

# الفصل الأول

مفاهيم أساسية في علم  
الترموداينمك

الفصل الأول

تعريف بطبيعة الموضوع من وجه نظر عيانة ووجهة نظر مجهرية. ثم التعرف على بعض المفاهيم الأساسية في الموضوع:-

1. النظام (الكيان) الحقيقي والمثالي
2. حدود النظام
3. المحيط أو البيئة أو الوسط الخارجي
4. النظام المفتوح والنظام المغلق والنظام المعزول
5. الجدار الأديباتيكي والدايثرمي
6. الكون
7. التوازن الحراري
8. التوازن الحراري الديناميكي أو التوازن الترموديناميكي
9. خواص النظام: أ- المركزة، ب- الشاملة، ج- المستقلة، د- التابعة
10. حالة النظام
11. العمليات الترموديناميكية
  - العملية الأديباتيكية
  - العملية الأيزوثرمية والأيزوبارية والأيزوكوركية
  - العملية الدورية
  - العملية اللاعكسية
  - العملية العكسية
12. الطاقة
13. الحرارة والشغل
14. الطاقة الداخلية

## الفصل الأول: "مفاهيم أساسية في علم الترموداينامك"

### 1- النظام (أو الكيان) System

أي جزء من الكون له حدود معلومة ويخضع للرصد والدراسة، وهناك نوعان من الأنظمة:-

#### أ- النظام الحقيقي (Real System):-

تعتبر جميع المواد الصلبة أو السائلة أو الغازية والتي نستخدمها في دراساتنا العملية والتي نرغب بمعرفة صفاتها أمثلة على الأنظمة الحقيقية، مثال ذلك:

- السائل في المسعر
- الغاز أو البخار المحصور في أنبوبة أو اسطوانة مغلقة
- القطع الصلبة كالحديد والخشب والجليد
- الكرة الأرضية وغلافها الجوي

وعند الحديث عن الأنظمة أعلاه يجب إن تكون هذه الأنظمة في حالة توازن حراري داخلي أي إن كافة أجزائها تمتلك نفس درجة الحرارة.

#### ب- النظام المثالي (Ideal System):-

وهو نظام نظري يتم التعامل معه على الورق فقط، والهدف هو تسهيل الحسابات الترموديناميكية (سيوضح هذا لاحقاً). كما إن هذا النظام غير موجود في الطبيعة وأفضل مثال هو الغاز المثالي.

### 2- حدود النظام (System boundary)

وهو الغلاف الذي يحتوي النظام ويفصله عن محيطه الخارجي، وقد تكون إما:-

- أ- حقيقية:- كالسطح الداخلي لقنينة الغاز التي تحتوي على الغاز المضغوط.
- ب- وهمية:- كالحدود التي نتصورها أو نتخيلها تحيط بكتلة من الدخان المتحرك في الجو.

ومن الجدير بالذكر انه ليس من الضروري إن تكون حدود النظام ثابتة الشكل أو الحجم فالنظام قد يتمدد أو يتقلص أو يتشوه إذا تغيرت بعض خواصه مثل الضغط المسلط عليه أو درجة حرارته.

### 3- المحيط أو البيئة أو الوسط الخارجي (Surrounding):-

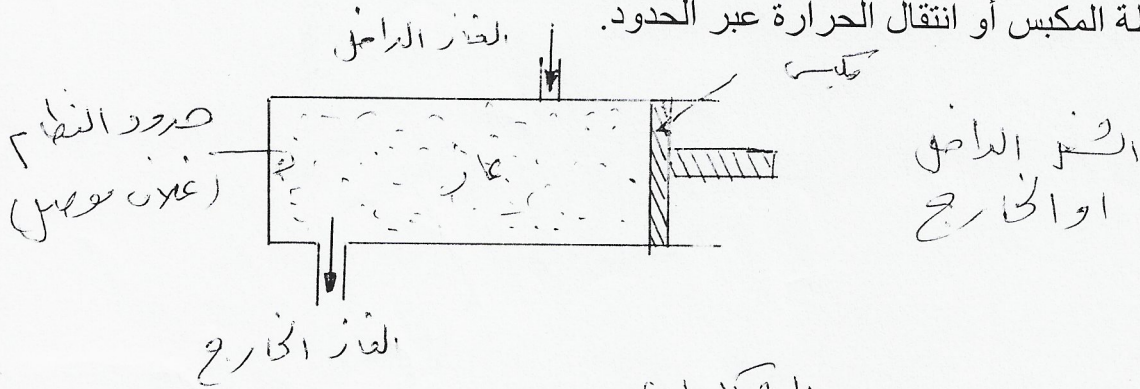
وهو كل ما يقع خارج حدود النظام من مادة أو فضاء. ومن الممكن إن يتفاعل النظام مع محيطه أو لا يتفاعل وذلك من خلال تبادل الطاقة أو الكتلة عبر الحدود.

### 4- أ: النظام المفتوح (Open System):-

وهو النظام الذي يسمح بتبادل الطاقة والكتلة مع المحيط وعليه فأن مثل هذا النظام تكون كتلته غير ثابتة. أمثلة على ذلك:

- الماء في الغلاية يمتص الطاقة الحرارية ويفقد جزء من كتلته من خلال التبخر.
- خليط الغازات في اسطوانة الاحتراق الداخلي يتخلص من الغازات من خلال العادم.
- عملية التفاعل الكيماوي
- الصاروخ الطائر

يوضح الشكل (1) إن المادة يمكن أن تدخل أو تخرج من الفتحات، إما الطاقة فيمكن أن يتبادلها النظام الغازي مع المحيط من خلال الشغل الميكانيكي المنجز بواسطة المكبس أو انتقال الحرارة عبر الحدود.



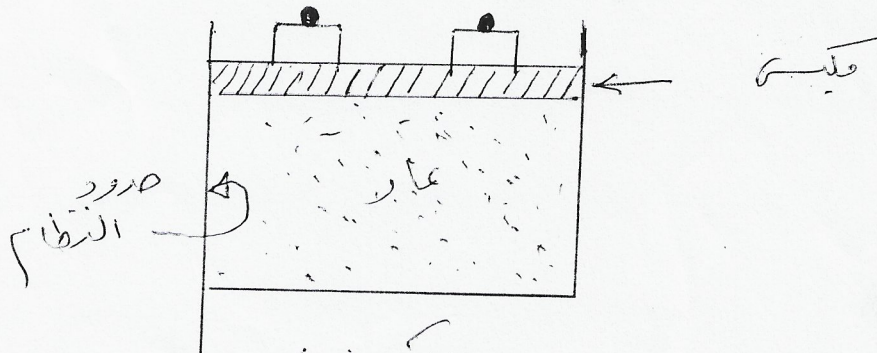
الشكل (1)

الشكل (1)

### ب - النظام المغلق Closed System

وهو النظام الذي تبقى كتلته ثابتة دائماً. وأمثلة على ذلك:

- غاز محصور في منطاد محكم الإغلاق.
- الزئبق الموجود في المحرار الزئبقي.
- الغاز الموجود في المحرار الغازي، كما موضح في الشكل (2)



الشكل (2)

الشكل (2)

ملاحظة: يجب أن لا يكون هناك فراغ بين المكبس وحدود النظام لكي لا تتسرب جزيئات النظام إلى المحيط، ويمكن للنظام أعلاه أن يتبادل الطاقة على شكل حرارة أو شغل مع المحيط.

### ج- النظام المعزول (Isolated System):-

وهو النظام الذي يبقى مجموع طاقته ثابتاً دائماً. أو هو النظام الذي له حدود عازلة لا تسمح بتبادل الطاقة بأي شكل من الأشكال مع المحيط. إن مثل هكذا انظمه لا تتأثر بالمحيط الخارجي حيث لا يسمح بتبادل الحرارة أو الشغل معه.

### 5- أ- الجدار الادياباتيكي (Adiabatic Wall):-

وهو الجدار الذي لا يسمح بعبور الحرارة خلاله. فالنظام المعزول بكذا جدار لا يسمح بخروج أو دخول الحرارة منه أو إليه.

### ب- الجدار الداياثيرمي أو الجدار الموصل (Diathermic Wall):-

وهو الجدار الذي يسمح بنفوذ الحرارة خلاله، حيث تكون درجة الحرارة على جانبيه واحدة دائماً.

### 6- الكون (Universe):-

هو مجموع النظام والمحيط معاً، والمقصود بالمحيط هنا كل ما يقع خارج حدود النظام من مادة وفضاء له تأثير مباشر على سلوك النظام ويتبادل معه الطاقة.

### 7- التوازن الحراري (Thermal Equilibrium)

يُعتبر النظام متوازن حرارياً عند امتلاك كل أجزاءه نفس درجة الحرارة. فعندما تكون كل نقاط النظام بنفس درجة الحرارة فإنه لا يحدث انتقال للحرارة من موقع إلى آخر ضمن حدود النظام، عندها يقرأ المحرار نفس درجة الحرارة لكل أجزاء النظام.

### 8- التوازن الترموديناميكي (Thermodynamically Equilibrium)

يقال عن النظام انه متوازن ترموديناميكياً عندما يكون متوازن حرارياً وميكانيكياً وكيمائياً.

### 9- خواص النظام (System Properties)

وهي الشروط أو الصفات التي تمثل النظام وهو في حالة توازن مثل الكتلة والحجم والضغط ودرجة الحرارة....الخ، وتنقسم هذه الخواص إلى قسمين:-

#### أ- الخواص المركزة: (Intensive Properties)

وهي الخواص التي لا تعتمد على حجم النظام. مثال ذلك درجة الحرارة والضغط والشد السطحي واللزوجة....الخ.

#### ب- الخواص الشاملة: (Extensive Properties)

وهي الخواص التي تعتمد اعتماداً مباشراً على كتلة النظام، مثل الوزن والحجم والطاقة الداخلية والشحنة والانتروبي....الخ.

ملاحظة:- يمكن تحويل الخاصية الشاملة إلى خاصية مركزة وذلك بقسمة

الخاصية الشاملة، الكتلة أو على عدد المولات فيه، أي

القيمة النوعية لأي خاصية = الخاصية الشاملة/كتلة النظام أو عدد المولات فيه

مثال

• الحجم النوعي للنظام  $v = V/m$  أو  $V/n$

• الطاقة الداخلية النوعية للنظام  $U/n$  أو  $U/m = u$

كما يمكن تصنيف خواص النظام كما يلي:

### 1- الخواص المستقلة: Independent Properties

هي الخواص اللازمة لتعريف النظام ويعتمد عددها على طبيعة النظام. فيحتاج النظام البسيط لخاصيتين مستقلتين لتحديده، أما النظام المعقد فيحتاج عدد أكبر من الخواص المستقلة لتحديده وحسب درجة تعقيده. ملاحظة:- يتم عادة اختيار الخواص المستقلة التي يمكن قياسها وتلائم الغرض -أي تعيين حالة النظام-.

### 2- الخواص التابعة: Dependent Properties

وهي الخواص التي يمكن تحديد قيمها من خلال الخواص المستقلة. ومثال ذلك:- لو تم قياس خاصيتين مستقلتين لنظام غازي كالضغط ودرجة الحرارة فإن الخواص التابعة كالحجم مثلا يمكن تحديده بدلالة الضغط ودرجة الحرارة.

### 10- حالة النظام (State of the System):-

هي مجموعة الخواص العيانية للنظام عندما يكون في حالة توازن ثرموديناميكي. كما يمكن وصفها (حالة النظام) أيضاً بواسطة القيم المعطاة لخواصه كدرجة الحرارة والحجم والضغط والطاقة الداخلية.... الخ.

### 11- العملية الثرموديناميكية:-

هي عبارة عن تحول النظام وانتقاله من حالة اتزان إلى حالة اتزان أخرى. ففي حالة تغير أي خاصية من خواص (أو متغيرات) النظام فإن حالة النظام تتغير أيضاً. أي إن النظام يعاني عملية ثرموديناميكية. وهي على أنواع حسب المتغير أو الخاصية التي تكون ثابتة، وكما يلي:

#### أ- العملية الأديباتيكية أو الكاظمة (Adiabatic Process):-

وهي العملية التي تتم على النظام بدون إن تؤثر على حرارته أي إن كمية حرارة النظام تبقى ثابتة مما يعني إن العملية تحدث دون إن يتم خلالها دخول أو خروج حرارة إلى أو من النظام.

