

ظرفیت گرمایی ویژه در حجم ثابت $c_v = T \left(\frac{\partial s}{\partial T}\right)_v$ ظرفیت گرمایی ویژه در فشار ثابت $c_p = T \left(\frac{\partial s}{\partial T}\right)_p$

$$s_2 - s_1 = \int_1^2 c_v dT + \int_1^2 \left(\frac{\partial p}{\partial T}\right)_v dv \quad u_2 - u_1 = \int_1^2 c_v dT + \int_1^2 [T \left(\frac{\partial p}{\partial T}\right)_v - p] dv$$

در شرط حجم ثابت

* تغییر انرژی داخلی در یک فرآیند هم دما یعنی از فشار P_1 به P_2 گاز است
برای یک فرآیند هم دما

25

$$\left(\frac{\partial u}{\partial v}\right)_T = T \left(\frac{\partial p}{\partial T}\right)_v - p$$

رشته ثابت

$$s_r - s_l = \int_1^r \frac{c_p}{T} dT - \int_1^r \left(\frac{\delta v}{\delta T}\right)_p dp$$

$$h_r - h_l = \int_1^r c_p dT + \int_1^r [v - T\left(\frac{\delta v}{\delta T}\right)_p] dp$$

تغییر آنتالپی در یک فرآیند هم دانه‌ای از p, v, T است

$$\left(\frac{\delta h}{\delta p}\right)_T = v - T\left(\frac{\delta v}{\delta T}\right)_p$$

برای یک فرآیند هم دانه

$$\left(\frac{\delta s}{\delta T}\right)_v = \frac{c_v}{T}$$

برای تغییر آنتروپی در یک فرآیند هم دانه ثابت

$$\left(\frac{\delta s}{\delta T}\right)_p = \frac{c_p}{T}$$

رابطه برابری حرارت مخصوص

برای گازهای واقعی، حرارت مخصوص به حجم مخصوص رفتار می‌کنند و استهات

$$\left(\frac{\delta c_p}{\delta p}\right)_T = -T\left(\frac{\delta^2 v}{\delta T^2}\right)_p$$

$$\left(\frac{\delta c_v}{\delta T}\right)_T = T\left(\frac{\delta^2 p}{\delta T^2}\right)_v$$

$$s_p - c_v = T\left(\frac{\delta v}{\delta T}\right)_p \left(\frac{\delta p}{\delta T}\right)_v$$

$$s_p - c_v = -T\left(\frac{\delta v}{\delta T}\right)_p^2 \left(\frac{\delta p}{\delta v}\right)_T$$

در ابعاد و جامدات $\left(\frac{\delta v}{\delta T}\right)_p$ بسیار کوچک بوده و تفاوت بین c_p و c_v ناچیز است

زمانی که $\left(\frac{\delta v}{\delta T}\right)_p$ باشد، دقیقاً $c_p = c_v$ است این موضوع در نقطه بحرانی چگالی آب صادق است

همیشه $c_p > c_v$ است زیرا عبارت $\left(\frac{\delta v}{\delta T}\right)_p^2$ همیشه مثبت بوده و عبارت $\left(\frac{\delta p}{\delta v}\right)_T$ نیز برای تمام مواد شناخته شده است

ضریب انبساط پذیری و ضریب تراکم پذیری

$$\beta = \frac{1}{v} \left(\frac{\delta v}{\delta T}\right)_p$$

ضریب انبساط پذیری β بیانگر تغییر حجم ناشی از تغییر دما در یک فرآیند فشار ثابت است

$$k = -\frac{1}{v} \left(\frac{\delta v}{\delta p}\right)_T$$

ضریب تراکم پذیری k بیانگر تغییر حجم ناشی از تغییر فشار در یک فرآیند دما ثابت است

$$c_p - c_v = \frac{\gamma T \beta^2}{k}$$

رابطه میر Mayer

α واحد β معکوس دما (بر $1^\circ C$) و واحد k معکوس فشار (بر $1 atm$) است

α برای تمام مواد مثبت بوده، اما β برای بعضی مواد مانند آب در دمای کمتر از $4^\circ C$ منفی است برای آب

رفتار $1 atm$ در دمای $4^\circ C$ ، مقدار β منفی است

$$\beta = k = 0 \quad \left(\frac{\delta v}{\delta T}\right)_p = \left(\frac{\delta v}{\delta p}\right)_T = 0$$

