

الديناميكا الحرارية

مقدمة

يعتبر علم الديناميكا الحرارية من أهم فروع علم الفيزياء ولعل مجالها من أوسع مجالات الفيزياء . والديناميكا الحرارية هو ذلك العلم الذي يدرس تحولات مختلف أنواع الطاقة من صورة لأخرى ويدرس كذلك الظواهر الطبيعية المتعلقة بهذه التحولات . وهذا الفرع من علوم الفيزياء قامت عليه كثير من أنواع الابتكارات العلمية التي أحدثت ثورة في العصر الحديث كالمحركات البخارية ومحركات الديزل والمحركات النفاثة والثلاجات الكهربائية والتكييفات الكهربائية ومن هنا تأتي أهمية دراسة هذا العلم.

في الوقت الراهن يمكننا تقسيم هذا العلم إلى ثلاثة أقسام هي:

1. التيرموديناميكا العامة (أو الفيزيائية) :

وهي تدرس عمليات تحول الطاقة في الأجسام الصلبة والسائلة والغازية ، والإشعاع الحراري لمختلف الأجسام، والظواهر الكهربائية والمغناطيسية، وتصوغ أيضا العلاقات التي تربط بين المقادير التيرموديناميكية المختلفة.

2. التيرموديناميكا الكيميائية:

وهي تدرس العلاقة بين العمليات الكيميائية والحرارية والفيزيوكيميائية كما تدرس الاتزان الكيميائي وتأثير العوامل الخارجية على هذا الاتزان وذلك بإعتمادها على قوانين التيرموديناميكا العامة (الفيزيائية).

3. التيرموديناميكا الهندسية :

وهي تدرس القوانين العامة لتحول الحرارة إلى شغل ميكانيكي والعكس وإمكانية تطبيقها

في الحياة العملية، وكذلك تدرس العمليات الحرارية التي تحدث في الآلات الحرارية

وأجهزة التبريد.

ولكي ندرس هذا العلم كان لابد وأن ندرس أولاً الغازات المثالية ونظرية الحركة لهذه الغازات.

Elshakafie

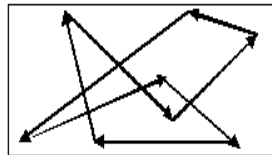
الباب الأول

نظرية الحركة للغازات المثالية

Kinetic theory of Ideal gases

كان لابد من إفتراض وجود الغازات المثالية وذلك لتسهيل كثير من الاستنتاجات الرياضية وقد وضعت نظرية الحركة عدة فروض واشترطات لهذا الغاز وهذه الفروض هي:

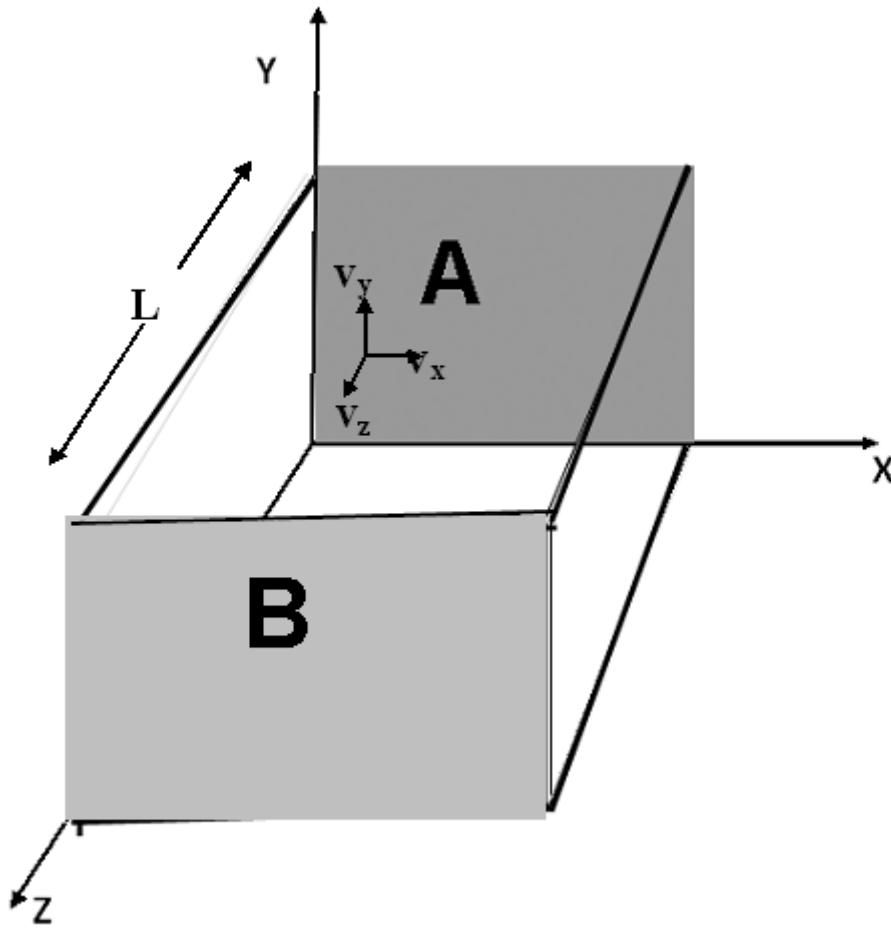
- 1 يتكون الغاز المثالي من عدد كبير من الجسيمات الكروية المتشابهة تماما تسمى الجزيئات ويتكون هذا الجزيء من ذرة واحدة أو أكثر حسب نوع الغاز فإذا كانت كتلة الجزيء الواحد هي m وعدد الجزيئات هو N فإن كتلة الغاز $M = Nm$.
- 2 جزيئات الغاز في حالة حركة عشوائية دائمة في جميع الاتجاهات بسرعات مختلفة بحيث تتبع قوانين الحركة لنيوتن . والحركة العشوائية هي تلك الحركة التي محصلة الإزاحة فيها تساوي صفر



نموذج للحركة العشوائية

- 3 تصطدم جزيئات الغاز معاً وبجدار الاناء الحاوي له - فتتغير سرعاتها مقداراً واتجهاً
 نتيجة لكل تصادم - لذا يتبع كل جزيئ مساراً يتغير إتجاهه باستمرار.
- 4 تصادم الجزيئات مرن لا يستغرق سوى فترة زمنية وجيزة جداً بحيث يمكن إهمالها
 بالنسبة للفترة بين تصادمين متتاليين - وتبقى أثناء التصادم كمية الحركة وطاقة الحركة
 ثابتتين.
- 5 الحجم الذي تشغله الجزيئات صغير جداً بالنسبة للحجم الكلي الذي يشغله الغاز لدرجة
 انه يمكن إهماله.
- 6 قوى الجذب بين جزيئات الغاز تكاد تكون منعدمة لذلك لا تتأثر الجزيئات بأي قوى إلا
 أثناء التصادم - وهكذا تتحرك الجزيئات بسرعة منتظمة بين أي تصادمين متتاليين.
- 7 متوسط طاقة حركة الجزيئات تتناسب طردياً مع درجة حرارة الغاز المطلقة T

حساب ضغط الغاز المثالي:



شكل (1)

إذا افترضنا أن كمية من الغاز المثالي كتلتها M وعدد جزيئاتها N - وفرض للتبسيط - أنها موضوعة في إناء على شكل مكعب طول ضلعه L - وإذا كانت كتلة الجزيء m (فإن

(M=Nm) وبفرض أن المحاور الكارتيذية (xyz) المتعامدة منطبقة تماما على أضلاع المكعب

وبفرض أن الوجهين المتوازيين A,B عموديان على المحور Z كما في الشكل.

وإذا إفترضنا أحد الجزيئات رقم i له سرعة v_i يمكن تحليلها إلى المركبات الثلاث (v_{ix}, v_{iy}, v_{iz})

في الاتجاهات الموجبة للمحاور (x,y,z) حيث

$$v_i^2 = v_{ix}^2 + v_{iy}^2 + v_{iz}^2 \quad (1)$$

فإذا إصطدم هذا الجزيء بالسطح B فإنه سوف يرتد بحيث ينعكس إتجاه مركبة سرعته العمودية

على السطح (v_{iz}) - ولاتتأثر المركبتان الأخريتان (v_{ix}, v_{iy}) وهكذا يكون التغير في كمية حركة

هذا الجزيء تعطى بالعلاقة

$$\Delta p_{iz} = -m_i v_{iz} - (-m_i v_{iz}) = -2m_i v_{iz}$$

ومن قنون بقاء كمية الحركة - يكون التغير في كمية حركة الجزيء والسطح الذي يصطدم به

=صفر والذي يعنى أن التغير في كمية حركة السطح B نتيجة تصادم الجزيء به يساوي

$2m_i v_{iz}$ ومن فروض نظرية الحركة التي تنص على أن كتلة جميع الجزيئات متساوية وتساوي

m فإن

$$\Delta p_{iz} = 2m v_{iz} = B$$

نفرض أن هذا الجزيء يصل بعد ذلك إلى السطح A حيث يصطدم به ويرتد مرة أخرى إلى

السطح B بحيث ينعكس إتجاه مركبة سرعته العمودية على كل من السطحين (A,B) - فإذا

إفترضنا عدم حدوث أي تصادم بين هذا الجزيء وأي جزيء آخر أثناء رحلتي الذهاب والعودة -

فإن الزمن الذي يستغرقه الجزيء منذ أن غادر السطح B إلى أن يرجع إليه مرة أخرى يساوي

$2L/v_{iz}$ ويكون عدد مرات تصادم هذا الجزئ في الثانية الواحدة يساوي مقلوب هذا الزمن أي يساوي $v_{iz}/2L$ وهكذا يكون معدل تغير كمية الحركة للسطح B نتيجة هذه التصادمات يساوي

$$mv_{iz}^2/L = 2mv_{iz}/(v_{iz}/2L)$$

وتكون القوة F التي تؤثر بها هذه التصادمات على السطح B تعطى بالعلاقة

$$F = \sum_{i=1}^N \frac{mv_{iz}^2}{L} = \frac{m}{L} \sum_{i=1}^n v_{iz}^2 \quad (2)$$

ولكن ضغط الغاز يعرف على أنه القوة المؤثرة عموديا على وحدة المساحات وحيث أن مساحة

السطح B هي L^2 فإن الضغط P يعطى بالعلاقة

$$P = \frac{F}{L^2} = \frac{m}{L^3} \sum_{i=1}^n v_{iz}^2 = \frac{m}{V} \sum_{i=1}^n v_{iz}^2 \quad (3)$$

