



الجزء الثالث الديناميكا الحرارية

مقدمة Introduction

يهدف هذا الجزء إلى توفير مبادئ أساسية عن الديناميكا الحرارية والتي سوف تطبق في الجزئين التاليين لدورة الديناميكا الحرارية في تحويل الحرارة إلى شغل أو نقل الحرارة من مكان إلى آخر. كما تم مراجعة قوانين الديناميكا الحرارية الأساسية والعمليات المثالية الشائعة مثل التمدد عند ثبوت الانتروبي.

يجب قراءة هذا الجزء قبل دراسة موضوع الانتقال الحراري والمكانن الحرارية والمضخات الحرارية. بمجرد ان تكمل دراسة هذا الجزء على انتقال الحرارة سوف تكون قادرا على حل التمارين الموضوعية على الانترنت ونفس الشيء للجزئين التاليين.

3.1 قوانين الديناميكا الحرارية Thermodynamic laws

قوانين الديناميكا الحرارية توفر جمل أساسية حول الحرارة والشغل. للوهلة الأولى تبدو هذه القوانين مجردة وعديمة الفائدة ولكنها غير ذلك. ومع ذلك تعتبر الأساس للعلوم الطبيعية، ومن المستحيل ان توفر اثبات مؤكد حول صحتها. لا يوجد أي تعريف واحد لهذه القوانين ولكن يوجد مجموعة من التعريفات المختلفة والتي تحاول وصف نفس الشيء. حاليا هناك أربعة قوانين لكن تاريخها ليس بسيطا (القانون الثاني كان هو القانون الأول الذي صياغته). بدأ ترقيم القوانين من صفر لان القانون الصفري وضع بعد القانون الثاني ووجد القانون الأول في الكتب. بشكل مختصر القوانين المختلفة نتحدث عن:



0: مبدأ الاتزان الديناميكي الحراري.

1: المجموع الكلي للطاقة محفوظ.

2: الحيود عن الاتزان الحراري سوف يؤدي إلى انتقال الحرارة من الاجسام الساخنة إلى الاجسام الباردة.

3: هناك درجة حرارة هي الصفر المطلق تكون الطاقة عندها في ادنى قيمة والانتروبي يساوي صفر.

1.3 a القانون الصفري للديناميكا الحرارية Zeroth thermodynamic law

القانون الصفري للديناميكا الحرارية هو جملة معممة حول الاتزان الحراري بين جسمين متصلين مع بعض، اول من وضع هذا القانون هو R.H. Fowler في العام 1931. بدون الدخول في تعريف درجة الحرارة نحن نعرف ما يلي:

اذا كان لدينا جسمان عند درجتى حرارة مختلفة ووضعوا معا في اتصال حراري، فان الجسم الساخن سوف يبرد والجسم البارد سوف يسخن حتى يكونا عند نفس درجة الحرارة. عندما يكونا عند نفس درجة الحرارة، لا يحدث شيء اكثر من ذلك وعلى الأقل في درجة حرارتهما. كما يمكن ان نصيغ هذا بشكل اخر: اذا لم يحدث تدفق حراري فان الجسمين يمتلكان نفس درجة الحرارة والجسمين في حالة اتزان ديناميكي حراري مع بعضهما البعض. يمكننا ان نعمم هذه الخبرة مع الاجسام التي ليست على اتصال حراري: اذا كانوا عند نفس درجة الحرارة، نعلم انهم في حالة اتزان – أي اذا وضعناهم في حالة اتصال لا يحدث شيء على درجة حرارتهم. المبدأ الأساسي مدرج في نص القانون الصفري للديناميكا الحرارية: اذا كان نظامين ديناميكين حراريين في حالة اتزان حراري مع نظام ثالث، فانهم يكونوا في حالة اتزان حراري مع بعضهما البعض.