برای مواد غیر قابل تراکم (جامدات و مایعات)

برای یک گاز ایده آل $\beta = 1/T$ و $k = 1/p$ و $c_p - c_v = R$ است

$$\left(\frac{\delta p}{\delta T}\right)_v = \frac{\beta}{k}$$

ضریب تراکم پذیری آیزوتروپیک α بیانگر تغییر حجم ناشی از تغییر فشار در یک فرآیند آنتروپی ثابت است

$$c = \sqrt{\frac{\gamma}{\alpha}}$$

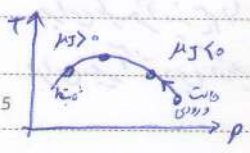
سرعت صوت

$$k = \frac{c_p}{c_v} = \frac{k}{\alpha}$$

فرب زول تاسون

در طی فرآیند احتراق گامش فشار رخ می دهد (فرآیند احتراق یک فرآیند آنتالپی ثابت است (آر.آی.آب.آب))
 رفتار دای یک سیال در فرآیند احتراق توسط فرب زول تاسون تشریح می شود

$$\mu_J = \left(\frac{\delta T}{\delta p}\right)_h$$



اگر فرب زول تاسون مثبت باشد در گامش یافته
 حالتی که در آن شیب منفی معر شود حالت وارونگی خوانده می شود
 در فرآیند احتراق کار تولید می شود انرژی ستائیل تغییر می کند و تغییر انرژی جنبشی کم است



ولی آنتروپی افزایش می یابد
 در نمودار P-T همه خطوط آنتالپی ثابت دارای حالت وارونگی هستند

$$h = c_p T \rightarrow T = c_p T \rightarrow \mu_J = 0$$

$$\mu_J = -\frac{1}{c_p} \left[v - T \left(\frac{\delta v}{\delta T} \right)_p \right]$$

در رابطه فرب زول تاسون و فرب حرارت مخصوص فشار ثابت

$$\mu_J = -\frac{R T^2}{P c_p} \left[\frac{\delta Z}{\delta T} \right]_p$$

در رابطه بی فرب زول تاسون و فرب تراکم پذیری
 در اثر پیچیده احتراق در گازهای حقیقی در حالت تراکم پذیر در افزایش می یابد

بیشتری در وارونگی گاز پیدا کردن ۲۸°C است پس در دمای معمولی فرب زول تاسون گاز منفی است

رفتار حقیقی

رفتار P, T, v گازها فرب تراکم پذیری 2 در نمودار، خطوط Tc ثابت بر روی نمودار 2 بر حسب P, v رسم شده اند
 نمودار عمومی در یک صورت نقطه بحرانی از دست چندان برخوردار نیست

$$v_r = f(P_r, T_r)$$

فرب تراکم پذیری با جهات دای در آن تنوع صورت می آید از P, v به شکل نمودار عمومی ارندنگ
 معادلات حالتی که فقط منگی به دو پارامتر Tc و Pc هستند دارای دقت خوبی نیستند چون شعوری حالات متناظر دارای

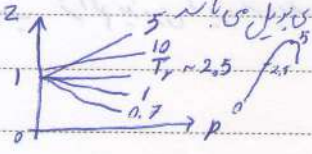
دقت زیادی نیست

رفتار گازها با جهتی کم خطوط هم دما اما خطوط استیم برده و شیب دارد افزایش Tr تا رسیدن به مقدار بحرانی
 خود در حدود ۵ افزایش یافته و در دمای بیشتر به سمت شیب ۱ = 2 میل می کند

$$\lim_{p \rightarrow 0} \left(\frac{\delta Z}{\delta p} \right)_T = 0$$

در دمای محدود ۲۸ برابر دمای بحرانی = دمای بویل شیب منفی است

دمای بویل تنه دمای است که در آن گازها در فشار کم دقیقاً مانند گاز ایده آل رفتار می کنند



25

$$\alpha = \frac{RT}{P} - \gamma$$

۴ رفتار گاز حقیقی نسبت به گاز ایده آل حجم پسماند برده

حجم پسماند برای گاز ایده آل صفر است

$$\alpha = -B(T) \frac{RT}{P^2} - C(T) \frac{RT}{P^2}$$

۵ حجم پسماند برای معادله ویرال به صورت

$$\lim_{P \rightarrow 0} \alpha = -B(T)$$

در حدود $P \rightarrow 0$ می شود

دای بریل تترامایی است که در آن گاز در رفتار کم دقیقاً مانند گاز ایده آل رفتار می کند