حيث V هو حجم الإناء. لكن من المعادلات السابقة فإنه يلزمنا قياس سرعات الجزيئات

المختلفة حتى يمكننا تعيين ضغط الغاز وهذا لايمكن حدوثه لصعوبته وبالتالي فإنه يمكن كتابة

المعادلة (3) على الصورة

$$P = \frac{Nm}{V} \sum_{i=1}^n \frac{v_{iz}^2}{N} = \frac{Nm}{V} \overline{v_z^2} \quad (4)$$

حيث $\overline{v_z^2}$ هو متوسط مربع سرعة الجزيئات في اتجاه Z - ولكن من المعادلة (1) والتي تخبرنا

أن

$$v_i^2 = v_{ix}^2 + v_{iy}^2 + v_{iz}^2$$

والتي يمكن كتابتها بالشكل الآتي دون اي خطأ يذكر

$$\frac{\sum_{i=1}^N v_i^2}{N} = \frac{\sum_{i=1}^N v_{ix}^2}{N} + \frac{\sum_{i=1}^N v_{iy}^2}{N} + \frac{\sum_{i=1}^N v_{iz}^2}{N}$$

$$\overrightarrow{v^2} = \overrightarrow{v_x^2} + \overrightarrow{v_y^2} + \overrightarrow{v_z^2}$$

وحيث أنه لا يوجد إتجاه مفضل لحركة الجزيء وحيث أنه كان يمكننا اخذ الاتجاه X أو الاتجاه Y

بدلا من الاتجاه Z فإنه يمكن القول أن

$$\overrightarrow{v_x^2} = \overrightarrow{v_y^2} = \overrightarrow{v_z^2} = \frac{1}{3} \overrightarrow{v^2}$$

ومن ثم فإن الضغط P يعطى بالعلاقة

$$P = \frac{1}{3} \left(\frac{Nm}{V} \right) \overrightarrow{v^2}$$

لكن كثافة الغاز تعطى بالعلاقة $\rho = Nm/V$ وبالتالي فإن الضغط يصبح

$$P = \frac{1}{3} \rho \overrightarrow{v^2} \quad (5)$$

ويمكن كتابة المعادلة 5 في الصورة

$$P = \frac{2}{3} \left(\frac{1}{2} \frac{Nm}{V} \overrightarrow{v^2} \right) = \frac{2}{3} \left(\frac{1}{2} \rho \overrightarrow{v^2} \right) \quad (6)$$

الكمية التي بين القوسين في المعادلة (6) تمثل متوسط طاقة حركة الجزيئات في وحدة الحجم

للغاز المثالي ويمكننا من هنا ان نستخلص نتيجة هامة ألا وهي أن ضغط الغاز المثالي يساوي

عدديا ثلثي متوسط طاقة حركة الجزيئات الموجودة في وحدة الحجم.

من المعادلة (6) يمكننا حساب الجذر التربيعي لمتوسط سرعة جزيئات الغاز المثالي حيث تعطى بالعلاقة

$$\bar{v} = \sqrt{v^2} = \sqrt{\frac{3P}{\rho}} \quad (7)$$

مثال (1): أوجد الجذر التربيعي لمتوسط سرعة جزيئات غاز الهيدروجين عند معدل الضغط ودرجة الحرارة حيث تكون كثافته $8.99 \times 10^{-2} \text{ Kg/m}^3$.

$$\bar{v} = \sqrt{v^2} = \sqrt{\frac{3P}{\rho}} = \left(\frac{3 \times 76 \times 13.6 \times 980}{8.99 \times 10^{-2} \times 10^3 \times 10^{-6}} \right)^{1/2} = 1.839 \times 10^5 \text{ cm/sec}$$

القانون العام للغازات المثالية

من الفرض السابع من فروض نظرية الحركة للغازات المثالية نجد أن طاقة الحركة تتناسب طردياً مع درجة حرارة الغاز المطلقة أي ان

$$K.E = CT$$

وبالتالي يمكننا الحصول على المعادلة الآتية من المعادلة (6)

$$PV = \frac{2}{3} NCT$$

لكن وجد ان الثابت $C = \frac{3}{2}K$ حيث K هو ثابت بولتزمان ويساوي $1.38 \times 10^{-23} \text{ J/K}$

وبالتالي فإن

$$PV=NKT$$

وإذا كانت كمية الغاز التي لدينا تمثل واحد جرام جزيئي (1 mole) فإن N تساوي عدد

أفوجادرو N_A والذي يساوي 6.02×10^{23} ومن ثم فإن المعادلة الأخيرة تصبح

$$PV=N_AKT$$

وحيث أن N_A ثابت عالمي وكذلك K ثابت عالمي أيضا فإن حاصل ضربهما هو أيضا ثابت

عالمي يسمى بالثابت العام للغازات ويرمز له بالرمز R وقيمه 8.31 J/K ومن ثم تصير

المعادلة الأخيرة إلى الصورة

$$PV=RT$$

وهذا هو القانون العام للغازات المثالية بالنسبة لوحد جرام جزيئي وإذا كان عندنا n جرام

جزيئي فإن

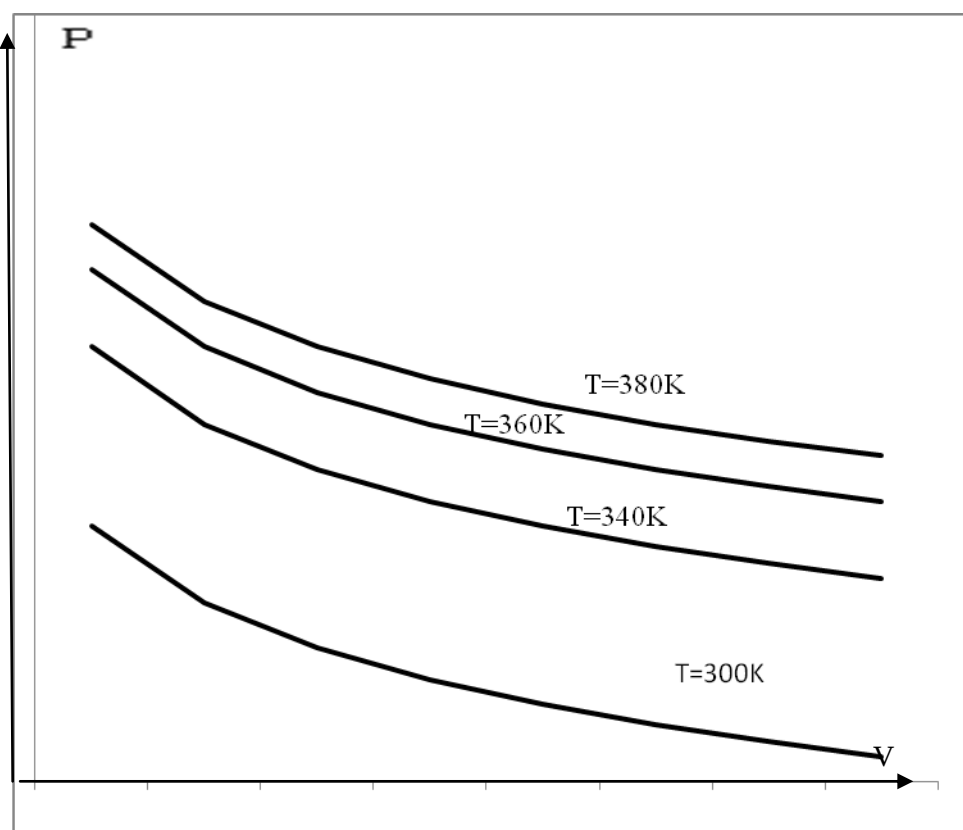
$$PV=nRT=M/\mu RT \quad (8)$$

حيث M كتلة الغاز ، μ الوزن الجزيئي للغاز.

المعادلة (8) يمكن تمثيلها على بياني PV بمنحنيات كل منحني يمثل العلاقة بين الضغط والحجم

عند ثبات درجة الحرارة وتسمى هذه المنحنيات بالمنحنيات الأيزوثيرمية للغاز المثالي كما

بالشكل (2).



شکل (2)

تطبيقات على القانون العام للغازات المثالية

(1) قانون بويل (Boyle's law) :

ينص قانون بويل على أنه عند ثبات درجة الحرارة فإن ضغط الغاز يتناسب عكسياً مع حجمه .

وهذا يتضح من المعادلة (8) فإنه عندما $nR = \text{constant}$ ، $T = \text{constant}$ فإن

$$PV = \text{constant}$$

أي أن

$$P = \text{constant} / V$$

أي أن

$$P \propto 1/v$$

وهذا يتفق مع نص قانون بويل

(2) قانون شارل وجاي لوساك:

ينص هذا القانون على أنه عند ثبات الضغط فإن حجم الغاز يتناسب طردياً مع درجة الحرارة ومن المعادلة (8) يتحقق هذا إذا وضعناها على الصورة

$$V/T = nR/P = \text{constant}$$

أي أن

$$V \propto T$$

ويسمى التغير عند ثبات الضغط بالتغير الأيزوباري (Isobaric change)

(3) **تضاغطية الغاز المثالي (Compressibility of)**

:(an ideal gas

تسمى عملية تغير ضغط الغاز نتيجة تغير حجمه أو العكس وذلك عند ثبات درجة الحرارة بتضاغطية الغاز أو قابليته للتضاغط وهذه العملية تقاس بمعامل يسمى بمعامل التضاغطية (Compressibility Coefficient) ويعطى بالعلاقة:

$$\chi = \frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial P} \right)_T$$

ومن المعادلة (8) فإن

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

وبالتالي فإن معامل التضاغطية الأيزوثيرمي للغاز المثالي يعطى بالعلاقة

$$\chi = -\frac{1}{P} \quad Pa^{-1}$$

وتدل الإشارة السالبة على زيادة الحجم نتيجة إنقاص الضغط

(4) مرونة الغاز المثالي:

للغازات نوعين من معاملات المرونة الأول عند ثبات درجة الحرارة وسنتكلم عنه هنا بالتفصيل

والآخر عند ثبات كمية الحرارة وسنذكره عندما نتكلم عن التغير الأدياباتيكي للغازات. ومعامل

المرونة الأيزوثيرمي يعطى بالعلاقة

$$\beta = -V \left(\frac{\partial P}{\partial V} \right)_T$$

ومن المعادلة (8) يمكننا إثبات أن

$$\beta = P = -\frac{1}{\chi} \quad Pa$$

(5) معامل التمدد الحجمي للغازات المثالية:

يعرف هذا المعامل على أنه يعطى بالعلاقة

$$\alpha = \frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_P$$

ويمكن إثبات أيضا من المعادلة (8) أن:

$$\alpha = \frac{nR}{P} = \frac{1}{T} \quad K^{-1}$$

(6) قانون دالتون للضغوط الجزئية (Dalton's law):

ينص قانون دالتون للضغوط الجزئية على أن الضغط الكلي لخليط مكون من عدة غازات يساوي مجموع ضغوط الغازات المكونة للخليط إذا وضعت في نفس الحجم الذي يشغله الخليط وذلك عند ثبات درجة الحرارة ويمكن إثبات ذلك كما يلي:

إذا كان هناك إناء به خليط مكون من الغازات عدد جراماتها الجزئية (مول) هي $n_1, n_2, n_3, \dots$ وكان حجم الإناء هو V فإن

$$PV = (n_1 + n_2 + n_3 + \dots)RT$$

حيث $n = n_1 + n_2 + n_3 + \dots$ هو العدد الكلي للجرامات الجزئية للخليط (عدد المولات الكلي) ويمكننا كتابة المعادلة السابقة في الصورة

$$P = n_1RT/V + n_2RT/V + n_3RT/V + \dots$$

لكن المقدار n_1RT/V هو ضغط غاز عدد جراماته الجزئية n_1 ويشغل حجما مقداره V عند درجة حرارة T وكذلك لباقي الكميات في الطرف الأيمن في المعادلة الأخيرة أي أن

$$P_1 = n_1RT/V, P_2 = n_2RT/V, P_3 = n_3RT/V + \dots$$

وبالتالي فإن

$$P = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

وهذا هو قانون دالتون

سرعة جزيئات الغاز المثالي:

(7)

من المعادلة التي إستنتجناها سابقا وهي

$$\overline{v} = \sqrt{v^2} = \sqrt{\frac{3P}{\rho}} \quad (7)$$

يمكننا حساب الجذر التربيعي لسرعة جزيئات الغاز المثالي ويمكن كتابتها في الصورة

$$\overline{v} = \sqrt{\frac{3RT}{\mu}} \quad (7)$$

حيث μ هو الوزن الجزيئي للغاز

مسائل على الباب الأول

1. غازان لهما الخواص $P_1 V_1 T_1$, $P_2 V_2 T_2$ -
 إيجاد معادلة للضغط عندما يجمع الغازان في إناء حجمه V عند درجة حرارة T .
2. إحسب درجة الحرارة التي يكون عندها متوسط سرعة الجزيئات مساويا لسرعة الإنفلات من الجاذبية الأرضية (11.2Km/Sec) لكل من جزيئات غازي الهيدروجين والأكسجين علما بأن الوزن الجزيئي لهما هو $32, 2.02$ gm/mole على الترتيب.
3. غاز كتلته 12gm يشغل حجما مقداره $4 \times 10^{-3} \text{m}^3$ عند درجة حرارة 7°C ، سخن الغاز عند ضغط ثابت. إذا علمت أن كثافة الغاز بعد التسخين تساوي $6 \times 10^{-4} \text{gm/cm}^3$. إحسب درجة الحرارة التي وصل إليها الغاز بعد التسخين (1330K).
4. عشرة جرامات من الأكسجين عند ضغط 3ATP ودرجة حررة 10°C . بعد التمدد نتيجة التسخين تحت ضغط ثابت شغل الغاز حجما قدره 10litre أوجد
 - (أ) حجم الغاز قبل التمدد.
 - (ب) درجة حرارة الغاز بعد التمدد.
 - (ت) كثافة الغاز قبل وبعد التمدد.

الباب الثاني

القانون الأول للديناميكا الحرارية

(1) الحرارة والشغل (Heat and Work)

الحرارة هي إحدى الصور المختلفة للطاقة - ويمكن تعريف الحرارة على أنها الطاقة التي تنتقل من جسم لآخر نتيجة لوجود فرق في درجة الحرارة بينهما وقد وجد أن هذه الطاقة تنتقل من الجسم الأعلى في درجة الحرارة إلى الجسم الأقل ويستمر الانتقال إلى أن تتساوى درجات الحرارة للجسمين ويقال أن الجسمين وصلا إلى حالة الإتزان الحراري.

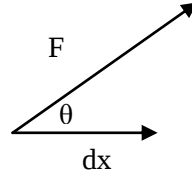
ويعرف الشغل الميكانيكي بأنه الطاقة التي تنتقل من جسم لآخر دون الحاجة لوجود فرق في درجات الحرارة بينهما . فمثلا إذا أثر جسم ما (A) على جسم آخر (B) بقوة F مهما كان نوع هذه القوة ميكانيكية أو كهربية أو مغناطيسية أو جاذبية إلخ ونتج عن ذلك

إزاحة الجسم (B) مسافة (dx) فإن الشغل dw يعطى بالعلاقة

$$dw = F \cdot dx = |F| |dx| \cos(\theta)$$

والكميات المكتوبة بحروف ثقيلة تمثل متجهات .

شكل (3)



حيث θ هي الزاوية بين المتجه F ومتجه الإزاحة dx وهذا الشغل يكافئ مقدار الطاقة المنتقلة من الجسم (A) إلى الجسم (B).

وقبل إكتشاف أن الحرارة عبارة عن طاقة أستخدمت وحدات خاصة للحرارة هي:

1. السعر (calorie) وذلك في النظام الفرنسي للوحدات

ويعرف على أنه كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة واحد جرام من الماء درجة

مئوية واحدة من 14.5°C إلى 15.5°C

2. الكيلوسعر (kilo calorie) وذلك في النظام الدولي

للوحدات للوحدات ويعرف على أنه كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة كيلو جرام

من الماء درجة مئوية واحدة من 14.5°C إلى 15.5°C

3. الوحدة البريطانية الحرارية (BTU) ويعرف BTU1

على أنها كمية الحرارة اللازمة لرفع واحد باوند درجة فهرنهايت واحدة.

وبعد إكتشاف جول (Joule) للعلاقة بين كمية الحرارة والشغل الميكانيكي وهي العلاقة

المشهورة بإسمه

$$W = JQ \quad (1)$$

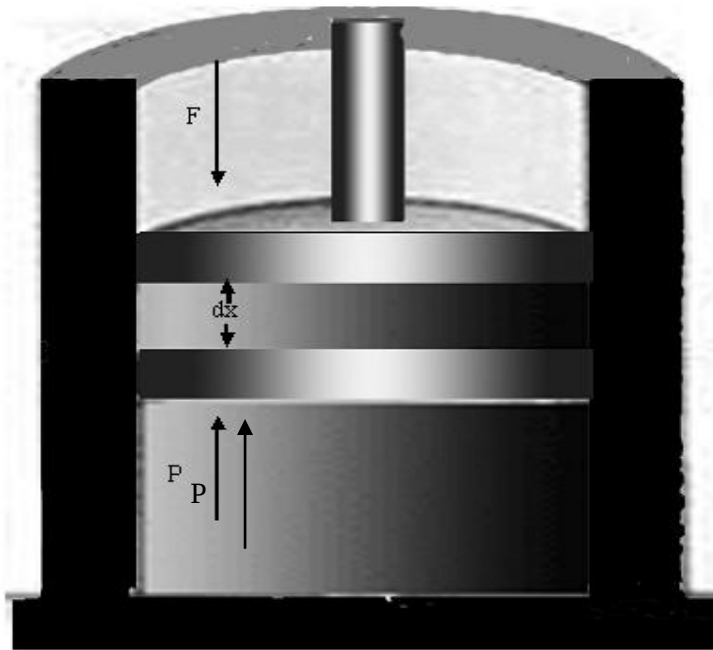
حيث W هو الشغل الميكانيكي بالجول، Q هي كمية الحرارة بالسعر، J ثابت التناسب

ويسمى بثابت جول وقيمه 4.18J/calorie فإنه يمكننا استخدام الجول لقياس كمية الحرارة.

ومن الجدير بالذكر أن كمية الحرارة Q والشغل W ليستا قيمتين مميزتين لحالة الإتزان لأي جسم- لكنهما بالحري قيمتان مميزتان للتغير الذي ينقل الجسم من حالة إتزان ابتدائية إلى حالة إتزان نهائية والمقصود بحالة الإتزان هنا هو عدم تبادل الجسم لأي طاقة مع الوسط المحيط به أو أي جسم آخر.

لنفترض الآن أن غازا موضوعا في إسطوانة لها مكبس متحرك شكل(4) تحت تأثير قوة خارجية F . فإذا إنخفض المكبس تحت تأثير القوة F حتى يقف وكان مقدار الإنخفاض dx فإن الشغل الذي عملته القوة F هو

$$dw = Fdx$$



شكل(4)

ولكننا نعلم أن المكبس لن يقف إلا إذا تساوت القوة F مع القوة الناشئة عن ضغط الغاز إلى