1.3 b القانون الأول في الديناميكا الحرارية First thermodynamic law

وضع القانون الأول في الديناميكا الحرارية بعدة طرق من قبل علماء القرن التاسع عشر، منهم William Rankine و Rudolph Clausius و Lord Kelvin. كان العالم Kelvin اول من استخدم عبارة القانون الأول في الديناميكا الحرارية في العام 1849 وأول كتاب نشر عن الديناميكا الحرارية كان بواسطة العالم



William Rankine في العام 1859. في كل هذه الاشكال المختلفة فان نص القانون هو ان الطاقة هي خاصية ديناميكا حرارية وهي كمية محفوظة. هذا جعل لهذا القانون أهمية خاصة في التطبيقات العملية، حيث ان كل معادلات الطاقة تعتمد على هذا القانون وتتعامل مع العمليات الديناميكية الحرارية وديناميكا الموائع.

النص الأكثر احكاما لهذا القانون ينص على ما يلي: في أي عملية فان الطاقة الكلية للكون تبقى نفسها.

يمكننا ان نجعل هذا النص اكثر فائدة بتعريف العملية التي تنقل الطاقة من شكل (مثل الحرارة) إلى اخر (مثل الشغل). هذا يؤدي الان ان كمية الشغل المبذول لتحويل مقدار معين من الحرارة إلى شغل هو نفس مقدار الحرارة المستخدمة لهذه العملية. بمعنى انها تعطي طريقة لمساواة الاشكال المختلفة للطاقة. الصيغة الشائعة لهذا القانون هو:

لدورة ديناميكا حرارية فان مجموع الحرارة الكلية المزودة لنظام والشغل الكلي المبذول بواسطة النظام تساوي صفر.

من النتائج هو انه من المستحيل صناعة ماكينة حركة دائمة من نفس النوع: من غير الممكن الحصول على طاقة مجاناً! (الكثيرون حاولوا حتى العالم كلفن ولكن لم ينجح احد، الا انه لا يزال حلم الكثير من المخترعين تصنيع ماكينة حركة دائمة).

في الواقع جملة القانون الأول للديناميكا الحرارية بان الطاقة محفوظة تؤدي إلى العديد من قوانين الحفاظ في الديناميكا الحرارية وديناميكا الموائع (على سبيل المثال معادلة برنولي). في الأسفل في الجزء 2.3 سوف نقدم صيغتين لمعادلة الطاقة بالاعتماد على ما اذا كانت العملية تحدث في نظام مغلق او نظام مفتوح.

1.3 c القانون الأول للديناميكا الحرارية Second thermodynamic law

حيث ان القانون الأول يتعلق بكمية الطاقة فان،

- (1) كل الطاقة متساوية (ويمكن ان تتحول من شكل إلى اخر)، والقانون الثاني يتعامل مع نوعية الطاقة
- (2) بعض الطاقة تكون متكافئة بشكل اكثر (وهذا اسهل في عملية تحويل اشكال الطاقة الأخرى إلى هذا الشكل من الطاقة من العكس).



لأنها تعمل فقط عندما نتحدث عن تحويل الطاقة من شكل إلى آخر، عوضاً عن وجود حصر لأشكال الطاقة المختلفة والحرص على أن تكون الحسابات صحيحة، يتعامل القانون الثاني فقط مع الأنظمة التي لا تكون في حالة اتزان حراري. بقراءة القانون الصفري مرة أخرى فإن الاتزان يعني أنهم يمتلكان نفس درجة الحرارة. إذا لم يكونوا في حالة اتزان حراري، ولا يمتلكان نفس درجة الحرارة، ونتيجة لذلك تتدفق الحرارة من النظام الساخن إلى النظام البارد حتى يصبحوا عند نفس درجة الحرارة. ينص القانون الأول على أن كل الطاقة متساوية ويمكن أن تتحول من شكل إلى آخر ولكن بدون أي معلومة عن كيف أو متى يحدث هذا التحول، أو حتى إذا كان أسهل للطاقة أن تتحول إلى حرارة أو أي شكل آخر. القانون الثاني والذي تمت صياغته في نفس وقت القانون الأول يقدم هذا المبدأ ويفعل ذلك من خلال تعريف كمية جديدة هي الانتروبي entropy.

الانتروبي لنظام معزول ليس في حالة اتزان حراري سوف تزداد مع الوقت لتصل إلى قيمة عظمى عند الاتزان.