۵ دای بریل گازی که از معادله واندر والس پیروی می کند $\frac{a}{bR}$ است

10

15

20

25

Subject

Year Month Date ()

Page ()

فصل - مخلوط‌ها:

$n = n_1 + n_2 + \dots + n_j = \sum_{i=1}^j n_i$ مجموع تعداد مول‌ها $m = m_1 + m_2 + \dots + m_j = \sum_{i=1}^j m_i$ جرم کل

$x_i = \frac{n_i}{n}$ جزء مولی $m f_i = \frac{m_i}{m}$ نسبت جرمی
 $\sum_{i=1}^j x_i = 1$ $\sum_{i=1}^j m f_i = 1$

$m f_i = \frac{m_i}{m} = \frac{n_i M_i}{n M} = x_i \frac{M_i}{M}$ رابطه بین نسبت جرمی و جزء مولی
 در رابطه M_i جرم مولی هر جزء، M جرم مولی کل ($m = nM$) است

$a = \left[\sum_{i=1}^j x_i a_i \frac{1}{V} \right]^{\frac{1}{j}}$ $b = \left[\sum_{i=1}^j x_i b_i \right]$ a و b ثابت‌های حالت واندروالس

$T_c = \sum_{i=1}^j x_i T_{c,i}$ $P_c = \sum_{i=1}^j x_i P_{c,i}$ $T_{c,i}$ و $P_{c,i}$ ثابت‌های واندروالس برای i قانون گازهای کایلی
 $Z = \frac{P V}{n R T}$

$P = P_1 + P_2 + P_3 + \dots + P_j$ $T_{1,2,3}$ قانون فشارهای جمع‌پذیر فشار یک مخلوط گازی با حجم و در دمای T
 $Z = \sum_{i=1}^j x_i Z_i$ $T_{1,2,3}$ ضریب تراکم‌پذیری
 $x_i = \frac{P_i}{P}$ برای گاز ایده‌آل

$V = V_1 + V_2 + \dots + V_j$ $P_{1,2,3}$ قانون حجم‌های جمع‌پذیر حجم یک مخلوط گازی در فشار و در دمای T
 $Z = \sum_{i=1}^j x_i Z_i$ $P_{1,2,3}$ ضریب تراکم‌پذیری مخلوط
 $x_i = \frac{V_i}{V}$ برای گاز ایده‌آل

خواص مولی چیزی بر خاصیت مقاری X یک مخلوط یک فاز، تابعی از درجه حرارت و فشار مخلوط (تعداد مولی هر جزء)

$X = f(T, P, n_1, n_2, \dots, n_j)$

$dX_{T,P} = \left[\frac{\partial X}{\partial n_A} \right]_{T,P,n_B} dn_A + \left[\frac{\partial X}{\partial n_B} \right]_{T,P,n_A} dn_B$ در دما و فشار ثابت، خاصیت مقاری X تنها
 چون در دما و فشار ثابت یک خاصیت مقاری مستقیماً با جرم متناسب است

$X_{T,P} = \left[\frac{\partial X}{\partial n} \right]_{T,P,n_B} n_A + \left[\frac{\partial X}{\partial n_A} \right]_{T,P,n_B} n_B$ $\bar{X} = \frac{\partial X}{\partial n_i}$ n_A, n_B خاصیت مولی جزئی

بنابراین در دما و فشار ثابت، بر خاصیت مقاری X در یک مخلوط گازی

$X_{T,P} = \sum_{i=1}^j m_i x_i = \sum_{i=1}^j n_i \bar{X}_i$

* خاصیت مولی جزئی، تحت شرایط فشار و دمای ثابت تعریف می شود
 * خاصیت مولی جزئی، یک خاصیت متولوگ بوده که در حالت کلی به دما، فشار و ترکیب متولوگ وابسته است
 * می توانند شاغل بر خاصیت مقدار متولوگ مانند V, U, H, S, G, A است

$$V = \sum_{i=1}^n m_i \cdot v_i = \sum_{i=1}^n n_i \cdot \bar{V}_i$$

برای محاسبه \bar{X}_A و \bar{X}_B در شرط $x_a = a$ اگر m اول باشد

5

$$\left. \begin{array}{l} X = f(x_A, x_B) \\ x_A + x_B = 1 \end{array} \right\} \rightarrow X = f(x_A) \rightarrow \left. \begin{array}{l} X_a = f(a) \\ X_a = f(a) \end{array} \right\} \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \bar{X}_A = X_a \cdot x + (1-x) \cdot X_a \\ \bar{X}_B = X_a \cdot x + (1-x) \cdot X_a \end{array} \right.$$