أعلى ومقدارها $-PA$ حيث A مساحة مقطع المكبس ومن ثم

$$dw = -PA dx$$

لكن المقدار Adx هو الحجم المحصور في خلال الإزاحة dx وسنرمز له بالرمز dV وبالتالي

فإن

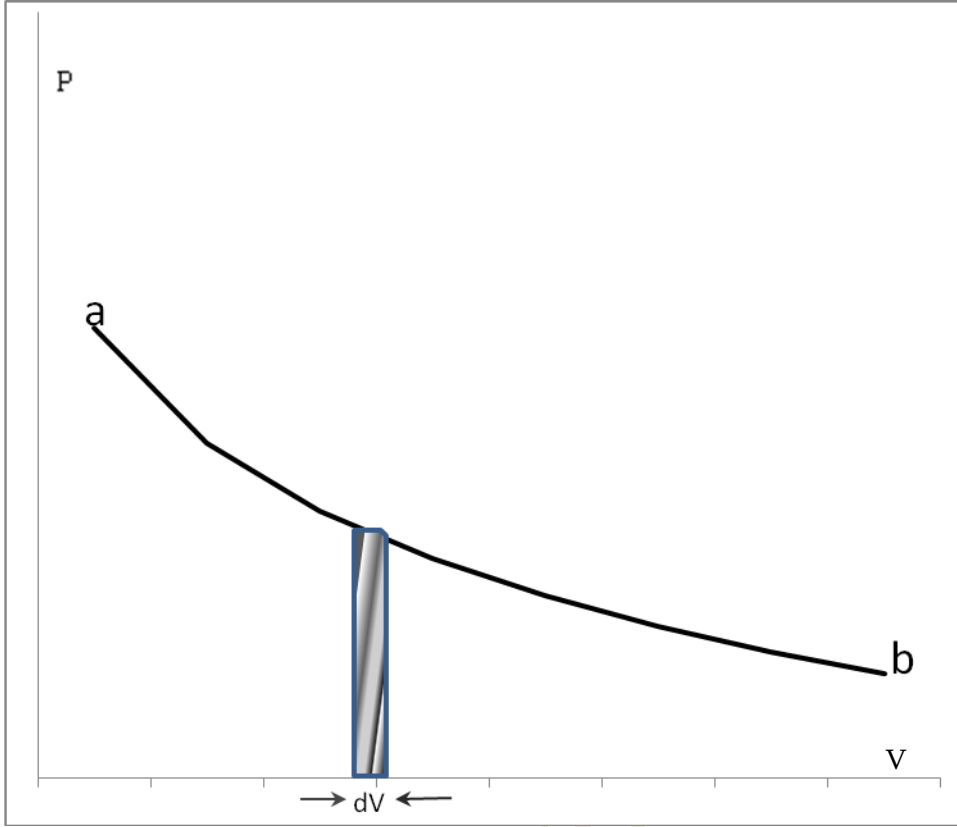
$$dw = -PdV$$

والإشارة السالبة هنا لأن الشغل مبذول من قوة خارجية أي أن الشغل مبذول على الغاز أما إذا

كان الشغل مبذول من الغاز نفسه فإن

$$dw = PdV \quad (2)$$

ويمكننا تمثيل الشغل المبذول من الغاز أو على الغاز على بياني PV كما بالشكل(5)



شكل (5)

من المعروف أن المقدار PdV هو المساحة المظللة في الشكل أما المساحة الكلية تحت المنحنى ab حيث a نقطة البداية ، b نقطة النهاية لعملية التمدد فهي تمثل الشغل الكلي ونحصل عليها بالتكامل الآتي

$$W = \int_a^b dw = \int_a^b P dv \quad (3)$$

وكما هو واضح من الشكل (5) أن قيمة الشغل W تعتمد إعتقادا كلياً على المسار الذي يسلكه الغاز أثناء التغير من الحالة a إلى الحالة b .

الطاقة الداخلية للغاز المثالي

(2)

:(Internal energy)

لقد توصلنا من قبل إلى أن متوسط طاقة الحركة لجزيئات الغاز المثالي تعطى بالعلاقة

$$\frac{1}{2} m \overleftrightarrow{v^2} = \frac{3}{2} KT$$

هذه العلاقة صحيحة فقط إذا كانت جزيئات الغاز تقوم فقط بحركة إنتقالية لذلك فإن الغاز الوحيد الذي تنطبق عليه هذه المعادلة هو الغاز الأحادي الذرة أما ماعدا ذلك فإنه يلزم تعديل المعادلة السابقة لوجود حركة دورانية بجانب الحركة الانتقالية. فإذا افترضنا أن الغاز أحادي الذرة وعدد جزيئاته هو N جزيء ، إذا فإن الطاقة الكلية لجميع جزيئاته تساوي

$$U = \frac{3}{2} NKT \quad (4)$$

وفي حالة واحد جرام جزيئي (1 mole) فإن $N=N_A$ حيث N_A عدد أفوجادرو وبالتالي فإن

الطاقة الكلية تعطى بالعلاقة

$$U = \frac{3}{2} NRT \quad (5)$$

هذه الطاقة تشمل

1. طاقة الحركة لجزيئات الغاز.
2. طاقة الحركة للذرات المكونة للجزيئات.
3. طاقة الحركة لمكونات ذرات الغاز.
4. طاقة وضع الذرات المكونة للجزيئات.

تسمى الطاقة U بالطاقة الداخلية للغاز وهي لا تشمل طاقة الحركة للغاز ككل أو طاقة الوضع للغاز ككل.

من المعادلتين (4)، (5) يتضح لنا أن الطاقة الداخلية تعتمد فقط على درجة الحرارة ولا تعتمد على كل من الضغط P والحجم V . والطاقة الداخلية لا يمكن تعيين قيمتها المطلقة ولكن يمكن تعيين التغير فيها. كذلك لا تعتمد الطاقة الداخلية على ماضي الغاز أي أنها لا تعتمد على الطريقة التي وصل بها الغاز من الحالة الأولى إلى الحالة الثانية ولكن تعتمد فقط على الحالة الموجودة بها الغاز أي أنها دالة في حالة الجسم وليست دالة في المسار الذي يسلكه الغاز في التغير.

(3) القانون الأول للديناميكا الحرارية (قانون بقاء الطاقة):

يعتبر القانون الأول للديناميكا الحرارية صورة من صور قانون بقاء الطاقة والذي ينص على أن الطاقة لا تفنى ولا تستحدث ولكن تتحول من صورة إلى أخرى. فإننا لو أعطينا أي مادة كمية من الحرارة ΔQ فإن هذه الكمية سوف تتوزع في المادة إلى جزء يستخدم في تغيير طاقتها الداخلية ΔU وجزء آخر تبذل به المادة شغلا ΔW وحيث أن الطاقة لا تفنى فإن

$$\Delta Q = \Delta U + \Delta W \quad (6)$$

وهذا هو القانون الأول للديناميكا الحرارية . وفي حالة التغيرات الدقيقة فإنه يمكن كتابة هذا

القانون في الصورة

$$dQ=dU+dW \quad (7)$$

$$dQ=dU+PdV \quad (8)$$

أو

$$dU=dQ-PdV \quad (9)$$

مثال: إحسب التغير في الطاقة الداخلية لواحد جرام من الماء أثناء تبخره عند الضغط الجوي

العادي- علما بأن الحجم النوعي للماء عند هذا الضغط تساوي 1cm^3 وللبخار تساوي

1671cm^3 - وأن الحرارة الكامنة لتبخر الماء عند الضغط الجوي العادي هي 539

.calorie/gm

الحل

الحرارة التي يكتسبها 1gm من الماء أثناء التبخر = $539 \times 1 = 539 \text{ calorie}$

الغل الخارجي المبذول أثناء التبخر

$$W = \int_{V_1}^{V_2} P dV = P(V_2 - V_1)$$

$$= 76 \times 13.6 \times 980 (1671 - 1)$$

$$= 1.695 \times 10^9 \text{ erg}$$

$$=41 \text{ Cal.}$$

$$\Delta U = \Delta Q - \Delta W$$

$$=539-41$$

$$=498 \text{ Cal.}$$

(4) تطبيقات على القانون الأول للديناميكا الحرارية:

(أ) التغير ثابت الحجم (isochoric change) :

في حالة ثبات الحجم فإن $dV=0$ وبالتالي فإنه في القانون الأول للديناميكا الحرارية يكون الشغل مساويا للصفر ومن ثم فإن

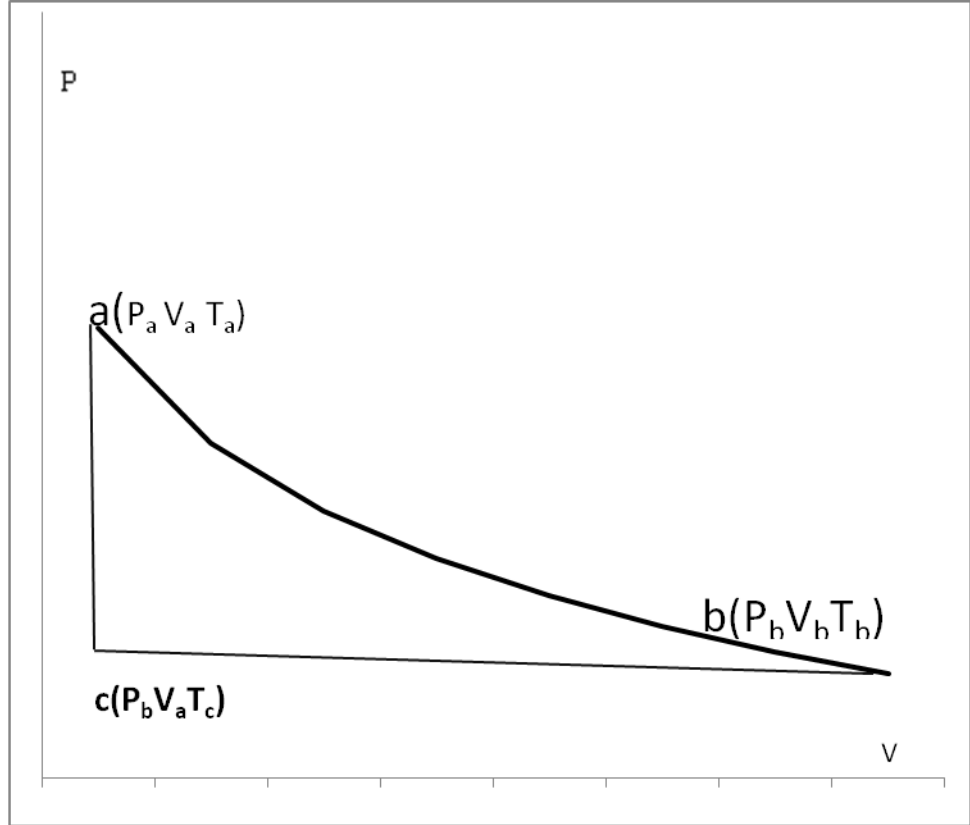
$$dQ=dU$$

أي أن كمية الحرارة التي يأخذها الغاز تستهلك بالكامل في تغيير طاقته الداخلية

(ب) التغير ثابت الضغط (isobaric change) :