صيغ أخرى هي

من المستحيل بناء أداة تعمل في دورة ولا تنتج شيء سوى نقل الحرارة من جسم درجة حرارته منخفضة إلى جسم عند درجة حرارة أعلى. (Rudolf Clausius)

من المستحيل لأي أداة تعمل في دورة أن تستقبل حرارة من مستودع واحد وتنتج مقدار صافي من الشغل. (Max Planck و Lord Kelvin)

ويمكن صياغتها بشكل آخر على النحو التالي:

لا يمكن للحرارة أن تنتقل من البارد إلى الساخن دون فقد حرارة

لا يمكن بذل شغل بدون فقد حرارة.

الآلة حركة دائمة من النوع الثاني هي تلك التي تحقق القانون الأول ولكن تنتهك القانون الثاني. والمثال الشهير على ذلك هو Maxwell's demon.



1.3 القانون الثالث للديناميكا الحرارية Third thermodynamic law

كنتيجة لتعريف درجة الحرارة وخواصها، فإن مبدأ درجة الحرارة سوف يعاد مراجعته هنا:

على المقياس الميكروسكوبي تعرف درجة الحرارة على انها متوسط الطاقة للحركات الميكروسكوبية (الجوهريّة) لجسيم مفرد في النظام لكل درجة من درجات الحرية، والتي ينتج عنها علاقة بين الطاقة ودرجة الحرارة على أساس $E \propto kT$ حيث ان $k = 1.38 \text{ J K}^{-1}$ وهو ثابت بولتزمان.

على المقياس الماكروسكوبي (الجاهري) تعتبر درجة الحرارة على انها خاصية فيزيائية تحدد اتجاه تدفق الحرارة بين جسمين موضوعين في حالة اتصال حراري. اذا لم يحدث تدفق حراري فان الجسمين يمتلكان نفس درجة الحرارة والجسمين في حالة اتزان حراري مع بعضهما البعض كما ذكر في القانون الصفري للديناميكا الحرارية:

نتيجة للقانون الصفري وتعرف درجة الحرارة هو ان هناك يوجد درجة حرارة دنيا بحيث ان كل الجسيمات تمتلك ادنى طاقة. هذا يعكس في مقياس كلفن والذي له اقل درجة حرارة مطلقة عند $T=0\text{K}$. القانون الثالث للديناميكا الحرارية يدرس ما يحدث للنظام اذا وصل لهذه الدرجة الدنيا:

القانون الثالث للديناميكا الحرارية هو قانون احصائي للطبيعة يتعلق بالانتروبي واستحالة الوصول إلى درجة الحرارة المطلقة. الجملة الأكثر شيوعاً للقانون الثالث للديناميكا الحرارية هو:

عندما يصل النظام لدرجة الصفر المطلق فان كل العمليات تتوقف والانتروبي للنظام يصل لأدنى قيمة.

من هذا فإننا نستنتج امرين:

(a) اذا $T=0\text{K}$ فان $S=0$

(b) من المستحيل الوصول إلى $T=0\text{K}$.



2.3 أنواع الأنظمة Types of systems

يمكن تصنيف أنظمة الديناميكا الحرارية طبقاً لطبيعة حدودها سواء كان النظام محكم الإغلاق أو يمكن نقل الطاقة بدون المادة أو نقل الطاقة والمادة معا.

الأنظمة المعزولة Isolated system هي أنظمة محكمة الإغلاق - لا يمكن للحرارة أو الشغل أو التدفق ان يتسرب او يدخل إلى النظام. مثال على نظام معزول ومغلق هو الغاز الموجود في أسطوانة مغلقة: انها مغلقة: والغاز لا يمكن التسرب للخارج، انها صلبة: والغاز لا يمكن ان يقوم بعمل شغل من خلال تمدد الأسطوانة، ومعزول: أي ان الغاز لا يمكن ان يبرد او يسخن بالتبادل الحراري مع المحيط.