* در کل روابط زیر بین خواص مولی جزئی یک جزء در متولوگ برقرار است

$$\bar{G}_i = \bar{H}_i - T \bar{S}_i$$

$$\bar{H}_i = \bar{U}_i + P \bar{V}_i$$

$$\bar{A}_i = \bar{U}_i - T \bar{S}_i$$

10

تغییر خصوصیات عددی در اثر اختلاف

1/2

15

20

25

فصل ۱۰ مخلوط هوا - بخار و آب در مطبق

مردمانی کمتر از دمای بحرانی بخار گاز را بخار نامیده می‌شود.

* دمای هوای سرد کار برداشتی تهویه مطبوع از نقطه آبنامه تغییر می‌کند در این محدوده دمای خشک می‌تواند به عنوان گاز ایده آل!

ثابت $C_p = 1.005 \frac{KJ}{kg \cdot K}$ فرض شود و از رابطه $PV = RT$ بر روی آن

* در صورتی که دمای مرجع T_0 فرض کنیم، آنتالپی و تغییر آنتالپی برای خشک از ابطر به حساب می‌شود

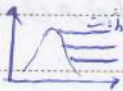
$$h_{dry} = C_p T = 1.005 \Delta T \left(\frac{KJ}{kg} \right)$$

در حالت

* هوای آتشفشان نیز به عنوان یک مخلوط گاز ایده آل فرض می‌گردد فشار آن مجموع فشار جزئی برای خشک P_a و فشار جزئی بخار آب P_b است و معمولاً فشار جزئی بخار می‌باشد

$$P = P_a + P_b \quad (kPa) \quad T$$

$$h_v(T, w, P) \approx h_g(T)$$



آنتالپی بخار آب در هوای ترانسه برابر آنتالپی بخار اشباع در همان دما است

$$h_g(T) \approx 2500.9 + 1.82 T \quad \left(\frac{KJ}{kg} \right)$$

T بر حسب درجه سانتیگراد

رطوبت مخصوص و نسبی هوا

$$w = \frac{m_v}{m}$$

رطوبت مخصوص نسبت جرم بخار آب به جرم هوای خشک (رطوبت طاق یا نسبت رطوبت)

$$w = \frac{0.622 P_v}{P - P_v}$$

(P فشار کل است)

1/2

* هوای که از رطوبت اشباع باشد در رطوبت اضافه شده بر آن دچار تغییر شود هوای اشباع نامیده می‌شود.

$$\phi = \frac{m_v}{m_g} = \frac{P_v}{P_g}$$

رطوبت نسبی ϕ نسبت مقدار رطوبت هوا m_v به مقدار رطوبت هوای اشباع در همان دما و فشار m_g

$$\phi = \frac{P_v}{(0.622 + w) P_g} = \frac{w P_a}{0.622 P_g}$$

P_v فشار جزئی بخار در مخلوط و P_a فشار بخار اشباع در دمای مخلوط

* محدوده تغییرات رطوبت نسبی از تغییر برای هوای خشک تا یک برای هوای اشباع تغییر می‌کند

* مقدار رطوبت قابل جذب توسط هوا به دمای آن بستگی دارد و بنابراین حتی با ثابت بمانی، نسبت رطوبت مخصوص و

رطوبت نسبی با تغییرات دما تغییر می‌کند

$$H = H_a + H_v$$

* آنتالپی کل هوای آتشفشان، مجموع آنتالپی برای هوای خشک و بخار آب

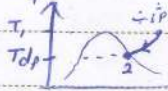
20

$$h = h_a + w h_g$$

در دمای کمتر از $50^\circ C$ $h_v = h_g$ و تقسیم بر m_a

در دمای نقطه شبنم رطوبت اضافی جدا کرده شده روی سطح خشک، شبنم تشکیل می‌دهد و دمای نقطه شبنم T_{dp}

دمای است که در آن با سرد شدن هوا در فشار ثابت چگالش رخ می‌دهد T_{dp} دمای اشباع آب است نظیرا فشار بخار آب است