في حالة ثبات الضغط فإن الشغل يعطى بالعلاقة

$$W = \int_c^b P dV$$



$$W = P_b \int_{V_c}^{V_b} dV = P_b (V_b - V_c) = R(T_b - T_c)$$

وفي هذه الحالة حيث أن أيا من dw, dq, du لا يساوي الصفر فإن

$$\Delta U = \Delta Q - P(V_b - V_c)$$

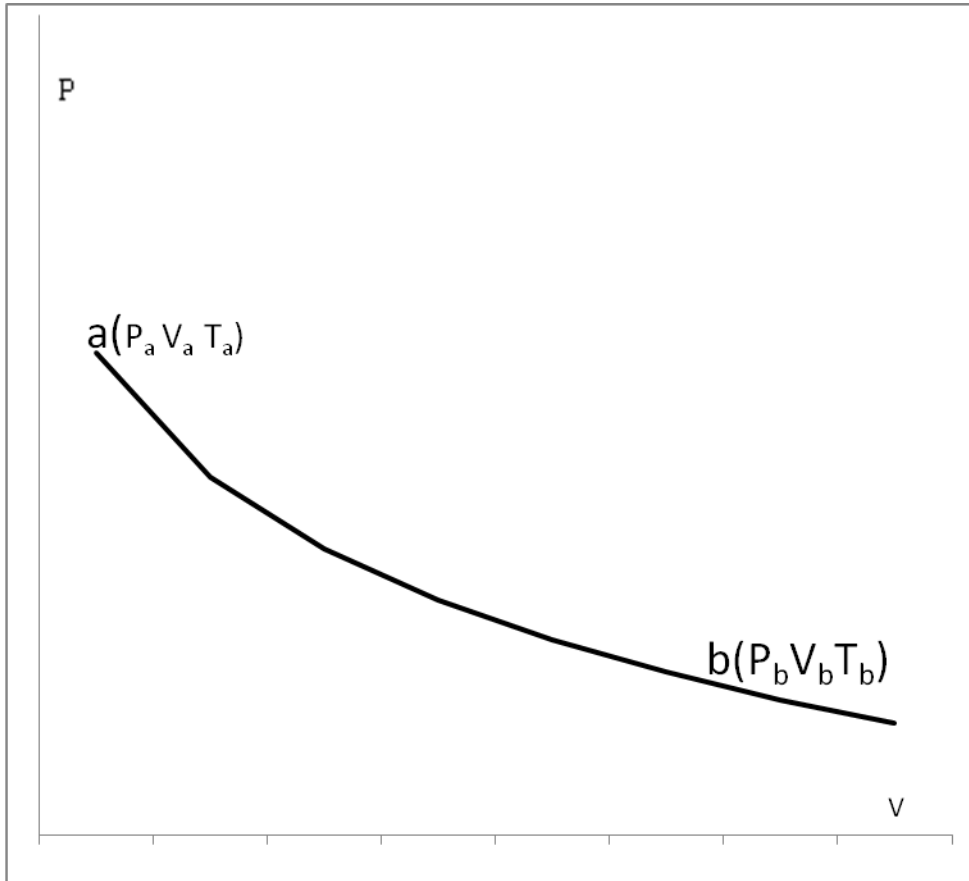
(ج) التغير ثابت درجة الحرارة (isothermal change):

في حالة ثبات درجة الحرارة فإن التغير في الطاقة الداخلية يساوي صفر $dU=0$ وبالتالي فإن

$$dQ = PdV$$

وبالتكامل نحصل على

$$\Delta Q = \Delta W = \int_a^b P dV$$



لكننا نعرف أن $PV=RT$ أي أن $P=RT/V$ ومن ثم فإن

$$\Delta Q = \Delta W = RT \int_{V_a}^{V_b} \frac{dV}{V} = RT \ln\left(\frac{V_b}{V_a}\right)$$

أو

$$\Delta Q = \Delta W = RT \int_{V_a}^{V_b} \frac{dV}{V} = RT \ln\left(\frac{P_a}{P_b}\right)$$

وواضح من المعادلتين الأخيرتين أنه إذا كان $V_b > V_a$ أو $P_a > P_b$ أي في حالة التمدد فإن الشغل يكون موجبا والعكس في حالة التضاضط يكون سالبا وهذا وضع طبيعي لأن الغاز يتمدد من تلقاء نفسه أي يبذل الشغل بنفسه أما في حالة التضاضط فإنه يبذل شغل على الغاز لإجباره على التضاضط وهذا ماذكرناه سابقا .

(د) التغير ثابت كمية الحرارة (adiabatic change):

في هذا التغير تكون $dQ=0$ وهذا التغير يحدث بدون أي تبادل حراري مع الوسط الخارجي ولذلك تبقى كمية الحرارة ثابتة وباستخدام القانون الأول للديناميكا الحرارية نجد أن

$$dU = -dW = -PdV$$

وهذا يعني أنه أثناء التمدد تكون dW موجبة كما ذكرنا سابقا والذي يعني أيضا أن التغير في الطاقة الداخلية يكون سالبا أي يحدث إنخفاض في درجة الحرارة والعكس في حالة التضاضط فإن الشغل المبذول على الغاز يكون سالبا أي أن التغير في الطاقة الداخلية يكون موجبا وهذا يعني إرتفاع في درجة الحرارة، ولتفسير ذلك فإننا نستطيع القول أنه أثناء التدد فإن الغاز يحتاج طاقة لعمل هذا التمدد وهذه الطاقة يسحبها من الطاقة الداخلية للغاز والذي يؤدي إلى إنخفاض في درجة الحرارة وكذلك في حالة التضاضط فإننا نعطي للغاز كمية من الطاقة على هيئة شغل لايجد الغاز متنفس فيها إلا أن يستخدمها في زيادة طاقته الداخلية مما يؤدي إلى إرتفاع درجة حرارته.

(هـ) السعات الحرارية للغاز المثالي والعلاقة بينها:

تعرف الحرارة النوعية لأي مادة على أنها كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة وحدة الكتل وحدة واحدة من درات الحرارة ووحدة الكتل هنا هي الجرام في النظام الفرنسي أو الكيلوجرام في النظام الدولي أو الباوند في النظام البريطاني أما وحدة درجات الحرارة فهي أي وحدة درجة حرارة تؤخذ في الاعتبار تبعا لنظام الوحدات وهي عادة إما مئوية أو مطلقة في النظامين الفرنسي والدولي أو فهرنهايت في النظام البريطاني. وتعرف السعة الحرارية على أنها كمية الحرارة اللازمة لرفع كتلة معينة درجة مطلقة واحدة فإذا كانت هذه الكتلة m وكانت C هي السعة الحرارية فإن

$$C = \frac{\Delta Q}{\Delta T} = ms \quad (1)$$

حيث ΔQ هي التغير في كمية الحرارة ، ΔT التغير في درجة الحرارة، s هي الحرارة النوعية للمادة.

بالنسبة للغاز المثالي وكما نعرف فإن كمية الحرارة التي يحتاجها الغاز تعتمد على نوع التغير في الغاز سواء تحت حجم ثابت أو ضغط ثابت وحيث أن كمية الغاز تقاس بالجرام جزيئي (mole) فإن السعة الحرارية في هذه الحالة تسمى بالسعة الحرارية الجزيئية (molar heat capacity) ويجب التفريق بين التغير تحت ثبات الحجم أو التغير تحت ثبات الضغط ، ففي الحالة الأولى تسمى بالسعة الحرارية الجزيئية تحت ثبات الحجم ويرمز لها بالرمز C_v وتعرف على أنها كمية الحرارة اللازمة لرفع واحد جرام جزيئي من الغاز درجة مطلقة واحدة عند ثبات الحجم

$$C_v = \left(\frac{\Delta Q}{\Delta T} \right)_v \quad (2)$$

وبالنسبة للتغير الدقيق فإن

$$C_V = \left(\frac{\partial Q}{\partial T} \right)_V \quad (3)$$

وبالنسبة للسعة الحرارية الجزيئية للغاز تحت ضغط ثابت C_P فإنها تعرف على أنها كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة واحد جرام جزيئي من الغاز درجة مطلقة واحدة عند ثبات الضغط

$$C_P = \left(\frac{\Delta Q}{\Delta T} \right)_P \quad (4)$$

ومن القانون الأول للديناميكا الحرارية

$$dQ = dU + PdV \quad (5)$$

وعند ثبات الحجم فإن $dV=0$ وبالتالي فإن

$$\left(\frac{dQ}{dT} \right)_V = \frac{dU}{dT} = C_V$$

ومن ثم فإن

$$dU = C_V dT \quad (6)$$

بالتعويض عن قيمة dU من المعادلة (6) في المعادلة (5) نحصل على صورة جديدة من صور

القانون الأول للديناميكا الحرارية

$$dQ = C_V dT + PdV \quad (7)$$

هذه الصورة الجديدة للقانون الأول توضح لنا بصورة جيدة معنى التغيرات التي تحدث في العمليات الحرارية على الغاز المثالي وتوضح مفهوم ثبات درجة الحرارة أو كمية الحرارة أو الحجم.

عند ثبات الضغط فإن العلاقة (4) يمكننا كتابتها على الصورة

$$dQ = C_p dT \quad (8)$$

بالتعويض من (8) في (7) نحصل على

$$C_p dT - C_v dT = PdV \quad (9)$$

لكن من القانون العام للغازات المثالية بما أنه لوحد جرام جزيئي $PV = RT$ فعند ثبات الضغط نحصل على

$$PdV = RdT \quad (10)$$

بالتعويض من (10) في (9) والقسمة على dT نحصل على العلاقة بين السعتين الحراريتين للغاز المثالي

$$C_p dT - C_v dT = R \quad (11)$$

وبالنسبة لغاز مثالي أحادي الذرة فإن $U = \frac{3}{2}RT$ وبالتالي فإن

$$C_v = \frac{dU}{dT} = \frac{3}{2}R$$

$$C_P = \frac{5}{2} R$$

النسبة بين السعتين الحراريتين $\gamma = \frac{C_P}{C_V}$ هذه النسبة تساوي 1.67 للغاز المثالي الأحادي الذرة.

