

Chapter 1

INTRODUCTION AND BASIC CONCEPTS

مفاهیم اصلی و تعاریف :

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

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

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

ترمودینامیک کلاسیک^۱:

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

ترمودینامیک آماری^۲:

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

¹ . Classical Thermo
² . Statistical Thermo

انرژی^۳:

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

اصل بقای انرژی^۴:

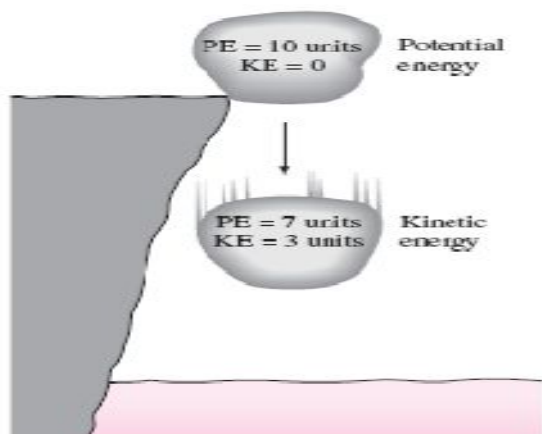


FIGURE 1-1

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

این اصل به طور ساده بیان می دارد که در طی یک واکنش انرژی از یک شکل به شکل دیگر تبدیل می شود، اما مقدار کل انرژی همواره ثابت باقی می ماند. این بدان مفهوم است که انرژی قابل تولید شدن یا از بین رفتن نمی باشد.

قانون اول ترمودینامیک:

بیانی از اصل بقای انرژی است. این قانون بیان می دارد که انرژی نه از بین می رود و نه بوجود می آید بلکه از نوعی به نوع دیگر تبدیل میشود. (انرژی یک خاصیت ترمودینامیکی است).

قانون دوم ترمودینامیک:

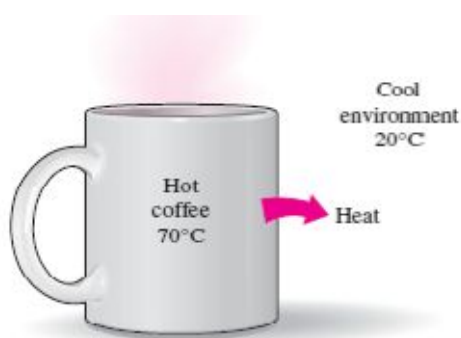


FIGURE 1-3

Heat flows in the direction of decreasing temperature.

بیان می دارد که انرژی هم دارای کیفیت و هم دارای کمیت می باشد و فرایندهای واقعی در جهت کاهش کیفیت انرژی خود به وقوع می پیوندند. به عنوان مثال فنجان از قهوه داغ که روی میز قرار گرفته باشد عاقبت خنک می شود اما فنجان که حاوی قهوه سرد روی همان میز باشد هیچ گاه داغ نمی شود.

قانون سوم ترمودینامیک:

هیچ وقت نمی توانیم به صفر مطلق برسیم بلکه می توانیم به آن نزدیک شویم.

سیستم^۵:

به طور ساده یک سیستم، به عنوان مقداری از ماده یا ناحیه ای از فضا که برای مطالعه انتخاب شده است تعریف می شود. سیستم های بسته ای که سرعت و ارتفاع مرکز ثقلشان در طی یک فرآیند ثابت باقی می ماند،

³. Energy

⁴. conservation of energy principle

⁵. system

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

محیط^۱:

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

مرز سیستم^۲:

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

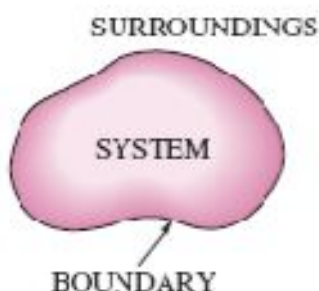


FIGURE 1-15

System, surroundings, and boundary.