25



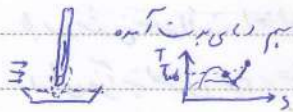
هوای اشباع آدیاباتیکی در هوای تر

$$w_2 = \frac{0.422 P_{g2}}{P_2 - P_{g2}}$$

رطوبت مخصوص هوای سرد

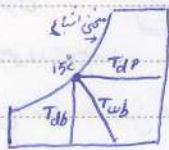
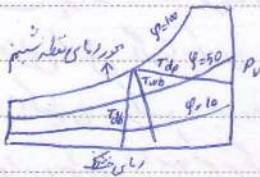
$$w_1 = \frac{C_p(T_2 - T_1) + w_2 h_{g2}}{h_{g1} - h_{f2}}$$

رطوبت مخصوص هوای درون

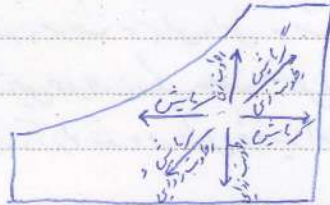


اگر رطوبت حاصل یک رسانج را با آنچه گمانی حسن پرشاند در برابر جریان هوا قرار دهیم رطوبت آسوده رطوبت تر T_{wb} می باشد (رطوبت در هوای خنک هوا برابرند)

نمودار سایکلومتریک



برای هوای اشباع رطوبت در هوای خنک تر و رطوبت اشباع در هوای گرم تر



فرآیندهای ترمودینامیک

1/2

گرمایش و رطوبت ساده: رطوبت نسبی ϕ به صورت نسبت مستقیم رطوبت به رطوبت اشباع است. رطوبت اشباع در طرفین هوا تغییر می کند و طرفین رطوبت هوا با هم متفاوت است. این طرفین با کاهش رطوبت و با افزایش رطوبت اشباع می باشد.



در گرمایش رطوبت اشباع افزایش یافته و در سردایش رطوبت اشباع کاهش یافته

گرمایش و رطوبت زین: در رطوبت نسبی به هوای گرم شده می توان مشکلات ایجاد شده در اثر کاهش رطوبت نسبی را قابل نمود

گرمایش و رطوبت زین: در طی فرآیند سردایش ساده، رطوبت اشباع ثابت است اما رطوبت نسبی افزایش می یابد

در اثر کاهش رطوبت نسبی رطوبت اشباع می شود و در طول فرآیند جگالین، به واسطه صورت اشباع مایعی می ماند



20

سردایش تبخیری (کولر)

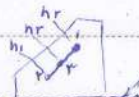
کمترین رطوبت نسبی که می توان از این فرآیند بدست آورد حالتی است که هوا خنک کن تبخیری را به صورت اشباع ترک کند



فرآیند سردایش تبخیری مشابه فرآیند اشباع آدیاباتیکی است

اختلاف آدیاباتیکی جریان می یابد. محدود در فرآیند اختلاط انتقال حرارت کم بوده و آنرا آدیاباتیکی فرض می کنند

$$\frac{m_{a1}}{m_{a2}} = \frac{w_2 - w_1}{h_2 - h_1} = \frac{h_2 - h_1}{h_2 - h_1}$$



هنگامی که به صورت آدیاباتیکی مخلوط شوند

$$T_{r2} = \frac{m_1 T_1 + m_2 T_2}{m_1 + m_2}$$

نقطه رطوبت اشباع نسبی اولی و نمودار سایکلومتریک

فصل ۱۱ - واکنش شیمیایی و احتراق

بر ماده‌ای که توانه بسوزد و انرژی حرارتی آزاد کنه سوخت نامیده می‌شود

احتراق فرآیند احتراق مشتعل برانگیزه اسیدن اجزای ترکیبی سوختن است دو واکنش شیمیایی گازرات

هر الاز ۱۱٫۷۱ اکسیژن و ۱۷۹ مترمخون تشکیل شونده برای هر مول اکسیژن 3.77×10^4 جول مترمخون در مجموع در $2.7 \times 10^4 + 3.77 \times 10^4$ 1 mol O_2

به برداشتن محصولات احتراق تا زیر دمای نقطه شبنم بخار آب و بخار از بخار آب جدا می‌شود

5

در طی فرآیند احتراق گرمی به صورت ثابت می‌ماند

نسبت به ابر سوخت بر مبنای گرمی $AF = \frac{m_{air}}{m_{fuel}}$

احتراق کامل اگر تمام ابر سوخت موجود سوخت CO_2 و تمام بخیر سوختن آن به H_2O و تمام گاز سوختن آن (در صورت وجود) به SO_2 اکسید شود

