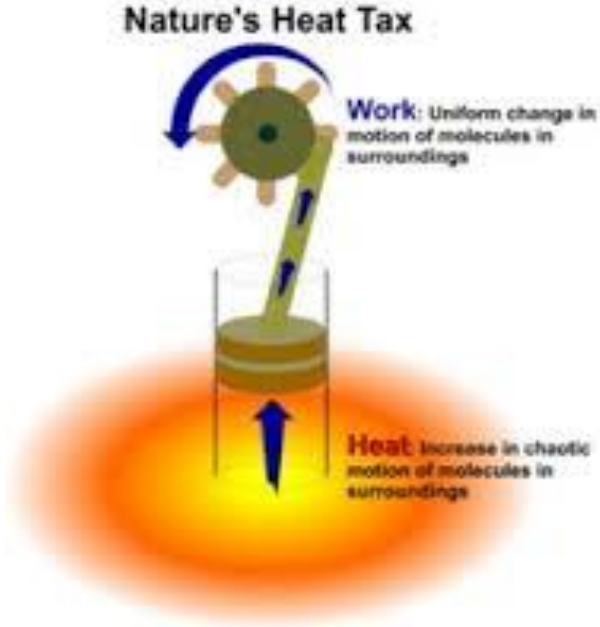


جامعة الانبار

كلية التربية للعلوم الصرفة

قسم الفيزياء



محاضرات

## الثرموديناميك

# Thermodynamics

لطلبة قسم الفيزياء المرحلة الثانية

إعداد

د. رائد خضر سلمان الفهداوي

قسم الفيزياء/ كلية التربية للعلوم الصرفة

العام الدراسي

2016 - 2015

### 3 مفردات المنهج

3.1 مفاهيم اساسيه في الثرموديناميكس

3.2 درجة الحرارة وقياسها

3.3 خواص الماده النقيه

3.4 امتحان شهري

3.5 نظريات رياضيه مفيدة في الثرموديناميكس

3.6 نتائج القانون الاول في الثرموديناميكس

3.7 معادلات الحالة

3.8 امتحان شهري

3.9 القانون الثاني للثرموديناميكس

3.10 الانتروبي

3.11 التغير في الانتروبي

3.12 امتحان شهري

## 4 محاضرة 1- مفاهيم اساسية في الثرموداينمك

### 4.1 مفهوم النظام

النظام (الكيان): هو أي جزء في الكون له حدود معلومة ويخضع للرصد والدراسة وينقسم الى قسمين نظام حقيقي ونظام مثالي.

**النظام الحقيقي:** هو أي نظام طبيعي يستخدم في التجربة او للأغراض العلمية الاخرى مثلا أي كمية من المادة (صلبة او سائلة او غازية) تعرف بالنظام الحقيقي وكذلك السائل في المسعر والغاز او البخار المحصور في أسطوانة مغلقة وكذلك القطعة الصلبة كالجليد او الحديد يمكن اعتبارها نظام حقيقي، الكرة الأرضية وغلانها الجوي هي نظام حقيقي.

**النظام المثالي:** هو أي نظام نظري نتعامل معه في الورقة والقلم لغرض تسهيل المسائل الثرموداينمكية ، ان مثل هذا النظام غير موجود في الطبيعة مثلا الغاز المثالي.

### 4.2 حدود النظام

هو الغلاف الذي يحتوي النظام ويفصله عن محيطه الخارجي. ان حدود النظام قد تكون حقيقية او وهمية فالسطح الداخلي لقنينة الغاز يمثل حدود حقيقية للغاز المضغوط اما الحدود التي نتصورها تحيط بكتلة من الدخان المتحرك في الجو تعتبر حدود وهمية. وليس من الضروري ان تكون حدود النظام ثابتة في الشكل والحجم فالنظام قد يتمدد او يتقلص إذا تغيرت بعض خواصه من الضغط ودرجة الحرارة.

### 4.3 المحيط او الوسط الخارجي

هو كل ما يقع خارج حدود النظام من مادة وفضاء وقد يتفاعل النظام مع محيطه أو لا ونقصد بالتفاعل هو تبادل الكتلة والطاقة عبر الحدود.

## 4.4 انواع الأنظمة الثرموداينمكية

### 4.4.1 النظام المفتوح

هو النظام الذي يسمح بتبادل الكتلة والطاقة مع المحيط وعلية فان مثل هذا النظام تكون كتلته غير ثابتة دائما مثلا الماء في الغلاية يمتص الطاقة الحرارية ويفقد جزءا من كتلته من خلال التبخر وكذلك الصاروخ الطائر تقل كتلته نتيجة تخلصه من فضلات احتراق الوقود.

**4.4.2 النظام المغلق**

هو النظام الذي تبقى كتلته ثابتة دائما ان مثل هذا النظام له حدود لا تسمح باجتياز الكتلة بل بتبادل الحرارة والشغل (الطاقة) ما بين النظام ومحيطه ومثال على ذلك الغاز المحصور في المحرار الغازي او الزئبق الموجود في المحرار.

**4.4.3 النظام المعزول**

هو النظام الذي لا يسمح بتبادل الكتلة والطاقة مع المحيط. أي له حدود عازلة لا تسمح بتبادل الطاقة باي شكل من الاشكال ويمكن اعتبار الكون مثال على هذا النظام

**4.5 الجدار الاديبياتيكي**

هو الجدار الذي لا يسمح بنفوذ الحرارة من خلاله فالنظام المعزول يمثل هذا الجدار لا يسمح بدخول او خروج الحرارة منه واليه.

**4.6 الجدار الداياثرمي او الجدار الموصل**

هو الجدار الذي يسمح بنفوذ الحرارة من خلاله حيث تكون الحرارة على جانبيه واحدة دائما .

**4.7 الكون**

هو مجموع النظام والمحيط معا .

**4.8 التوازن الحراري**

اذا كان لنظام ما احداثياته الترموداينمكية  $p, v, T$  وبقية هذه الاحداثيات ثابتة ما دامت الظروف الخارجية ثابتة فان النظام يكون في حالة توازن حراري وان حدوث التوازن يعتمد على الأنظمة الخارجية او المجاورة و طبيعة الجدران ما بين النظام والمحيط فاذا كانت هذه الجدران عازلة للحرارة تسمى جدران اديباتكية واذا كانت هذه الجدران موصلة للحرارة تسمى جدران داياثرمية .

**4.9 التوازن الترموداينمكي او التوازن الحراري الديناميكي**

يقال ان النظام متوازن ترموداينمكي عندما يكون متوازنا حراريا و ميكانيكيا وكيميائيا، فلو كان لدينا نظام معزول (غير متوازن) فان خواصه مثل الضغط ،درجة الحرارة ، الكثافة تميل للتغير مع الزمن كما انها تتغير من جزء الى اخر وبعد مرور فترة زمنية كافية تستقر خواص النظام على قيم ثابتة ويصبح النظام متوازن ، وخلال الفترة الزمنية التي تسبق الاستقرار نلاحظ ما يلي:-

1- إذا كانت أجزاء النظام بدرجات حرارة متفاوتة فإن النظام غير متوازن حرارياً ونتيجة لذلك تنتقل الحرارة من موقع ذو الدرجة الحرارية العالية إلى موقع ذو الدرجة الحرارية الأوطأ وتستمر العملية إلى أن يصبح النظام متوازن حرارياً.

2- إذا كان هنالك اختلاف في الضغط في أماكن مختلفة ضمن حدود النظام المائع فإن ذلك يعني أن هناك أجزاء منضغطة وأخرى مخلخلة مما يؤدي إلى توليد حركة وتيارات تنقل المادة من الجزء الأكثر كثافة إلى الجزء الأقل كثافة إلى أن يحدث توازن ميكانيكي.

3- إذا كان النظام يحتوي في البداية على مواد أو عناصر قابلة للتفاعل الكيميائي فإن النظام يعتبر غير مستقر كيميائياً ما لم تنتهي التفاعلات ويكون الناتج متوازن كيميائياً.

ملاحظة: أهمية التوازن الثرموداينمي تنشأ من كون مجموعة خواص النظام تبقى ثابتة مع الزمن وعليه يسهل استعادتها وقياسها بدقة كلما دعت الحاجة لذلك .

#### 4.10 خواص النظام

هي الشروط التي تمثل حالة النظام عندما يكون في حالة توازن وهذه الشروط تتعين بإحداثيات يمكن قياسها مثل الكتلة، الضغط، الحجم، درجة الحرارة،..... وهذه الاحداثيات تدعى خواص النظام.

أن خواص النظام تعتمد على حالة النظام فقط ولا تعتمد على ماضي النظام ولا على العملية التي وصل بها النظام إلى هذه الحالة فمثلاً عندما تتغير إحدى خواص النظام فإن الكمية التي ستأخذها هذه الخاصية تعتمد فقط على الحالة النهائية للنظام ولا تتأثر بالمسار الذي سلكه النظام حتى وصل إلى تلك الحالة.

وتقسم خواص النظام إلى قسمين:

1. الخواص المركزة : وهي الخواص التي لا تعتمد على كتلة النظام مثل درجة الحرارة، الضغط، الشد السطح، اللزوجة، ....

2. الخواص الشاملة: وهي الخواص التي تعتمد على كتلة النظام مثل الوزن، الحجم، الطاقة الداخلية، الانتروبي، الشحنة، .. ويمكن تحويل الخاصية الشاملة إلى مركزة وذلك بقسمة الخاصية الشاملة للنظام على كتلته وتدعى النسبة بين قيمة الخاصية الشاملة إلى كتلة النظام بالقيمة النوعية إلى هذه الخاصية فمثلاً إذا كانت الطاقة الداخلية الكلية للنظام  $U$  وكانت كتلة النظام  $m$  فإن الطاقة الداخلية النوعية أو الطاقة الداخلية لوحدة الكتلة هي  $u$  لذلك :

$$u = \frac{U}{m}$$

اما النسبة بين قيمة الخاصية الشاملة للنظام الى عدد المولات فيه تدعى بالقيمة النوعية المولية لتلك الخاصية، فمثلا اذا كان حجم النظام  $V$  وعدد المولات فيه  $n$  فان الحجم النوعي او الحجم الذي يشغله مول واحد هو:

$$v = \frac{V}{n}$$

ويمكن تصنيف خواص النظام الى صنفين خواص مستقلة وخواص تابعة

**الخواص المستقلة :** هي الخواص اللازمة لتعيين حالة النظام ويعتمد عددها على طبيعة النظام، فالنظام البسيط يحتاج الى خاصيتين مستقلتين لتحديده ويزداد عدد الخواص اللازمة لتحديد حالة النظام كلما ازدادت درجة تعقيده.

**الخواص التابعة:** وهي الخواص التي يمكن تحديد قيمتها من خلال الخواص المستقلة ، فمثلا لو تم قياس خاصيتين مستقلتين لنظام غازي معين كالضغط ودرجة الحرارة فالخواص التابعة كالحجم مثلا يمكن تحديدها بدلالة الضغط ودرجة الحرارة.

**حالة النظام:** هي مجموعة الخواص العيانية المرتبطة بالنظام عندما يكون في حالة توازن ترموداينمي، ويمكن وصف حالة النظام بواسطة القيم المعطاة لخواصه مثلا درجة حرارة، الحجم، الضغط، الطاقة الداخلية.....

### للمحاضرة تنمة

## 4.11 العملية الترمودينمكية Thermodynamic process

هي أي تحول للنظام من حالة توازن الى حالة توازن اخرى عبر فترة زمنية.

او هي أي تغيير في الخواص الترمودينمكية للنظام، فعندما تتغير خواص (متغيرات) النظام فان حالة النظام تتغير أيضا وعندها يقال ان النظام يعاني عملية ترمودينمكية فمثلا لو ازداد الضغط المسلط على النظام غازي محصور فان ذلك يرافقه تغيير في خواص أخرى مثل الحجم، الكثافة، درجة الحرارة، .....

من الممكن اجراء أي عملية ترمودينمكية بتثبيت خاصية او اكثر من خواص النظام وترك بقية الخواص تتغير لتأخذ قيم جديدة فمثلا هناك عمليات تتم تحت حجم ثابت او تحت ضغط ثابت او تحت درجة حرارة ثابتة، .....

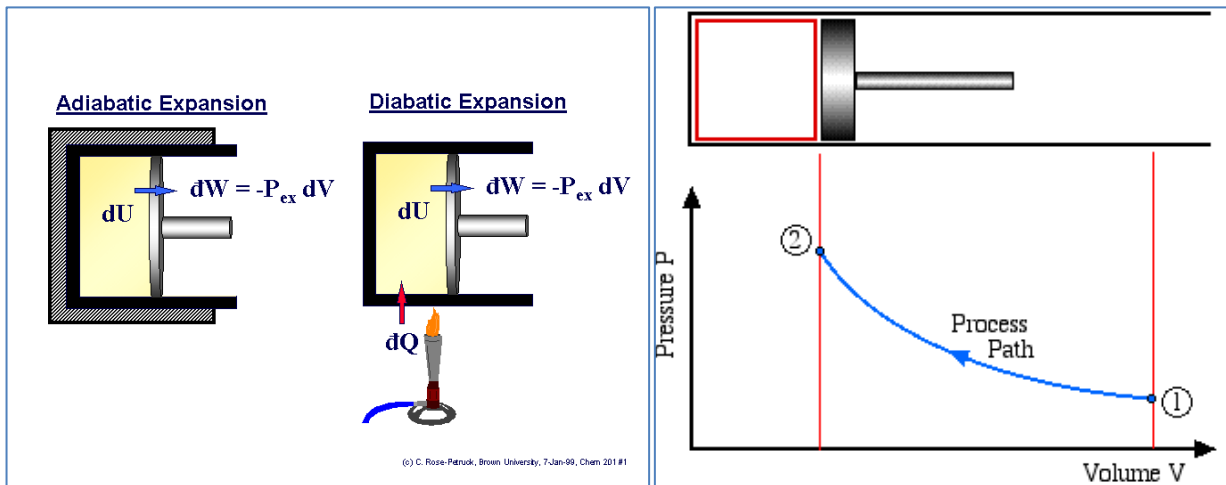
## 4.12 تصنيف العمليات الترموديناميكية Thermodynamic process classification

### 4.12.1 العملية الاديباتكية او الكاظمة Adiabatic process

هي العملية التي تحدث دون خروج او دخول الحرارة الى النظام اي تبقى خلالها كمية الحرارة في النظام ثابتة ، فالعملية التي تحدث لنظام مغلف بعازل جيد يمنع تسرب الحرارة من او الى النظام هي عملية ادباتيكية . ومثال على ذلك ضربة المكبس داخل أسطوانة الاحتراق الداخلي، التضاعط والتخلخل الذي يرافق مرور الموجات الصوتية خلال الهواء. ويعبر عن العملية الايبياتيكية رياضياً بالاتي:

$$Q_1 = Q_2 \quad \rightarrow \quad dQ = 0$$

حيث Q كمية الحرارة.