(و) المعادلة البارامترية للتغير مع ثبات درجة الحرارة للغاز المثالي (معادلة بواسون):

هذه المعادلة تربط بين الحجم والضغط عند ثبات كمية الحرارة، فمن القانون الأول للديناميكا الحرارية وعند ثبات كمية الحرارة فإن $dQ=0$ وبالتالي فإن

$$0 = C_V dT + P dV \quad (12)$$

لكنه من القانون العام للغازات المثالية $PV = RT$ وبتفاضل هذه المعادلة نحصل على

$$P dV + V dP = R dT$$

أي أن

$$dT = (P dV + V dP) / R$$

وحيث أن $R = C_P - C_V$ بالتعويض في المعادلة (12) عن dT ، R نحصل على

$$C_V (P dV + V dP) + (C_P - C_V) P dV = 0$$

بالقسمة على C_V نحصل على

$$dP/P + \gamma dV/V = 0$$

بالتكامل نحصل على

$$\ln(P) + \gamma \ln(V) = \text{const.}$$

ومن ثم

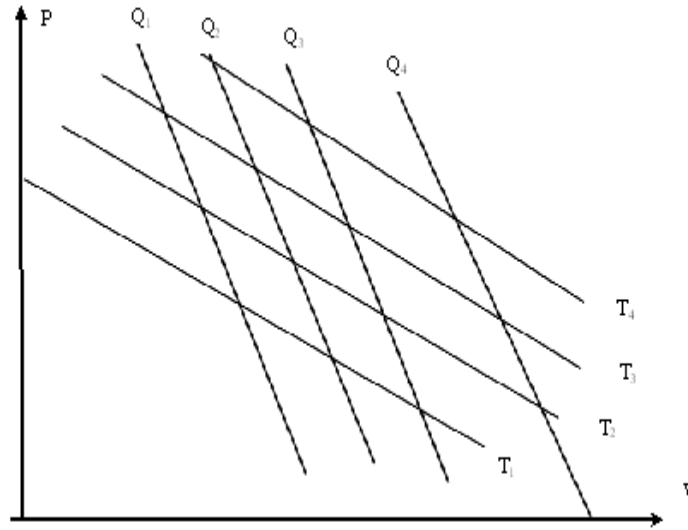
$$PV^\gamma = \text{const.} \quad (13)$$

المعادلة (13) تسمى بمعادلة بواسون وهي ذات أهمية بالغة في تطبيقات الديناميكا الحرارية

كما سوف يتضح لنا فيما بعد ويمكن كتابتها في الصورة $TV^{\gamma-1} = \text{const.}$

Elshakafie

(ي) ميل المنحنيات ثابتة درجة الحرارة وثابتة كمية الحرارة:



شكل (6)

يعرف ميل المنحنى للدالة $f(x)$ على أنه المشتقة الأولى للدالة بالنسبة إلى x أي أنه df/dx وفي بياني PV حيث أن الضغط دالة في الحجم فإن ميل أي منحنى في هذا البياني يعطى بـ dP/dV وبالنسبة للمنحنيات ثابتة درجة الحرارة (isothermal) فإن

$$PV=RT$$

$$(dP/dV)_{\text{isoth}} = -P/V \quad (14)$$

أما بالنسبة للمنحنيات ثابتة كمية الحرارة فإن

$$PV^\gamma = \text{const.}$$

$$(dP/dV)_{\text{adiabatic}} = -\gamma P/V \quad (15)$$

وواضح أنه بقسمة المعادلة 15 على المعادلة 14 ينتج أن

$$\frac{(dP/dV)_{\text{adiabatic}}}{(dP/dV)_{\text{isoth}}} = \gamma > 1$$

أي أن ميل المنحنى الأدياباتيكي أكبر من ميل المنحنى الأيزثيرمي - كما بالشكل (6) فإنه هناك مجموعتان من المنحنيات هي:

(أ) منحنيات تمثل بالمعادلة $PV = \text{const.}$ وهي المنحنيات ثابتة درجة الحرارة ($T_1, T_2, \dots$)

(ب) منحنيات تمثل بالمعادلة $PV^\gamma = \text{const.}$ وهي المنحنيات ثابتة كمية الحرارة ($Q_1, Q_2, \dots$)

ويلاحظ مايلي:

1 منحنيات أي من المجموعتين تلتقي مع منحنيات المجموعة الثانية - ويلاحظ أنه في

إتجاه تزايد الحجم على أي منحنى ثابت كمية الحرارة تتناقص درجة الحرارة وذلك لأن

الشغل المبذول بواسطة الغاز يكون على حساب طاقته الداخلية وبالتالي تقل درجة

الحرارة ($T_1 < T_2 < T_3 \dots$).

2 كذلك في إتجاه تزايد الحجم على أي منحنى ثابت درجة الحرارة - يمتص الغاز كميات

متزايدة من كمية الحرارة لتعويض الشغل المبذول بواسطته حتى تظل درجة حرارته

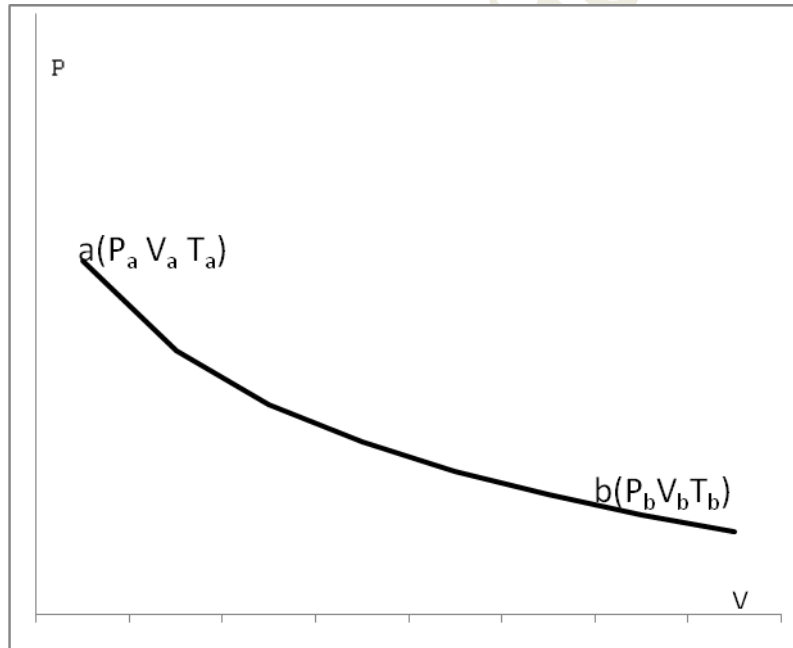
ثابتة أي أن ($Q_1 < Q_2 < Q_3 \dots$).

الشغل المبذول من الغاز المثالي أثناء التغير الأدياباتيكي:

من القانون الأول للديناميكا الحرارية $dQ = C_V dT + dW$ فإن الشغل المبذول بواسطة الغاز أثناء

التغير الأدياباتيكي $dQ=0$ يعطى بالعلاقة

$$W = - \int_{T_a}^{T_b} C_V dT = -C_V(T_b - T_a) = C_V(T_a - T_b)$$



مثال: أوجد الشغل الأدياباتيكي باستخدام المعادلة $PV^\gamma = \text{const.}$

العمليات متعددة الإتجاهات (polytropic processes):

في خلال مناقشاتنا السابقة للعمليات الحرارية إفتراضنا أنها تتم في إتجاه واحد إما تحت ثبات الحجم أو الضغط أو درجة الحرارة أو كمية الحرارة، ولكن في الحياة الواقعية قد تتم العملية الواحدة في أكثر من إتجاه فمثلا تحت ثبات كمية الحرارة قد يحدث تسرب لبعض كمية الحرارة وكذلك العملية تحت ثبات درجة الحرارة قد يحدث ارتفاع طفيف في درجة الحرارة ونفس الشئ للضغط والحجم ، وللتغلب على هذه المشاكل يمكننا تعميم بعض الفروض السابقة كالسعة الحرارية للغاز يمكن تعريفها على وجه عام بأنها

$$C_n = dQ/dT$$

وبالتعويض في القانون الأول للديناميكا الحرارية

$$C_n dT = C_v dT + P dV \quad (16)$$

ولكن من القانون العام للغازات فإن

$$dT = (P dv + V dP) / R$$

وبالتعويض عن $R = C_p - C_v$ في المعادلة السابقة ثم التعويض بقيمة dT في المعادلة 15

نحصل على

$$\frac{C_n - C_p}{C_p - C_v} P dV + \frac{C_n - C_v}{C_p - C_v} V dP = 0$$

ومن ثم ينتج

$$\frac{dP}{P} + n \frac{dV}{V} = 0 \quad (16)$$

حيث

$$n = \frac{C_n - C_p}{C_n - C_v} \quad (17)$$

بالتكامل للمعادلة (16) ينتج أن

$$PV^n = \text{const.} \quad (18)$$

المعادلة (18) تسمى بالمعادلة البوليترودية (Polytropic Equation) وأحيانا تسمى بمعادلة

عملية ثبات السعة الحرارية والثابت n يسمى بدليل منحنى العملية وهذا الثابت تتراوح قيمته

بين $-\infty$ ، $+\infty$ وهذا واضح من المعادلة 17 ويمكننا من هذه المعادلة إيجاد قيمة C_n حيث

$$C_n = \frac{C_v(n - \gamma)}{(n - 1)} \quad (19)$$

وهناك حالات خاصة للثابت n تتضح لنا كما يلي:

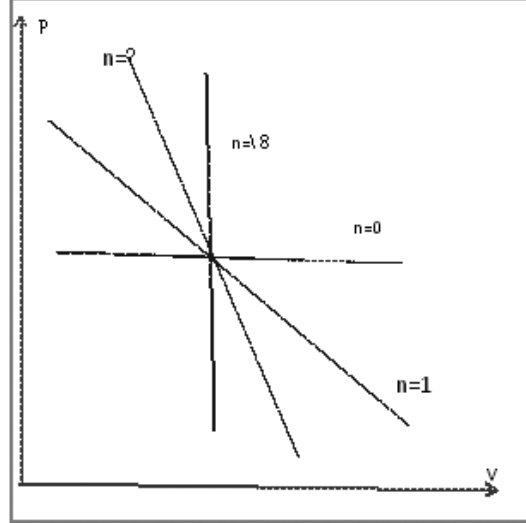
(أ) عندما $n = \pm\infty$ ينتج أن $C_n = C_v$ وهي عملية ثبات الحجم.

(ب) عندما $n = 0$ ينتج $C_n = C_p$ وهي عملية ثبات الضغط.

(ت) عندما $n = \gamma$ ينتج $C_n = 0$ وهي عملية ثبات كمية الحرارة.

(ث) عندما $n = 1$ ينتج $C_n = \infty$ وهي عملية ثبات درجة الحرارة .

وعلى بياني PV يتضح ذلك كما بالشكل



مثال: أوجد الشغل الذي يبذله الغاز أثناء العملية البوليتروبية.

السعة الحرارية للغازات ثنائية وكثيرة الذرات:

لقد أظهرت النتائج النتائج العملية لقيمة $\gamma = C_p/C_v$ وكذلك الحرارة النوعية الجزيئية C_v/R

للغازات المتعددة الذرات أنها تختلف عن تلك المحسوبة نظريا من العلاقة النظرية

$C_p = 5/2R$ ، $C_v = 3/2R$ فقد وجد أن $\gamma = 1.4$ وأن $C_v/R = 2.5$ للغازات الثنائية وان

$\gamma = 1.3$ ، $C_v/R = 3$ بالنسبة للغازات الثلاثية.