و اکسیژن برنگ با بخیر سوختن نسبت به کربن حاصل بیشتر می‌ماند

پروا بس سوختن (اسوکیو ترکیب) کمترین مقدار پروا بس سوختن برای سوختن کامل سوخت

نسبت اکسیژن حاصل به حاصل تقسیم سوخت بر پروا بس سوختن به نسبت سوخت بر پروا بس سوختن $\phi = \frac{(F/A)_{act}}{(F/A)_{stoic}}$

آنتالپی تشکیل h_f تفاوت بین آنتالپی محصولات در یک حالت مشخص و آنتالپی مواد اولیه در همان حالت برای سوختن کامل

آنتالپی احتراق h_c مقدار حرارت آزاد شده در طول فرآیند احتراق جریان دائم که بر اساس احتراق کامل یک کیلوگرم سوخت

در دریا نشان سوختن $h_R = h_c = H_p - H_R$

آنتالپی تشکیل تمام مواد پایه اول از قبل C, H, N, O در حالت مرجع استاندارد $25^\circ C$ و 1 atm سوختن شده است

آنتالپی تشکیل سوخت علامت منفی یا اگر آزاد شدن انرژی در واکنش است

انرژی حرارتی سوخت میزان قدر مطلق آنتالپی احتراق سوخت است $\text{Heating value} = h_c \text{ kJ/kg fuel}$

انرژی حرارتی سوخت به فاز آب موجود در محصولات و آب است اگر آب در محصولات احتراق به صورت مایع باشد

انرژی حرارتی سوخت و انرژی حرارتی سوخت $H.H.V$ می‌نامند و اگر آب موجود در محصولات احتراق به صورت بخار

باشد $L.H.V$ می‌نامند $H.H.V = L.H.V + (m h_{fg})_{H_2O}$ kJ/kg fuel

قانون اول برای سیستم‌های واکنش کار انجام شده در طول فرآیند احتراق غیردانشال حرارت منفی (فرآیند گرماگیر) است

حرارت آزاد شده $Q_{out} = \sum n_i h_i - \sum n_e h_e$ Q_{out}

دمای آب یا یک ماده اگر فرآیند احتراق به صورت آدیاباتیکی انجام شود در آن کار یا تغییر انرژی جنبشی و پتانسیل

حرارت دیگر از انرژی شیمیایی آزاد شده صرف افزایش دمای محصولات احتراق خواهد شد در این حالت دمای محصولات است

دمای آب یا یک احتراق می‌ماند $H_p = H_R$

25



قانون سوم ترمودینامیک

آنترودی مطلق در فشار $P_0 = 1 \text{ atm}$ در دمای مختلف ارائه و با نماد S^0

مقدار آنترودی مطلق در فشار $P_0 = 1 \text{ atm}$ برای دمای T

در فشار فرضی عضو در رابطه آنترودی فرضی

$$S(T, P) = S^0(T, P_0) - R \ln \frac{P}{P_0}$$

$$S_i(T, P_i) = S_i^0(T, P_0) - R \ln \frac{y_i P_i}{P_0}$$

قانون دوم

گاورنمنت پذیر برای یک واکنش شیمیایی برابر با کاهش تابع گیبس در دمای این واکنش است $W_{rev} = \sum_R n_i g_i - \sum_P n_j g_j$
 در دمای استاندارد احتراق حداکثر کار زمانی قابل حصول است که واکنش شیمیایی به صورت بلاگت پذیر صورت می گیرد.
 محصولات نهایی با محیط در تعادل باشند

تابع گیبس برای بریک از عناصر پایه در 25°C و 1 MPa را عنصر فرض می کنیم

$$\eta_{cc} = \frac{FA_{stoic}}{FA_{act}}$$

$$\eta_{Boiler} = \frac{Q_{in}/m_{fuel}}{HHV}$$

$$\eta_{th} = \frac{W}{-h_c}$$

راندمان حفظه احتراق نسبت واقعی سوخت به سوخت
 راندمان یک بخار است انتقال حرارت به جرم بخار به انرژی حرارتی
 راندمان یک موتور احتراق داخلی نسبت کار واقعی به آنتالپی احتراق با علامت منفی

15

20

25