شكل 1 العملية الاديباتيكية

يوتيوب خاص بالعملية الاديباتيكية

<https://youtu.be/08ezkSrQ5lc>

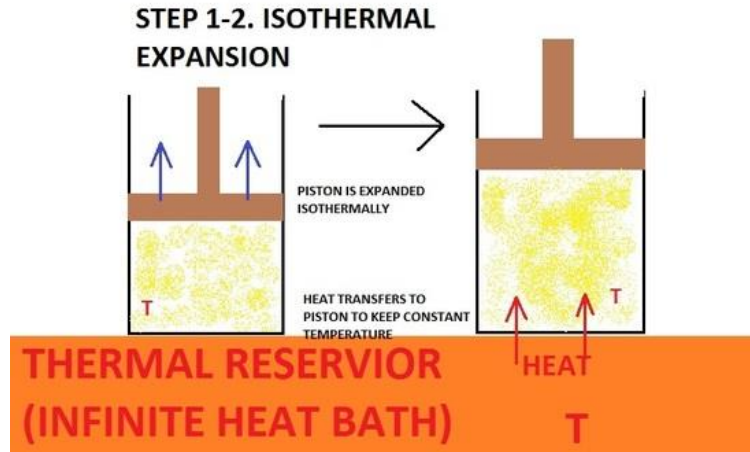
<https://www.youtube.com/watch?v=V3KJ8nPhtO0>

<https://youtu.be/g3qrwA0mSPg>

#### 4.12.2 العملية الايزوثيرمية Isothermal process:

هي العملية التي تحدث للنظام دون ان تغير درجة حرارته  $T$ . في مثل هذه العملية يجب ان يكون غلاف النظام موصل جيد للحرارة بحيث يسمح بدخول او خروج الحرارة عندما يحصل زيادة او نقصان في درجة حرارة النظام خلال حدوث العملية، ان معظم العمليات التي تحدث ببطء تعتبر عمليات ايزوثيرمية .

$$T_1=T_2 \quad \rightarrow \quad dT=0$$



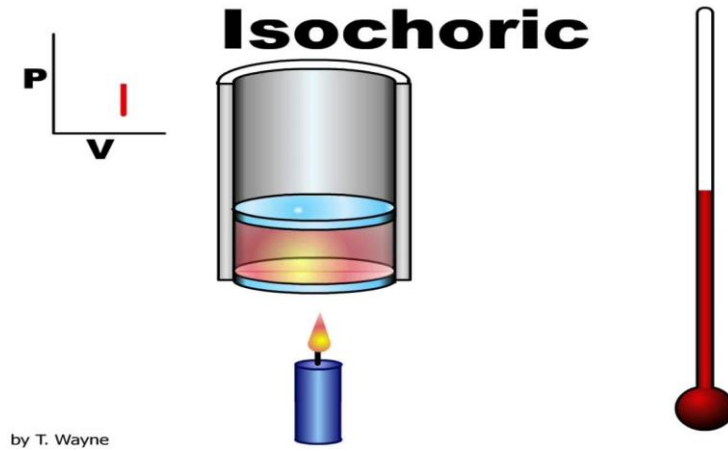
يوتيوب للعملية الايزوثيرمية

<https://www.youtube.com/watch?v=7doEaDtJtFs>



العملية الايزوكورية او الايزومرية Isochoric process: هي العملية التي تتم تحت حجم ثابت.

$$V_1=V_2 \quad \rightarrow \quad dV=0$$

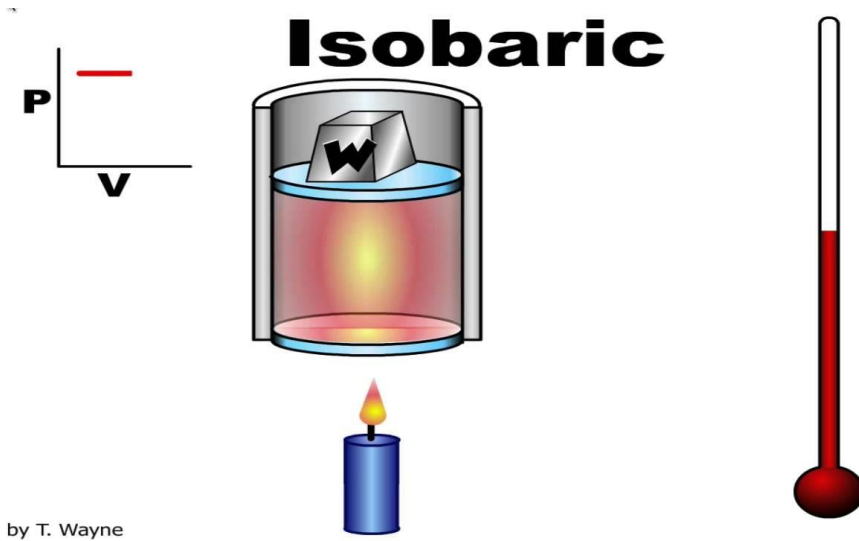


يوتيوب للعملية الايزوكورية

<https://youtu.be/CEBoFGkNaFQ>

العملية الايزوبارية Isoobaric process: وهي العملية التي تتم تحت ضغط ثابت.

$$P_1=P_2 \quad \rightarrow \quad dP=0$$



[https://youtu.be/ok\\_y-hPuDHs](https://youtu.be/ok_y-hPuDHs)

يوتيوب يلخص العمليات الترموديناميكية

<https://www.youtube.com/watch?v=0OD0mOT-dKU&feature=youtu.be>

### 4.13 العملية الدورية

التصنيف الثاني للعمليات الترموديناميكية هو العمليات الدورية. عندما يمر النظام خلال عدد من العمليات ثم يعود ثانية الى حالته الابتدائية يقال ان النظام قد مر خلال دورة كاملة. ان مثل هذه العمليات تتكرر دوريا بحيث يعاني النظام في كل دورة سلسلة من العمليات التي تنقله من حالة معينة وتعود به بعد انتهاء الدورة الى نفس الحالة مثال على ذلك دورة كارنو.

في مثل هذه العمليات يمتص النظام حرارة في كل دورة وينجز شغل على المحيط وإذا كانت عدد الدورات كبير فان مجموع الشغل الناتج كبير ويمكن الاستفادة منه كما في الآلات البخارية.

والعمليات الدورية على نوعين:

#### 4.13.1 العملية الغير معكوسة Irreversible process

هي العملية التي تحدث باتجاه واحد ولا يمكن عكسها من دون ترك تغيرات دائمة على المحيط. ان كافة العمليات الطبيعية والتي تجري ذاتيا هي عمليات لا عكسية مثلا الحرارة تنتقل من الجسم الساخن الى الجسم البارد والرياح تهب من منطقة الضغط العالي الى منطقة الضغط الواطئ و الاجسام تسقط من الأعلى الى الأسفل،..... ان كل هذه العمليات تسير في الاتجاه الذي يقود الى التوازن.

#### 4.13.2 العملية العكسية Reversible process

هي العملية التي يمكن بعد إتمام إنجازها إعادة النظام الى نفس الشروط التي كان عليها قبل العملية دون ترك أي أثر على المحيط.

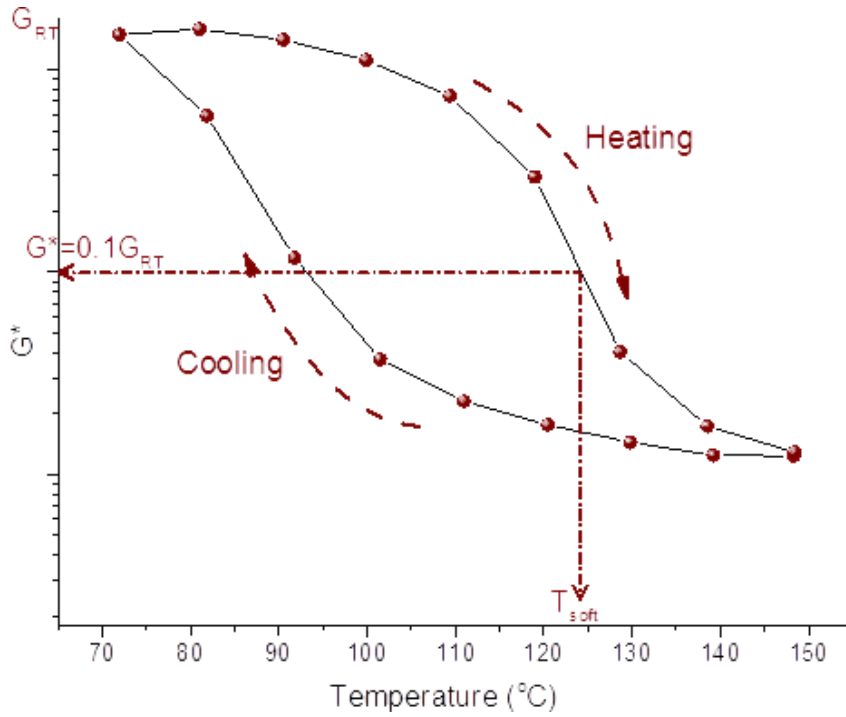
في الحقيقة لا توجد في الطبيعة عملية عكسية تماما ولغرض الاقتراب من العملية العكسية قدر الإمكان ينبغي ان تتوفر الشروط التالية:

1. ان تتم العملية بغاية البطء.
2. ان لا يرافق العملية تبدد بالطاقة (كالضياح الذي يصاحب الاحتكاك واللزوجة والمقاومة....)

3. ان لا يختلف الضغط ودرجة الحرارة بين النظام والمحيط.

و هنالك عمليات يمكن اجراءها بشكل معكوس يقترب ولكن لا يصل الى الحالة المثالية للعملية العكسية مثلاً:

- 1- الجليد ينصهر إذا امتص حرارة ويتحول الى ماء والماء الناتج يتحول الى جليد اذا سحبنا منه نفس المقدار من الحرارة.
- 2- كل التغيرات الادياباتيكية والايروثرمية التي تنجز بصورة متناهية في البطء تعتبر عمليات عكسية.
- 3- شحن المتسعات وتفريغها.
- 4- حركة البندول الحر في غرفة مفرغة من الهواء ومعلق بنقطة ارتكاز خالية من الاحتكاك.



شكل 2 مثال على العمليات العكسية. ذوبان الهلام الالكتروني ثم عودته الى الحالة الصلبة

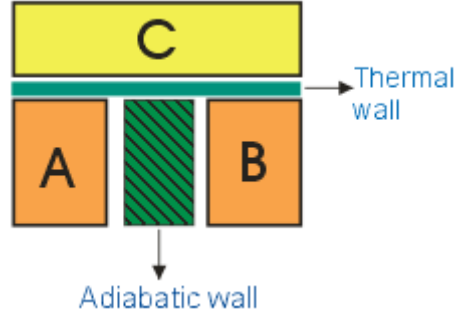
يوتيوب عن العمليات المعكوسة واللامعكوسة

[https://www.youtube.com/watch?v=j\\_6JxoL8qD4](https://www.youtube.com/watch?v=j_6JxoL8qD4)

## 4.14 قوانين الترموديناميك الاساسية

## 4.14.1 القانون الصفري

ينص القانون الصفري على انه "إذا كان نظام A مع نظام ثاني B في حالة توازن حراري ، وكان B في توازن حراري مع نظام ثالث C ، فإن A و C هما أيضا في حالة توازن حراري.



## 4.14.2 القانون الاول للترموديناميك

"الطاقة لا تفنى ولا تستحدث من عدم ولكن تتحول من شكل إلى آخر". ويعبر عنه رياضياً بـ :

$$U = Q - W$$

حيث U تمثل الطاقة الداخلية للنظام، Q تمثل كمية الحرارة الداخلة الى النظام و W يمثل الشغل المنجز من قبل النظام.

ويتضمن هذا القانون ثلاثة مبادئ :

1. قانون حفظ الطاقة : الطاقة لا تفنى ولا تنشأ من عدم ، وانما تتغير من صورة إلى أخرى.
2. تنتقل الحرارة من الجسم الساخن إلى الجسم البارد ، وليس بالعكس.
3. الشغل هو صورة من صور الطاقة.

وعلي سبيل المثال ، عندما ترفع رافعة جسما إلى أعلى تنتقل جزء من الطاقة من الرافعة إلى الجسم ، ويكتسب الجسم تلك الطاقة في صورة طاقة الوضع.

وعندما يسقط الجسم من عال ، تتحول طاقة الوضع (المخزونة فيه) إلى طاقة حركة فيسقط على الأرض.

### اسئلة واجب بيتي

س1/ اذا اردنا تصنيع سخان شمسي، فأى العمليات الثرموديناميكية يتطلبها ذلك؟

س2/ ماهي العملية الثرموديناميكية التي يعمل بموجبها مايسمى قدر الضغط، وكيف تتم تلك العملية؟

س3/ مانوع العملية التي يعمل بمبدأها الترمس (الترمز)؟

نهاية المحاضرة

## 5 محاضرة 2- درجة الحرارة وقياسها

درجة الحرارة **Temperature**: هي كمية فيزيائية عيانية تعتبر مقياس لدرجة سخونة الجسم. وتقاس وفق اجهزة خاصة تسمى موازين الحرارة (المحاريير) والتي يمكن معايرتها لاطهار تدريجات مختلفة للحرارة. وهناك انظمة عديدة لقياس درجة الحرارة ولكن النظامان الاكثر شيوعاً بينهما هما درجة الحرارة المطلقة (كلفن K) ودرجة الحرارة المئوية (السييليزية °C).

### 5.1 اسس قياس درجة الحرارة:-

استخدمت العديد من العلاقات ما بين درجة الحرارة والخواص الفيزيائية في بناء مناسب لدرجة الحرارة، وهذا البناء او الجهاز تم تعريفه باسم المحرار.

وان بناء اي مقياس لدرجة الحرارة يعتمد على عدة عوامل تعتمد على الاختيارات التالية:

1. اختيار المادة الحرارية المناسبة
2. اختيار الصفة المحرارية المناسبة لتلك المادة
3. افتراض ان الصفة المحرارية المختارة تتغير مع درجة الحرارة
4. اختيار المقدار المناسب لدرجة الحرارة التي يراد قياسها باستمرار

مقاييس درجة الحرارة:

1. المقياس المئوي (السييليزي) °C.
2. المقياس المطلق (الكلفن) K
3. المقياس الفهرنهايتي F

اما العلاقة الرياضية بين هذه الانظمة فهي كالآتي:

1. للتحويل من السييليزي الى الفهرنهايتي وبالعكس

$$F = \frac{9}{5} \times C + 32$$

$$C = \frac{5}{9} \times (F - 32)$$

2. للتحويل من السييليزي الى المطلق وبالعكس

$$K = 273 + C$$

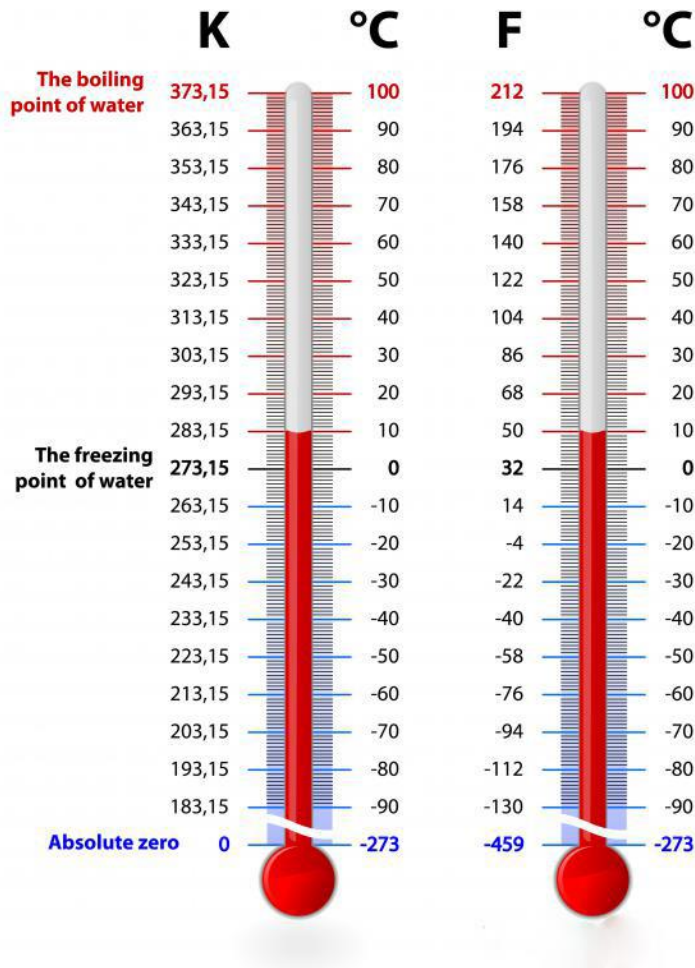
$$C = K - 273$$

3. للتحويل من المطلق الى الفهرنهايتي وبالعكس

$$F = \frac{9}{5}(K - 273) + 32$$

$$K = 273 + \frac{5}{9}(F - 32)$$

الشكل ادناه يوضح تدرج المحارير حسب الانظمة الثلاثة المذكورة



مثال/ اوجد درجة الحرارة الفهرنهايتية المقابلة ل(50°C).