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

انواع سیستم

سیستم بسته^۳:

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

1. Surrounding
2. System boundary
3. Closed system

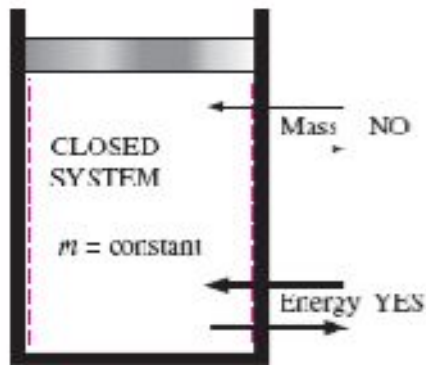


FIGURE 1-16

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

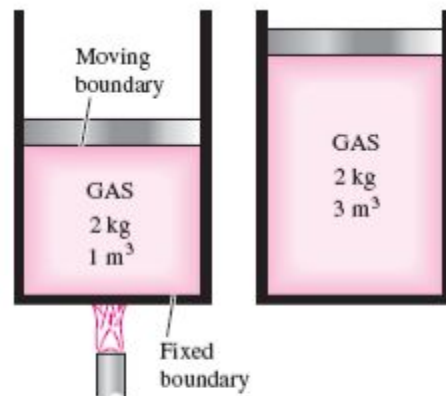


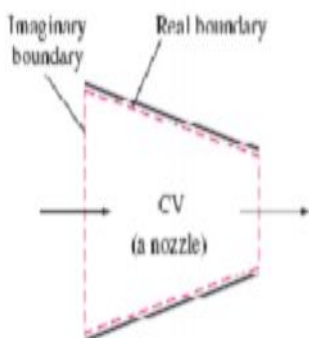
FIGURE 1-17

A closed system with a moving boundary.

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

سیستم باز!

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



(a) A control volume with real and imaginary boundaries



(b) A control volume with fixed and moving boundaries

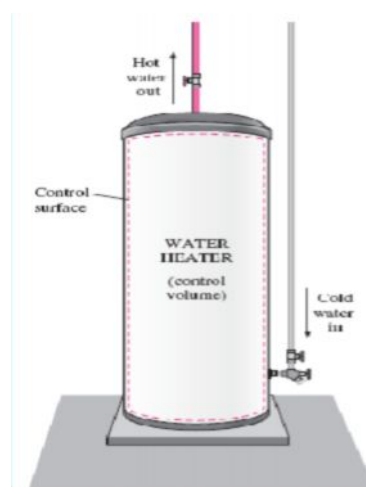


FIGURE 1-19

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

¹. Open system

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

نقطه ی یخ و نقطه ی بخار¹:

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

اشکال انرژی:

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

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

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

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

انرژی ماکروسکپی و میکروسپی²:

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

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

¹ . Vapor point & ice point

² . Macroscopic energy & Microscopic energy

انرژی داخلی^۱:

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

انرژی جنبشی^۲:

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

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

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

انرژی پتانسیل^۳:

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

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

per unit mass

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

انرژی کل^۴:

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

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

per unit mass :

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

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

¹ . internal energy

² .Kinetic energy

³ .Potential energy

⁴ .Total energy

انرژی جنبشی یک مولکول:

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

Some Physical Insight to Internal Energy

نوسانی و دورانی

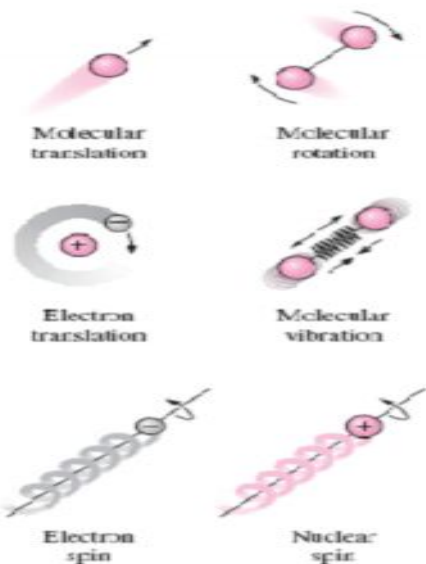


FIGURE 2-5
The various forms of microscopic energies that make up *sensible* energy.