نلاحظ أننا لو استبدلنا العدد 3 في معادلة $C_v = 3/2R$ بالعدد 5 في حالة الغازات الثنائية وبالعدد

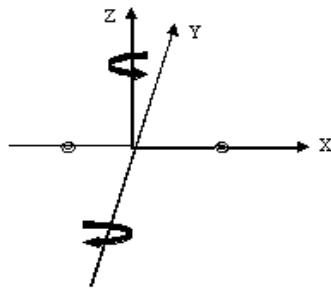
6 في حالة الغازات الثلاثية الذرات فإن γ سوف تصبح 1.4 ، 1.3 للغازات الثنائية والثلاثية

الذرات على الترتيب ولتفسير هذا الاتفاق الذي أتى مصادفة بين الرقمين 5 ، 6 وقيم γ للغازات الثنائية والثلاثية فإنه لابد من الاستعانة بقانون التوزيع المتساوي للطاقة.

قانون التوزيع المتساوي للطاقة (The law of equal distribution of energy):

هذا القانون قد أثبتته بولتزمان وهو ينص على أنه إذا كانت الجزيئات موجودة في حالة إتران حراري عند درجة حرارة T فإن متوسط طاقة حركة الجزيء تتوزع بالتساوي على جميع درجات الحرية ولكل درجة نصيب $1/2KT$. بالنسبة للجزيئات الأحادية الذرة فإنها تملك ثلاث درجات من الحرية الانتقالية في الاتجاهات الثلاث للإحداثيات الكارتيذية المتعامدة وبالتالي فإن متوسط طاقة الجزيء الأحادي الذرة تساوي $3 \times 1/2KT$ وبالنسبة لكمية من الغاز مقدارها واحد جرام جزيئي تكون هذه الطاقة مساوية $3/2RT$ وعلى هذا الأساس حسبنا السعة الحرارية للغاز المثالي الأحادي الذرة وكانت النتائج منطبقة مع النتائج العملية ويعد هذا إثباتاً لصحة القانون.

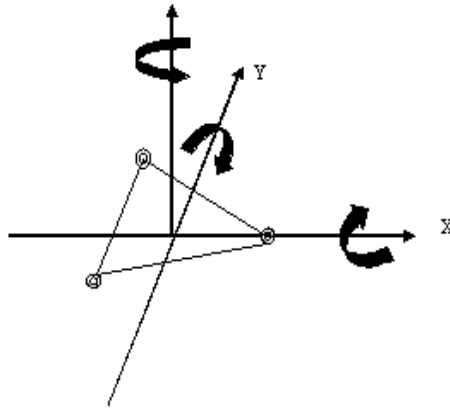
أما بالنسبة للجزيء الثنائي الذرة كما بالشكل



فسوف نجد أن اجزئ الثنائي الذرة يملك ثلاث درجات حرية انتقالية كما انه يملك ثلاث درجات حرية دورانية حول المحاور X,Y,Z لكن في الواقع فإن الدوران حول محور إرتباط الذرات (المحور X) كما في الشكل لا يتم إلا عند درجات الحرارة العالية جدا وبالتالي فهذا الجزئ له درجتين حريتين دورانيتين فقط بالاضافة إلى الثلاث درجات الانتقالية وهذا يعني أن مجموعهم خمس درجات حرية وبالتالي فإن متوسط طاقة الجزئ هي $5/2KT$ وهذا يتفق مع ماذكرناه سابقا وهذا صحيح للجزئ الثنائي الذرات الجامد أما عند درجات الحرارة العالية فإن هذا الجزئ يملك درجة حرية جديدة هي درجة الحرية التذبذبية وفي هذه الحالة فقط فإن مجموع درجات الحرية له تكون 6 درجات حرية.

أما الجزئ الثلاثي الذرات كما بالشكل

Z



فإننا نلاحظ أن له ثلاث درجات إنتقالية + ثلاث درجات دورانية + ثلاث درجات تذبذبية وهذا في حالة الجزيء المتذبذب أما في حالة الجزيء الجامد فإنه يملك ثلاث درجات إنتقالية + ثلاث درجات دورانية ومجموعهم 6 درجات حرية وبالتالي فإن متوسط طاقته هي $3KT$.

عامة فإنه في الواقع لا يوجد إلا ثلاث درجات انتقالية وثلاث درجات دورانية أيا كان عدد الذرات في الجزيء أما عدد درجات الحرية التذبذبية فإنها تختلف وقد وجد أنها تعطى بالعلاقة $(3n-6)$ حيث n عدد الذرات في الجزيء.

وبصورة عامة فإنه إذا كان هناك J درجة حرية فإن متوسط طاقة الحركة للجزيء هي $J/2KT$ وليس $3/2RT$ وبالتالي فإن متوسط طاقة الحركة للجزيئات الموجودة في واحد جرام جزيئي (الطاقة الداخلية) هي

$$U = J/2RT$$

ومن ثم فإن

$$C_V = J/2R$$

أيضا

$$C_P = (J/2 + 1)R$$

وبالتالي فإن

$$\gamma = (J+2)/J$$

والمعادلة الأخيرة تتفق عامة مع النتائج العملية إلا في بعض الحالات النادرة التي تحدث نتيجة
إعتماد السعة الحرارية على درجة الحرارة وليس كما افترضنا من عدم إعتمادها على التغير في
درجات الحرارة.

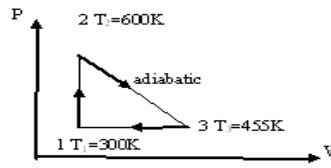
Elshakafie

مسائل

1 آلة احتراق داخلي تحتوي على واحد جرام جزيئي من غاز مثالي أحادي الذرة تمثل

دورة عملها بالشكل الآتي

- 1



حيث العملية من 1 إلى 2 تتم تحت ثبات الحجم والعملية من 2 إلى 3 تحت ثبات كمية الحرارة والعملية من 3 إلى 1 تتم تحت ثبات الضغط.

أ - احسب كمية الحرارة ، التغير في الطاقة الداخلية والشغل المبذول في كل عملية على حدة وللدورة كلها.

ب إذا كان الضغط الابتدائي 1 ضغط جوي أوجد الضغط والحجم عند جميع النقاط الأخرى.

2 معادلة الحالة لبعض المواد تعطى بالعلاقة

$$PV = AT - BT^2$$

أ - أوجد تعبير للشغل المبذول إذا تغيرت درجة الحرارة من T_1 إلى T_2 عند ثبات

الضغط عند P_0

ب أوجد نفس التعبير للشغل إذا تغير الحجم من V_1 إلى V_2 عند ثبات درجة الحرارة عند T_0 .

الباب الثالث

القانون الثاني للديناميكا الحرارية

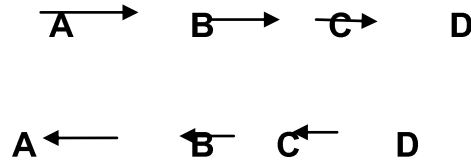
والآلات الحرارية

1) العمليات القابلة للعكس والغير قابلة للعكس

:(Reversible and irreversible processes)

من المشاهدات اليومية في حياتنا أننا نرى أن الحرارة تنتقل من الأجسام الساخنة إلى الباردة وليس العكس وذلك عند التلامس، أيضا الأجسام تنتقل من الوضع ذو طاقة الوضع الكبيرة إلى الوضع ذو طاقة الوضع الأقل كسقوط الأجسام من أعلى إلى أسفل ولم نرى جسما يتحرك من أسفل إلى أعلى إلا بوجود مؤثر خارجي - لذا فإننا يمكننا القول أنه يوجد اتجاه مفضل للطبيعة لكي تتم عملية معينة كعملية إنتقال الحرارة - إنتشار الغازات - حركة الأجسام ولو إستطعنا عكس أي عملية دون التأثير في الوسط المحيط إلى أن تعود تلك العملية إلى نقطة البداية فإننا نسمي هذه العملية بالعملية القابلة للعكس (Reversible process) أما إذا حدث تأثير في الوسط المحيط فإنها تسمى بالعملية الغير قابلة للعكس (Irreversible process) وعملية التأثير في الوسط المحيط تكون في صورة إرتفاع أو إنخفاض في درجة الحرارة أو تحريك

جزينات هذا الوسط وهكذا.... ، ونستطيع أن نضرب مثال للعملية القابلة للعكس فلو أنه كان عندنا عملية تبدأ بالوضع A ثم إنتقلت إلى الوضع D مروراً بالوضعين B ، C فلو عادت العملية مرة أخرى إلى الوضع A مروراً بالوضعين C ، B دون التأثير على الوسط المحيط فهذه العملية تكون قابلة للعكس



ولكن من الملاحظ أن أغلب بل جميع العمليات في الطبيعة غير قابلة للعكس تلقائياً.

(2) القانون الثاني للديناميكا الحرارية:

ذكرنا سابقاً أن القانون الأول للديناميكا الحرارية هو حالة خاصة لقانون الطبيعة العام - قانون مصونية أو بقاء الطاقة- الذي يؤكد أن الحرارة قادرة على التحول إلى شغل والعكس الشغل يتحول إلى حرارة، دون أن نشير إلى الشروط التي تحدث فيها هذه التحولات وبما أن القانون الأول لا يبحث مطلقاً في اتجاه العملية الحرارية ، لذا فإنه لا يمكن تعيين طبيعة هذه العملية ولا نتائجها باستخدام القانون الأول . كذلك فإنه من المشاهد للإنسان منذ قديم الأزل تحول الشغل إلى حرارة بشكل مستمر ومثال ذلك الاحتكاك ، الإصطدام ، الكبح وغيره أما العملية العكسية وهي تحول الحرارة إلى شغل فإنها لاتحدث إلا في الآلات الحرارية فقط مع أن القانون الأول كما ذكرنا نص على تحول أحدهما إلى الآخر.

وعملية تحول الحرارة إلى شغل لا تتم إلا عند وجود فرق في درجات الحرارة بين وسطين - مصدر ومستقبل مثلاً- ومع ذلك فإنه لا يتم تحول الحرارة كلها إلى شغل كما سيتضح لنا عند دراسة الآلات الحرارية.