الحل :

$$F = \frac{9}{5} \times C + 32 = \frac{9}{5} * 50 + 32 = 122$$

قارن الحل مع الرسم اعلاه.

## 6 محاضرة 3- المادة النقية وخواصها

المادة النقية هي اي مادة متجانسه لها نفس التركيب الكيميائي في جميع الاطوار سواء كانت المادة في حاله الصلب او السائل او الغازيه. تتوجد المواد النقيه في الطبيعه بثلاث اطوار وذلك تبعا لدرجة حرارتها والضغط المسلط عليها وهي الطور الصلب والطور السائل والطور البخاري. والمادة النقيه في حالة غياب التأثيرات الكهربائيه والمغناطيسيه تعتبر من ابسط المواد الثرموديناميكيه لأنها تنجز او ينجز عليها نمط واحد فقط من الشغل وهو الشغل الناتج من تغيير الحجم .

ويمكن تحديد المادة النقيه بشرطين هما :

- 1- الشرط الكيميائي :- وهو ان يكون تركيبها الكيميائي ثابت في جميع الاطوار .
- 2- الشرط الفيزيائي :- وهو ان تنجز او ينجز عليها نمط واحد فقط من الشغل وهو الشغل الميكانيكي الناتج من حاصل ضرب الضغط في مقدار التغيير في الحجم .

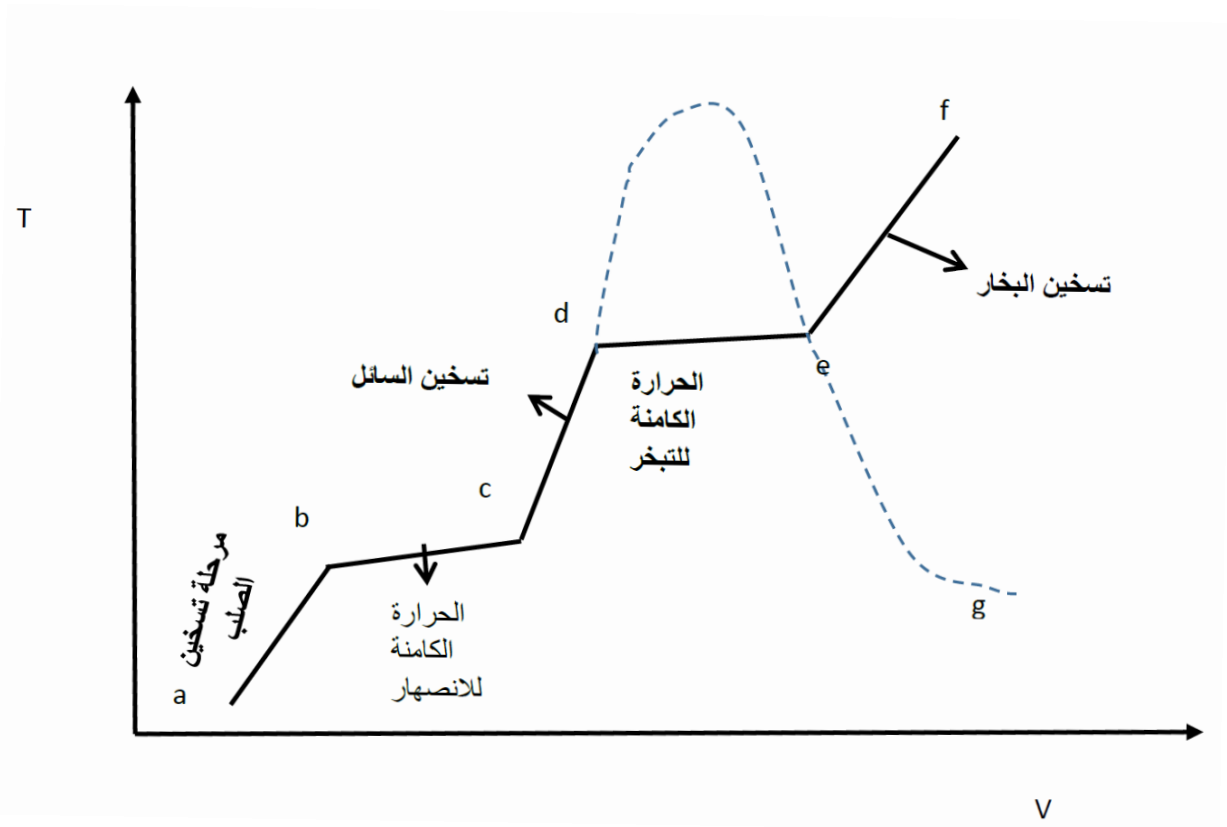
### 6.1 تغيير حالة المادة

يبين الرسم البياني بين درجة الحرارة  $T$  و الحجم  $V$  لكتلة معينه من مادة خاضعة لضغط ثابت فالمنحني (abcdef) يوضح كيفية تغيير الحجم مع درجة الحرارة عند تسخين المادة ابتداءً من الصفر المطلق الذي نفرض انه يمثل في النقطة (a) حتى تحوله الى غاز في النقطة (f) .

تكون المادة في الحالة الصلبة عند درجة حرارة الصفر المطلق وعند تسخينها يتمدد الحجم وترتفع درجة حرارتها حتى تصل الى نقطة الانصهار التي عندها تبدء بالتحول الى سائل وتتمثل هذه العملية بالمنحني ( a الى b) وباستمرار التسخين تمتص المادة كمية من الحرارة ويتمدد حجمها ولكن تبقى درجة حرارتها ثابتة وهذه العملية تتمثل بالخط الافقي من (b الى c) عملية التحول من الحالة الصلبة الى الحالة السائلة دون تغيير درجة الحرارة وتسمى كمية الحرارة اللازمة لتحول المادة من الحالة الصلبة الى الحالة السائلة دون تغيير درجة الحرارة بالحرارة الكامنة للانصهار . عند النقطة (c) تتحول المادة كلياً الى سائل وباستمرار التسخين يتمدد السائل وترتفع درجة حرارته حتى يصل النقطة (d) حيث تتباعد الجزيئات وتتهار قوى التجاذب بينها وتأخذ المادة بالتبخر ويمثل الخط الأفقي من (d الى e) عملية تحول المادة من الحالة السائلة الى الحالة الغازية تحت درجة حرارة ثابتة. وتسمى كمية الحرارة اللازمة لتحويل المادة من الحالة السائلة الى بخار دون تغيير درجة حرارتها بالحرارة الكامنة للتبخر. وتمثل النقطة e نهاية عملية التبخر وتحول المادة بأكملها إلى الحالة الغازية. وتسمى المادة عند أي نقطة من نقاط الخط ( de ) بالبخار الرطب حيث يتألف من غاز يحتوي على قطرات صغيرة من السائل وعند النقطة e يصبح البخار جافاً تماماً ويسمى بخار مشبع وجاف وباستمرار التسخين فان



المنحني ( ef ) يمثل عملية تسخين البخار وتسمى هذه العملية **بالتحميص** او التسخين الفائق ويسمى البخار عندئذ بخاراً محمصاً ويدخل في الحالة الغازية ويخضع لقوانين الغازات.



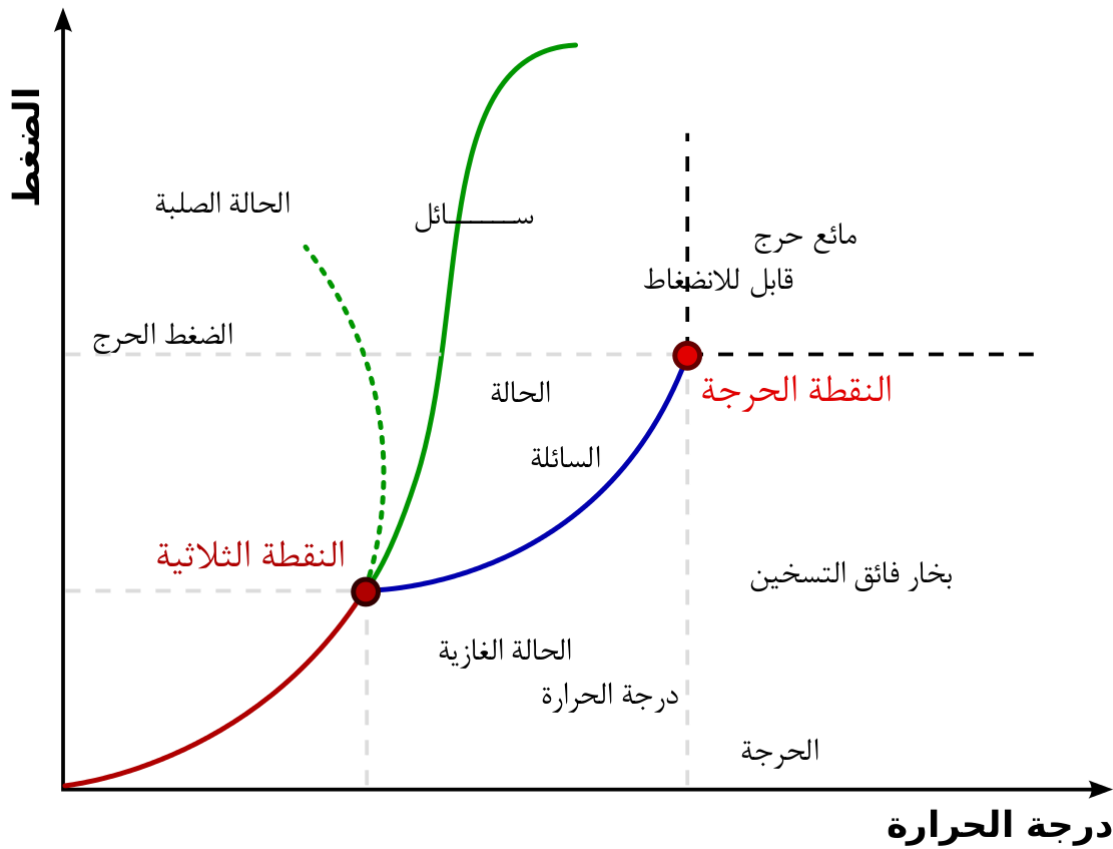
رسم توضيحي 1-6 : مخطط الطور للمادة النقية

ان المنحني ( a b c d e f ) يمثل حالة المادة عند ضغط ثابت وعند إعادة العملية ولكن تحت ضغط مختلف سنجد ان النقطتين c و d تتحركان على المنحني المبين في الخط المنقط وتتحدان في نقطة واحدة وهي النقطة الحرجة . (وهي النقطة التي تتطابق فيها خواص الحالتين السائلة والغازية).

الغاز والبخار : ان الحالتين الغازية والبخارية للمادة يمثلان مرحلتين متباعدتين لظاهرة واحدة مستمرة وهاتين الحالتين يفصلهما حد مميز تتحكم به درجة حرارة خاصة تدعى بالدرجة الحرجة. حيث ان فوق الدرجة الحرجة تكون المادة في الحالة الغازية تماما وتحت الدرجة الحرجة تكون المادة في الحالة البخارية. لا يمكن تصليب الغاز بتسليط ضغط عليه فقط مهما كان مقدار ذلك الضغط كبيرا بينما يمكن إسالة البخار بتسليط ضغط معين لذلك لإسالة أي غاز يجب اولا تبريده الى درجة حرارة اقل من درجة حرارته الحرجة وهذا يعني تحويله من الحالة الغازية الى الحالة البخارية وعند تسليط ضغط مناسب يتحول البخار الى سائل. ان **الدرجة الحرجة لأي غاز هي الدرجة التي لا يمكن فوقها تحويل الغاز الى سائل مهما كان الضغط المسلط عليه.**

### نهاية المحاضرة

منحني درجة الحرارة- الضغط لمادة نقية:



## 7 محاضرة 4- معادلة الحالة للغازات

## 7.1 معادلة الغاز المثالي

الغاز المثالي هو غاز مفترض ولاوجود له في الطبيعة يخضع لمعادلة الحالة تماما من حيث العلاقة بين  
(n, T, V, p)

$$pV=nRT$$

والغاز المثالي لايمكن اسالته من خلال زيادة الضغط وخفض T كما هو الحال في الغازات الحقيقية الاخرى  
مثل  $CH_4, NH_3, O_2, H_2$  .

السبب في ذلك هو عدم وجود قوى كامنه تربط بين جزيئاته اي انعدام قوى التجاذب تماما بين جزيئات الغاز  
المثالي لان طاقته الكامنة صفر .

$$E_{tot}=E_k+E_p=E_k+0=E_k$$

الغاز الحقيقي هو الغاز الذي لا يخضع مباشرة الى معادلة الحالة والمتواجد فقط في T عالية جدا وضغوط واطئة  
جدا وله طاقة حركية وكامنه اي ان قوة التجاذب له ليس صفرا وبالتالي فان طاقته الكلية هي مجموع طاقته  
الكامنه الحركية .

$$E_{tot}=E_k+E_p \text{ (real gas)}$$

مثل هذه الغازات يمكن ان تسال برفع الضغط وخفض درجات الحرارة مثل  $CO_2, NH_3, CH_5, H_2$  .....

-قانون دالتون: ينص قانون دالتون على ان اي غاز يعتبر فراغا بالنسبة لأي غاز اخر ممزوج معه . فاذا وضعت  
عدة غازات مثالية لا يوجد تفاعل كيميائيا مع بعضها في وعاء واحد فان كلا منها يتمدد في ذلك الوعاء بأكمله  
دون ان يتأثر بوجود الغازات الاخرى ويكون الضغط الكلي للمزيج مساويا لمجموع الضغوط الجزئية للغازات  
المكونة له اي ان:

$$P = \sum P_i = p_1 + p_2 + p_3$$

حيث ان  $p =$  الضغط الكلي للمزيج

..... $p_3, p_2, p_1$  تمثل الضغوط الجزئية للغازات التي تتألف منها المزيج.

قانون أفوكادرو : الحجم المتساوية من الغازات المختلفة تحت نفس الظروف من درجة الحرارة والضغط تحتوي على نفس العدد من الجزيئات.

قانون جول : الطاقة الداخلية للغاز المثالي تعتمد فقط على درجة حرارة الغاز اي ان:

$$U=f(t)$$

وسنرى لاحقا ان الغازات الحقيقية تحت شروط خاصة لا تتحرف كثيرا عن هذه القوانين، لغرض اشتقاق معادلة الحالة للغاز المثالي سنعتمد على الفرضيات التي تحدد سلوك الغاز المثالي ولهذا الغرض نحسب الضغط الذي يسلطه الغاز على جدران الوعاء الذي يحتويه حيث ان تصادم الجزيئات مع جدران الوعاء ينتج عنه تغير في زخم الجزيئات وحسب قانون نيوتن الثاني في الحركة فان معدل تغير الزخم لكل وحدة مساحة مسلطة على سطح الجدران يساوي القوة التي يسلطها الغاز على وحدة المساحة وهذه تساوي الضغط حيث ان:

$$P = \frac{1}{3} m \left( \frac{N}{V} \right) \bar{V}^2 \quad \text{.....(4.1)}$$

حيث ان  $m$  كتلة الجزيء الواحد والنسبة  $\frac{N}{V}$  تمثل عدد الجزيئات في وحدة الحجم، و  $\bar{V}^2$  تمثل متوسط مربع سرعة الجزيئات.