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

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

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

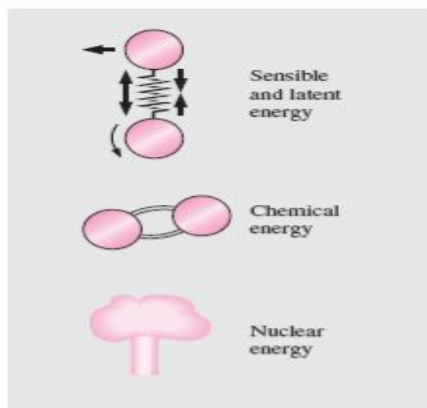


FIGURE 2-6

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

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

انرژی نهان^۱:

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

انرژی شیمیایی^۲:

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

انرژی هسته‌ای^۳:

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

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

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

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

هر مشخصه از سیستم یک خاصیت نامیده می‌شود.

فشار (P)، دما (T)، حجم (V)، جرم (m)

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

جاذبه ی مخصوص یا چگالی نسبی^۱:

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

حجم مخصوص:

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

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

خواص مقداری و شدتی:

خواص شدتی خواصی هستند که مستقل از اندازه سیستم می باشند. مانند دما، فشار و چگالی خواص مقداری مستقیماً با بزرگی سیستم رابطه دارند. جرم، حجم.

معمولاً حروف بزرگ نشان دهنده ی خواص مقداری (جرم (m) یک استثنا می باشد) و حروف کوچک نشان دهنده ی خواص شدتی می باشند (با استثنای فشار P و دما T که یک استثنا آشکار می باشند).

خواص مخصوص:

خواص مقداری بر واحد جرم را خواص مخصوص می نامند. هر یک از خواص کمی را بر جرم تقسیم، تبدیل

به خواص کیفی می شود. که این خواص

(کیفی) در ترمودینامیک از اهمیت بیشتری

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

انواع تعادل^۲:

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

¹. Specific gravity

². Type of Equilibrium

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

تعادل گرمایی¹:

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

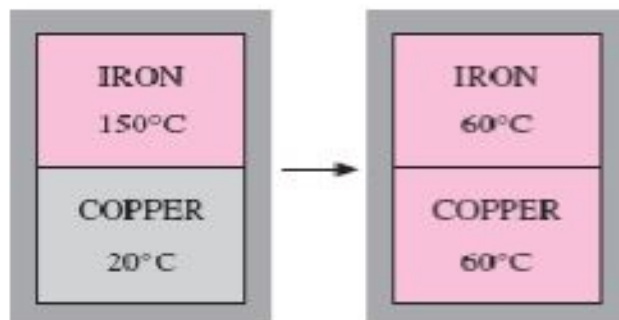


FIGURE 1-31

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

تعادل مکانیکی²:

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

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

تعادل فازی³:

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

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

تبادل شیمیایی^۱:

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

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

فرآیند^۲:

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

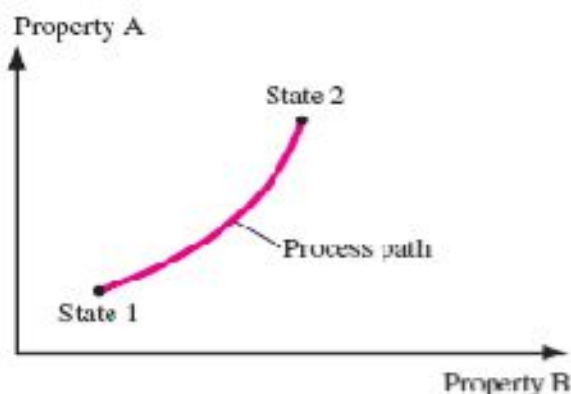


FIGURE 1-26

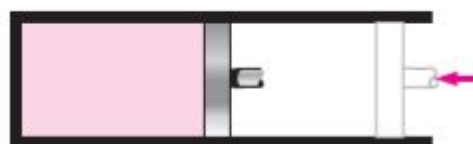
A process between states 1 and 2 and the process path.