الأنظمة المغلقة Closed systems تمتلك حدود غير منفذة بحيث ان الموائع لا يمكن ان تدخل او تترك النظام. على أي حال يمكنها ان تمتص او تتخلص من الحرارة من خلال الجدران و/أو يمكنها ان تقوم بشغل بتحريك حدودها. مثال على ذلك أسطوانة المحرك الحراري خلال جزء من الدورة عندما كل الصمامات تكون مغلقة: لا يمكن للغاز ان يتسرب ولكنه يقوم بشغل بدفع المكبس للخارج (بعد عملية الاحتراق) او يمكن ان يبذل عليه شغل عندما يدفع (خلال عملية الانضغاط).

الأنظمة المفتوحة Open system تمتلك فتحات ومخارج من خلالها يمكن للمائع ان يدخل ويغادر النظام. مثال على ذلك تربيين الغاز: يدخل الهواء باستمرار إلى النظام، حيث في البداية ينضغط، ومن ثم (بعد إضافة الوقود) يحترق ويؤدي إلى ارتفاع ضغط الغاز الساخن وبعدها يقوم بشغل في التوربين، وفي النهاية يغادر النظام بالكامل.

2.3 a الأنظمة المغلقة أو الأنظمة التي لا تتدفق Closed systems or non-flow systems

تعمل هذه الأنظمة في صندوق مغلق. هذا يعني عدم دخول أو مغادرة أي مائع إلى النظام خلال العملية. يمكن أيضا ان نقول ان كل مراحل العملية تحدث في نفس الوعاء. معادلة الطاقة هي القانون الأول للطاقة الداخلية للمائع:

$$\Delta U = Q_{in} - Q_{out} + W_{in} - W_{out}$$



بأخذ الشكل المعتاد لتغير الحرارة في المائع كتغير في درجة الحرارة $dQ = T dS$ (هذه تستخدم مبدأ الانتروبي والقانون الثاني للديناميكا الحرارية) ويعبر عن الشغل المبذول بالتغير في الحجم داخل الأسطوانة $dW = -p dV$ ، وبالتالي يصبح قانون الطاقة الداخلية على النحو التالي:

$$dU = T dS - p dV.$$

إذا طبقنا هذه المعادلة على دورة ديناميكا حرارية مثل ماكنة احتراق داخلي تعمل بالبنترول أو الديزل، فإن الطاقة الداخلية للمائع في الأسطوانة عند بداية دورة جديدة يجب ان يكون نفسه تمام عند بداية الدورة السابقة (والا لن تكون دورة). لهذا فان الغير في الطاقة الداخلية يجب ان يكون صفر، ومعادلة الطاقة للدورة تصبح على النحو التالي:

$$\Delta U = Q_{in} - Q_{out} + W_{in} - W_{out} = 0.$$

2.3 b الأنظمة المفتوحة او الأنظمة التي بها تدفق Open systems or flow systems

في هذه الأنظمة تتدفق مادة العمل (المائع) من خلالها اثناء التشغيل. هذا يعني أيضا ان المراحل المختلفة تحدث في مختلف الأنظمة، والتغير من جزء في الدورة إلى جزء اخر تحدث بحركة المائع من جزء محدد في الماكنة او التوربين لجزء اخر. هذا يعني ان المائع يجلب معه بعض الطاقة وتأخذ منه خلال العملية. المعادلة التي يجب ان تستخدم تصف معدل التغير في الطاقة بدلالة المحتوى الحراري (enthalpy)، $h = u + pv$ ، وطاقة الحركة وطاقة الوضع للمائع المار عبر النظام

$$Q' + W' = m' \Delta \left(\frac{1}{2} v^2 + gz + h \right) = m' \left[\frac{1}{2} (v_2^2 - v_1^2) + g(z_2 - z_1) + h_2 - h_1 \right]$$

حيث ان الإشارة ، تشير إلى معدل التغير (عادة ما يشار لها بنقطة على الرمز)، و v هي سرعة المائع، و z هي الموضع الرأسي للمائع. ولأن النظام مفتوح فانه في الواقع لا يعمل من خلال دورة ولكن يمكن اغلاق الحلقة اذا كانت شروط المخرج والمدخل هي نفسها. امثلة لدورات نظام التدفق مثل توربين البخار (دورة Rankine) وتوربين الغاز (دورة Brayton).



3.3 الغاز المثالي Ideal gas

لتطبيق قوانين الديناميكا الحرارية على العمليات الحقيقية فإننا نحتاج الى المزيد من المعلومات، كمعادلة الحالة ووصف العملية التي تحرك النظام من حالة إلى أخرى.