وإعادة ترتيب المعادلة (4.1) نحصل على:

$$PV = \frac{1}{3} mN\bar{V}^2$$

$$PV = \frac{2}{3} N \left( \frac{1}{2} m\bar{V}^2 \right) \dots (4.2)$$

حيث ان  $\frac{1}{2} m\bar{V}^2$  تمثل متوسط الطاقة الحركية للجزيء الواحد.

وبمقارنة معادلة (4.2) مع المعادلة العامة للغازات ( $PV=nRT$ ) نلاحظ ان متوسط الطاقة الحركية للجزيئات يتناسب طردياً مع درجة الحرارة المطلقة للغاز.

i.e.

$$\frac{1}{2} m\bar{V}^2 \propto T$$

$$\frac{1}{2} m\bar{V}^2 = B \times T \dots (4.3)$$

حيث ان  $B$  مقدار ثابت يساوي  $\frac{3}{2} K_B$  (من معادلات النظرية الحركية للغازات)، وان  $K_B$  يمثل ثابت بولتزمان:

$$K = \frac{R}{N_o}$$

$R$  يمثل ثابت الغاز و  $N_o$  عدد افوكادرو ( $N_o=6.022 \times 10^{23}$ ). اذا معادلة (4.3) يمكن ان يعاد كتابتها بالشكل:

$$\frac{1}{2} m\bar{V}^2 = \frac{3}{2} R/N_o T \dots (4.4)$$

وبتعويض معادلة (4.4) في (4.2) نحصل على:

$$PV = \frac{2}{3} N \frac{3}{2} \frac{R}{N_0} T = \frac{N}{N_0} RT \dots\dots (4.5)$$

حيث ان النسبة  $N/N_0$  تمثل عدد المولات . وعليه تصبح معادلة (4.5) كالاتي (الصيغة الأولى):

$$\begin{aligned} PV &= nRT \\ Pv &= RT \dots\dots (4.6) \end{aligned}$$

معادلة (4.6) تمثل الصيغة الثانية لمعادلة الغاز المثالي

حيث ان  $R=8.317 \text{ J/(K.mol)}$ .

اما الصيغة الثالثة لمعادلة الحالة للغاز المثالي فتكون:

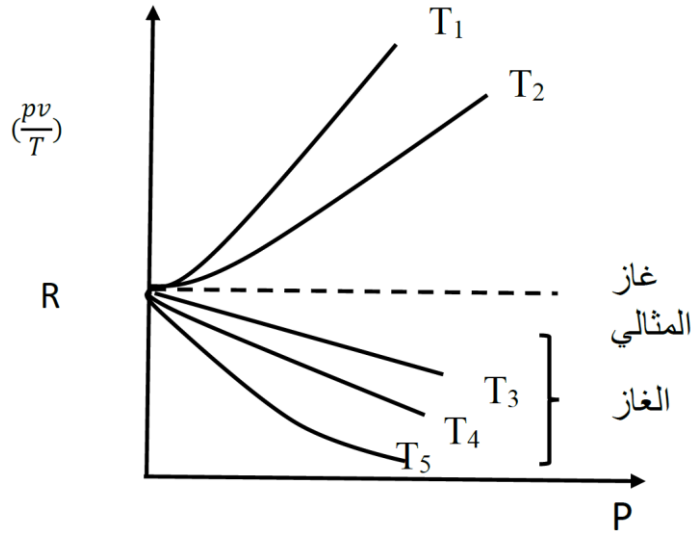
$$PV = nKN_0T$$

Or

$$PV = \frac{N}{N_0} KN_0T \implies PV = NKT$$

### 7.1.1 الطريقة التجريبية لاشتقاق معادلة الحالة للغاز المثالي:

نفرض ان لدينا مول واحد من غاز حقيقي تجري على هذا الغاز سلسلة من التجارب وفي كل تجربة نحصل على مجموعة من القياسات لكل من الضغط و الحجم النوعي المولي تحت درجة الحرارة ولتكن  $T_1$  وتجرى هذه القياسات على مديات واسعة لهذه المتغيرات وفي كل قياس منفرد تحسب النسبة  $(pV/T)$  وترسم العلاقة البيانية بين قيمة هذه النسبة على محور الصادي وقيمة الضغط  $p$  على المحور السيني فنحصل على المنحني  $T_1$  المبين في الشكل (4.1) ادناه.

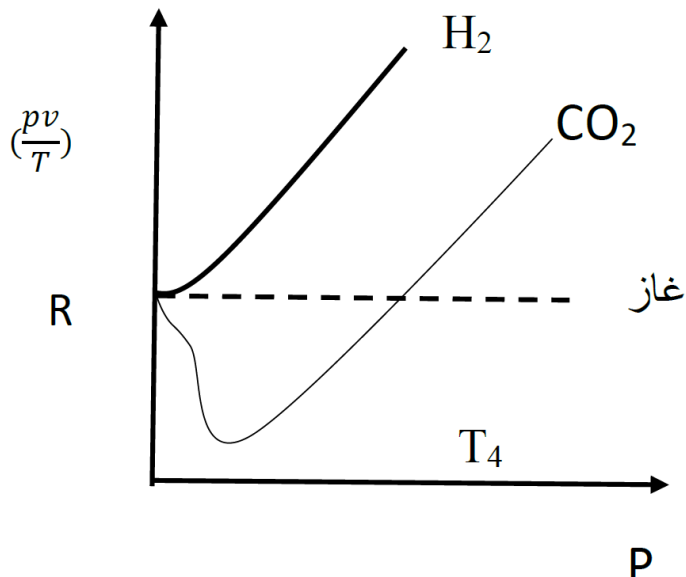


رسم توضيحي 1-7 منحنى الحالة للغاز المثالي

نعيد نفس الاجراءات تحت درجة الحرارة مختلفة ولتكن  $T_2$  ونرسم العلاقة البيانية فنحصل على منحنى ( $T_2$ ) وبنفس الطريقة نحصل على المنحنيات ( $T_3$ )، ( $T_4$ )، ( $T_5$ ) .....

وقد لوحظ ان الغازات الحقيقية عند درجة حرارة الغرفة لا تعطي نفس المنحنيات تماما بل هناك بعض الاختلافات في التفاصيل.

ففي حالة غاز الهيدروجين فان قيمة ( $\frac{pv}{T}$ ) تزداد تدريجيا بازدياد الضغط اما في حالة غاز  $CO_2$  فان ( $\frac{pv}{T}$ ) تقل اولا بازدياد الضغط ثم تزداد قيمتها بعد ذلك بزيادة الضغط كما في الشكل (4.2).



رسم توضيحي 2-7 منحنى الحالة للغاز المثالي

ان الخصائص المميزة لهذه المنحنيات في الشكلين (4.1) و (4.2) هي:-

1. ان النتائج تقع على منحنيات مستمرة وبسيطة مهما كانت طبيعة الغاز او درجة حرارته.
2. ان هذه المنحنيات تقترب من بعضها البعض كلما قل الضغط وتلتقي امتداداتها في نقطة واحدة على المحور الصادي مهما كانت درجة الحرارة.
3. ان المنحنيات المماثلة لكل الغازات الاخرى تقترب تماما من نفس النقطة على المحور الصادي اي ان هناك قيمة مشتركة لكل الغازات وهي القيمة الحدية للنسبة  $(pv/T)$  عندما يقترب الضغط  $p$  من الصفر، وان القيمة التي تلتقي عندها المنحنيات تدعى بالثابت العام للغازات ونعبر عنه رياضياً كما يأتي:-

$$R = \lim_{P \rightarrow 0} \frac{PV}{T} \dots\dots\dots(4.7)$$

ان هذه صحيحة فقط عندما تكون الغازات الحقيقية تحت ضغط واطئ جدا.  
ان الخط المتقطع في الشكلين اعلاه يمثل معادلة الحالة للغاز المثالي. لذلك فان  $(pV/T)$  للغاز المثالي واحدة تماماً مهما كانت قيمة  $p, T$ .

## 7.2 معادلة الحالة للغاز الحقيقي

مما ورد اعلاه نعلم ان سلوك الغاز المثالي يمكن تمثيله بالعلاقة البسيطة  $pV=RT$ . حيث ان  $R$  ثابت، فإن الغازات الحقيقية لا تتبع هذه المعادلة الا تحت شروط خاصة. لقد تبين من تجارب اندروز وإماجاد على غاز  $(CO_2$  و  $N_2)$  ان الغازات الحقيقية لا تخضع لمعادلة الغاز المثالي، بل تنحرف عن سلوك الغازات المثالية انحرافاً ويزداد هذا الانحراف كلما زاد الضغط المسلط على الغاز وانخفضت درجة حرارته بحيث لا تتجاوز الدرجة الحرجة. ان الغازات الحقيقية عندما تخضع لظروف خاصة من ضغط ودرجة حرارة تتحول الى سائل وعليه يجب ان تمثل معادلة الحالة سلوك المائع ولهذا سيتم تعديل المعادلة  $pV=nRT$  بحيث تصبح ممثلة لسلوك الغازات الحقيقية تحت كل الظروف من ضغط ودرجة حرارة.

ان المادة يمكن ان توجد بثلاث حالات صلبة وسائلة وغازية وقد كان يعتقد ان الغازات مثل النيتروجين والاكسجين والهليوم ..... توجد فقط بحالتها الغازية وقد كان يعتقد ان هنالك حد فاصل دائم بين الحالة الغازية والحالة السائلة، لكنه وجد ان تحت ضغوط عالية ودرجات حرارة واطئة ان الغازات تنحرف بشكل ملحوظ عن قانون بويل وتحت ضغط عالي تقترب الجزيئات من بعضها البعض وتصبح قوى التجاذب بين الجزيئات محسوسة وعندما تصبح المسافة بين الجزيئات مساوية للمسافة المناظرة بين الجزيئات في حالة السيولة فان الغاز يتحول الى سائل. ان الحالات الثلاثة للمادة هي حالات متصلة تمثل مراحل مختلفة لظاهرة مستمرة فاذا سخنا الجليد فان الجزيئات تتحرك بحرية اكثر ويتحول الى ماء واستمرار التسخين يزيد من حركة الجزيئات

وعندما تصبح قوى التجاذب بين الجزيئات صغيرة يتحول السائل الى الحالة الغازية والعكس ممكن أيضاً.



لقد كان هنالك محاولات عديدة لتشكيل معادلة الحالة للغاز الحقيقي والتي تصف خواصه بدقة عندما يكون في حالة الغازية او حالة السائلة ، ان ايسط أسلوب لبناء مثل هذه المعادلات هو تحويل معادلة الحالة للغاز المثالي بحيث تأخذ بنظر الاعتبار الخصائص التي تميز الغاز الحقيقي عن الغاز المثالي .

لقد تم اقتراح معادلات عديدة ولكن لا توجد هناك معادلة واحدة تتفق مع كل الحقائق الملحوظة عن الغازات الحقيقية و من اهم هذه المعادلات هي :

1. معادلة اونس: من النتائج التجريبية التي أجريت على الغازات الحقيقية استطاع اونس ان يقترح

المعادلة التجريبية التالية :

$$Pv = A + Bp + Cp^2 + Dp^3 + \dots \quad (4.8)$$

حيث ان A و B و C و D معاملات تعتمد على طبيعة الغاز ودرجة حرارته وتدعى بالمعاملات الحدية. إن قيمة هذه المعاملات تقل كلما زاد الضغط p لذا فإن المعامل A من اهم المعاملات ثم يليه B ، أما C و D فقيمتها صغيرة جداً. وعندما يكون الضغط المسلط على الغاز عالياً فإن المعامل A يساوي RT لمول واحد من الغاز والحدود الأخرى تهمل فتصبح المعادلة:

$$Pv = RT + Bp \quad (4.9)$$

2. معادلة فانديرفالس: من أكثر المعادلات سهوله وشهره للغاز الحقيقي حيث ان هذه المعادلة تأخذ بنظر الاعتبار قوى التجاذب بين الجزيئات والتي لا يمكن اهمالها خاصة عندما تكون الجزيئات متقاربة من بعضها البعض تحت الضغوط العالية وكذلك لجزيئات الغاز الحقيقي حجم فعلي لا يمكن اهماله لذا أصبح من الضروري تعديل معادلة الحالة للغاز المثالي وتصبح بالشكل التالي:

$$(p + \Delta p)(V - \Delta V) = RT \quad (4.10)$$

حيث ان يمثل مقدار التصحيح بالحجم الناتج من اخذ حجم جزيئات الغاز بنظر الاعتبار و تمثل مقدار التصحيح بالضغط الناتج من قوى التجاذب بين جزيئات الغاز وتصبح المعادلة (4.10) بعد ايجاد التصحيح في الحجم والضغط كما يلي:

$$\left(p + \frac{a}{v^2}\right)(v - b) = RT \quad (4.11)$$

3. معادلة كلاسيوس : اجري بعض التعديلات على معادلة الحالة للغاز المثالي بأخذ التصحيحات على حجم الاناء حيث فرض ان حجم الغاز ليس هو حجم الاناء دائما اقل من ذلك بحيث تأخذ المعادلة الشكل التالي:

$$P(v - b) = RT \dots\dots\dots(4.12)$$

4. معادلة ديتريسي : من الممكن اشتقاقها بنفس أسلوب معادلة فان ديرفالز مع اجراء بعض التعديلات.

$$P(v - b) = RT e^{-\frac{a}{RT}} \dots\dots\dots(4.13)$$

5. معادلة بيرثيلوت: تأخذ هذه المعادلة الشكل التالي:

$$\left(p + \frac{a'}{Tv^2}\right)(v - b) = RT \dots\dots\dots(4.14)$$

حيث ان  $a'$  لا يعتمد على درجة الحرارة هذه المعادلة مناسبة للغاز عند درجة الحرارة الواطئة.

6. معادلة كاندرا:

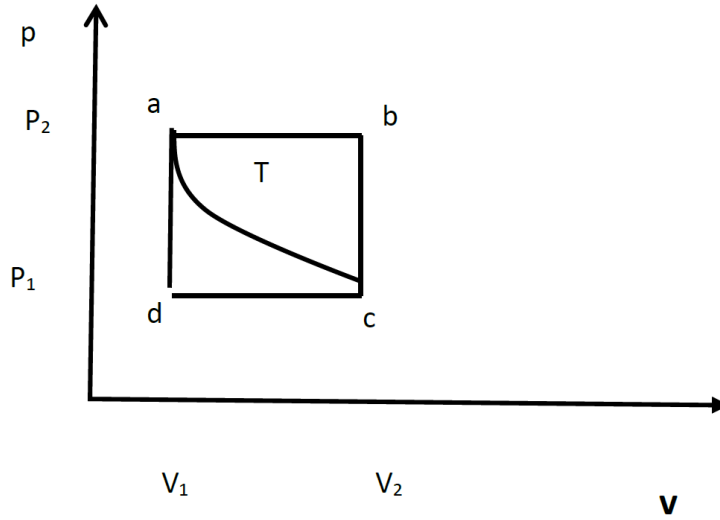
$$(v - b) = \frac{RT}{P} - \frac{C}{T^n} \dots\dots\dots(4.15)$$

حيث ان  $n = 10/3$  وهذه المعادلة مشتقة للبخر.

وكذلك هنالك معادلات أخرى مثل معادلة بيني-برجمان وغيرها.