فرآیند شبه تعادلی^۳:

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



(a) Slow compression
(quasi-equilibrium)



(b) Very fast compression
(nonquasi-equilibrium)

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

دلایل اهمیت فرآیندهای شبه تعادلی:

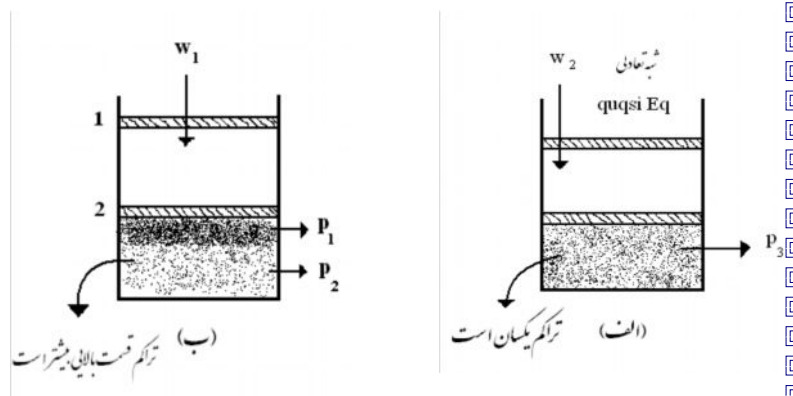
اول آنکه تجزیه و تحلیل آنها ساده می‌باشد، دوم آنکه ابزار تولید کار، بیشترین کار را زمانی تحویل می‌دهند که در یک فرآیند شبه تعادلی عمل کنند.

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

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

$$P_2 < P_3 < P_1$$

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



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

¹. compressor

پیشوند ایزو¹:

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

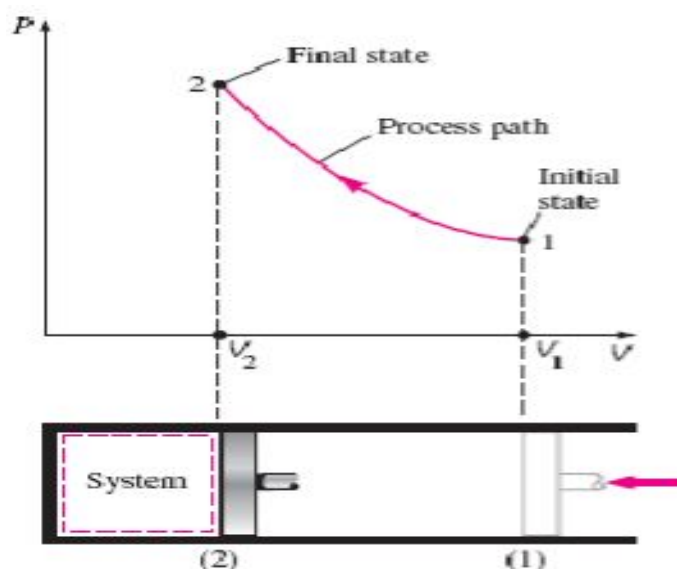


FIGURE 1-28

The P - V diagram of a compression process.