توفر معادلة الحالة ربط كمي بين الكميات الديناميكية الحرارية العديدة مثل الضغط والحجم ودرجة الحرارة لأي حالة محددة بحيث ان المادة (غازية او سائلة أو صلبة) تجد نفسها. لان معظم المواد ذات العلاقة بالعمليات الديناميكية الحرارية هي غازات او سوائل فانه من المفيد ان نحصل على وصف مثالي لكليهما.

تتميز السوائل بانها غير قابلة للانضغاط وهذا يعني ان الحجم او الكثافة لا تعتمد على الضغط المطبق، ولكنها لا تزال دالة في درجة الحرارة.

العديد من الغازات الحقيقية او خليط من الغازات توصف بشكل جيد بالغاز المثالي.

تم صياغة نص قانون الغاز المثالي بواسطة العالم Benoît Paul Émile Clapeyron في العام 1834 على انها معادلة الحالة لغاز مثالي افتراضي تربط الضغط والحجم ودرجة الحرارة طبقا للمعادلة التالية:

$$p = \rho R T,$$

حيث p هي الضغط و ρ هي الكثافة، و T هي درجة الحرارة المطلقة بوحدة K و R هي ثابت الغاز النوعي والذي يكون محدد لكل غاز حسب نوعه. في الواقع، يمكن التعبير عن ثابت الغاز النوعي بحاصل ضرب ثابت الغاز العام $R_u = 8.314 \text{ KJ kmol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ في الكتلة المولية بوحدة kg kmol^{-1} .

3.3 a معادلة الغاز المثالي للغازات الحقيقية The ideal gas equation for real gases

حيث ان المول (mole) يعرف على انه عدد $N_A = 6.022 \times 10^{23}$ جزيء من الغاز، حيث N_A هو ثابت افوجادرو (Avogadro constant)، والكتلة المولية (بوحدة g) هو نفس الكتلة الجزيئية (بالوحدات الذرية كما عرفت بكتلة البروتون)، يمكن إيجاد ثابت الغاز للغاز الحقيقي من الجدول الدوري، حيث ان الرمز السفلي هو عدد البروتونات والرمز العلوي هو عدد البروتونات وعدد النيوترونات: (تذكر ان تحسب عدد



الذرات في الجزيء لحساب الكتلة الجزيئية). مدرج في الجدول 5 قائمة بالكتلة المولية، وثابت الغاز والحرارة النوعية لعدد من الغازات الشائعة.

الجدول 5 قائمة بالكتل الجزيئية، وثابت الغاز، والحرارة النوعية للعديد من الغازات (ذرة كربون: $^{12}\text{C}^{24}$)

Gas	Molecules	Atomic symbol	Molecular mass	R kJ/(kgK)	C_p kJ/(kgK)	C_v kJ/(kgK)	γ C_p/C_v
Hydrogen	H ₂	¹ H ¹	2.0160	4.124	14.307	10.183	1.405
Helium	He	² He ⁴	4.003	2.0769	5.1926	3.1156	1.667
Nitrogen	N ₂	⁷ N ¹⁴	28.013	0.2968	1.039	0.743	1.400
Oxygen	O ₂	⁸ O ¹⁶	31.999	0.2598	0.918	0.658	1.395
Air	~70% N ₂ , ~20% O ₂		28.97	0.287	1.005	0.718	1.400
Water (steam)	H ₂ O		18.015	0.4615	1.8723	1.4108	1.327
Carbon dioxide	C O ₂		44.01	0.1889	0.846	0.657	1.289
Methane	CH ₄		16.043	0.5182	2.2537	1.7354	1.299
Ethane	C ₂ H ₆		30.070	0.2765	1.7662	1.4897	1.186
Butane	C ₄ H ₁₀		58.124	0.1430	1.7164	1.5734	1.091
Octane	C ₈ H ₁₈		114.05	0.0729	1.7113	1.6385	1.044