مثال 4.1/

في الشكل  $p_1 = 4 \times 10^5 N/m^2$  و  $p_2 = 10 \times 10^5 N/m^2$  و  $v_1 = 2.5 m^3/kg.mol$  و  
 اوجد 1- درجة الحرارة  $(T)$  للمنحني 2- درجة الحرارة  $d, b$  3- الحجم النوعي  $v_2$   
 4- الحجم الاصلي في  $a$



الحل/

1. درجة الحرارة T للمنحنى

$$Pv = RT_a$$

$$T_a = \frac{Pv}{R} = \frac{10 \times 10^5 \times 2.5}{8.31 \times 10^3} = 300k$$

T<sub>a</sub>-2

$$T_d = \frac{Pv}{R} = \frac{4 \times 10^5 \times 2.5}{8.31 \times 10^3} = 120k$$

3- نجد v<sub>2</sub> للحصول على T<sub>b</sub> حيث ان T<sub>a</sub>=T<sub>c</sub>

$$Pv = RT = 4 \times 10^5 \times V_2 = 8.31 \times 10^3 \times 300 = 6.25 m^3/kmol$$

$$T_b = \frac{Pv}{R} = \frac{10 \times 10^5 \times 6.25}{8.31 \times 10^3} = 750k$$

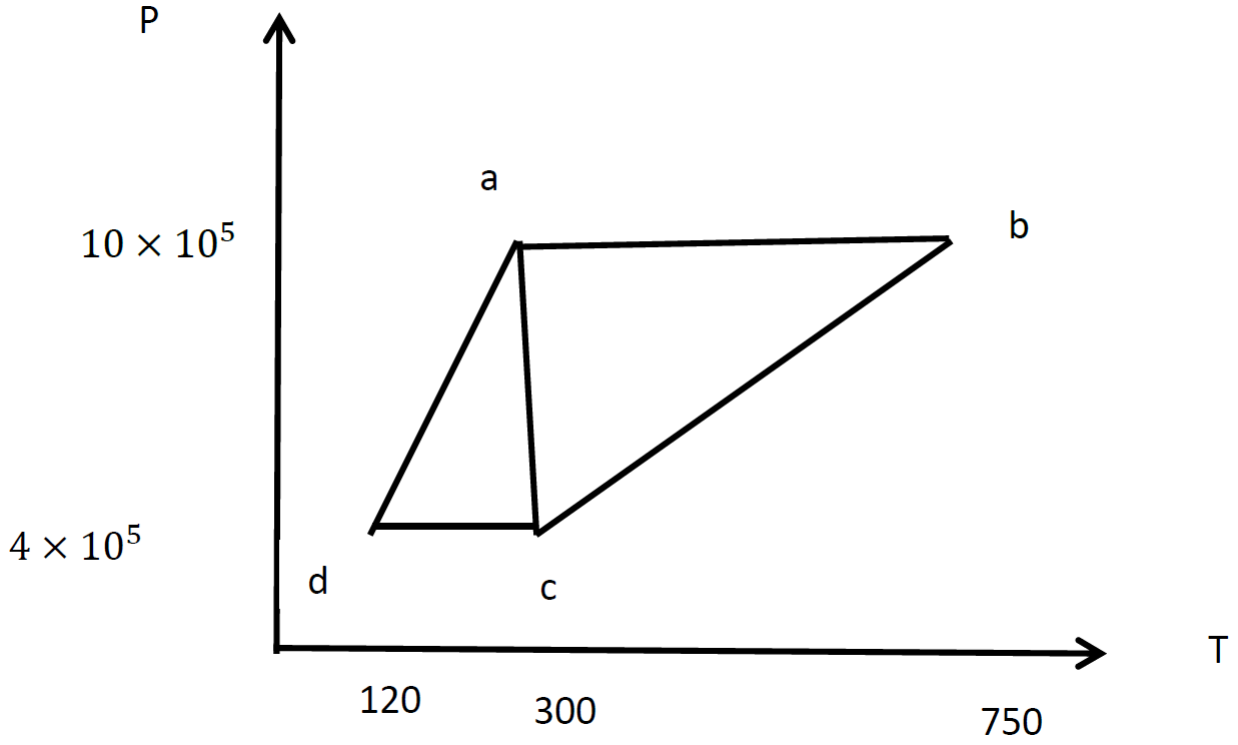
$$v_a = \frac{V_a}{n} = V_a = 2.5 \times 4 = \quad -4$$

حيث ان T,P,V لكل نقطه تعطى في الجدول التالي:

	a	b	c	d
P	10×10 <sup>5</sup>	10×10 <sup>5</sup>	4×10 <sup>5</sup>	4×10 <sup>5</sup>
V	2.5	6.25	6.25	2.5

T	300	750	300	120
---	-----	-----	-----	-----

من السؤال السابق يمثل الشكل خمس عمليات ab , bc ,cd, ad, ca رسمت في المستوي (p-v) بالاعتماد على الشكل السابق ارسم العمليات في المستوي (p-T) و المستوي (T-V) .



العمليات في المستوي (T-V) واجب.

نهاية المحاضرة

## 8 محاضرة 5- القانون الأول في الترموداينمك

## 8.1 نصوص القانون الاول للترموداينمك:

1. الكتلة لا تفنى ولا يمكن استحداثها (قانون حفظ الكتلة).
2. الطاقة قد تتحول الى صور مختلفة لكنها لا يمكن ان تفنى (قانون حفظ الطاقة).
3. اذا اختلف جزء من احدى صور الطاقة سوف تظهر كمية مكافئة من الطاقة في صور اخرى.

## 8.2 القانون الأول للترموداينمك لنظام تحكم بكتلة تتعرض لعملية دورية:

لاستيعاب القانون الأول (قانون حفظ النظام الكتلة والطاقة)، نتأمل نظام مثالي عديم الاحتكاك كالموضح في الشكل ادناه. يتكون من كتلة (m) مربوطة بخيط حول محور اسطواني. عندما ترتفع الكتلة مسافة (h) ينتقل النظام من حالة 1 الى حالة 2، ويلزم انجاز شغل يكون مكافئ لطاقة الوضع (الطاقة الكامنة) عبر الحدود (W=mgh). ولو اعيدت الكتلة الى حالتها الأصلية من 2 الى 1 فإن تغيراً في طاقة الوضع مقداره (mgh) سيتحول الى طاقة شغل ستعاد الى النظام. مما يعني ان الطاقة ستعاد من النظام الى المحيط، وبالتالي سيكون مجموع الشغل المنجز خلال العملية المغلقة ناتجاً صفر.

$$\sum w = 0 \quad 1 \leftarrow 2 \leftarrow 1$$

وكما هو واضح فإن العمليتين اعلاه لم يتم خلالهما خزن طاقة شغل وانما تم انجازه فقط في الحالة 1.

والان لنفرض ان الكتلة اعيدت من الحالة 2 الى 1 بواسطة كايح في النظام، فإن طاقة الوضع (الطاقة الكامنة) ستظهر على هيئة طاقة حرارية في ماكينة الكايح بفعل الاحتكاك. ولو قيست تلك الطاقة الحرارية Q لعدد من الكتل خلال ارتفاعات مختلفة لوجدنا انه :

$$\sum \delta Q \propto \sum \delta W$$

لذلك فإن القانون الأول يربط كمية الحرارة مع الشغل المنجز من خلال التكامل المغلق الآتي.

$$\oint \delta Q \propto \oint \delta W$$

وبالتالي فإن

$$J \oint \delta Q = \oint \delta W$$

حيث J ثابت التناسب ويعتمد على الوحدات المستخدمة في حساب W و Q.

فلو كان  $\sum \delta W = 1 \text{ N.m}$  فإن  $\sum \delta Q = 1 \text{ J}$  وبالتالي فإن  $1 \text{ J} = 1 \text{ N.m}$ .

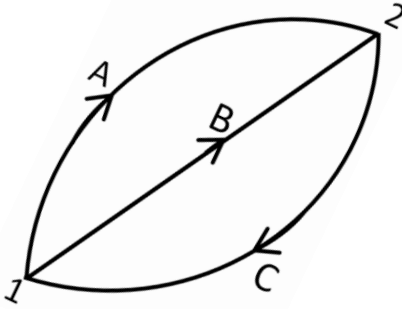
فيكون الثابت (J=1) وبالتالي يمكن اعادة كتابة التكامل اعلاه بدون الثابت:

$$\oint \delta Q = \oint \delta W \quad \dots \dots \dots (5.1)$$

وهذه المعادلة يمكن اعتبارها الصيغة الأساسية للقانون الأول في الترموداينمك.

### 8.3 القانون الأول للترموداينمك والطاقة الداخلية Internal Energy

نفرض ان تغيراً حصل للنظام من 1 الى 2 على المسار A ثم تم اعادة النظام الى 1 على المسار C. فحسب القانون الأول للترموداينمك سيكون لدينا:



$$\oint \delta Q - \oint \delta W = 0$$

$$\left( \int_1^2 \delta Q_A + \int_2^1 \delta Q_C \right) - \left( \int_1^2 \delta W_A + \int_2^1 \delta W_C \right) = 0$$

$$\left( \int_1^2 \delta Q_A - \int_1^2 \delta W_A \right) + \left( \int_2^1 \delta Q_C - \int_2^1 \delta W_C \right) = 0$$

$$\left( \int_1^2 \delta Q_A - \int_1^2 \delta W_A \right) = \left( \int_2^1 \delta Q_C - \int_2^1 \delta W_C \right) \dots \dots \dots (5.2)$$

والان لناخذ تغير الحالة 1 الى 2 عبر المسار B وعودته الى C، لنحصل على:

$$\left( \int_1^2 \delta Q_B + \int_2^1 \delta Q_C \right) - \left( \int_1^2 \delta W_B + \int_2^1 \delta W_C \right) = 0$$

$$\left( \int_1^2 \delta Q_B - \int_1^2 \delta W_B \right) + \left( \int_2^1 \delta Q_C + \int_2^1 \delta W_C \right) = 0$$

$$\left( \int_1^2 \delta Q_B - \int_1^2 \delta W_B \right) = \left( \int_2^1 \delta Q_C - \int_2^1 \delta W_C \right) \dots \dots (5.3)$$

وبمقارنة معادلة (5.2) و (5.3) نلاحظ ان:

$$\left( \int_1^2 \delta Q_A - \int_1^2 \delta W_A \right) = \left( \int_1^2 \delta Q_B - \int_1^2 \delta W_B \right) \dots \dots (5.4)$$

ومنه نستنتج ان الكمية  $(\int_1^2 \delta Q - \int_1^2 \delta W)$  لها نفس القيمة بغض النظر عن المسار الذي يسلكه النظام للانتقال من الحالة 1 الى الحالة 2. وعليه فإن هذه الكمية لا بد ان تمثل تغيراً في خاصية من خواص النظام. ان هذه الخاصية تسمى الطاقة الداخلية Internal Energy، ويرمز لها بالرمز U. ويمكن الحصول على مقدار التغير بالطاقة الداخلية من الحالة 1 الى 2 من خلال المعادلة التالية:

$$U_2 - U_1 = \left( \int_1^2 \delta Q - \int_1^2 \delta W \right)$$

$$U_2 - U_1 = Q_{12} - W_{12}$$

ان الطاقة الداخلية هي عبارة عن مجموع كل الطاقات التي يمتلكها المائع ويخزنها داخلياً وبعده صور منها:-

أ- الطاقة الحركية للجزيئات Molecular Kinetic Energy بسبب الحركة الدورانية rotational

motion والانتقالية translational motion بالإضافة الى تذبذب الجزيئات vibrational motion.

ب- الطاقة الناتجة بسبب قوى التجاذب بين الجزيئات (attractive) intermolecular energy.

وبواسطة الطاقة الداخلية يمكن للنظام انجاز شغل، فمثلاً عندما يتمدد غاز بدون أن يجهز بطاقة حرارية أثناء تمدده من ضغط مرتفع الى ضغط واطئ، خلف مكبس، فإن الطاقة الداخلية هي التي تمكن الغاز من انجاز شغل.

الصيغة التفاضلية للقانون الأول:

$$Q = W + (U_2 - U_1)$$

$$dQ = dW + dU$$

المعادلتان اعلاه تبينان ان الفرق بين كمية الحرارة المضافة إلى الكيان ومقدر الشغل المنتقل من النظام إلى المحيط يساوي مقدار الزيادة في الطاقة الداخلية  $\Delta U$ .

وحيث ان الطاقة الداخلية  $U$  تعتمد على حالة النظام فقط وليس على طريقة اجراء العملية على النظام لتغيير حالته. لذلك عندما يمر النظام بدورة كاملة ويعود الى حالته فإن التغير في الطاقة الداخلية = صفر.

$$\oint dU = 0$$

$$\oint dQ = \oint dW$$

### 8.3.1 نتائج القانون الأول للثرموداينمك

1. **العمليات العكسية:** إذا كان لدينا نظام بسيط، يمكن تحديد حالته بدلالة الكتلة والضغط ودرجة الحرارة والحجم، فإذا أعطي النظام كمية صغيرة من الحرارة مقدارها  $dQ$  ومر خلال عملية شبه ساكنة فإن مقدار الشغل  $W$  الذي ينجزه النظام على المحيط بسبب تمدد حجمه  $pdV$ ، وعند تطبيق القانون الاول في مثل هذه العملية العكسية

$$dQ = dU + pdV$$

2. **العمليات الكظيمة *Adiabatic processes*:** كما مر بنا سابقاً، في هذه العملية لا تدخل النظام حرارة او تخرج منه ( $dQ=0$ ). لذلك فالقانون الأول يصبح كما يأتي:

$$dW = -du$$

اي ان النظام هو الذي ينجز شغل في هذه الحالة.

3. **الطاقة الداخلية (او تغيرات الحرارة تحت حجم ثابت):** اذا تم تزويد النظام بكمية من الحرارة دون تغيير الحجم، فإن الشغل انجز في هذه العملية = 0. في هذه الحالة يكون ( $dV=0$ ) لذلك يكون ( $dQ=dU$ ). وهذا معناه ان مقدار الحرارة الداخلة الى النظام او الخارجة منه تساوي التغير في الطاقة الداخلية.

4. **العمليات الايزوثيرمية:** بما ان  $dT=0$  في هذه العمليات، فسيكون التغير في الطاقة الداخلية = صفر، فيكون  $dQ=dW$ . اي ان التغير في كمية الحرارة يعتمد على الشغل المنجز بتغيير الحجم.



الانثالبي **Enthalpy** -: تغيرات الحرارة تحت ضغط ثابت

من الصيغة التفاضلية للقانون الأول  $dQ=dU+pdV$ ، نلاحظ ان مقدار التغير في كمية الحرارة هو تفاضل غير تام، فإذا مر النظام من الحالة الابتدائية A الى الحالة النهائية B ينتج:-

$$\int_A^B dQ = \int_A^B dU + \int_A^B pdV$$

وعند تكامل المعادلة ينتج

$$Q = U_2 - U_1 + p(V_B - V_A)$$

Q تمثل مقدار الحرارة التي يمتصها او يبعثها النظام تحت ضغط ثابت. وعند اعادة ترتيب المعادلة الأخيرة يكون:

$$Q = (U_2 + pV_B) - (U_1 + pV_A)$$

ان المقدار  $U+pV$  هو عبارة عن دالة جديدة تسمى الانثالبي ويرمز لها بالرمز H، وعليه يكون مقدار الحرارة التي يبعثها النظام او يمتصها هو:

$$Q=H_1-H_2 \rightarrow Q=\Delta H$$

وبالعودة الى الصيغة التفاضلية للقانون الأول يمكن الوصول إلى نفس النتيجة وهي:

$$dQ=dH$$

**واجب:** كيف تم الوصول الى النتيجة اعلاه باستخدام الصيغة التفاضلية للقانون الأول؟

نهاية المحاضرة

## 8.3.2 معنى الانتالبي

**معنى الانتالبي:** ان قيمة الانتالبي  $H = u + pv$  ليس لها مدلول فيزيائوي، لكن استخدمت كوسيلة تسهيل رياضية فقط، ولكثرة ورود المقدار  $u + pv$  اصبح الانسب استخدام رمز واحد هو  $H$  بدلاً من حدين  $u + pv$  وعندما نلاحظ أن كلاً من  $u$  و  $p$  و  $v$  هي خواص للحالة اصبح مفهومياً أن  $H$  هي خاصية للحالة ايضاً. ولناخذ بعض الامثلة للحصول على معنى فيزيائوي للانتالبي:-

أ- عند حصول تغير في الحالة لنظام نقي كتلته ( $m$ ) من صلب الى سائل أو من سائل الى بخار أو من صلب الى بخار فإنه يمتص مقدراً من الحرارة ( $\phi$ ) وهي الحرارة التحويلية ولوحد الكتل مقدارها ( $L$ ) وتكون  $L = \frac{\phi}{m}$ . ان عملية التحول تحصل عند درجة حرارة ثابتة (عملية ايزوثيرميد) ويرافقها دائماً عبور حرارة وشغل.

$$w = p(v_2 - v_1) \text{ حصول الشغل تحت ضغط ثابت وبتطبيق القانون الأول}$$

$$\phi = mL = u_2 - u_1 + p(v_2 - v_1)$$

$$mL = (u_2 + pv_2) - (u_1 + pv_1)$$

$$mL = H_2 - H_1$$

$$L = h_2 - h_1$$

حيث كل من  $h_1$  و  $h_2$  تمثل الانتالبي النوعية، نستنتج من ذلك ان الحرارة التحويلية لوحد الكتل  $L$  (الحرارة الكامنة للتصعيد) هي الفرق بين الانتالبي النوعية للنظام بعد وقبل التحويل.