#### ب- العملية الأيزوثرمية (Isothermal Process):-

هي العملية التي تحدث على النظام دون إن تتغير درجة حرارته. وما يحقق هذا هو كون غلاف النظام موصل جيد للحرارة بحيث يسمح بمرور الحرارة من النظام إلى المحيط وبالعكس دون حدوث زيادة أو نقصان في درجة الحرارة النظام خلال العملية الأيزوثرمية.

#### ج- العملية الأيزوبارية (Isobaric Process):-

هي العملية التي تحدث للنظام دون إن يتغير ضغطه.

#### د- العملية الأيزوكوركية (Isochoric Process):-

هي العملية التي تحدث للنظام دون إن يتغير حجمه.

### ه- العملية الدورية:-

عندما يمر النظام خلال عدد من العمليات ثم يعود في النهاية إلى حالته الابتدائية يقال عنه انه مر خلال دورة (cycle) كاملة. كما يمكن القول انه عندما يعاني النظام في كل دورة سلسلة من العمليات التي تنقله من حالة اتزان معينة وتعود به بعد انتهاء الدورة إلى نفس الحالة انه مر بعملية دورية. وكمثال على ذلك دورة كارنو حيث يمتص النظام خلالها الحرارة وينجز شغلا على المحيط. ويعتمد مقدار الشغل المنجز على عدد الدورات، فكلما كان عدد الدورات كبيراً كان مجموع الشغل كبيراً أيضاً.

### و- العملية اللاعكسية:- (Irreversible Process):-

هي العملية التي تجري باتجاه واحد ولا يمكن عكسها دون ترك اثار دائمة على المحيط. إن كافة العمليات الطبيعية والتي تجري ذاتياً هي عمليات لاعكسية ومثال ذلك:-

- انتقال الحرارة من الجسم الساخن إلى الجسم البارد عند تلامسهما
- هبوب الرياح من مناطق الضغط العالي إلى مناطق الضغط الواطئ
- سقوط الأجسام من الأعلى إلى الأسفل
- يسير الزمن باتجاه واحد

ملاحظة:- تجري كل العمليات أعلاه في الاتجاه الذي يقود إلى التوازن.

### ز- العملية العكسية (Reversible Process):-

هي العملية التي بواسطتها يمكن إعادة النظام إلى نفس الشروط (الحالة التي كان عليها قبل العملية) دون ترك أي اثر على المحيط. وأمثلة على هذه العملية:-

- انصهار الجليد بعد إن يمتص كمية معينة من الحرارة وتحوله إلى ماء، ويمكن تحويل الماء إلى جليد إذا سحبنا منه نفس المقدار من الحرارة.
- شحن بعض أنواع المتسعات بعد تفريغها.
- شحن بعض أنواع البطاريات بعد تفريغها.
- حركة البندول الحر في حيز مفرغ من الهواء ومعلق من نقطة خالية من الاحتكاك.

من الجدير بالذكر هنا إن جميع الأمثلة أعلاه هي ليست عمليات عكسية مثالية. وهنا يجب ذكر الشروط التي يجب توفرها بأي عملية كي تكون عملية عكسية:-

أ- إن تتم العملية ببطء. أي يجب إن يمر النظام بسلسلة من حالات التوازن شبه الساكن بحيث يمكن تعريف حالة النظام في كل خطوة خلال مسار العملية.

ب- إن لا يرافق العملية تبديد في الطاقة (كالتبديد الذي يصاحب الاحتكاك أو اللزوجة أو المقاومة.... الخ)

ج- إن لا يختلف ضغط ودرجة حرارة النظام عن ضغط ودرجة حرارة المحيط خلال كل مراحل العملية بشكل محسوس (الفرق يجب إن يكون متناهي في الصغر).

ملاحظة:- كل الأمثلة التي وردت سابقاً عن العملية العكسية لا يمكن فيها تفادي وتجنب إشكال الضياع في الطاقة التالية:-

- التخلف Hysteresis في النظام أو المحيط
- التشويه Deformation الذي يصيب النظام أو المحيط من حيث الشكل أو التركيب الداخلي للنظام أو الوسط المحيط.

**12- الطاقة Energy:-** القدرة على انجاز شغل. من المعلوم إن الطاقة عبارة عامة تشمل:-

- الطاقة المخزونة Stored energy وتشمل الطاقات التالية:-  
الكيميائية والكهربائية والداخلية والميكانيكية (الكامنة والحركية)
- الطاقة العابرة هي فقط الحرارة والشغل، وهذا يعني إن الطاقة التي تدخل النظام أو تخرج منه تكون إما على شكل حرارة أو شغل ميكانيكي.

**13- الحرارة والشغل:-**

هما الشكلان الوحيدان للطاقة اللذان لا يمكن تواجدهما بشكل طاقة مخزونة بل يتواجدان فقط إثناء اجتيازهما لحدود (أو غلاف) النظام. أي إن "الحرارة والشغل تعني تبادل الطاقة بين النظام ومحيطه. وبعد إن يجتاز الشغل أو الحرارة حدود النظام ويدخلان فيه ينتهي وجودهما كحرارة أو شغل ويتحولان إلى طاقة. مخزونة كالتقوية الداخلية أو غيرها.

مفهوم الحرارة أو الشغل

- الحرارة أو الشغل هي الطاقة العابرة لحدود النظام، أي أنها ظاهرة حدودية تُلاحظ عند حدود النظام فقط
- الحرارة أو الشغل ظاهرة وقتية ويتوقف استخدام هذا المصطلح متى توقف العبور أو الانتقال

ملاحظة:

- إذا أعطيت الحرارة إلى النظام كانت إشارتها موجبة ( $+\delta Q$ )
- إذا أخذت الحرارة من النظام تعتبر إشارتها سالبة ( $-\delta Q$ )  
وبالمثل
- إذا أنجز النظام شغلاً على المحيط فإن إشارة الشغل تكون موجبة ( $+\delta W$ )
- إذا صرف المحيط شغلاً على النظام تكون الإشارة سالبة ( $-\delta W$ )

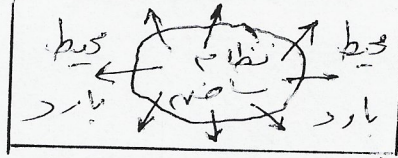
مفهوم الحرارة:-

- هي طاقة في حالة عبور
- لا يمكن التكلم عن الحرارة أو الشغل في النظام



- وإنما نقول إن الحرارة إما انتقلت من الجسم أو إليه. وكذلك الشغل فإما يُنجز على النظام أو بواسطته
- عند تلامس جسمان أحدهما أسخن من الآخر، فإن هناك شكل من أشكال الطاقة تنتقل من الجسم الساخن إلى البارد يسمى "الحرارة" أو "الطاقة الحرارية" كما موضح في الشكل (3)

الشكل (3)



تنتقل الطاقة الحرارية من النظام الساخن إلى المحيط البارد إلى إن تتساوى درجة حرارتهما

#### 14- الطاقة الداخلية (Internal Energy):-

لكي تكون الصورة واضحة عن معنى الطاقة الداخلية سنحاول الإجابة عن السؤالين التاليين:-

"ماذا يحدث للحرارة بعد دخولها النظام؟"

"ماذا يحدث للشغل الذي ينجز على النظام؟"

قبل الإجابة عن السؤالين أعلاه يجب إن نتعرف على الإشكال المختلفة من الطاقات التي تمتلكها جسيمات (أو ذرات) النظام وهي:-

- 1- طاقة حركية انتقالية
- 2- طاقة حركية دورانية
- 3- طاقة حركية اهتزازية
- 4- طاقة كامنة لذرات النظام
- 5- طاقة نووية والكترونية ضمن تركيب الجزيئات والذرات

ويدعى مجموع الطاقات أعلاه بالطاقة الداخلية للنظام.

الآن لو أعطينا النظام مقدار معين من الطاقة ستننتشر وتتوزع هذه الطاقة على ذرات وجزيئات النظام وتزيد من طاقاتها بمقدار يتناسب مع كمية الحرارة الداخلة للنظام. أي إن الطاقة المضافة للنظام تتحول إلى زيادة في طاقته الداخلية ويمكن إن تظهر في واحدة أو أكثر من الإشكال التالية:-

- أ- ارتفاع في درجات حرارة النظام
- ب- تغير حالة النظام (مثلاً من صلب إلى سائل أو من سائل إلى غاز)
- ج- زيادة المسافة الفاصلة بين جزيئات النظام، أي تمدده (وهذا ضد قوى التجاذب بين الجزيئات)

ملاحظة:-

- إن الطاقة التي يمتصها النظام تدعى "الزيادة في الطاقة الداخلية للنظام" ويرمز لها بالرمز  $\Delta U$
- لا يمكن التمييز أو الفصل بين هذه الطاقة عن التي تمتلكها الذرات
- كل ما تم ذكره عن امتصاص النظام للحرارة ينطبق عندما ينجز النظام شغلاً على المحيط ولكن تتم بنقصان الطاقة الداخلية
- في حين أنها تزداد عندما ننجز عليه شغلاً، أي ينجز المحيط شغلاً على النظام

# الفصل الثاني

## خواص المادة النقية

# الفصل الثاني - خواص المادة النقية

المادة النقية:

\* الأطوار الثلاثة الأساسية للمادة

\* فرضيات النظرية الحركية

\* الشرطان

2.2 أطوار المادة النقية

3.2 الطور الصلب

4.2 الطور السائل

5.2 الطور الغازي

6.2 تغير طور المادة

7.2 الغاز والبخار

8.2 حالة الاتزان بين البخار والغاز

9.2 الأبخرة المشبعة وغير المشبعة

10.2 سلوك المادة النقية

11.2 السطح (P-V-T) لمادة نقية حقيقية

12.2 النقطة الثلاثية للمادة

13.2 معادلة كلايرون وتطبيقاتها

(1 - 17)

(1)

## 1.2- المادة النقية:-

هي مادة متجانسة لا يعتمد تركيبها الكيماوي على الطور الذي تكون فيه.

- الأطوار التي تتواجد فيها المادة النقية في الطبيعة ثلاث أطوار (أو حالات) وذلك تبعاً لدرجة حرارتها والضغط المسلط عليها.

- يمكن تفسير أطوار المادة النقية على ضوء فرضيات النظرية الحركية وهي:-

1. تتألف المادة من عدد كبير جداً من الجزيئات.

2. تتحرك الجزيئات حركة عشوائية وسريعة ومستمرة.

3. تربط هذه الجزيئات قوى تجاذب متبادلة.