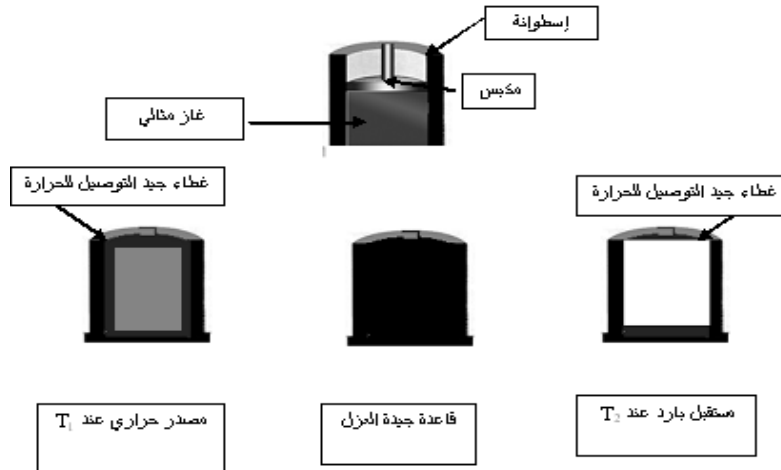
ينتج مما سبق أن ثمة فرق كبير بين تحول الحرارة إلى شغل والعكس. أما القانون الذي يدل على إتجاه التدفق الحراري ويبين الحد الأقصى لتحول الحرارة إلى شغل فهو القانون الجديد الذي تم التوصل إليه من التجارب والحياة العملية ، هذا القانون هو القانون الثاني للديناميكا الحرارية ، وهناك أكثر من صيغة لهذا القانون ومن أشهرها صيغتي كلفن (Kelvin) وكلاوزيوس (Clausius) أما صيغة كلفن فتنص على أنه بستحيل لأي آلة أن تعطي مقداراً مستمراً من الشغل الخارجي المفيد بامتصاص الحرارة من جسم جميع أجزأه عند نفس درجة الحرارة. وأما صيغة كلاوزيوس فتنص على أنه بستحيل لأي آلة أن تنقل الحرارة من جسم بارد إلى جسم درجة حرارته أعلى منه دون الاستعانة بشغل خارجي. وكذلك فإنه توجد نصوص أخرى لهذا القانون مثل نص تومسون (Thomson) والذي ينص على أنه لا يمكن أن تتحول كل الحرارة الصادرة من مصدر حراري إلى شغل، إذ يتحول جزء منها إلى شغل والباقي يلفظ إلى مستقبل حراري بارد.

بناءً على ماسبق من نصوص للقانون الثاني للديناميكا الحرارية فإنه أمكن إكتشاف نظرية عمل الآلات الحرارية وتطويرها وكانت أمثل هذه الآلات هي آلة كارنوت الحرارية.

(3) آلة كارنوت الحرارية (Carnot):

بناءً على ماسبق ذكره فقد قام العالم سادي كارنوت بوضع أسس عمل آلة حرارية سميت بإسمه وهذه الآلة تتكون من :

- 1 - مصدر حراري (source) عند درجة حرارة T_1 هذا المصدر يجب أن تكون سعته الحرارية لانهائية حتى لا تتأثر درجة حرارته مهما سحبت منه من كميات حرارية.
- 2 - مستقبل بارد (sink) عند درجة حرارة T_2 هذا المستقبل يجب أيضا أن تكون سعته الحرارية لانهائية حتى تظل درجة حرارته ثابتة عند T_2 مهما أضيفت إليه من كميات حرارية.
- 3 - وبالتطبع يجب أن يوجد بين المصدر الحراري والمستقبل البارد مادة لعمل الشغل مثل غاز خامل موضوع في إسطوانة ذات مكبس جدرانها جيدة العزل وقاعدتها جيدة التوصيل للحرارة.
- 4 - قاعدة جيدة العزل كما بالشكل (7)



شكل (7) آلة كارنوت

ونظرية عمل آلة كارنوت كالتالي:

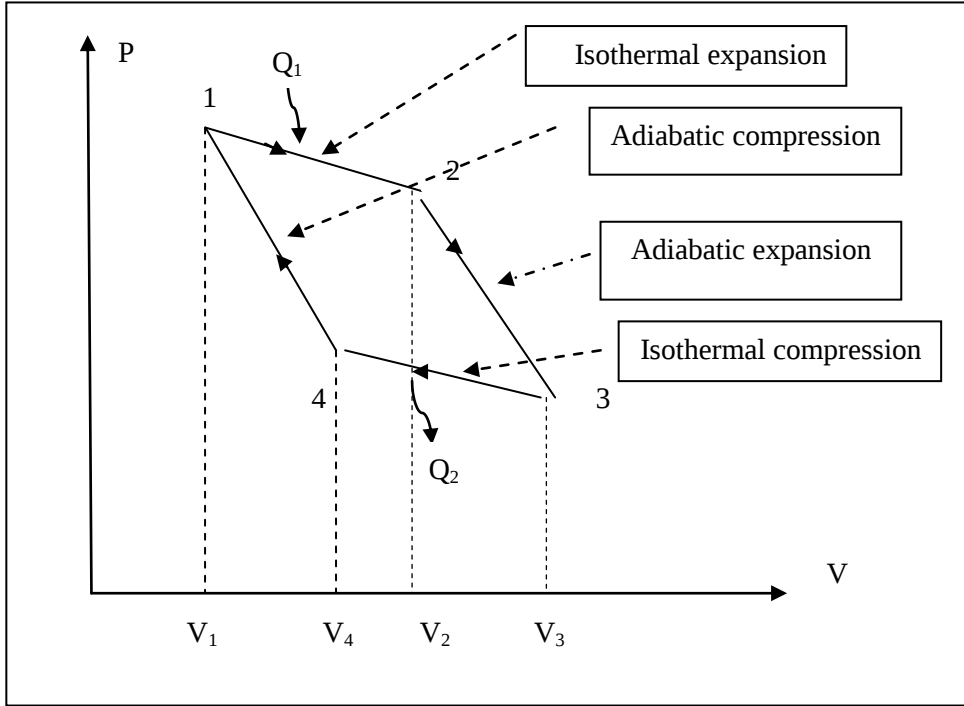
أ - يتم وضع إسطوانة المكبس على المصدر الحراري فيتم إنتقال كمية حرارة Q_1 من المصدر إلى مادة الشغل فيحدث تمدد أيزوثيرمي عند درجة الحرارة T_1 أي أن مادة الشغل تعمل شغل أيزوثيرمي مقداره

$$W_{12} = Q_1 = RT_1 \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right)$$

حيث V_1 هو حجم الغاز قبل التمدد الأيزوثيرمي ، V_2 حجمه بعد التمدد كما بالشكل (8)

ب - يتم نقل إسطوانة المكبس ووضعها على القاعدة العازلة ويسمح للغاز إستكمال تمدده لكن تحت ثبات كمية الحرارة (تمدد أدياباتيكي) في هذه الحالة تنخفض درجة حرارة الغاز حتى تصل إلى T_2 ويكون مقدار الشغل المبذول من الغاز هو

$$W_{23} = C_V(T_1 - T_2)$$



شكل (8) دورة كارنوت الحرارية

ت - بعد أن تصل درجة حرارة الغاز إلى T_2 يتم نقله إلى المستقبل البارد ويضغط الغاز

أيزوثيرمي وفي هذه الحالة يفقد الغاز كمية من الحرارة Q_2 تطرد إلى المستقبل البارد

والشغل المبذول على الغاز في هذه الحالة مقداره

$$W_{34} = Q_2 = RT_2 \ln \left(\frac{V_4}{V_3} \right)$$

ث ينقل الغاز إلى القاعدة العازلة ويتم ضغطه أدياباتيكيًا حتى ترتفع درجة حرارته إلى T_1

وفي هذه الحالة يتم شغل خارجي على الغاز مقداره

$$W_{41} = C_V(T_2 - T_1)$$

ج - ينقل الغاز بالمكبس إلى المستودع الحراري وتكرر الدورات السابقة.

محصلة الشغل الكلي في دورة كارنوت هي المجموع الجبري للكميات المعطاه سابقا

$$W = W_{12} + W_{23} + W_{34} + W_{41}$$

ولكن $W_{23} = -W_{41}$ وبالتالي فإن الشغل الناتج

$$W = W_{12} + W_{34}$$

$$W = RT_1 \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right) + RT_2 \ln \left(\frac{V_4}{V_3} \right)$$

لكن من التغير الأدياباتيكي من 2 إلى 3 فإن

$$T_1 V_2^{\gamma-1} = T_2 V_3^{\gamma-1}$$

ومن التغير الأدياباتيكي من 4 إلى 1

$$T_1 V_1^{\gamma-1} = T_2 V_4^{\gamma-1}$$

وبالتالي فإن

$$V_4/V_3 = V_1/V_2$$

بالتعويض في معادلة الشغل نجد أن

$$W = R(T_1 - T_2) \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right)$$

وحيث أن $T_1 > T_2$ ، $V_2 > V_1$ فإن الشغل W الناتج في دورة كارنوت يكون موجبا والذي يعنى أن الآلة تنتج شغلا مفيدا.

كفاءة الآلة الحرارية:

كفاءة أي آلة حرارية هي النسبة بين الشغل المستفاد من الآلة إلى كمية الحرارة التي تستقبلها أي أن

$$\eta = \frac{W}{Q_1} = \frac{Q_1 - Q_2}{Q_1} = 1 - \frac{Q_2}{Q_1}$$

المعادلة السابقة هي معادلة كفاءة أي آلة حرارية وبالنسبة لآلة كارنوت فإنه بالتعويض عن

الشغل W وكمية الحرارة Q_1 نجد أن

$$\eta = \frac{W}{Q_1} = 1 - \frac{T_2}{T_1}$$

واضح من المعادلة السابقة أنه كلما كانت $T_1 \gg T_2$ كلما زادت كفاءة الآلة وأنه أعلى كفاءة

للالآلة هي عندما $T_2=0$ وهذا لايمكن حدوثه مطلقا كذلك فإن كفاءة الآلة تساوي صفر عندما

$T_1=T_2$ وهذا ينطبق مع نص كلفن للقانون الثاني للديناميكا الحرارية . الدورة الحرارية السابقة

تسمى دورة كارنوت الأساسية أو دورة كارنوت الحرارية وهذه الآلة قابلة للعكس أي تعمل كآلة

مبردة.

Elshakafie