ب- عندما يمتص نظام مغلق مقدار من الحرارة مع ثبوت الضغط فإن التغير في الانتالبي يساوي مقدار التغير في الطاقة الداخلية مضافاً اليه الشغل المنجز اثناء العملية

$$\Delta H = \Delta u + P\Delta v$$

ج- عندما يراد حساب مقدار الانتالبي للهواء المحصور في وعاء مغلق فإن ذلك يتم عن طريق حساب حاصل الضرب ( $Pv$ ) وإضافته للطاقة الداخلية ( $u$ ) إلا أن  $Pv$  لا تمثل في هذه الحالة كمية طاقة، وعليه فإن الانتالبي لا تمثل للهواء المحصور في الوعاء ليس طاقة.

د- إذا أخذنا نظام مفتوح ينساب المائع منه أو اليه فإن المقدار  $Pv$  يمثل طاقة الانسياب وعليه فإن الانتالبي للمائع الذي يعبر الحدود للنظام المفتوح يساوي مجموع الطاقة الداخلية وطاقة الانسياب لذلك فإن انتالبي اي نظام مفتوح يمثل كمية طاقة فقط حينما يعبر المائع حدود ذلك النظام.

هـ- العلاقة بين الطاقة الداخلية والانتالبي لغاز مثالي

$$H = u + Pv \dots (1) \text{ من تعريف الانتالبي}$$

$$Pv = RT \dots (2) \text{ معادلة الحالة لغاز مثالي (لمول واحد)}$$

وبتعويض (2) في (1) ينتج أن  $H = u + RT$  ونظراً لأن  $R$  ثابت وهو ثابت الغاز العام وأن  $u = F(T)$  لذلك  $H$  هي دالة في درجة الحرارة ايضاً أي أن  $H = F(T)$ .

**السعة الحرارية C:** تعرف السعة الحرارية للنظام بأنها مقدار الحرارة التي يمتصها النظام لكي ترتفع درجة حرارته درجة حرارية واحدة.

$$C = \frac{\text{كمية الحرارة التي يمتصها النظام}}{\text{مقدار الارتفاع في درجة حرارة النظام}}$$

$$\Delta\phi = C\Delta T$$

ولما كانت السعة الحرارية تتغير مع درجة الحرارة وخاصة عند درجات الحرارة العالية لذلك من الأفضل أن يتم تعريف السعة الحرارية عند درجة حرارة معينة

$$C = \lim_{\Delta T \rightarrow 0} \frac{\Delta\phi}{\Delta T} = \frac{\delta\phi}{dT}$$

$\Delta\phi$  كمية الحرارة الممتصة،  $\Delta T$  الارتفاع في درجة الحرارة لكن لابد من ملاحظة أن  $\frac{\delta\phi}{dT}$  هي نسبة وليست مشتقة  $\phi$  بالنسبة لـ  $T$  لأن  $\phi$  ليست خاصية للكيان ولا تغير دالة لدرجة الحرارة  $T$ .

يمكن التعبير عن السعة الحرارية بدلالة الكتلة أو عدد المولات. فيمكن أن تكون لدينا السعة الحرارية النوعية المولية ( $C$ ) فتصبح السعة الحرارية للنظام ( $C$ ) يساوي عدد المولات مضروباً في السعة الحرارية النوعية المولية  $C = nc$  أما إذا كانت لدينا كتلة مقدارها ( $m$ ) فإن السعة الحرارية للنظام  $C = cm$  حيث  $c$  السعة الحرارية النوعية الكيلوغرامية، أو السعة الحرارية لوحدة الكتل.

من المعروف أن  $\delta\phi$  ليست دالة للحالة وتعتمد على المسار، لذلك فالسعة الحرارية أيضاً تعتمد على المسار، ويمكن إضافة الحرارة بشروط محددة لذا يقتضي الأمر تثبيت إحدى خواص النظام عند إضافة الحرارة له. فمثلاً إذا تم تزويد النظام بالحرارة تحت ضغط ثابت، يكون لدينا السعة الحرارية تحت ضغط ثابت

$$C_p = \left( \frac{\delta\phi}{dT} \right)_p$$

أما إذا تم تزويد النظام بالحرارة تحت حجم ثابت، فالسعة الحرارية تدعى بالسعة الحرارية تحت حجم ثابت. ويرمز لها  $C_v$  وتعرف كما يأتي:-

$$C_v = \left( \frac{\delta\phi}{dT} \right)_v$$

وقيمة  $c_p$  تختلف عن قيمة  $c_v$  اي ان قيمة السعة الحرارية تعتمد على شروط النظام اثناء تزويده بالحرارة.

ويمكن تسمية عدد كبير من السعات الحرارية حسب شروط تزويد النظام بالحرارة ولكن يبقى اشهرها هي الحرارة النوعية تحت حجم ثابت والحرارة النوعية تحت ضغط ثابت.

### الفرق بين $c_p$ و $c_v$ لغاز مثالي:

معادلة الحالة للغاز المثالي  $pv = nRT$

تفاضل معادلة الغاز المثالي  $pdv + vdp = nRdT$

ومن القانون الأول للثرموداينمك  $d'q = du + pdv$

وحيث ان  $du = c_v dt$

لذلك تكتب صيغة القانون الاول  $\delta q = c_v dT + pdv$

ومن تفاضل معادلة الغاز المثالي  $pdv = nRdT - vdp$

نعوض ذلك في القانون الاول  $\delta q = c_v dT + nRdT - vdp$

$\delta q = (c_v + nR) dT - vdp$

وإذا تم امتصاص الحرارة من قبل الغاز تحت ضغط ثابت اي أن  $dp = 0$

فيكون  $\delta q = (c_v + nR) dT$  وبقسمة طرفي المعادلة على  $dT$  يكون

$$\frac{\delta q}{dT} = c_v + nR$$

ولكن  $c_p = \left( \frac{\delta q}{dT} \right)_p$  .∴ يكون  $c_p - c_v = nR$

### العمليات العكسية الادياباتيكية (لغازات مثالية) (Adiabatic processes (ideal gases)

من المعروف انه خلال العملية الادياباتيكية  $d'q = 0$  اي لا تدخل ولا تخرج حرارة من

النظام ومن القانون الأول لدينا  $d'q = du + pdv = 0$

$$c_v dT + p dv = 0 \quad \text{... ①} \quad \text{و } du = c_v dT \text{ فيكون}$$

$$pv = nRT \quad \text{من معادلة الغاز المثالي}$$

$$P dv + v dp = nR dT$$

$$\text{② } \therefore dT = \frac{p dv + v dp}{nR} \quad \dots$$

نعوض ② في ① نحصل على:-

$$c_c \left( \frac{p dv + v dp}{nR} \right) + p dv = 0$$

$$c_p - c_v = nR \quad \text{ولكن لدينا سابقاً أن}$$

$$c_v p dv + c_v v dp + p dv c_p - p dv c_v = 0$$

$$\frac{dp}{p} = -\frac{c_p}{c_v} \frac{dv}{v}$$

$$\text{ونفرض أن } \frac{c_p}{c_v} = \gamma$$

$$\therefore \int \frac{dp}{p} = -\gamma \int \frac{dv}{v}$$

ولتسهيل تكامل المعادلة الأخيرة نفترض ان  $\gamma$  كمية ثابتة فيكون

$$\ln P + \gamma \ln v = \ln k$$

حيث  $\ln k$  ثابت التكامل. ويرفع اللوغاريتم الطبيعي نحصل على:-

$$pv^\gamma = k$$

هذه المعادلة صحيحة، وتطبق على اي حالة من حالات الغاز المثالي خلال اجراء العملية الادياباتيكية العكسية. وبتعويض قيمة  $p$  من معادلة الغاز المثالي  $pv = nRT$  في المعادلة الاخيرة ثابت  $TV^{\gamma-1} =$  وعند التعويض عن قيمة  $v$  نحصل على ثابت  $TP^{(1-\gamma)/\gamma} =$

والعلاقات الأخيرة تطبق فقط على العمليات الادياباتيكية العكسية

$$\text{ثابت, } TP^{\frac{(1-\gamma)}{\gamma}} = \text{ ثابت, } TV^{\gamma-1} = \text{ ثابت, } PV^\gamma = k$$

**النسبة بين  $cv$  و  $cp$ :** لقد وجد فيما سبق ان العلاقة بين  $cp$  و  $cv$  لـ  $n$  من الغاز المثالي هي  
 $cp - cv = nR$  وعند القسمة على  $n$  يكون  $cp - cv = R$

حيث  $cp$  تمثل السعة الحرارية النوعية المولية تحت ضغط ثابت و  $cv$  تمثل السعة الحرارية النوعية المولية تحت حجم ثابت.

$$\gamma = \frac{cp}{cv} \text{ و } \gamma \text{ هي } cv \text{ و } cp$$

ان النسبة  $\gamma$  لها اهمية كبيرة وقد دلت النتائج التجريبية على ان قيمة ( $\gamma$ ) تعتمد على عدد الذرات في الجزيء الواحد، ووجد ان لـ ( $\gamma$ ) نفس القيمة تقريباً لجميع الغازات التي تحتوي جزيئاتها على نفس العدد من الذرات.

فمثلاً للغازات الاحادية الذرة، وجد أن القيمة النظرية المحسوبة لـ  $\gamma$  تساوي 1.67 أما بالنسبة للغازات الثنائية الذرة فان القيمة النظرية لـ  $\gamma$  تساوي 1.4 وللغازات الثلاثية الذرة تكون قيمة  $\gamma$  مساوية لـ 1.33.

يمكن اعتبار قيمة  $\gamma$  ثابتة الا اذا تغيرت درجة الحرارة بمقدار كبير، فمثلاً لكي تتغير ( $\gamma$ ) لغاز CO من 1.4 الى 1.3 لابد من تغيير درجة الحرارة بمقدار 2000 كلفن. يلاحظ ان قيمة ( $\gamma$ ) تقل كلما ازداد عدد الذرات في الجزيء الواحد وتفسير ذلك على اساس درجة الحرارة وكالاتي:-

بالنسبة للغاز الذي جزيئاته احادية الذرة، نفرض ان  $Q$  من الحرارة اضيفت لمول واحد من الغاز تحت حجم ثابت، ان هذه الطاقة تتحول كلية الى طاقة داخلية وعلى هيئة زيادة في الطاقة الحركية الانتقالية التي تؤدي الى زيادة درجة حرارة الغاز. اما إذا اضيفت كمية حرارة  $Q$  لمول من غاز متعدد الذرات، ان هذه الطاقة ايضاً تتحول كلياً الى زيادة في الطاقة الداخلية للغاز ولكن متعدد الذرات، ان هذه الطاقة ايضاً تتحول كلياً الى زيادة في الطاقة الداخلية للغاز ولكن هذه الطاقة تتوزع كالاتي:-

- 1- طاقة حركية اهتزازية للذرات الداخلة في تركيب الجزيء.
- 2- طاقة حركية دورانية تؤدي الى دوران الجزيء حول مركز كتلته.
- 3- طاقة كامنة تعتمد على وضع الذرات بالنسبة لبعضها البعض في الجزيء.
- 4- اشكال اخرى من الطاقة.

لذلك فان الغازات المتعددة الذرات تحتاج الى كمية من الحرارة اكبر مما تحتاجها الغازات الاحادية الذرة، لكي تؤدي الى نفس الزيادة في الطاقة الحركية الانتقالية وبالتالي نفس الارتفاع في درجة الحرارة. لأن درجة حرارة الغاز تعتمد على معدل الطاقة الحركية الانتقالية لجزيئاته. ان قيمة ( $\gamma$ ) تعين عملياً وتوجد عدة طرق لتعيينها ومن أهم هذه الطرق

الشغل المبذول خلال العملية الأيزوثرميد: ان العملية تخضع للعلاقة

$$p_1v_1 = P_2v_2 \leftarrow pv = c$$

$$w = \int pdv \quad \text{ولكن}$$

حيث ان الشغل المنجز،  $p$  الضغط و  $dv$  تغير الحجم.

ومن علاقة العملية الأيزوثرمية  $p = \frac{c}{v}$  وتعويضه في علاقة الشغل

$$w = \int \frac{c}{v} \cdot dv = c \int \frac{dv}{v}$$

$$\therefore w = c \ln v \Big|_{v_1}^{v_2} = c \ln \frac{v_2}{v_1}$$

$$\therefore w = pv \ln \frac{v_2}{v_1} = RT \ln \frac{v_2}{v_1}$$

ويمكن كتابة العلاقة الاخيرة للشغل بدلالة لوغار يتم الضغط وذلك لأن  $\frac{P_1}{P_2} = \frac{v_2}{v_1}$

$$\therefore w = pv \ln \frac{P_1}{P_2}$$

الشغل المبذول خلال العملية الأديباتيكية:

خلال العملية الأديباتيكية يخضع القانون للعلاقة ثابت  $pv^\gamma =$  حيث ان  $\gamma = \frac{c_p}{c_v}$

وان الشغل:  $w = \int pdv$  ومن علاقة العملية الأديباتيكية  $p = \frac{c}{v^\gamma}$

$$\therefore w = \int \frac{c}{v^\gamma} dv = c \int_{v_1}^{v_2} \frac{dv}{v^\gamma}$$

$$\therefore w = c \int_{v_1}^{v_2} v^{-\gamma} dv = \left[ \frac{v^{1-\gamma}}{1-\gamma} \right]_{v_1}^{v_2}$$

$$\therefore w = \left[ \frac{v_2^{1-\gamma} - v_1^{1-\gamma}}{1-\gamma} \right]$$

$$p_1 v_1^\gamma = p_2 v_2^\gamma = C \text{ ولكن}$$

$$\therefore w = \frac{p_2 v_2^\gamma \cdot v_2^{1-\gamma} - p_1 v_1^\gamma v_1^{1-\gamma}}{1-\gamma}$$

$$\therefore w = \frac{p_2 v_2 - p_1 v_1}{1-\gamma}$$

حيث ان  $p$  هو الضغط و  $v$  الحجم.

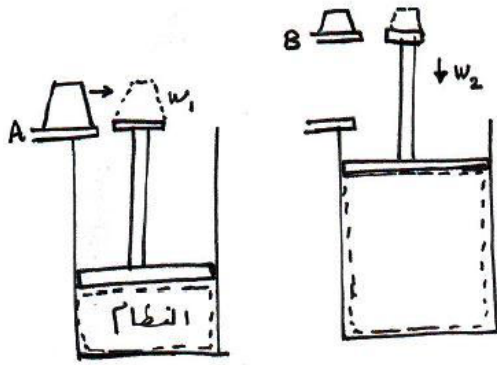


## 9 القانون الثاني للترموديناميك

**صيغة كلفن - بلانك:** من المستحيل انشاء جهاز يعمل تبعاً لدورة ولا ينتج تأثيراً سوى رفع ثقل وتبادل حرارة مع خزان واحد (انه من المستحيل بناء محرك حراري كفاءته الحرارية 100%)

**صيغة كلازيوس:** من المستحيل انشاء جهاز يعمل في دورة ولا ينتج تأثيراً سوى انتقال حرارة من جسم أبرد الى جسم أسخن. (يستحيل انشاء مبرد يعمل دون تغذيته بشغل)  
من التطبيقات المهمة للقانون الثاني تطبيقاته لدورات المحركات الحرارية.