- هناك شرطان يمكن على أساسهما تحديد المادة النقية:-

1. الشرط الكيماوي:- إن يكون تركيبها الكيماوي ثابت في جميع الأطوار

2. الشرط الفيزيائي إن تنجز المادة أو يُنجز عليها نمط واحد فقط من الشغل وهو الشغل الميكانيكي الناتج من

حاصل ضرب الضغط في مقدار التغير في الحجم

## 2.2:- أطوار المادة النقية:-

تتواجد المادة النقية في احد ست الأطوار التالية اعتماداً على الضغط المسلط عليها ودرجة حرارتها. وهذه الأطوار هي:-

- 1- الصلب التام

- 2- السائل التام

- 3- البخاري التام

- 4- الاتزان بين الطور الصلب والسائل

- 5- الاتزان بين الطور السائل والبخار

- 6- الاتزان بين الطور البخاري والصلب

## 3.2:- الطور الصلب:- من خواص هذا الطور

- تكون المسافات بين الجزيئات صغيرة

- تكون قوى التجاذب بين الجزيئات كبيرة

- الحركة المسموح بها لأي جزي هي حركة اهتزازية ثابتة حول نقطة الاتزان

## نقطة الاتزان:- هي متوسط موقع الجزي

- للجسم الصلب حجم محدد وشكل ثابت

## \* في حالة تسخين الجسم الصلب:-

يحدث ما يلي: (تأثير التسخين على الجسم الصلب)

- إعطاء طاقة إضافية للجزيئات

- تزداد حركتها حول متوسط مواقع اتزانها

- تتباعد الجزيئات عن بعضها البعض أكثر

- عندها يتمدد الجسم الصلب

في حالة متابعة التسخين:-

- تزداد سعة الهزة إلى الحد الذي يجعل الجزيئات حرة تقريباً وتبدأ بترك متوسط مواقع اتزانها
- تزداد سعة الاهتزاز إلى الحد الذي يجعل الجزيئات حرة تقريباً وتبدأ بترك متوسط مواقعها
- عندما تصبح الطاقة الحرارية المعطاة للجزيئات اكبر من الطاقة الكامنة الناتجة من قوى التجاذب فيما بينها :-
- تصبح الجزيئات غير مقيدة وتتحرك ضمن المادة من موقع إلى آخر
- وصلت المادة إلى حدود الطور السائل

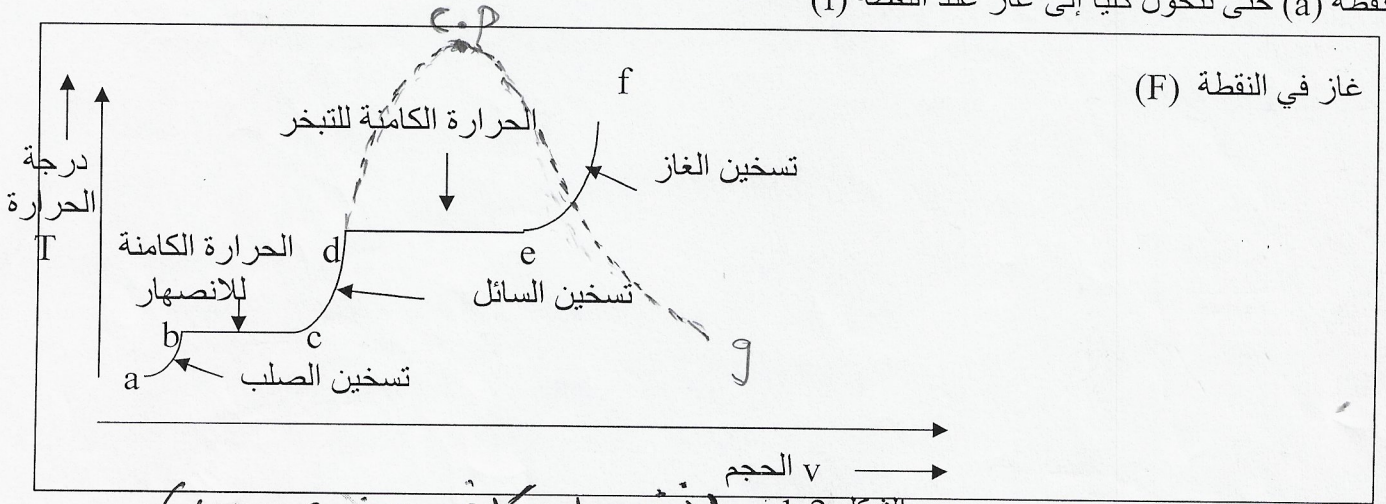
+++ إن كمية الحرارة المزودة للصلب والتي تكافئ مقدار الشغل اللازم لفصل الجزيئات عن بعضها ضد قوى التجاذب فيما بينها تعين وتحدد ما يسمى الحرارة الكامنة للانصهار.

4.2-الطور السائل:- مظلوم ص80

5.2-الطور الغازي:- مظلوم ص81

6.2:- تغير طور المادة النقية:-

يوضح الشكل (1-2) الرسم البياني بين درجة الحرارة T والحجم V لكتلة معينة من مادة نقية خاضعة لضغط ثابت. المنحني abcdef يوضح كيفية تغير الحجم عند تغير درجة الحرارة عند تسخين المادة ابتداءً من درجة قريبة من الصفر المطلق عند النقطة (a) حتى تتحول كلياً إلى غاز عند النقطة (f)



الشكل 1-2 (نفس الشكل في صفحة (114))

- |   |            |
|---|------------|
| المادة في الحالة الصلبة عند درجة حرارة قريبة من الصفر المطلق  | a عند      |
| مرحلة تسخين المادة الصلبة حيث يتمدد حجمها وترتفع درجة حرارتها   | من a إلى b |
| يبدأ عندها تحول المادة الصلبة إلى سائلة   | b عند      |
| عملية تحول المادة الصلبة إلى سائلة حيث تمتص المادة كمية إضافية من الحرارة ويزداد حجمها مع بقاء درجة حرارتها ثابتة إلى أن تتحول كلياً إلى سائل | من b إلى c |
| تسمى كمية الحرارة اللازمة لتحويل المادة من الطور الصلب إلى الطور السائل دون تغير درجة الحرارة   | +++        |
| <u>بالحرارة الكامنة للانصهار</u>  |            |
| تتحول عندها المادة الصلبة كلياً إلى سائل  | c عند      |
| مرحلة تسخين السائل  | من c إلى d |
| هي النقطة التي يبدأ عندها السائل بالتبخير   | d عند      |
| يتبخر السائل وتبقى درجة حرارته ثابتة  | من d إلى e |
| عملية تحويل المادة من الحالة السائلة إلى الحالة الغازية تحت درجة حرارة ثابتة  | من d إلى e |
| تسمى كمية الحرارة اللازمة لتحويل المادة بأكملها من الطور السائل إلى الطور الغازي تحت درجة حرارة   | +++        |
| <u>ثابتة الحرارة الكامنة للتبخير</u>  |            |

++ تسمى المادة عند أية نقطة من نقاط الخط الأفقي de بالبخار الرطب والذي يتكون من غاز يحتوي على قطرات صغيرة من السائل معلقة فيه عند النقطة e يتحول السائل كلياً إلى الحالة الغازية عند النقطة e يصبح البخار جافاً تماماً ويسمى البخار المشبع والجاف من e إلى f عملية تسخين البخار تحت ضغط ثابت ترتفع درجة حرارته ويزداد حجمه المنحني fe عملية تسخين البخار وتسمى التحميص أو التسخين الفائق (Superheating) ++ ويسمى البخار عندئذٍ بخاراً محمصاً ويدخل في الطور الغازي عند تغير الضغط (يزداد مثلاً)

• عند إعادة نفس العملية (الموضحة في الشكل 1-2) ولكن تحت ضغوط مختلفة نلاحظ إن النقطتان d و e تتحرك كل منهما على المنحنى المبين في الخط المنقط إلى إن تتحد في نقطة واحدة هي (C.P.) والتي تقع عند قمة المنقط. وتدعى بالنقطة الحرجة

- من الملاحظ إن المسافة الأفقية بين النقطتين e و d والتي تمثل الحرارة الكامنة للتبخير تتغير.
- عند النقطة الحرجة تصبح الحرارة الكامنة للتبخير صفراً
- فوق النقطة الحرجة تتحول المادة مباشرة من الطور السائل إلى الطور الغازي دون ان تمر بالطور البخاري.
- إن طول الخط الأفقي bc والذي يمثل الحرارة الكامنة للانصهار يتغير أيضاً تبعاً للضغط المسلط على المادة.
- حالة خاصة: يصبح طول الخط صفراً وتتحول المادة مباشرة من الطور الصلب إلى الطور الغازي دون المرور بالطور السائل ويسمى هذا التسامي.
- النقطة الحرجة: هي النقطة التي تتطابق عندها خواص الطورين السائل والغازي
- صفات المادة عند النقطة الحرجة:
  - 1- تقترب كثافتي البخار والسائل تدريجياً من بعضهما البعض حيث تصبح واحدة عندها
  - 2- يختفي الخط المميز بين الطورين السائل والغازي مما يعني إن هناك انتشار متبادل بين الطورين وتصبح قيمة الشد السطحي صفراً، أي إن قوى التجاذب بين الجزيئات في الطورين يجب إن تكون متساوية عند النقطة الحرجة
  - 3- تصبح انضغاطية البخار مالا نهاية
  - 4- حالة التخرج: وهي الحالة التي تتغير فيها الكثافة الكتلية للمادة من نقطة إلى أخرى

+++ عند نقطة أعلى بقليل من النقطة الحرجة:-

- تتساوى تماماً كثافتي السائل والبخار
- إن النقطة الحرجة لأي مادة ليست درجة محددة بل منطقة ضيقة تدعى المنطقة الحرجة. حيث تتماثل فيها خواص المادة في طورها السائل والبخاري.

## 7.2: الغاز والبخار

- يمثل الطوران الغازي والبخاري للمادة مرحلتين متباعدتين لظاهرة واحدة
- يفصل هذان الطوران حد مميز تتحكم به درجة حرارة خاصة تدعى الدرجة فوق الدرجة الحرجة والتي عندها،
  - تكون المادة في الطور الغازي تماماً
  - تحت الدرجة الحرجة تكون المادة في الطور البخاري

ملاحظة لا يمكن تصليب الغاز بتسليط الضغط عليه فقط مهما كان مقدار ذلك الضغط كبيراً بينما يمكن إسالة البخار بتسليط الضغط عليه. لذلك يتم تبريد الغاز أولاً عند إسالته إلى درجة أقل من درجته الحرجة. مما يعني تحويله من الطور الغازي إلى الطور البخاري، ثم يتم تسليط ضغط مناسب يتحول البخار إلى سائل.

أنها الدرجة التي لا يمكن فوقها تحويل الغاز إلى سائل

كما يمكن تعريف الدرجة الحرجة لأي غاز "على مهما كان الضغط المسلط عليه".

## 8.2: حالة الاتزان بين الغاز والسائل "لنفس المادة"

\* عندما نسخن مادة في طورها السائل، فأنا نعطي جزيئاتها طاقة حرارية. \* إي طاقة إضافية تؤدي إلى انطلاق بعض من جزيئاته إلى المنطقة التي تقع فوق سطح السائل هذا يكون ما يسمى بالبخار.

تعود بعض الجزيئات التي كونت الطور البخاري إلى السائل إن عدد جزيئات السائل التي تترك إلى المنطقة التي فوق سطحه تكون أكبر من عدد الجزيئات العائدة إليه إلى إن يتشبع الحيز ببخار السائل ويصل إلى حالة الاتزان وهي الحالة التي يتساوى عندها عدد الجزيئات المغادرة للسائل مع عدد الجزيئات العائدة له.

ويتولد ضغط بسبب ما ورد أعلاه يدعى ضغط البخار والذي يعرف على أنه الضغط الناشئ عن جزيئات السائل في الحيز الذي فوقه

## 9.2 الأبخرة المشبعة وغير المشبعة:

### خواص البخار المشبع:-

- 1- يعتمد ضغط البخار المشبع على طبيعة المادة
- 2- يعتمد ضغط البخار المشبع لأي سائل على درجة حرارته، حيث يزداد بارتفاعها ويقل بانخفاضها
- 3- لا يعتمد ضغط البخار المشبع على حجم الحيز الذي يشغله البخار
- 4- لا يعتمد ضغط البخار المشبع لأي سائل على وجود أبخرة أخرى مختلفة إذا لم يكن بينهما تفاعل كيميائي
- 5- لا تتبع الأبخرة المشبعة قوانين الغازات في حين تتبعها الأبخرة الغير مشبعة

### توضيح الرسوم البيانية التالية:-

- يوضح الشكل (2-2) أ الرسم البياني (P-V) للأبخرة المشبعة وغير المشبعة. ويمكن استنتاج ما يلي:-
- A ← B يزداد الضغط P ويقل الحجم V ولا يتبع البخار المشبع قانون بويل
  - عند النقطة B يكون البخار مشبع عند أعلى ضغط
  - B ← C يقل الحجم ويبقى الضغط ثابت
  - الخط CB يمثل عملية التغير من البخار المشبع إلى الطور السائل. في أية نقطة من نقاط الخط CB يكون البخار والسائل في حالة توازن.