حيث اننا نهمل كلا من الحجم الجزيئي والتفاعلات بين الجزيئات، فان قانون الغاز المثالي يكون ادق ما يمكن للغازات الأحادية الذرة عند درجات حرارة عالية وضغط منخفض. يصبح اهمال حجم الجزيئات اقل أهمية يصبح اقل أهمية للحجوم الكبيرة أي للضغط المنخفض. الأهمية النسبية للتفاعلات بين الجزيئات ينعدم مع زيادة الطاقة الحركية الحرارية، هذا مع زيادة درجة الحرارة. معادلات اكثر تعقيدا لمعادلة الحالة مثل



معادلة فان دي جراف (van-der-Waals)، تسمح بالحيود عن الحالة المثالية بأخذ كلا من الجزيئات والقوى المتبادلة بينها في الحسبان.

3.3 b صيغ بديلة عن معادلة الحالة للغاز المثالي

Alternative forms of the ideal gas equation

حيث ان كثافة الغاز تعرف على انها $\rho = m/V$ ، يمكن كتابة معادلة الغاز المثالي على النحو التالي:

$$pV = m R T.$$

بتعريف الحجم النوعي على انه الحجم لكل وحدة كتلة، $v = V/m$ (باستخدام رمز v الصغير على انه الحجم النوعي) يمكننا كتابة المعادلة على النحو التالي:

$$pv = R T,$$

في بعض الأحيان يكون مقدار المادة المعطى بالمولات بدلا من الكتلة. عدد المولات n يساوي الكتلة m مقسومة على الكتلة المولية M . بالتالي فان الكتلة المولية تندمج مع ثابت الغاز النوعي مع ثابت الغاز العام الذي تم تعريفه أعلاه فنحصل على

$$pV = n R_u T.$$

3.3 c الطاقة والمحتوى الحراري للغاز المثالي Energy and enthalpy of an ideal gas

التغير في الطاقة الداخلية للغاز المثالي تعطى بالمعادلة

$$\Delta U = m c_v (T_2 - T_1)$$

او اذا قمنا بالقسمة على الكتلة نحصل على

$$\Delta u = c_v (T_2 - T_1)$$



التغير في المحتوى الحراري للغاز المثالي تعطى بالمعادلة

$$\Delta h = c_p (T_2 - T_1)$$

المعاملين c_p و c_v هما السعة الحرارية النوعية للغاز عند ثبات الحجم والضغط على التوالي. النسبة بين هذين

$$\gamma = c_p / c_v$$

ويمكن ان نثبت ان $R = c_p - c_v$

4.3 أنواع العمليات الديناميكية الحرارية Types of thermodynamic processes

المسارات في فضاء متغيرات الديناميكا الحرارية هي في الغالب تحدد من خلال الإبقاء على متغيرات ديناميكية حرارية محددة ثابتة. من المفيد ان يتم تجميع العمليات هذه في ازواج، بحيث ان كل متغير يبقى ثابتا هو احد الأزواج القرينة.

الزوج القرين هو زوج من الكميات حاصل ضربهما يشكل نوع خاص من الطاقة. يمكن ان يكون الزوج القرين هو الضغط والحجم بحيث ان pV تمثل الشغل والزوج الاخر هو الطاقة والانتروبي حيث TS تمثل الحرارة. في كل الأزواج القرينة تكون كمية واحدة هي كمية حادة وكثيفة والأخرى تكون واسعة النطاق.

باستخدام الضغط والحجم كمثال وبأخذ الحجم V_1 عند ضغط p_1 ودمجه مع حجم اخر V_2 عند ضغط p_2 ، فان النتيجة هي جمع الحجم $V = V_1 + V_2$ ولكن الضغط لا يجمع. في الحقيقة اذا كلا النظامين يمتلكان نفس V و p فان النظام المدمج له $2V$ ولكن عند نفس p . يصف الحجم امتداد النظام وانتشاره في حين يصف الضغط شدة المائع او الطاقة في النظام.