دورة المحركات الحرارية: تتكون دورة المحرك الحراري من عدد من العمليات التي ينسق تتابعها بهدف تحويل الطاقة الحرارية الى طاقة شغل وبحيث يعود النظام الى حالته الاصلية عند ختام كل دورة.



إذا تم تجهيز النظام بطاقة فسوف يرتفع المكبس من A الى B، وستنجز كمية من الشغل  $w_1$  بعد أخذ طاقة قدرها  $Q_s$ .

٦٣

إذا تم الآن طرد كمية من الطاقة قدرها  $Q_r$  من النظام بحيث ان المكبس يعود الى موقعه الأصلي فان مقداراً من الشغل ينجز على النظام  $w_2$  بنزول المكبس من B الى A  
ان عودة النظام الى الحالة الابتدائية، تعني أن النظام قد قام بدوره (closed cycle) ولذلك فالتغير في طاقته الداخلية سيكون صفراً.

$$W_n = W_1 - W_2$$

$$Q_n = Q_s - Q_r$$

$$W_n = Q_n \quad \text{ومن القانون الاول}$$

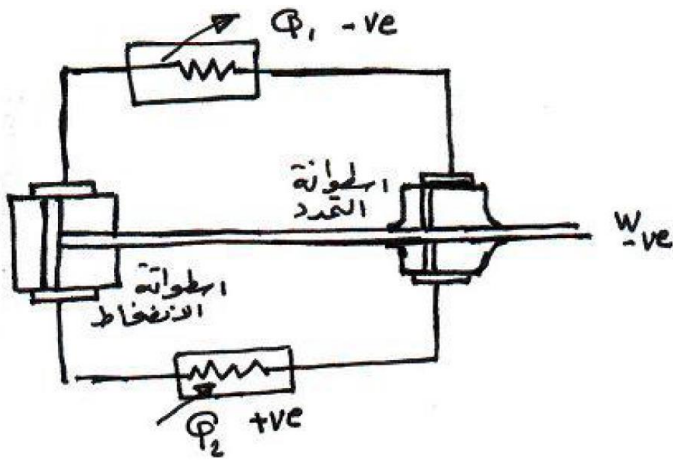
$$W_n = Q_s - Q_r \quad \text{أو أن}$$

ويعتبر كارنو اول من شخص هذه الحقيقة. وبناءً على ما تقدم يمكن طرح الصيغة الآتية: ( حيثما وجد فرق في درجة الحرارة فإنه من الممكن الحصول على طاقة متحركة ).

## 9.1 المضخة الحرارية

هي جهاز يستخدم لتزويد الحرارة من خلال طرح كمية من الحرارة  $Q_1$  وتحسب فعالية المضخة الحرارية بما يسمى بمعدل طاقة الاداء (PER (Performance Energy Ratio)، وكذلك يستخدم مصطلح معامل الاداء COP، حيث ان:

$$COP = \frac{\text{الحرارة المطرودة}}{\text{الشغل المبذول}} = \frac{Q_1}{w} = \frac{Q_1}{Q_1 - Q_2} = \frac{T_1}{T_1 - T_2}$$



مثال: محرك يتسلم حرارة بمعدل  $200 \times 10^3$  جول اذقيقة وينتج شغلاً مقداره  $10^4$  واط. جد كفاءة المحرك وكذلك مقدار الحرارة المطرودة في كل دقيقة

$$10^4 \text{ walt} = 10^4 \frac{\text{Joul}}{\text{sec}} = 600 \text{kJ/min}$$

$$\frac{600}{2000} \times 100\% = \text{الكفاءة}$$

$$30\% =$$

$$Q_2 = Q_1 - w \text{ كل دقيقة}$$

$$= 2000 - 600$$

$$= 1400 \text{ kJ/min}$$

**مثال:** مضخة حرارية Heat pump تجهز طاقة حرارية الى مبنى بمعدل 10000 كجول ادقيقة وإن الطقة الحرارية المستخلصة من المصدر البارد هي 8000 كجول ادقيقة. جد قدرة الدخل Input power اللازمة للمضخة.

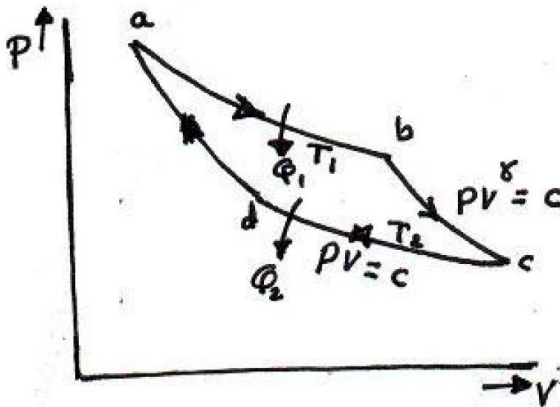
$$w = Q_1 - Q_2$$

$$= 10000 - 8000 = 2000 \text{ kJ/min}$$

$$\text{Input power} = \frac{2000}{60} = 33.3 \text{ kw}$$

## 9.2 دورة كارنو Carnot Cycle:

وهي من سلسلة من العمليات المعكوسة التي تتم بين درجتين للحرارة  $T_1$  و  $T_2$ ، ولأجل الحصول على حد اقصى للشغل. وتعتبر دورة كارنو من المفاهيم المهمة والاساسية في الديناميكا الحرارية (الترموديناميك) ويفترض ان تتم الدورة باسطوانة تحتوي على مائع مثالي، وتحكم الاسطوانة بمكبس قابل للحركة عديم الوزن والاحتكاك، كما في الشكل:-



عند تزويد المائع بطاقة قدرها  $Q_1$  بحيث تبقى درجة الحرارة ثابتة فإن المائع يتمدد من a الى b بعملية ايزوثيرمية، وبعدها يتمدد المائع من b الى c بعملية اديباتيكية ثم تجري عملية انضغاط للمائع من c الى d بدرجة حرارة ثابتة هي  $T_2$ . ويتم خلال هذه العملية طرد كمية من الحرارة  $Q_2$  ثم تغلق الدورة بالعودة الى a بانضغاط اديباتيكي بواسطة الانتقال من d الى a. وكل هذه العمليات المشار اليها تعتبر عمليات معكوسة.

ويمكن حساب كفاءة مثل هذه الدورة بواسطة الحسابات الاتية:-

صافي الشغل المنجز = الحرارة المجهزة ( $Q_1$ ) - الحرارة المطرودة ( $Q_2$ )

$$\text{الكفاءة} (\eta) = \frac{Q_1 - Q_2}{Q_1} \rightarrow \eta = 1 - \frac{Q_2}{Q_1}$$

من الممكن اثبات ان الكفاءة ولدورة كارنو فقط تساوي  $1 - \frac{T_1}{T_2}$

ليتم تتبع العمليات الاربع (1) من  $a \rightarrow b$  (عملية ايزوثيرمية)

$$Q=(u_2-u_1) + W$$

وبما ان درجة الحرارة لم تتغير  $u_1-u_2=0$

$$\begin{aligned} \therefore Q_1 = w &= p_a V_a \ln\left(\frac{V_b}{V_a}\right) \\ &= mRT_1 \ln\frac{V_b}{V_a} \end{aligned}$$

(2) من  $c \rightarrow b$  (عملية اديباتيكية)  $\Delta Q=0$ . وهذا يعني ان الشغل المنجز = التغير في الطاقة الداخلية

لذلك يجب ان تكون  $T_2 < T_1$  لكي يتم انجاز شغل.

(3) من  $d \rightarrow c$  (انضغاط ايزوثيرمي)  $\Delta u=0$ . اي ان  $Q_2=w$ .

$$w = p_c V_c \ln\left(\frac{V_c}{V_d}\right) = mRT_2 \ln\left(\frac{V_c}{V_d}\right)$$

اما الانضغاط الاديباتيكي من  $d \rightarrow a$  فلا يتم خلاله انتقال في الحرارة  $\Delta Q=0$ ، والشغل المنجز يساوي الزيادة

في الطاقة الداخلية ( $w=mc_v(T_1-T_2)$ )

والشغل المنجز الصافي  $Q_1 - Q_2 =$

$$w_n = mRT_1 \ln\left(\frac{V_b}{V_a}\right) - mRT_2 \ln\frac{V_c}{V_d}$$

$$1 - \frac{Q_2}{Q_1} = \text{الكفاءة}$$

$$\eta = 1 - \frac{mRT_2 \ln(v_c/v_d)}{mRT_1 \ln(v_b/v_a)}$$

$$= 1 - \frac{T_2 \ln(v_c/v_d)}{T_1 \ln(v_b/v_a)} \dots (1)$$

$$(2) \dots \frac{T_1}{T_2} = \left( \frac{v_c}{v_b} \right)^{k-1} \quad c \leftarrow b$$

حيث ثابت  $p v^k =$  هي معادلة التمدد والانضغاط

$$(3) \dots \frac{T_1}{T_2} = \left( \frac{v_d}{v_a} \right)^{k-1} \quad a \leftarrow d$$

$$(4) \dots \frac{v_c}{v_d} = \frac{v_b}{v_a} \leftarrow \frac{v_c}{v_b} = \frac{v_d}{v_a}$$

وبتعويض المعادلة (4) في المعادلة (1) نحصل على كفاءة دورة كارنو

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

### ملاحظة مهمة

نلاحظ من خلال حسابات دورة كارنو ان الكفاءة تزداد بزيادة  $T_1$  وبنقصان  $T_2$ ، لكن يجب اعتبار الحد الاقصى المسموح به لتحمل المعادن لدرجات الحرارة العالية، وهذا مايسمى بالاعتبارات المعدنية. وتظهر الكفاءة ان احتسابها لا يعتمد على المائع فيما اذا كان بخاراً او غاز.

### 9.3 التلاجة

إن عمل التلاجة هو معكوس دورة كارنو، ولأجل حساب كفاءة التلاجة لا بد من احتساب كمية الحرارة  $Q_2$  التي تستخلص من المنطقة الباردة، وكمية  $Q_1$  التي تطرد الى الخارج، وهناك ايضاً يحتسب  $w$  مقدار صافي الشغل المبذول وإن فعالية التلاجة تحسب بالنسبة

$$\frac{Q_2}{w} = \frac{\text{الحرارة المستخلصة}}{\text{الشغل المنجز}}$$

ويطلق على هذه النسبة اسم معامل الاداء (Coefficient of Performance)، وغالباً ما يرمز له بمعامل الاداء COP ومن الممكن اثبات انه يساوي

$$COP = \frac{T_1}{T_1 - T_2}$$

بالنسبة لدورة كارنو

وينطبق عليها نفس الشكل اعلاه.

ان مبدأ عمل الثلاجة والمضخة الحرارية هو اساس الصيغة الآتية للقانون الثاني :- ( يستحيل ان تنقل الحرارة من منطقة الى اخرى ذات درجة حرارة اعلى بدون بذل مقدار من الشغل الخارجي).

واجب عليه 25 درجة (بدل الامتحان الثالث). اطلع على اليوتيوب ادناه ثم اكتب تقرير عن:

1. ماذا يتناول اليوتيوب؟
2. هل بالامكان تطبيق النظرية التي يتكلم عنها اليوتيوب لصنع سخان بدون وقود؟
3. هل بالامكان تطوير الجهاز في اليوتيوب او صنع نسخة محورة منه؟

[https://www.youtube.com/watch?v=yh\\_-DUKQ4Uw](https://www.youtube.com/watch?v=yh_-DUKQ4Uw)

نهاية المحاضرة

**10 محاضرة 7- دورة كارنو والمقياس المطلق**

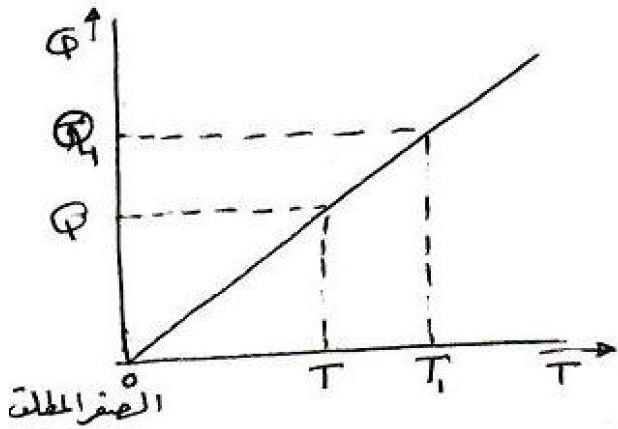
بيننا في المحاضرة السابقة ان كفاءة دورة كارنو تعتمد على قيمتي درجة الحرارة للمستودع الساخن والمستودع البارد لدرجتي الحرارة  $T_1$  و  $T_2$ . كما لوحظ ان الكفاءة لا تعتمد على خواص المائع (الوسيط). وبما ان الكفاءة  $\eta$  لدورة كارنو تعطى بالعلاقة الآتية فقط:

$$\eta = 1 - \frac{T_2}{T_1} = 1 - \frac{Q_2}{Q_1}$$

ومن العلاقة اعلاه يمكن الاستنتاج ان

$$\frac{T_2}{T_1} = \frac{Q_2}{Q_1} \dots (7 - 1)$$

والعلاقة (1) توضح ان النسبة بين  $Q_2$  و  $Q_1$  تعتمد على درجات الحرارة فقط، اي ان  $\frac{Q_2}{Q_1}$  دالة لدرجة الحرارة فقط، لذا يمكن ان تمثل تلك العلاقة بيانياً بمحاور  $T$  على المحور السيني، و  $Q$  على المحور الصادي كما في الشكل ادناه.



$$\text{عندما تكون } T_1 \text{ ثابتة } T_2 = \frac{Q_2}{Q_1} \cdot T_1$$

ولأي درجة حرارة أخرى فإن

$$T = \frac{Q}{Q_1} \cdot T_1 \dots \dots (7 - 2)$$

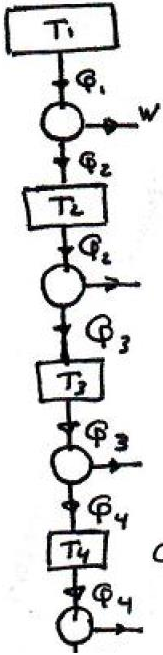
العلاقة (7-2) تمثل مقياساً ثرموديناميكي لدرجة

الحرارة تمثل فيه  $T$  درجة حرارة ثابتة، والكميات  $Q$  و  $Q_1$  على التوالي تمثل الطاقة المجهزة الى محرك يعمل حسب دورة كارنو والطاقة المطرودة منه عندما يعمل هذا المحرك بين  $T$  و  $T_1$ .

ان هذا المقياس مستقل تماماً عن خواص المائع وهو نتيجة من نتائج القانون الثاني للثرموداينمك.

من العلاقة البيانية يلاحظ ان درجة الحرارة  $T$  تؤول الى الصفر عندما  $Q$  تساوي صفر (الحرارة المطرودة)، وهذا يعني مايدعى بالصفر المطلق لدرجة الحرارة.