### يوضح الشكل (2-2) ب:-

- 1- عند أزيد درجة حرارة البخار المشبع بالتدريج يزداد ضغطه أيضا. ويمثل المنحنى A إلى B ذلك.
- 2- بعد النقطة B: عند أزيد درجة الحرارة يصبح البخار غير المشبع ويزداد ضغطه أيضا بأزيد درجة الحرارة. وتكون الزيادة في ضغط البخار غير المشبع طردية مع درجة حرارته المطلقة.
- لكلمة بخار معنيان:-  
المعنى العام: يشير إلى الحالة الغازية للمادة في درجة أقل من الدرجة الحرجة

## 10.2 سلوك المادة النقية: Behaviour of pure substance

الشكل (2-3) يوضح سلوك المادة عند نقطة انصهارها واعتمادها على الضغط المسلط عليها هناك نوعان من المواد (عند انتقال المادة من الطور الصلب إلى السائل التي يتم عند نقطة الانصهار):-

1- مادة يتمدد حجمها عندما تنصهر (الشكل-2-3-أ)

2- مادة يتقلص حجمها عندما تنصهر (الشكل-2-3-ب)

يتم الانتقال من الطور الصلب إلى الطور السائل عند درجة حرارة معينة تسمى درجة حرارة الانصهار أو نقطة انصهار المادة.

ترتفع درجة انصهار مادة من النوع الأول كلما زاد الضغط المسلط عليها كما موضح في الشكل-2-3-أ يفصل منحنى الانصهار بين المنطقة السائلة (أو الطور السائل) والمنطقة الصلبة (أو الطور الصلب) حيث يمثل نقاط التوازن بين الطورين.

إن معظم المواد الموجودة في الطبيعة هي من هذا النوع إي "ترتفع درجة انصهارها كلما زاد الضغط المسلط عليها"

إما النوع الثاني الذي يوضحه الشكل (2-3-ب) فإن نقطة انصهار المادة تقل كلما ازداد الضغط المسلط عليها.

## 11.2 السطح (P-V-T) لمادة نقية حقيقية:-

الشكل (2-4)

يوضح سطح (P-V-T)

- يمثل محور السينات (البعد الثاني) الحجم  $v$  الذي تشغله المادة
- يمثل الشكل أعلاه الأطوار الثلاث للمادة وشروط تواجدتها على السطح (بعدين فقط) وعلى ثلاثة أبعاد.
- يمثل محور الصادات (البعد الأول) الضغط المسلط  $p$  على المادة
- يمثل محور السينات (البعد الثاني) الحجم  $v$  الذي تشغله المادة
- يمثل محور عین (البعد الثالث) درجة حرارة المادة



## 12.2: النقطة الثلاثية للمادة:

يوضح الشكل (5-2) الأطوار الثلاث للمادة على المنحنى (P-T)

كما يوضح الشكل أعلاه منحنيات ثلاث التي تتواجد فيها المادة في طورين في إن واحد تحت ضغوط ودرجات حرارة مختلفة وهي:-

### 1- منحنى الانصهار أو الانجماد (r-b):-

- يمثل مخطط لنقطة انصهار المادة كدالة للضغط
- يوضح إن نقطة الانصهار ترتفع كلما ازداد الضغط
- يفصل بين المنطقة الصلبة والمنطقة السائلة
- تتواجد عند نقاط هذا المنحنى المادة بطوريها الصلب والسائل في إن واحد
- يدعى أيضا بخط توازن أو اتزان الطورين الصلب والسائل
- ميله لأغلب المواد يكون موجباً (النقية في الطبيعة)
- ميله سالباً لبعض المواد الشاذة ومنها الماء
- الخط يستمر للأعلى دون توقف

2- منحنى التبخر أو الغليان (r-c):- ص 92

3- منحنى التسامي (a-r) ص 92

كتاب فظوم (واجب)

### ملاحظات: بخصوص الشكل (5-2)

- ينتهي منحنى التبخر (r-c) عند النقطة (c) التي تدعى النقطة الحرجة
- إحداثياتها ( $P_c, T_c$ ) وهناك أيضا  $V_c$
- التي تسمى القيم الحرجة والتي تمثل أعلى قيم للضغط ودرجة الحرارة يتواجد عندها السائل والبخار معاً في حالة توازن
- بعد النقطة الحرجة لا يمكن التمييز بين الطورين السائل والبخاري لان المادة تتحول كلياً إلى حالة واحدة هي الطور الغازي
- إن اتجاه المنحنيات الثلاث (r-a) و (r-b) و (r-c) إلى الأعلى ونحو اليمين، أي إن ميلها موجب وهذا يشمل المواد التي تتمدد عند الانصهار
- تلتقي المنحنيات الثلاث 1 و 2 و 3 في نقطة واحدة r وتسمى هذه النقطة "النقطة الثلاثية للمادة": وهي النقطة التي عندها تتواجد المادة بأطوارها الثلاث الصلب والسائل والغازي في آن واحد وبحالة توازن شبه مستقر.

+++ شبه مستقر (لأنه لا يتحقق إلا بعناية فائقة وتحت شروط في غاية الدقة من ضغط ودرجة حرارة)، إما إحداثياتها هي  $[P_r, V_r, T_r]$

(شكل (6-2))

واجب 1 هل هناك أكثر من نقطة ثلاثية للمادة الواحدة؟ ولماذا؟

## 13.2 معادلة كلايرون وتطبيقاتها

الحرارة التحويلية الكامنة L: هي مقدار الحرارة التي تحتاجها المادة عندما تتحول من طور إلى آخر دون إن تتغير درجة حرارتها. وأنواعها هي:-

$L_{12}$  الحرارة التحويلية من الصلب إلى السائل [الحرارة الكامنة للانصهار]

$L_{23}$  الحرارة التحويلية من السائل إلى البخار [الحرارة الكامنة للتبخير]

$L_{13}$  الحرارة التحويلية من الصلب إلى البخار [الحرارة الكامنة للتسامي]

تعطي معادلة كلايرون العلاقة بين الضغط ودرجة الحرارة عندما تكون المادة النقية مؤلفة من طورين في حالة توازن. (صلب- سائل) أو (سائل- بخار) أو (صلب- بخار).

يمثل المنحنى الموضح بالشكل (2-7) المنحنى الايزوثيرمي ABCD والذي يمثل سائل وبخار في حالة توازن عند ضغط p ودرجة حرارة T.

نفرض وجود مادة ما في حالة اتزان بين طورها السائل والبخار عند ضغط p ودرجة حرارة T.

نفرض وجود مادة ما في حالة اتزان بين طورها السائل والبخار عند ضغط (p) ودرجة حرارة (T) وهذه الحالة مبينة في الشكل (2-7) وفيه يمثل ABCD المنحنى الايزوثيرمي والذي يمثل

### الشكل (2-7)

- عند ازدياد الضغط المسلط على المادة بمقدار  $\Delta p$  يصبح  $p+\Delta p$
  - تصبح درجة الحرارة التي تحدث عندها التوازن بين السائل والبخار  $T+\Delta T$
  - $ABCD$  يمثل حالة الاتزان الجديدة
  - المنحنيان  $\overline{AB}$  و  $\overline{AB}$  يمثلان الطور السائل للمادة
  - عند B و  $\overline{B}$  تكون المادة في الطور السائل تماماً
  - من B إلى C أو من  $\overline{B}$  إلى  $\overline{C}$  تكون المادة في حالة تحول من الطور السائل إلى الطور البخاري والعكس بالعكس.
  - عند C و  $\overline{C}$  تكون المادة في الحالة البخارية تماماً
  - من C إلى D أو  $\overline{C}$  إلى  $\overline{D}$  تكون المادة في الحالة البخارية؟
- +++ عندما نوصل النقطتين B مع  $\overline{B}$  و C مع  $\overline{C}$

يتكون لدينا دورة كاملة هي  $\overline{BCCB}$  والتي تشبه دورة كارنو (ستوضح لاحقاً في فصل قادم) صفات دورة كارنو

$$\frac{Q_1}{Q_2} = \frac{T_1}{T_2} \quad \text{--- (1)}$$

حيث  $Q_1$  كمية الحرارة المطرودة عند درجة الحرارة الواطئة  $T_1$

و  $Q_2$  كمية الحرارة التي تمتصها المادة عند درجة الحرارة العالية  $T_2$

نفرض إن حجم المادة النقية (الطور السائل) عند النقطة  $\overline{B}$  هو  $V_1$  عند درجة حرارة  $(T+\Delta T)$ .

عند النقطة  $\overline{C}$  تتحول المادة إلى بخار ويكون حجمها  $V_2$ .

نفرض إن كتلة المادة السائلة عند النقطة  $\overline{B}$  هي 1 كغم

وان كمية الحرارة التي تمتصها المادة تساوي  $Q_2$

أي إن  $Q_2 = (L + \Delta L)$ -----2

- حيث  $L + \Delta L$  هي الحرارة الكامنة للسائل عند درجة الحرارة  $T + \Delta T$
- إذا انخفض الضغط عند النقطة  $C$  بالمقدار  $dP$  فإن البخار سيتمدد وتهبط درجة حرارته
  - درجة الحرارة عند النقطة  $C$  تصبح  $T$  وعندها يبدأ البخار بالتكاثف ويتحول إلى سائل
  - عند النقطة  $B$  يكون مقدار الحرارة المطروقة هو  $Q_1$ .
- حيث  $L$  هي الحرارة الكامنة في درجة حرارة  $T$   $Q_1 = L$  -----3 ○

يمكن كتابة المعادلة 1 كما يلي

$$\frac{L + \Delta L}{L} = \frac{T + \Delta T}{T}$$

$$\frac{\Delta L}{L} = \frac{\Delta T}{T} \quad \text{--- (3) } \frac{91}{}$$

## الفصل الثاني - خواص المادة النقية

عندما يكون التغير صغير تكتب المعادلة 4 كما يلي :-

$$\frac{dL}{L} = \frac{dT}{T} \quad \text{--- (4)}$$

\*\* إن المساحة المضللة في الشكل (2) هي :-  
 $BCCBB = dP(V_2 - V_1)$

والتي تساوي مقدار الشغل المنجز

$$dL = dP(V_2 - V_1)$$

بتعويض العلاقة أعلاه في 4 نحصل على

$$\frac{dP(V_2 - V_1)}{L} = \frac{dT}{T}$$

كما يمكن كتابة المعادلة أعلاه كما يلي :-

$$\frac{dP}{dT} = \frac{L}{T(V_2 - V_1)} \quad \text{--- (5)}$$

تسمى المعادلة أعلاه 5 بمعادلة الحرارة الكامنة لكلايرون وتطبق لأي تغير في طور النظام سواء كان انصهار أو تبخر أو تسامي أو حتى تغير في الشكل البلوري

### \*\*\* تطبيقات معادلة كلايرون

#### 1- تأثير الضغط على نقطة الانصهار (ا والانجماد) :-

- عندما تتحول المادة من الطور الصلب إلى الطور السائل
- فإن الحجم يتغير وهناك احتمالين
- \*\*\* أ- إذا كان  $(V_2 > V_1)$

1. فإن الميل  $\frac{dp}{dT}$  يكون مقدار موجب

2. معدل تغير الضغط بالنسبة لدرجة الحرارة هو موجب

3. ترتفع درجة (أو نقطة) الانصهار كلما ازداد الضغط المسلط على النظام والعكس بالعكس

#### مثال

في حالة انصهار الجليد

يكون حجم الماء الناتج أقل من حجم الجليد المنصهر وعليه فإن  $V_2 < V_1$

نقطة انصهار الجليد تقل عندما يزداد الضغط

أي إن الجليد ينصهر في درجة الصفر سليزيوس فقط عندما يكون تحت ضغط جوى اعتيادي يعادل 76 سم زئبق

إما إذا كان الضغط أكبر من الضغط الجوى

فإن نقطة انصهار الجليد تكون أقل من الصفر سليزيوس

#### 2 تأثير الضغط على نقطة الغليان (أو التبخر) :-

عند تحول كتلة معينة من سائل إلى بخار

فإن حجم البخار  $V_2$  يكون دائماً أكبر من حجم السائل  $V_1$ ، أي إن  $V_2 > V_1$

## الفصل الثاني - خواص المادة النقية

الميل  $\frac{dP}{dT}$  يكون موجبا دائما  
أي إن أي زيادة في الضغط المسلط على المادة يؤدي إلى ارتفاع نقطة غليانها والعكس بالعكس،  
ومن المعلوم "إن السائل يغلي في درجة أقل عندما ينخفض الضغط الواقع عليه  
في حالة الماء

- تزداد نقطة غليان الماء عند ازدياد الضغط المسلط عليه والعكس بالعكس
- الماء يغلي في 100 درجة سيليزية عند الضغط الجوي الاعتيادي (76 سم زئبق)
- في القدور الكاتمة (أي قدور الضغط) يغلي الماء في درجة حرارة أعلى، لان الضغط داخلها أعلى من الضغط الجوي.