انواع سیکل:

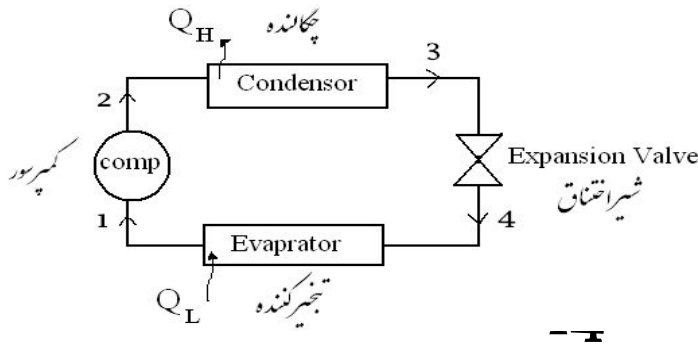
به مجموعه‌ای از فرآیندها که حالت‌های ابتدایی و انتهایی سیستم آنها یکسان است سیکل گفته می‌شود که به دو دسته تقسیم بندی می‌شوند:

}	cycle	Thermodynamics \rightarrow ترمودینامیکی	Refrigerator یخچال	Rankine نیروگاه بخار
		Mechanical \rightarrow مکانیکی	Internal combustion Engine موتورهای احتراق داخلی	Brayton سیکل برایتون

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

¹. Iso process

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



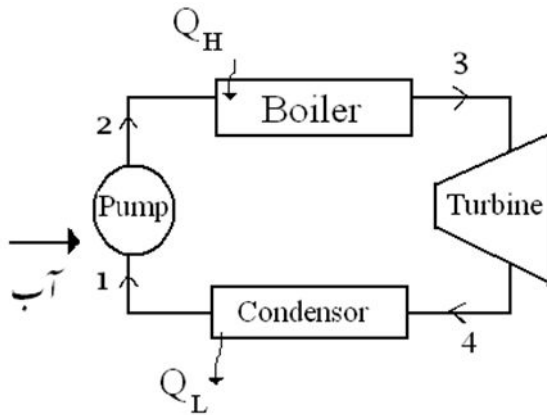
سیکل یخچال :

1 به 2 : افزایش فشار

2 به 3 : فشار ثابت

نیروگاه بخار : (سیکل رانکین)

1 به 2 : افزایش فشار

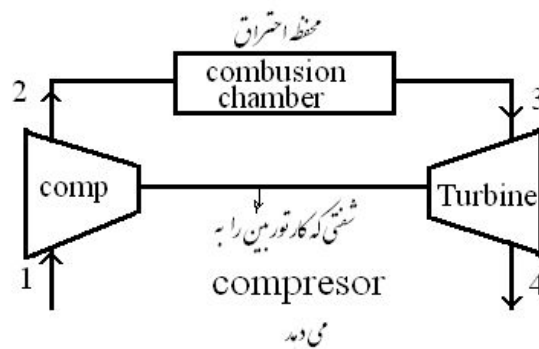


موتورهای احتراق داخلی :

- مایعات وارد پمپ می شوند

- گازها وارد کمپرسور می شوند

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



حالات و خواص :

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

V, U, E, H, \dots

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

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

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

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

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

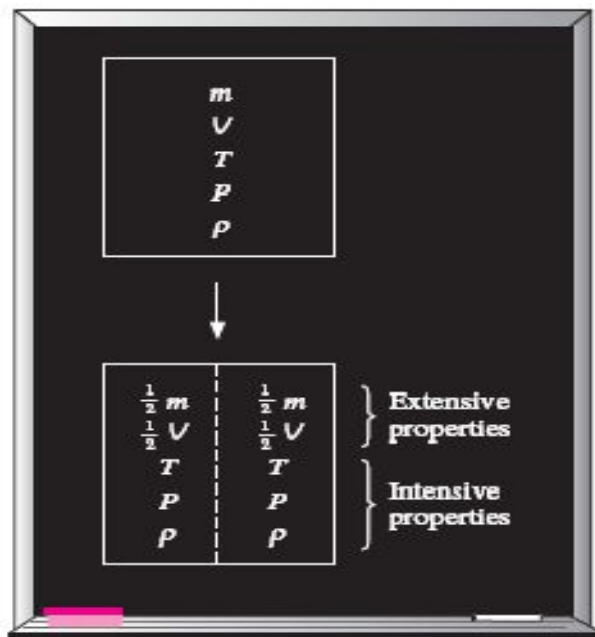


FIGURE 1-20

Criterion to differentiate intensive and extensive properties.