والان لنجري توسيعاً للعلاقة البيانية اعلاه من خلال تمثيل الحرارة المستلمة والمطرودة من قبل كل محرك معكوس، ولعدة محركات عكوسة مربوطة على التوالي، حيث تمثل الحرارة المطرودة من الاول حرارة مستلمة من الثاني وهكذا. وكل واحد منها ينتج نفس الكمية من الشغل  $w$ ، فلو امكن توفير عدد كافٍ من المحركات المربوطة على التوالي لامكن الوصول الى درجة الصفر المطلق عند المحرك الأخير (الانخفاض بدرجة الحرارة يكون مقداراً ثابتاً).



$$T_1 - T_2 = T_2 - T_3$$

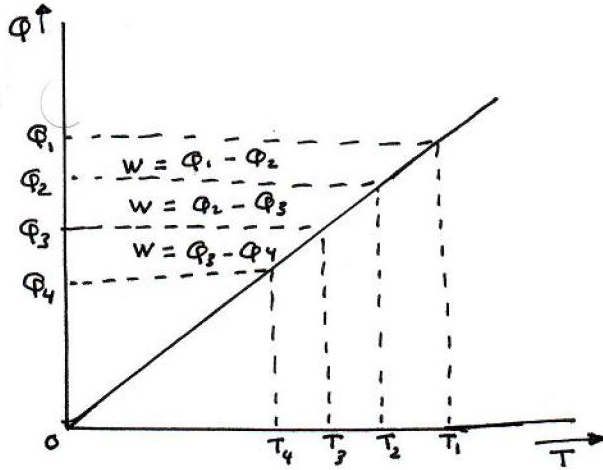
فإذا تحقق هذا الشرط فمعنى ذلك ان كفاءة المحرك الأخير تساوي 100%، لكونه يحول كل الحرارة المستلمة الى شغل وهذا مستحيل حسب القانون الثاني.

ومع ذلك فإن الاستنتاج من خلال العملية اعلاه لا يتعارض مع نص القانون الثاني، ويمكن

تعليل ذلك التناقض بأنه لا يمكن الوصول الى درجة الصفر المطلق ولكن الى درجة قريبة منه بمقدار ضئيل جداً.

ومن خلال ما ورد اعلاه نستنتج ان

دورة كارنو تتميز بما يأتي:



1. تجهيز الحرارة يتم بدرجة حرارة ثابتة.
2. طرد الحرارة يتم بدرجة حرارة ثابتة ايضاً.
3. كل العمليات التي تتكون منها الدورة هي عمليات معكوسة.

## 10.1 الانتروبي Entropy:

من احتساب الكفاءة لدورة كارنو لدينا

$$\frac{T_2}{T_1} = \frac{Q_2}{Q_1}$$



ويمكن تحويل العلاقة الى الآتي:-

$$\frac{Q_1}{T_1} = \frac{Q_2}{T_2} \rightarrow \frac{Q_1}{T_1} - \frac{Q_2}{T_2} = 0$$

وبما أن  $Q_2$  حرارة مطرودة فهي سالبة لذلك تكتب العلاقة الأخيرة كما يأتي:-

$$\frac{Q_1}{T_1} - \left( -\frac{Q_2}{T_2} \right) = 0$$

$$\frac{Q_1}{T_1} + \frac{Q_2}{T_2} = 0$$

كلا الكميتين  $Q_1$  و  $Q_2$  كميات حرارة منتقلة بدرجة حرارة ثابتة  $T_1 \rightarrow Q_1$  و  $T_2 \rightarrow Q_2$  لذا

فإن الكمية  $\frac{Q}{T}$  بشكل عام تعتبر ذا اهمية بالغة ويعبر عنها بمصطلح وهو التغير في الانتروبي  $\Delta S = \frac{\Delta Q}{T}$ . حيث  $S$  هي الانتروبي.

ان انتقال الحرارة غالباً ما يحصل على مدى من درجات الحرارة وليس بدرجة حرارة ثابتة وهنا يعرف التغير بالانتروبي كالاتي:-

$$\sum_{T_2}^{T_1} \frac{\delta Q}{T} \quad \text{او} \quad \int_{T_1}^{T_2} \frac{dQ}{T}$$

عمليات معكوسة

يستعمل عادةً الحرف  $S$  كرمز للانتروبي، والتغير هو  $\Delta S = S_2 - S_1$ ، ويعبر عن ذلك رياضياً بـ:

$$s_2 - s_1 = \int_{T_1}^{T_2} \frac{d'Q}{T}$$

حيث أن  $d'Q$  كمية حرارة متناهية الصغر تنتقل بدرجة حرارة مطلقة مقدارها  $T$ .

$$\frac{Q_1}{T_1} - \frac{Q_2}{T_2} = 0 \quad \leftarrow \quad \frac{Q_1}{T_1} = \frac{Q_2}{T_2}$$

عليه ولدورة عكوسة يمكن كتابة المعادلة كالاتي

$$\sum \frac{d'Q}{T} = 0$$

حيث ان العلاقة  $\Sigma$  تعني مجموع  $\frac{\delta Q}{T}$  حول الدورة العكوسة، أو بشكل آخر

$$\oint \frac{d'Q}{T}$$

$$\Sigma \frac{Q}{T} \text{ (من A الى B والعودة من B الى A)}$$

$$\Sigma_A^B \frac{Q}{T} = \Sigma_B^A \frac{Q}{T} \text{ أي أن}$$

تغير الانثروبيا من A الى B يساوي تغير الانثروبيا من B الى A

موقع محاكاة ماكينة كارنو

[http://galileoandstein.physics.virginia.edu/more\\_stuff/flashlets/carnot.htm](http://galileoandstein.physics.virginia.edu/more_stuff/flashlets/carnot.htm)

نهاية المحاضرة

## 11 محاضرة 8 - تغير الانتروبي

كمية الحرارة لوحدة الكتل التي تعطى من مائع لرفع درجة حرارته بمقدار  $\delta T$  هي:-

$$\delta Q = c\delta T \text{ حيث أن } c \text{ هي الحرارة النوعية}$$

$$\delta S = \frac{\delta Q}{T} \text{ وكما هو معلوم فإن التغير في الانتروبي}$$

$$\therefore \delta S = \frac{c\delta T}{T}$$

مما يعني ان التغير الكلي في الانتروبي النوعية من  $T_1$  الى  $T_2$ .

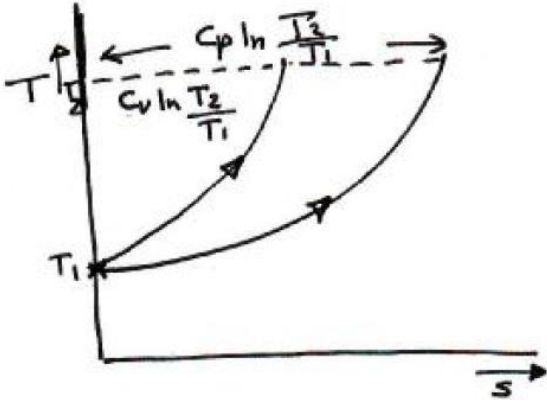
$$S_2 - S_1 = c \int_{T_1}^{T_2} \frac{dT}{T} = c \ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right)$$

ويعوض عن  $c$  حسب العملية التي تجري، فإذا كان التغير تحت ضغط ثابت فيعوض عن  $c$  بـ  $c_p$ . اما اذا جرى التغير تحت حجم ثابت فيعوض عن  $c$  بـ  $c_v$ . لذا يكون لدينا

$$\text{تحت ضغط ثابت } S_2 - S_1 = c_p \ln \frac{T_2}{T_1}$$

$$\text{تحت حجم ثابت } S_2 - S_1 = c_v \ln \frac{T_2}{T_1}$$

وهذه التغيرات يمكن تمثيلها على مستوى درجة الحرارة-الانتروبي كما في الشكل المقابل



## متباينة كلاسيوس Clausius Inequality

نفرض ان لدينا محركين متجاورين احدهما غير عكوس (I) والآخر عكوس (R).

كفاءة المحرك العكوس  $\eta_R$  ، اما كفاءة المحرك غير العكوس فهي  $\eta_I$  .

$$\text{فإذا كانت } \eta_I \leq \eta_R \text{ ، فإن } \delta W' \leq \delta W \text{ وإن } \delta Q_2' \geq \delta Q_2$$

$$\frac{\delta Q_2'}{T_2} \geq \frac{\delta Q_1}{T_1} < \dots \frac{\delta Q_2'}{T_2} \geq \frac{T_2}{T_1} \text{ ومنه } 1 - \frac{\delta Q_2'}{\delta Q_1} \leq 1 - \frac{T_2}{T_1}$$

$$\therefore \frac{\delta Q_1}{\delta T_1} - \frac{Q_2'}{T_1} \leq 0$$

ولما كانت  $\delta Q_2$  سالبة بالنسبة إلى  $\delta Q_1$  لذلك يمكن كتابة العلاقة على النحو الآتي:-

$$\frac{\delta Q_1}{\delta T_1} + \frac{Q_2'}{T_2} \leq 0$$

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

تعرف هذه المعادلة باسم "متباينة كلاسيوس" وهي ذات فائدة لدراسة العمليات اللاعكوسة في الدورات.

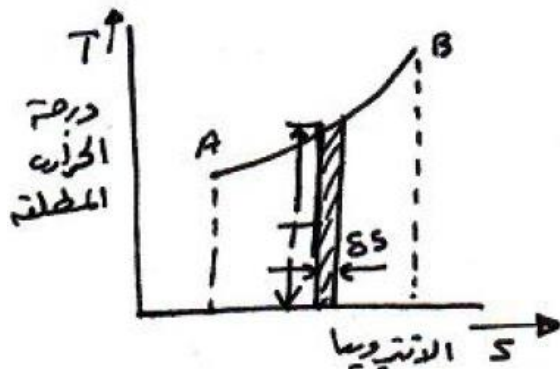
لدورة عكوسة  $\sum \frac{\delta Q}{T} = 0$  ، بينما لدورة غير عكوسة

$$\sum \frac{\delta Q}{T} < 0$$

إذا حصل في أي دورة مقترحة أن  $\sum \frac{\delta Q}{T} > 0$  ، فإن هذه الدورة تخالف القانون الثاني وبذلك فهي حالة مستحيلة.

### 11.1 الرسم البياني لدرجة الحرارة - الانتروبي

يمكن تمثيل المتغيرين درجة الحرارة T والانتروبي S بخط بياني، بحيث تكون درجة الحرارة على المحور الصادي والانتروبي على المحور السيني. وبواسطة ذلك الرسم يمكن تمثيل العمليات المعكوسة حيث أن المساحة تحت المنحني تمثل انتقال الطاقة الحرارية، أما في العمليات غير العكوسة فإن المساحة لا تمثل انتقال الطاقة الحرارية. مثال على ذلك العمليات العكوسة (الاديباتية) والعمليات الايزوثيرمية.



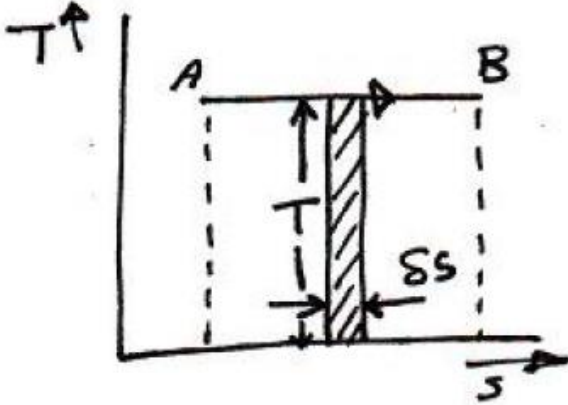
$$\delta Q = T \delta S$$

المساحة تحت AB تحسب بواسطة التكامل

$$\int_{A}^B T dS = Q$$

11.1.1 لعملية ايزوثيرمية

المساحة تحت المستقيم AB تمثل كمية الحرارة وتعطى بالتكامل:

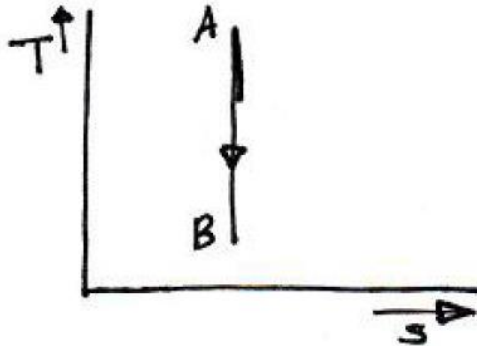


$$\int_A^B T dS = T (S_A - S_B)$$

11.1.2 لعملية اديباتيكية

في هذه العملية  $\delta Q = 0$

$$S_A - S_B = \frac{0}{T} = 0$$



وتسمى هذه العملية بالعملية ثابتة الانتروبي (الايزو انتروبية).

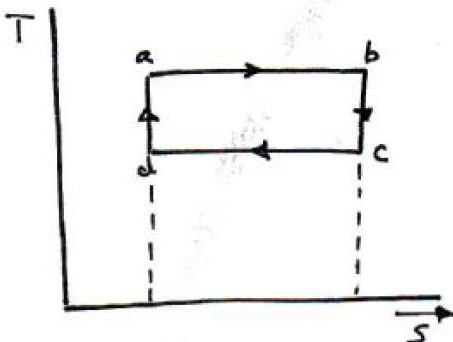
والان نعود الى دورة كارنو والعمليات الاربع فيها وعلاقة كل عملية بالانتروبي للوصول إلى نفس العلاقة المشتقة للكفاءة.

الحرارة ( $Q_1$ ) المجهزة من a الى b تمثل المساحة تحت المنحني

$$T_1(S_b - S_a) = ab$$

الحرارة المطرودة  $Q_2$  = المساحة تحت cd

$$T_2(S_c - S_d) =$$



صافي انتقال الشغل  $w$ 

$$= Q_1 - Q_2$$

$$= T_1 (s_b - s_a) - T_2 (s_c - s_d)$$

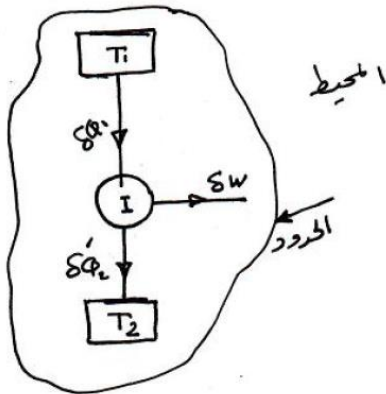
$$= (T_1 - T_2) \Delta s$$

كفاءة دورة كارنو  $\eta$ 

$$\eta = \frac{w}{Q_1} = \frac{(T_1 - T_2) \Delta s}{T_1 \Delta s} = \frac{T_1 - T_2}{T_1}$$

## 11.2 تغير الانتروبي في نظام معزول Entropy change in an isolated system

النظام المعزول هو النظام الذي لا يحصل انتقال بالطاقة عبر حدوده. نفرض وجود محرك غير عكوس يعمل ضمن نظام بين درجتي حرارة  $T_1$  و  $T_2$  وان  $T_1$  اعلى من  $T_2$  كما في الشكل ادناه



من متباينة كلاسيوس لدينا

$$\frac{\delta Q_1}{T_1} - \frac{\delta Q_2}{T_2} \leq 0$$

$$\frac{\delta Q_2}{T_2} \geq \frac{\delta Q_1}{T_1} \text{ ومنها}$$

ومن العلاقة الاخيرة يتضح ان الطرفين هما عبارة عن التغير في الانتروبي، ويتضح ان حصول النظام على كسب في الانتروبي اعلى مما فقد المصدر ذو درجة الحرارة العالية.

لذا فإن النظام يكون قد حقق كسباً في الانتروبي مقداره الفرق بين الكسب والفقدان

$$\frac{\delta Q_2}{T_2} - \frac{\delta Q_1}{T_1}$$

ومن ذلك نستنتج ان كل التغيرات غير العكوسة في اي نظام تحصل باتجاه زيادة الانتروبي.

تمت بعون الله محاضرات الثرموديناميك للعام الدراسي 2015-2016