مثال ①: اصب مقدار الانخفاض في نقطة انصهار الجليد الناتج

عن زيادة الضغط الواقع على الجليد بمقدار ضغط هوي واحد.  
علماً ان الحرارة الكامنة لانصهار الجليد = 80 حره لكل غرام  
والاهتمام النوعية لو اهد كيلو غرام من الجليد والماء في درجة الصفر  
سيزنوا  $(1.091 \times 10^{-3} \text{ m}^3/\text{kg})$  و  $(1 \times 10^{-3} \text{ m}^3/\text{kg})$  على التوالي!

$$L = 80 \text{ cal/g} = 80 \times 4.2 \times 10^3 \frac{\text{J}}{\text{kg}}$$

$$T = 273 \text{ K}$$

$$dp = 1 \text{ atm} \approx 10^5 \frac{\text{N}}{\text{m}^2}$$

$$v_1 = 1.091 \times 10^{-3} \text{ m}^3/\text{kg} \quad v_2 = 1 \times 10^{-3} \text{ m}^3/\text{kg}$$

$$\frac{dp}{dT} = \frac{L}{T(v_2 - v_1)} \Rightarrow dT = dp \frac{T(v_2 - v_1)}{L}$$

$$dT = \frac{10^5 \times 273 \times (1 \times 10^{-3} - 1.091 \times 10^{-3})}{80 \times 4.2 \times 10^3} = -0.0074 \text{ K}$$

وعليه فان مقدار الانخفاض في نقطة انصهار الجليد عندما يزداد الضغط  
عليه بمقدار واحد هو (1 atm) هو (0.0074 K).

مثال 2) المثال رقم 1) احس ضغط البخار الإضافي اللازم لتسليط

على الجليد لتنفذ نقطة انجماده (1 K)

الحل

$$dT = -1 \text{ K}$$

$$T = 273 \text{ K}$$

$$L = 80 \times 4.2 \times 10^3 \frac{\text{J}}{\text{kg}}$$

$$V_2 - V_1 = -0.091 \times 10^{-3} \text{ m}^3/\text{kg}$$

$$\frac{dp}{dT} = \frac{L}{T(V_2 - V_1)} \quad \therefore dp = dT \frac{L}{T(V_2 - V_1)}$$

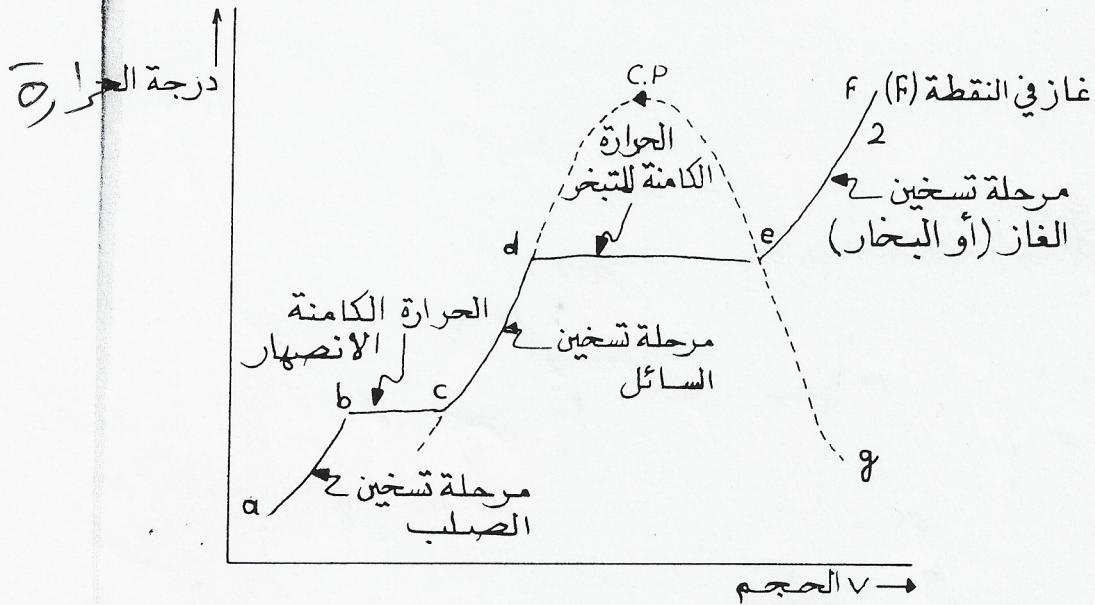
$$dp = (-1) \frac{80 \times 4.2 \times 10^3}{273 (-0.091 \times 10^{-3})} = 135.25 \times 10^5 \frac{\text{N}}{\text{m}^2}$$

$$\underline{135.25 \text{ atm}}$$

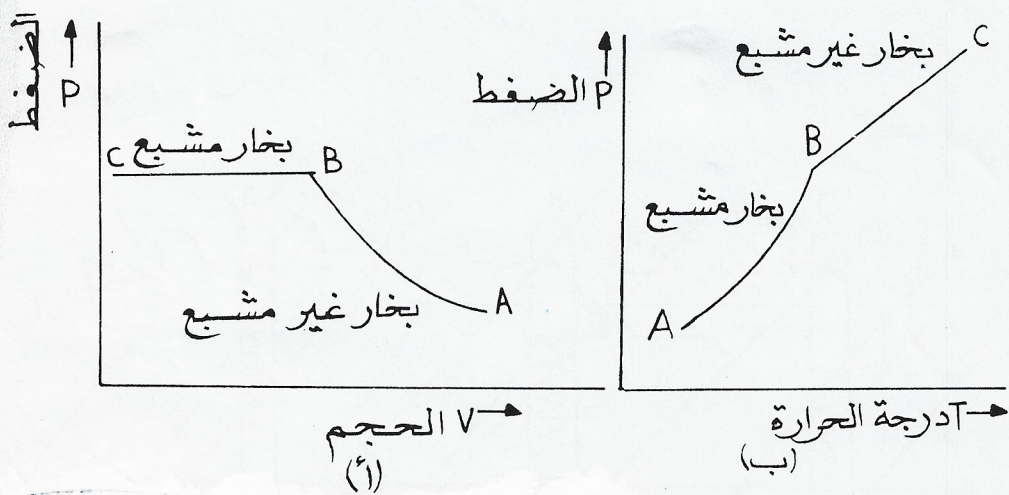
الضغط اللازم هو الضغط الجوي مضاف إليه الضغط الجوي الإضافي.

$$\text{Pressure} = 1 \text{ atm} + 135.25 \text{ atm} = 136.25 \text{ atm}$$

(13)

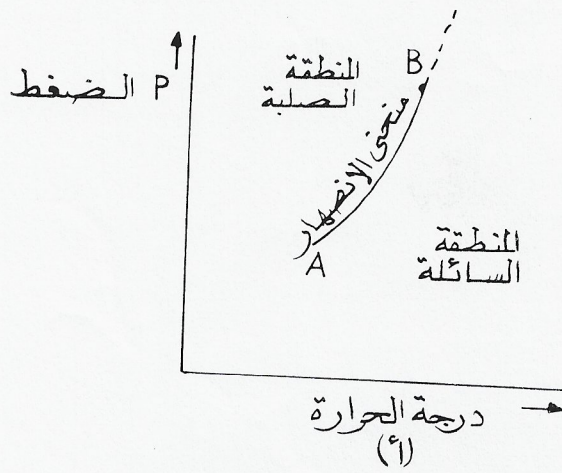


الشكل (1-2) . نفس الشكل في الصفحة 3

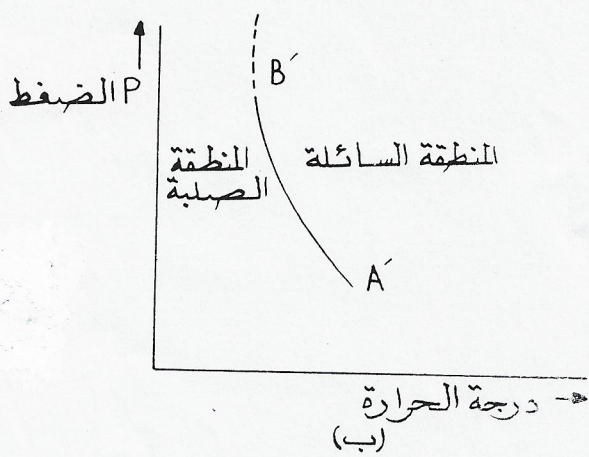


الشكل (2-2)

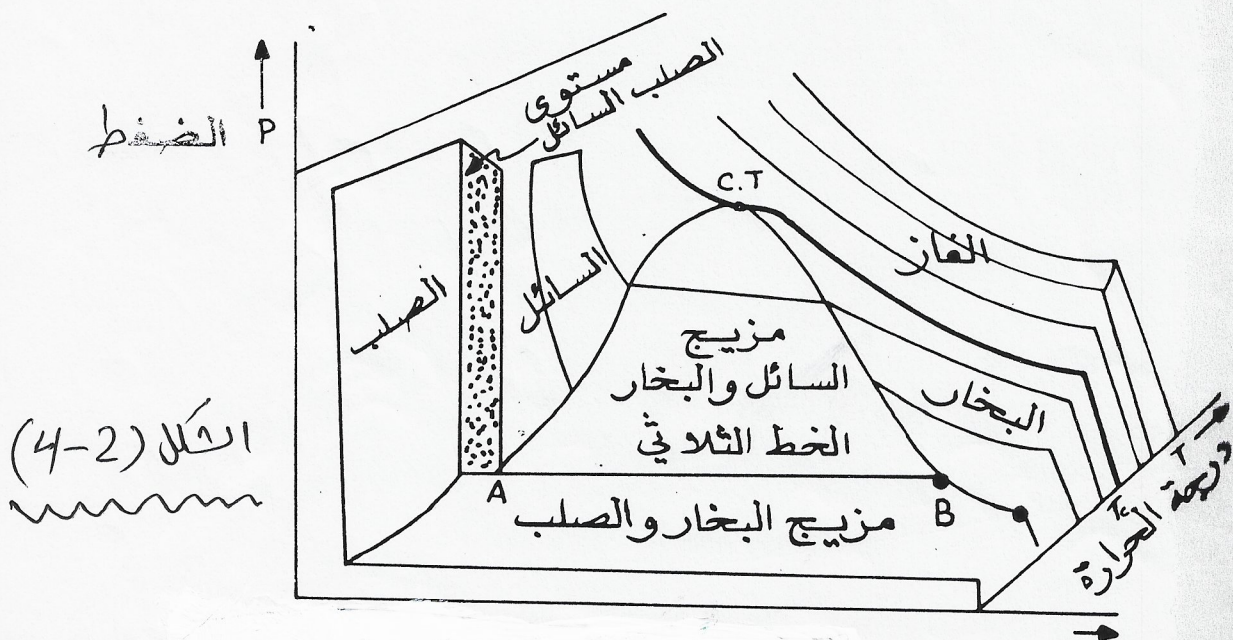




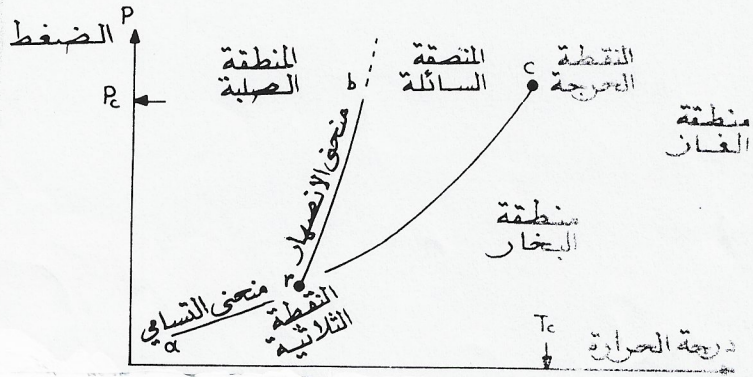
الشكل (2-3) (أ)