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

اصول حالت¹:

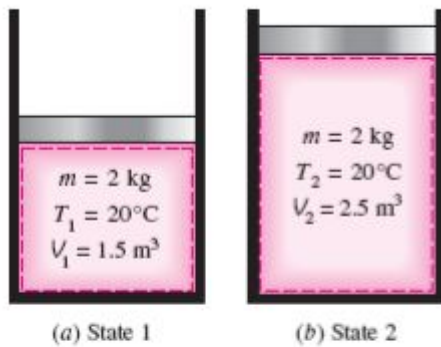


FIGURE 1-23

A system at two different states.



FIGURE 1-25

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

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

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

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

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

$$\text{☺ } T = f(P)$$

¹. State postulate

فشار¹:

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

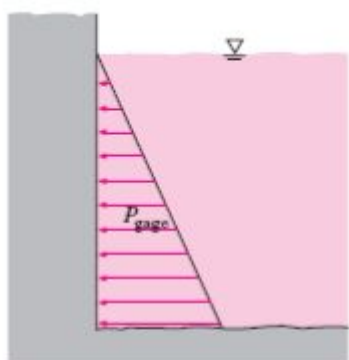


FIGURE 1-39

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

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

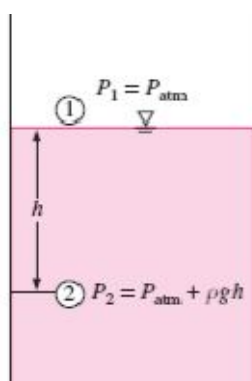


FIGURE 1-42

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

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

¹. Pressure

فشار مطلق^۱:

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

فشار خلأ^۲:

اختلاف فشار اتمسفر و فشار مطلق فشار خلأ نامیده می‌شود.

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

(برای فشارهای پایین تر از P_{atm}).

فشار نسبی^۳:

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

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

برای فشارهای بالاتر از P_{atm}

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

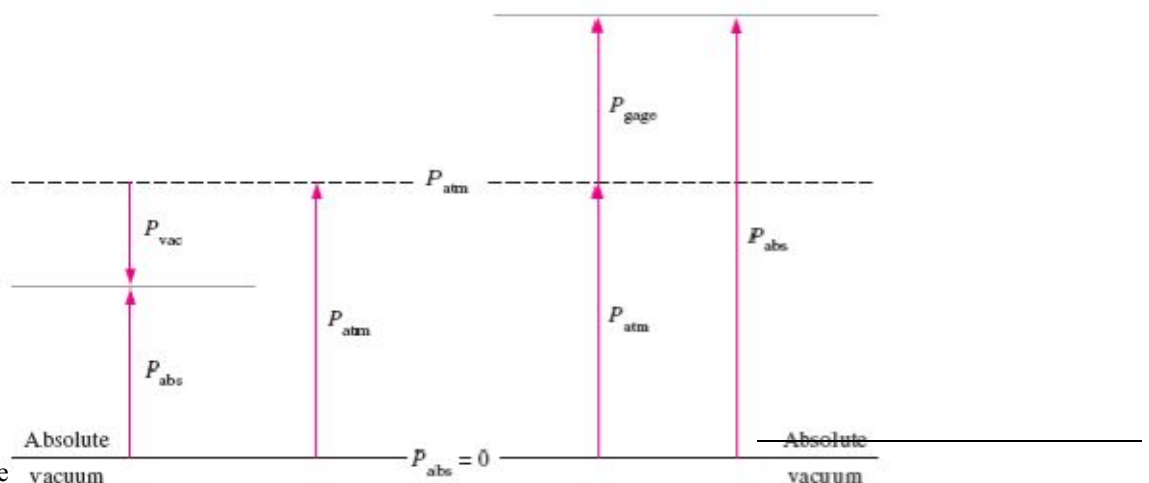
☺ تنها شرط تعادل دمای یکسان بودن دما می‌باشد.