4.3 a مخطط p-v ومخطط T-s The p-v diagram and the T-s diagram

حيث ان الشغل يعرف على انه تكامل $\int p dv$ ، فانه من المناسب رسم الضغط للدورة مقابل الحجم (او الحجم النوعي اذا كان كل شيء يعتبر لكل وحدة كتلة). التكامل لدالة على دورة مغلقة هو المساحة المحصورة بهذه



الدالة. اذا قمنا برسم الضغط مقابل الحجم لكل نقطة في الدورة يمكننا حساب مقدار الشغل الناتج من خلال قياس المساحة المحصورة في الدورة.

حيث ان الحرارة تعرف على انها تكامل $\int Tds$ فان الحرارة الداخلة هي المساحة المحصورة بمنحنى درجة الحرارة مقابل الانتروبي.

زوج الضغط والحجم القرين يتعلق بنقل الطاقة الميكانيكية او الديناميكية كنتيجة للشغل. بالحفاظ على الضغط ثابت في حين ان الحجم يتغير في عملية تحت ضغط ثابت، مثال على ذلك هو أسطوانة تحتوي على مكبس يتحرك بحرية بحيث ان الضغط داخل الأسطوانة يكون دائما هو الضغط الجوي. العملية عند الحجم الثابت وهذا يعني ان الشغل المبذول بواسطة النظام يساوي صفر، ومثال على ذلك علبة مغلقة بها غاز.

زوج درجة الحرارة والانتروبي القرين يتعلق بانتقال الطاقة الحرارية كنتيجة للتسخين. بالحفاظ على درجة الحرارة ثابتة هي عملية *isothermal*، ومثال على ذلك هو نظام مغمور في حوض كبير عند درجة حرارة ثابتة. أي شغل يبذل بواسطة النظام سوف يفقد في الحوض ولكن درجة الحرارة تبقى ثابتة. تحدث عملية *isentropic* عند ثبوت الانتروبي. للعملية العكوسة فان هذه العملية تماثل تماما العملية الاديباتيكية.

العملية الاديباتيكية هي عملية لا تضيف طاقة ولا تستخلص طاقة من النظام بالتسخين او التبريد. للعملية العكوسة فان هذه العملية تماثل تماما عملية عند ثبوت الانتروبي. يمكننا ان نقول ان النظام معزول حراريا عن البيئة المحيطة به وحدود النظام من مادة عازلة حراريا. اذا كان للنظام انتروبي لم يصل بعد إلى اقصى قيمة اتزان فان الانتروبي سوف يزداد حتى لو كان النظام معزول حراريا.

4.3 b تمدد وانضغاط الغاز المثالي تحت ضغط ثابت وحجم ثابت ودرجة حرارة ثابتة

Isobaric, isochoric, and isothermal expansion and compression of an ideal gas

اذا تمدد أو انضغط غاز مثالي بحيث ان واحد من متغيرات معادلة الغاز المثالي يبقى ثابتة (أي الضغط والحجم أو الكثافة ودرجة الحرارة) واذا النسبة لواحد من الكميات الأخرى بين حالة ابتدائية وحالة نهائية يكون معروفا فان النسبة للكمية الثالثة تكون معروفة أيضا. بأخذ عملية تحت ضغط ثابت (*isobaric process*) ونسبة الانضغاط معروفة (أي معرفة نسبة الحجم $r = V_2/V_1$) فان النسبة $p_1V_1=mRT_1$



و $p_2 V_2 = mRT_2$ تجعل $p_1/p_2 V_1/V_2 = m/m R/R T_1/T_2$. حيث ان الكتلة وثابت الغاز النوعي والضغط هو نفسه عند الحالتين 1 و 2 فإنها تلغي بعضها البعض مما يترك $V_1/V_2 = T_1/T_2$ أو $T_2 = rT_1$.

نفس المبدأ ينطبق على العمليتين تحت حجم ثابت وتحت درجة حرارة ثابتة والازواج الأخرى من الكميات المعروفة والكميات الغير معروفة.

التمدد والانضغاط للغاز المثالي عند ثبوت الانتروبي

Isentropic expansion and compression of an ideal gas

اذا تمدد الغاز المثالي بدون تبادل حراري مع البيئة المحيطة عند ثبوت الانتروبي، فان العملية لا تكون تحت ضغط ثابت isobaric ولا تحت حجم ثابت isochoric ولا تحت درجة حرارة ثابتة isothermal ولكن كل الكميات (الضغط والحجم أو الكثافة ودرجة الحرارة) تعدل بطريقة تجعلها لا تزال تحقق العلاقة $pV/T = \text{constant}$.