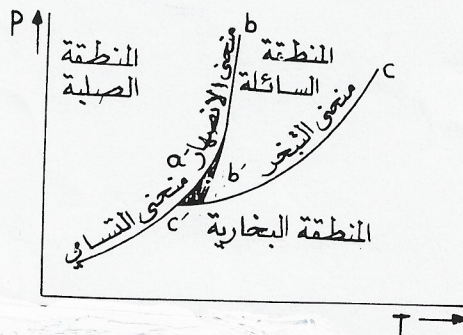
الشكل (2-3) (ب)



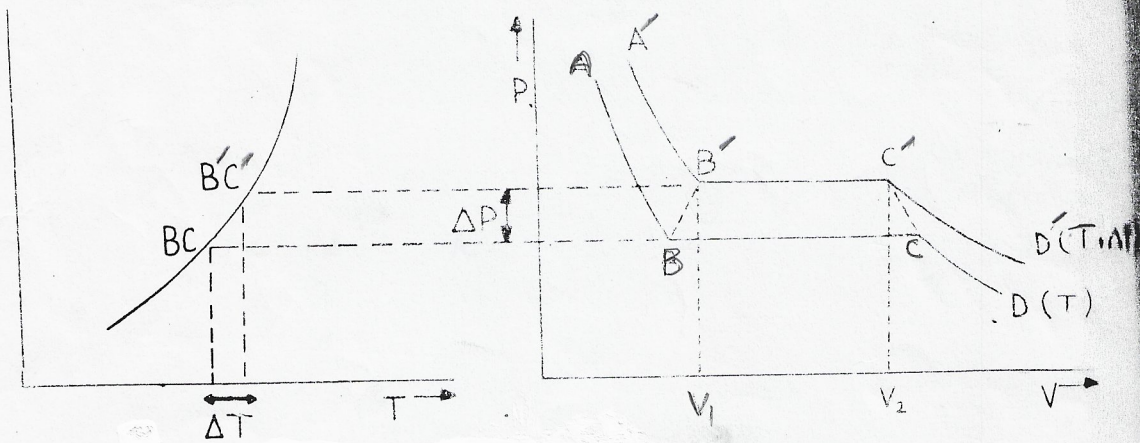
الشكل (2-4)



الشكل (2-5)



الشكل (2-6)



(7-2) سکھ

الفصل الثالث

دوال مفيدة في علم  
الترموداينمك

الفصل الثالث

دوال مفيدة لعلم الترموديناميك

(١-٩)

#### 1.4 المعتمدة:-

عندما ينتقل النظام من حالة اتزان إلى حالة اتزان أخرى فإن عدداً من خواصه تتغير ويعتمد عددها على درجة تعقيد النظام وتركيبه. ولتوضيح هذا نأخذ نظاماً بسيطاً كالغاز المثالي، فعندما تتغير حالته (أي تتغير ثلاث من خواصه وهي الضغط والحجم ودرجة الحرارة) يمكن ربط هذه الخواص بالمعادلة التالية:

$$F(P, V, T) = 0 \quad (1)$$

يمكن حل المعادلة أعلاه لأي خاصية من الخواص وعلى سبيل المثال يمكن إيجاد قيمة  $V$  بدلالة  $P$  و  $T$  ويكون احد الحلول للمعادلة أعلاه كالتالي

$$V = F(P, T) \quad (2)$$

من المعادلتين أعلاه نتوصل إلى علاقات رياضية تفيد في الترموديناميك.

#### 2.4 المشتقات الجزئية:-

يمكن تعريف المشتقة الجزئية لـ  $V$  بالنسبة لـ  $P$  كما يلي:

$$\left(\frac{\partial V}{\partial P}\right)_T = \lim_{\delta P \rightarrow 0} \frac{F(P + \delta P, T) - F(P, T)}{\delta P} \quad (3)$$

حيث يكون المتغير  $T$  ثابت خلال حساب المشتقة بالنسبة لـ  $P$ . كما يمكن تعريف المشتقة الجزئية لـ  $V$  بالنسبة لـ  $T$  كما يلي:

$$\left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P = \lim_{\delta T \rightarrow 0} \frac{F(P, T + \delta T) - F(P, T)}{\delta T} \quad (4)$$

حيث يكون المتغير  $P$  ثابت خلال حساب المشتقة بالنسبة لـ  $T$ . علماً أن:

هي معدل تغير  $V$  بالنسبة إلى  $P$  عند ثبوت  $T$ .  $\left(\frac{\partial V}{\partial P}\right)_T$

هي معدل تغير  $V$  بالنسبة إلى  $T$  عند ثبوت  $P$ .  $\left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P$

في المعادلتين (3) و (4) تم تثبيت إحدى خواص النظام وهي درجة الحرارة  $T$  في الأولى والضغط  $P$  في الثانية. إما إذا تغيرت الخواص الثلاث في آن واحد فالشكل (1) يوضح هذه الحالة.

#### الشكل (1) - مظلوم شكل (1) - مخطط العلاقة بين (P-V-T)

يوضح الشكل (1) إن abcd هو السطح الذي يمثل العلاقة بين المتغيرات (P, V, T).

كما يوضح الشكل إن العنصر (1, 2, 3, 4) يبين اعتماد التغير في الحجم على التغيرات في الضغط ودرجة الحرارة حيث تمثل النقاط 1, 2, 3, 4 حالات الغاز المتجاورة (أي إن التغير يكون صغيراً) إما إحداثيات النقاط الأربعة هي كالتالي:

إحداثيات النقطة (1) هي: (P, V, T)

إحداثيات النقطة (2) هي: (P, V<sub>2</sub>, T+δT)

إحداثيات النقطة (3) هي: (P, V<sub>3</sub>, T+δT)

إحداثيات النقطة (4) هي: (P+δP, V<sub>4</sub>, T) تمثل النقاط أو الحالات أعلاه حالة توازن متقاربة جداً من حالات التوازن المجاورة.

• إن التغير في الحجم من النقطة 1 إلى النقطة 2 يتم تحت ضغط ثابت ويساوي (V<sub>2</sub>-V<sub>1</sub>) ويمكن كتابته كالتالي ΔV<sub>P</sub>.

• إن التغير في الحجم من النقطة 2 إلى النقطة 3 يتم تحت درجة حرارة ثابتة ويساوي (V<sub>2</sub>-V<sub>3</sub>) ويمكن كتابته كالتالي ΔV<sub>T</sub>.

- إن التغير الكلي في الحجم بين الحالتين 1 و 3 يساوي مجموع التغيرين في الحجم من 1 إلى 2 ومن 2 إلى 3. أي إن التغير في الحجم  $dV$  يساوي:-

$$dV = \Delta V_P + \Delta V_T \quad (5)$$

يمكن كتابة المعادلة 5 كما يلي:-

$$dV = \left( \frac{\partial V}{\partial T} \right)_P \circ dT + \left( \frac{\partial V}{\partial P} \right)_T \circ dP \quad (6)$$

سيتم الاستفادة من المعادلة (6) في حل المسائل الترموديناميكية التي تتضمن تغير ثلاثة خواص اثنين منها مستقلة.

### 3.4:- متطابقات مفيدة:-

كما يمكن حل المعادلة (1) حلاً آخر وكالتالي:

$$P = F_1(V, T) \quad (7)$$

$$V = F_2(P, T) \quad (8)$$

من المعادلة (7) نحصل على:-

$$dP = \left( \frac{\partial P}{\partial V} \right)_T \circ dV + \left( \frac{\partial P}{\partial T} \right)_V \circ dT \quad (9)$$

من المعادلة (8) نحصل على:-

$$dV = \left( \frac{\partial V}{\partial P} \right)_T \circ dP + \left( \frac{\partial V}{\partial T} \right)_P \circ dT \quad (10)$$

نعوض  $dV$  من المعادلة (10) في (9) نحصل على

$$dP = \left( \frac{\partial P}{\partial V} \right)_T \left[ \left( \frac{\partial V}{\partial P} \right)_T \circ dP + \left( \frac{\partial V}{\partial T} \right)_P \circ dT \right] + \left( \frac{\partial P}{\partial T} \right)_V \circ dT$$

يمكن كتابة المعادلة أعلاه كمايلي:

$$\left[ 1 - \left( \frac{\partial P}{\partial V} \right)_T \left( \frac{\partial V}{\partial P} \right)_T \right] dP = \left[ \left( \frac{\partial P}{\partial V} \right)_T \left( \frac{\partial V}{\partial T} \right)_P + \left( \frac{\partial P}{\partial T} \right)_V \right] dT \quad (11)$$

لكن  $P, T$  كميات مستقلة عن بعضها، أي إن قيمة احدها لا تعتمد على قيمة الأخر

عليه يمكن إن نفرض  $dT$  تساوي صفر بينما  $dP$  لا تساوي صفرًا

أي إن  $dT = 0$  في حين  $dP \neq 0$

تصبح المعادلة (11) كما يلي:-

$$1 - \left( \frac{\partial P}{\partial V} \right)_T \left( \frac{\partial V}{\partial P} \right)_T = 0$$

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

$$(12) \quad \{ \text{المتطابقة الاولى} \}$$

ويمكننا كذلك إن نفرض إن  $dP = 0$  في حين  $dT \neq 0$  وتصبح المعادلة (11) كما يلي:

$$\left( \frac{\partial P}{\partial V} \right)_T \left( \frac{\partial V}{\partial T} \right)_P + \left( \frac{\partial P}{\partial T} \right)_V = 0$$

وبالاستقار من المتطابقة الاولى نحصل على :-  
 $\left( \frac{\partial P}{\partial T} \right)_V = \frac{1}{\left( \frac{\partial T}{\partial P} \right)_V}$   
 وبصيغة اخرى المعادلة اعلاه نحصل على :-

$$\left(\frac{\partial P}{\partial V}\right)\left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)\left(\frac{\partial T}{\partial P}\right)_V = -1 \quad (13) \quad \{\text{المتطابقة الثانية}\}$$

وسيتم الاستفادة من المتطابقة الأولى والثانية في حل المسائل الترموديناميكية واشتقاق العلاقات والمتغيرات المختلفة.

#### 4.4: خواص وحالات النظام ص 123

- تم تعريف حالة النظام سابقاً على أنها الشروط الموجود فيها النظام
- تتعين هذه الشروط بإحداثيات يمكن قياسها عادة، كالجم والضغط ودرجة الحرارة والكثافة .... الخ.
- تعتمد خواص النظام على حالة النظام فقط، وهي لا تعتمد على ماضي النظام ولا على العملية أو الطريقة التي وصل بها النظام إلى تلك الحالة.

**1.4.4- دوال حالة النظام:** - وهي الخواص (أو المتغيرات) التي تعتمد على حالة النظام فقط ولا تعتمد على المسار أو الطريقة التي وصل بها النظام إلى تلك الحالة.  
\* مثال ذلك **الضغط** الذي يمثل دالة حالة النظام فقط وكذلك **الحجم ودرجة الحرارة**.