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

- کل دستگاههای فشار، فشار نسبی را نشان می‌دهند.

برای مثال: فشار گیج 10 بار را نشان می‌دهد پس در این صورت فشار مطلق 11 بار می‌شود. چون فشار

اتمسفر 1 بار است.



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

FIGURE 1-38

مانومتر:

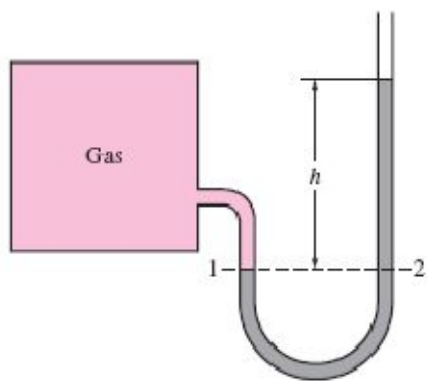


FIGURE 1-45

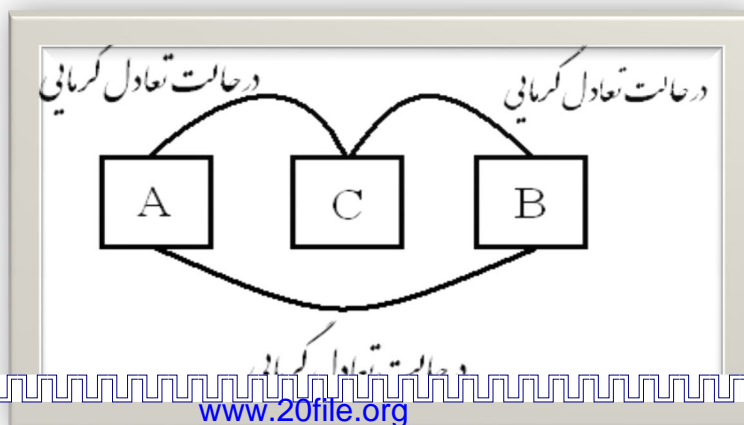
The basic manometer.

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

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

قانون صفرم ترمودینامیک:

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



دما^۱:

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

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

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

$$T(K) = T(^{\circ}C) + 273$$

رابطه ی بین دماهای کلوین و سانتیگراد به صورت زیر بیان می گردد:
و نیز رابطه ی بین دماهای رانکین و فارنهایت به صورت زیر می باشد.

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

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

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

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

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

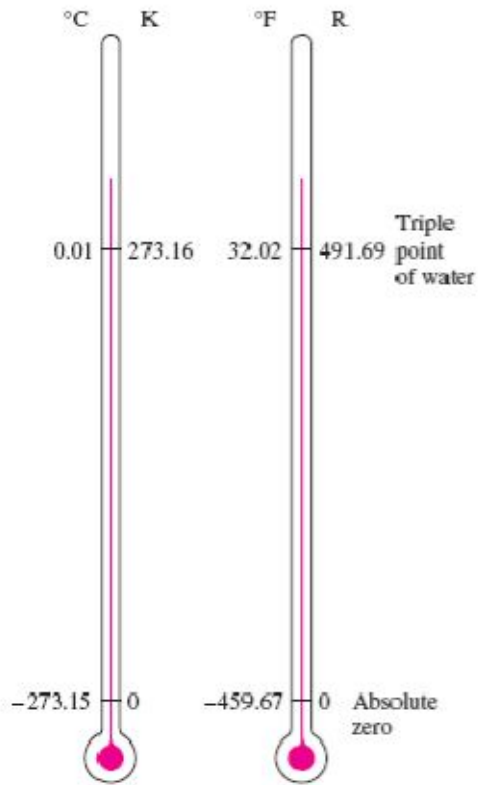


FIGURE 1-34

Comparison of temperature scales.