لاختصار الموضوع فان الضغط والكثافة ودرجة الحرارة للغاز تتغير على النحو التالي

$$p_2 / p_1 = (V_1 / V_2)^\gamma$$

$$V_2 / V_1 = (p_1 / p_2)^{1/\gamma}$$

$$T_2 / T_1 = (V_1 / V_2)^{\gamma-1}$$

$$T_2 / T_1 = (p_2 / p_1)^{(\gamma-1)/\gamma}$$

حيث $\gamma = c_p/c_v$ هي نسبة الحرارة النوعية التي شرحت اعلاه



Summary of ideal gas processes ملخص عمليات الغاز المثالي d 4.3

الجدول 6 ملخص لعمليات الغاز المثالي

Process	Constant	Known ratio	p_2	V_2	T_2
Isobaric	Pressure	V_2/V_1		$V_2 = V_1 (V_2/V_1)$	$T_2 = T_1 (V_2/V_1)$
"	"	T_2/T_1		$V_2 = V_1 (T_2/T_1)$	$T_2 = T_1 (T_2/T_1)$
Isochoric	Volume	p_2/p_1	$p_2 = p_1 (p_2/p_1)$		$T_2 = T_1 (p_2/p_1)$
"	"	T_2/T_1	$p_2 = p_1 (T_2/T_1)$		$T_2 = T_1 (T_2/T_1)$
Isothermal	Temperature	p_2/p_1	$p_2 = p_1 (p_2/p_1)$	$V_2 = V_1 / (p_2/p_1)$	
"	"	V_2/V_1	$p_2 = p_1 / (V_2/V_1)$	$V_2 = V_1 (V_2/V_1)$	
Isentropic or Reversible adiabatic	Entropy	p_2/p_1		$V_2 = V_1 (p_2/p_1)^{-1/\gamma}$	$T_2 = T_1 (p_2/p_1)^{(\gamma-1)/\gamma}$
"	"	V_2/V_1	$p_2 = p_1 (V_2/V_1)^{-\gamma}$		$T_2 = T_1 (V_2/V_1)^{1-\gamma}$
"	"	T_2/T_1	$p_2 = p_1 (T_2/T_1)^{\gamma/(\gamma-1)}$	$V_2 = V_1 (T_2/T_1)^{1/(\gamma-1)}$	

Summary الخلاصة

يقدم الجزء الثاني اساسيات علم الديناميكا الحرارية:

- قوانين الديناميكا الحرارية
- مبدأ الأنظمة المغلقة والأنظمة المفتوحة، والصيغة الأساسية لمعادلات الطاقة لهذه الأنظمة
- معادلة الغاز المثالي
- العمليات التي تتم بواسطة الغاز المثالي

تمرين Exercise

اعتبر الهواء والاوكتان وثنائي أكسيد الكربون كغاز مثالي مع الخواص المدرجة في الجدول 5. في البداية تكون الغازات عند درجة حرارة تساوي 300 K وضغط يساوي 10^5 Pa.



- (a) احسب درجة حرارة وضغط الهواء و 98% من الهواء – 2% من الاوكتان بعد عملية انضغاط عند ثبوت الانتروبي بمقدار $V_1/V_2=8$.
- (b) ناقش اذا ما كان مقبولا ان نقرب خليط الهواء والاوكتان كهواء نقي في هذه العملية.
- (c) بعد الاحتراق عند حجم ثابت، ازدادت درجة الحرارة بمقدار 3 مرات. احسب الضغط للغازات.
- (d) احسب درجة حرارة وضغط الهواء وخليط مكون من 80% هواء – 20% ثاني أكسيد الكربون بعد تمدد بمقدار $V_4/V_2=8$ من درجة الحرارة والضغط الناتجان عن (c).
- (e) مرة أخرى ناقش اذا ما كان مقبولا ان نقرب خليط الهواء وثاني أكسيد الكربون كهواء نقي.

تمت الترجمة في المركز العلمي للترجمة

www.trgma.com

2013-8-6