#### 5.4- دالة الحالة (تفاضل تام):-

لغرض توضيح معنى إن قيم الخواص لا تعتمد على الطريقة أو الوسيلة التي تم بواسطتها الوصول إلى الحالة النهائية:-

رياضياً:

نأخذ متغير مثل  $x$  ونحسب تكامل تغيره خلال دورة كاملة فإذا كانت النتيجة صفراً ( $dx=0$ ) يقال إن  $x$  دالة حالة أي

$$\oint dx = 0 \quad (14)$$

تعني المعادلة (14) انه إذا أخذنا المتغير  $x$  خلال دورة كاملة ولا يهم شكل المسار خلال تلك الدورة، فان قيمة  $x$  تعتمد فقط على الحالة ولا تعتمد على المسار الذي سلكه النظام للوصول إلى تلك الحالة. ولتوضيح ذلك أكثر وتطبيقه على الترموديناميك، نأخذ التغير الكلي في الحجم  $dV$  من المعادلة (6) ونحسب تكامله خلال دوره كاملة بدأً من  $V_1$  مروراً بالنقاط 2،3،4، ورجوعاً إلى الحجم الأصلي  $V_1$  فإذا كانت النتيجة

$$\oint dV = 0 \quad (15)$$

أي إن الحجم يعود إلى نفس قيمته الأصلية عند وصوله إلى حالته الابتدائية ويقال للتفاضل  $dV$  بأنه **تفاضل تام**. \* الان نأخذ تفاضل المتغير  $V$  من المعادلة (6) ونفرض ان

$$M = \left(\frac{\partial V}{\partial P}\right)_T \quad (16)$$

$$N = \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P \quad (17)$$

نعوض قيم  $M$  و  $N$  (المعادلتين (16) و (17)) في المعادلة (6) فنحصل على

$$dV = Mdp + NdT \quad (18)$$

بمفاضلة المعادلة (16) بالنسبة إلى  $T$  و (17) بالنسبة إلى  $P$  نحصل على

$$\left(\frac{\partial M}{\partial T}\right)_P = \frac{\partial^2 V}{\partial T \partial P} \quad (19)$$

$$\left(\frac{\partial N}{\partial P}\right)_T = \frac{\partial^2 V}{\partial P \partial T} \quad (20)$$

بمقارنة المعادلتين (19) و(20) نحصل على:



$$\left(\frac{\partial M}{\partial T}\right)_P = \left(\frac{\partial N}{\partial P}\right)_T \quad (21)$$

تعتبر المعادلة (21) الشرط الذي يجب تحققه لكي يكون  $dV$  تفاضل تام

أمثلة محلولة:

مثال 1:- ص 125- يخص الغاز المثالي

#### 6.4 التمددية:-

من المعلوم ان ميل المنحنى في اي نقطة يساوي ميل المماس عند تلك النقطة لاحظ الشكل (2)،

الشكل (2) ، مظلوم شكل (2) ص 126

اي ان:

$$\left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P = \text{ميل المماس عند النقطة (1)}$$

$$\frac{\Delta V_P}{\Delta T_P} = \text{ميل القاطع الواصل بين النقطتين (1) و (2)}$$

ومن الملاحظ ان ميل المماس لا يساوي ميل القاطع، اي ان

$$\left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P \neq \left(\frac{\Delta V_P}{\Delta T_P}\right)$$

ولكن ميل القاطع يقترب من ميل المماس عند النقطة (1) كلما اقتربت النقطة (2) من النقطة (1)، وعند انطباق النقطتين يتساوى الميلان

رياضياً يتحقق هذا عندما تقترب قيمة  $\Delta T_P \rightarrow 0$ ، اي:

$$\lim_{\Delta T_P \rightarrow 0} \frac{\Delta V_P}{\Delta T_P} = \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P \quad (22)$$

فاذا اعتبرنا ان  $dV_P$  و  $dT_P$  تمثل القيم الحدية لـ  $\Delta V_P$  و  $\Delta T_P$  على التوالي عندما تقترب  $\Delta T_P$  من الصفر نحصل:

$$\frac{dV_P}{dT_P} = \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P \quad (23)$$

ان المشتقة الجزئية  $\left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P$  تمثل الميل الانى للمنحنى في اي نقطة ويمثل فيزيائياً معدل تغير حجم الغاز بالنسبة لدرجة الحرارة عندما يكون التغير في الحجم وما يرافقه من تغير في درجة الحرارة صغير جداً وعند ثبوت الضغط.

يوضح الشكل (2) ان ميل المنحنى يتغير من نقطة الى اخرى اي ان الميل يتغير مع الحجم. و عليه سناخذ بدل الميل في اي نقطة قيمة ذلك الميل مقسوماً على الحجم في تلك النقطة. يدعى حاصل القسمة اعلاه بالتمددية او معامل التمدد الحجمي  $\beta$  وتساوي:

$$\beta = \frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P \quad (24) \quad [\text{القيمة الانية للتمددية}]$$

عملياً فعند  $(P_1, V_1, T_1)$  الى حالة اتزان اخرى  $(P_2, V_2, T_2)$  قريبة جداً من الحالة الابتدائية و بثبوت الضغط تغير حالة الغاز من حالة اتزان ابتدائية

يكون متوسط التمددية  $\beta$ :

$$\bar{\beta} = \frac{1}{V_1} \left( \frac{V_2 - V_1}{T_2 - T_1} \right) \quad (25) \quad [\text{متوسط التمددية}]$$

مثال محلول (2) مظلوم ص 128

7.4:- معامل الانضغاطية: ص 128

ويرمز لها بـ  $\kappa$  وتساوي:

$$K = -\frac{1}{V} \left( \frac{\partial V}{\partial P} \right)_T \quad (26) \quad [\text{القيمة الانية للانضغاطية}]$$

$$\bar{K} = -\frac{1}{V_1} \left( \frac{\Delta V_T}{\Delta P_T} \right) \quad (27) \quad [\text{متوسط الانضغاطية}]$$

امثلة محلولة ص 131، 132، 133

8.4:- دالة المسار (تفاضل غير تام):

تم التطرق في البند 5.4 الى دالة الحالة وتم توضيح ما ياتي:

• اي متغير يعتمد على حالة الكيان فقط ولا يعتمد على ماضي الكيان او المسار الذي اتبعه للوصول الى تلك الحالة.

• ان تفاضل دالة الحالة هو تفاضل تام

• وانه يخضع للمعادلتين (14) و (21)

امثلة على دالة الحالة هي الضغط، درجة الحرارة، الحجم، .....

التفاضل الغير تام هو اي تفاضل لا يتبع المعادلتين (14) و (21)

امثلة على التفاضل الغير تام هي الحرارة والشغل

ولفهم معنى التفاضل الغير تام نلاحظ الشكل (3)

الشكل (3) الشكل (4) مظلوم ص 134

فعندما تتغير حالة اتران غاز من الحالة الابتدائية A الى حالة اتران نهائية B، يمكن ان يتم هذا عبر العديد من المسارات وللسهولة تم اختيار المسارين I و II كما موضح في الشكل (4 أ)، حيث نلاحظ ان الغاز يتمدد من الحالة A الى B عبر المسار I. وينضغط الغاز راجعاً الى الحالة A عبر المسار II. وتدعى العملية عملية دورية عندما يكمل الغاز دورة كاملة ويعود الى حالة اترانه الابتدائية، ومن الملاحظ ان:

• ضغط الغاز يعود الى نفس قيمته الابتدائية، مما يعني ان تفاضله تفاضل تام اي ان:

$$\oint dP = 0 \quad (28)$$

• كما يعود حجمه الى قيمته الابتدائية لان تفاضله هو تفاضل تام اي ان:

$$\oint dV = 0 \quad (29)$$

• اما الشغل المنجز خلال العملية الدورية التي يمر بها الغاز فلا تساوي قيمته صفراً كما يوضح ذلك الشكل

(4)

$$\oint \delta W = \oint PdV \neq 0 \quad (30)$$

مما يعني ان  $\delta W$  تفاضل غير تام.

دراسة عملية التمدد من الحالة  $A(P_1, V_1)$  الى الحالة  $B(P_2, V_2)$  عبر المسار I توضح المعنى الفيزيائي للنتاج غير التام  $\delta W$ .

يساوي الشغل المنجز ( $W_I$ ) خلال عملية التمدد من  $V_1$  الى  $V_2$  المساحة المحصورة تحت المنحنى (المظللة) كما موضح في الشكل (4 ب)، اي ان:

$$W_I = \int_{V_1}^{V_2} PdV \quad (31)$$

اما الشغل المنجز ( $W_{II}$ ) خلال تقلص حجم الغاز من  $V_2$  الى  $V_1$  فيساوي المساحة المضللة تحت المنحنى II الموضح في الشكل (4 ج) الذي يساوي:

$$W_{II} = \int_{V_2}^{V_1} PdV \quad (32)$$

اما الشغل الصافي  $W$  الذي ينجزه الغاز خلال انجازه دورة كاملة يساوي المساحة المضللة المحصورة بين المنحنين I و II. اي ان:

$$\begin{aligned} W &= W_I + W_{II} \\ W &= \int_{V_1}^{V_2} PdV + \int_{V_2}^{V_1} PdV \\ W &= \oint PdV \end{aligned} \quad (33)$$

تعني  $\oint$  تكامل مقدار معين حول دورة كاملة. ومن الجدير القول بان الطاقة اللازمة لانجاز الشغل هي نتيجة امتصاص الحرارة من قبل النظام من المحيط.

**ملاحظة:** ان اشارة الشغل الخارج اي الشغل الناتج عن التمدد موجبة. ان اشارة الشغل الداخل اي الشغل الناتج عن التقلص سالبة.

بملاحظة المعادلة (33) يتبين ان مقدار الشغل المنجز لا يعتمد على الحالتين الابتدائية والنهائية فقط بل يعتمد ايضاً على تفاصيل المسار الواصل بين الحالتين، الابتدائية والنهائية، فعند تغيير المسار يتغير مقدار الشغل المنجز ولهذا يُعتبر الشغل دالة مسار وليس دالة الحالة، وعليه لا يعتبر الشغل خاصية من خواص النظام.

#### 9.4:- الشغل المنجز خلال عمليات مختلفة:-

**اولاً:- الشغل المنجز خلال عملية ترموديناميكية عند ثبوت درجة الحرارة (ايزوترمية).** ص 137

غازاً مثالياً يتبع المعادلة التالية  $PV = RT$ ،

تمدد حجمه من  $V_1$  الى  $V_2$  وبثبوت درجة الحرارة  $T$ . يمكن حساب مقدار الشغل  $W$  الناتج عن عملية التمدد وكما يلي:

$$W = \int_{V_1}^{V_2} PdV$$

نحصل على  $P$  بدلالة  $V$  من المعادلة التي يتبعها الغاز  $\leftarrow P = \frac{RT}{V}$  ونعوضها في المعادلة اعلاه فنحصل على

العلاقة التالية:

$$W = RT \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V} = RT \ln \frac{V_2}{V_1} = 2.3RT \log \frac{V_2}{V_1}$$

كما يمكن حساب الشغل بدلالة الضغط باستخدام العلاقات التالية وتعويضها في العلاقة اعلاه:

$$P_1 V_1 = RT; \quad P_2 V_2 = RT$$

$$W = RT \ln \frac{P_1}{P_2} = 2.3RT \log \frac{P_1}{P_2}$$

**ثانياً:- الشغل المنجز خلال عملية ترموديناميكية عند ثبوت كمية الحرارة (ادبياتية او كظيمة). ص 137**  
غاز مثالي تمدد حجمه من  $V_1$  الى  $V_2$  بثبوت كمية الحرارة. يمكن حساب الشغل المنجز  $W$  يساوي:

$$W = \int_{V_1}^{V_2} PdV$$

في اي عملية كظيمة تكون العلاقة بين الضغط  $P$  والحجم  $V$  كما في المعادلة التالية:

$$PV^\gamma = K$$

حيث  $K$  كمية ثابتة، بالاستفادة من العلاقة اعلاه يمكن كتابة  $P$  بدلالة  $V$  وكما يلي:

$$P = \frac{K}{V^\gamma}$$

نعوض في معادلة الشغل فنحصل:

$$W = K \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V^\gamma}$$

$$W = \frac{P_2 V_2 - P_1 V_1}{1 - \gamma} \quad (34)$$

حيث يمثل  $P_1$  و  $P_2$  الضغط الابتدائي والنهائي على التوالي.

ويمكن الحصول على الشغل المنجز بدلالة درجة الحرارة باستخدام المعادلات التالية:

$$P_2 V_2 = RT_2 \quad ; \quad P_1 V_1 = RT_1 \quad (35)$$

بتعويض المعادلة (35) في المعادلة (34) نحصل على:

$$W = R \frac{(T_2 - T_1)}{1 - \gamma}$$

**ثالثاً:- الشغل الناتج عن زيادة الضغط على كيان سائل او صلب تحت درجة حرارة ثابتة.**  
من تعريف الشغل

$$W = \int PdV$$

∴ معامل الانضغاطية يساوي

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

نعوض المعادلة اعلاه في المعادلة التي تمثل تعريف الشغل فنحصل على:

$$W = -\int_{P_1}^{P_2} KVPdP$$

وبما ان التغيير في حجم الصلب او السائل عند تغيير الضغط وثبوت درجة الحرارة يكون صغيراً جداً لذلك يمكن اعتبار الحجم  $V$  ثابت. كما يمكن اعتبار  $K$  ثابتة ايضاً ولنفس السبب فيمكن كتابة المعادلة اعلاه كما يلي:

$$W = -KV \int_{P_1}^{P_2} PdP = -\frac{KV}{2} (P_2^2 - P_1^2)$$

حيث  $P_1$  و  $P_2$  يمثلان الضغط الابتدائي والضغط النهائي الواقع على النظام وعلى التوالي.

العدد الحجمي للقاز

يعرف العدد الحجمي للقاز كما سبق لعلاقة التالي:-

$$\beta = \frac{1}{u} \left( \frac{\partial u}{\partial T} \right)_P$$

حيث  $u$ : الحجم النوعي للقاز.

مثال: هو العدد الحجمي للقاز مثالي

$$Pu = RT$$

$$u = \frac{RT}{P}$$

$$\beta = \frac{1}{u} \left( \frac{\partial u}{\partial T} \right)_P$$

$$\beta = \frac{1}{u} \left( \frac{R}{P} \right) = \frac{1}{T}$$

أي أن العدد الحجمي للقاز مثالي يباين فقلوب درجة براره المطلقة. وعليه فإن وحدة العدد الحجمي هي فلوب الكلفن  $\left( \frac{1}{K} \right)$ .

## الانضغاطية للفاز

تعريف الانضغاطية لفاز ما هي العلاقة التالية :-

$$k = -\frac{1}{u} \left( \frac{\partial u}{\partial p} \right)_T$$

حيث  $u$  : الحجم المولي .

مثال اوجد الانضغاطية لفاز مثالي .

$$pu = RT$$

$$u = \frac{RT}{p}$$

$$k = -\frac{1}{u} \left( \frac{\partial u}{\partial p} \right)_T$$

$$k = -\frac{1}{u} \left( -\frac{RT}{p^2} \right) = \frac{RT}{u p^2} = \frac{p}{p^2} = \frac{1}{p}$$

أي ان الانضغاطية لفاز مثالي يات في صورة الضغط .

وعليه فان وحدة الانضغاطية هي فتكون وحدة الضغط  $\left( \frac{1}{Pa} \right)$  .

الفصل الرابع

معادلات الحالة

الفصل الرابع

---

معادلات الحالة

معادلات الحالة

معادلات الحالة

معادلات الحالة

---



1.3- معادلة الحالة للغاز المثالي:-

يمكن التوصل إلى معادلة الحالة للغاز المثالي بطريقتين:-

١- الطريقة النظرية

٢- الطريقة التجريبية

حيث تستند الطريقة النظرية على التحليل الرياضي الذي يعتمد على فرضيات النظرية العامة للغازات المثالية وتفترض هذه النظرية وجود غاز تتوفر فيه الشروط التالية:-

١- تحتوي عينة من الغاز على عدد كبير من الجزيئات، حيث يحتوي الكيلو مول الواحد على  $6.03 \times 10^{26}$

جزي (عدد افوكادرو). [يشغل هذا العدد من الجزيئات تحت الظروف القياسية حجماً مقداره 22.4 لتر]

٢- تسلك الجزيئات سلوك جسيمات كروية مهملة الحجم ومرنة تماماً تتحرك حركة عشوائية مستمرة، وهذا يعني:

• إن إبعاد الجزيء تعتبر مهملة عند مقارنتها بالمسافات بين الجزيئات

• تصادم الجزيئات مع بعضها البعض ومع جدران الوعاء الذي يحتويها يعتبر تصادم مرناً تماماً

٣- لا يوجد أي تفاعل بين الجزيئات حيث تعتبر مستقلة تماماً وهذا يعني انه ليس هناك قوى متبادلة بين الجزيئات عدا قوى التصادم المباشر وهذا يعني إن حركة الجزيئات في فترات بين التصادمات تكون منتظمة وبخطوط مستقيمة.

٤- يمكن إهمال الحجم الذي تشغله الجزيئات (نسبة إلى حجم الغاز)

٥- يمثل متوسط الطاقة الحركية مقياس مباشر لدرجة حرارة الغاز

٦- تنتشر جزيئات الغاز بانتظام في كل أنحاء الفضاء الذي تشغله وتتحرك بانتظام في كل الاتجاهات عند عدم تأثير أي قوى خارجية على الغاز

٧- إن زمن التصادم بين الجزيئات صغير مقارنة بالفترة الزمنية بين التصادمات.

ويمكن تعريف الغاز المثالي:-

إن الغاز الذي يخضع للشروط السبعة اعلاه يدعى الغاز المثالي.

إما للإغراض التحليلية فيكفي إن يخضع الغاز للشرطين الثالث والرابع لكي يدعى غازاً مثالياً.

أما التعريف الآخر للغاز المثالي:- هو الغاز الذي يتبع القوانين التالية:- ص 148

■ قانون بويل (عند ثبوت درجة الحرارة) ← كمية ثابتة = PV

■ قانون جارلس (عند ثبوت الضغط) ← كمية ثابتة = V/T

■ قانون دالتون (يعتبر كل غاز فراغاً بالنسبة لاي غاز اخر ممزوج معه)، حيث يساوي

الضغط الكلي للمزيج P

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

■ قانون افوكادرو: الحجم المتساوية من الغازات المختلفة تحت نفس الظروف من درجة حرارة وضغط تحتوي نفس العدد من الجزيئات.

■ قانون جول: الطاقة الداخلية للغاز المثالي U تعتمد فقط على درجة الحرارة، اي ان

(١)

(١-١)

## معادلات الحالة

$$U = F(T)$$

سنعتمد لاشتقاق معادلة الحالة للغاز المثالي على الفرضيات التي تحدد سلوك الغاز المثالي، وعليه سسنحسب الضغط الذي يسلطه الغاز على جدران الوعاء الذي يحتويه. وينتج عن التصادم المتكرر للجزيئات مع جدران الوعاء وانعكاسها تغير في زخم الجزيئات. واستناداً على قانون نيوتن الثاني في الحركة " فان معدل تغير الزخم لكل وحدة مسطحة على سطح الجدار يساوي القوة التي يسلطها الغاز على وحدة المساحة"، اي ان ضغط الغاز يساوي القوة على وحدة المساحة، ويمكن بالطريقة التحليلية ايجاد قيمة  $P$  حيث

$$P = \frac{1}{3} m \left( \frac{N}{V} \right) \overline{V^2} \quad (1)$$

حيث  $m$  كتلة الجزيء الواحد،  
 $(N/V)$  عدد الجزيئات في وحدة الحجم،  
 $\overline{V^2}$  متوسط مربع سرعة الجزيئات  
ويمكن كتابة المعادلة (1) كما يلي

$$PV = \frac{1}{3} m N \overline{V^2} = \frac{2}{3} N \left( \frac{1}{2} m \overline{V^2} \right) \quad (2)$$

حيث يمثل  $\left( \frac{1}{2} m \overline{V^2} \right)$  متوسط الطاقة الحركية للجزيء الواحد.  
وحسب الشرط الخامس يمكن القول " ان متوسط الطاقة الحركية للجزيئات يتناسب طردياً مع درجة الحرارة المطلقة للغاز"، اي ان

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

$$\frac{1}{2} m \overline{V^2} = \text{const.} \times T \quad (3)$$

لقد وجد ان مقدار الثابت اعلاه يساوي  $\frac{3}{2} k$  (النظرية الحركية للغازات)،  
ويمثل  $k$  ثابت بولتزمان ويساوي  $\frac{R}{N_0}$  ويمثل  $N_0$  عدد افوكادرو و  $R$  ثابت الغاز. بالتعويض بمعادلة (3)،

$$\frac{1}{2} m \overline{V^2} = \frac{3}{2} \frac{R}{N_0} T \quad (4)$$

وبتعويض معادلة (4) في (2) نحصل على

$$PV = \frac{2}{3} N \frac{3}{2} \frac{R}{N_0} T = \frac{N}{N_0} RT \quad (5)$$

حيث النسبة  $\frac{N}{N_0}$  تمثل عدد المولات  $n$ ، وعليه تصبح المعادلة (5) كالآتي:

$$PV = nRT \quad (6)$$

ولمول واحد  $n=1$  تصبح المعادلة اعلاه كما يلي: -

$$PV = RT$$

## معادلات الحالة

2.3:- الطريقة التجريبية لاشتقاق معادلة الحالة للغاز المثالي

3.3:- الغازات الحقيقية (او الغازات الغير المثالية)

4.3:- معادلة فاندير فالز

بما ان الغازات الحقيقية وعند ضغط ودرجة حرارة مناسبين يمكن تحويلها الى سوائل مما يدل هذا

1- على وجود خاصية التماسك بين الجزيئات مما يثبت ان هناك قوى تجاذب بين الجزيئات لا يمكن اهمالها

2- على ان الجزيئات نفسها تمتلك حجماً محدداً خاصة عندما يكون الغاز تحت ضغط عالي حيث يصبح

الحجم الذي تشغله الجزيئات محسوساً بالنسبة الى حجم الوعاء الذي يحتوي الغاز.

اذن يجب تعديل معادلة الحالة للغاز المثالي  $PV = RT$  باخذ النقطتين اعلاه بنظر الاعتبار بحيث تصبح

$$(P + \Delta P)(V - \Delta V) = RT \quad (7)$$

حيث  $\Delta P$  تمثل مقدار التصحيح في الضغط الناجم عن قوى التجاذب بين جزيئات الغاز

$\Delta V$  تمثل مقدار التصحيح في الحجم الناتج من اخذ حجم جزيئات الغاز بالاعتبار.

5.3:- تصحيح الضغط  $\Delta P$

يحاط الجزئ داخل الغاز في اية لحظة بعدد كبير من الجزيئات وبالتساوي من كل الجهات.

و عليه تكون محصلة القوة المؤثرة عليه صفراً. ويكون حر الحركة في الفضاء الذي يشغله الغاز، لاحظ

الشكل (1)

الشكل (1) = مظلوم شكل (8) ص 165

اما عن الجزئ القريب من جدران الاناء فلا تتوزع الجزيئات حوله بالتساوي

و عليه تكون محصلة القوة المؤثرة عليه نحو الداخل بعيداً عن الجدران

مما يقلل الضغط الذي يسلطه الغاز على الجدران

يعتمد الضغط الصحيح على:

- عدد الجزيئات الغاز في الوعاء اي كثافة الغاز  $\rho$
- عدد اصدامات الجزيئات على وحدة السطح الداخلي للوعاء في وحدة الزمن والذي يعتمد على كثافة الغاز ايضاً. اي ان مقدار تصحيح الضغط هو

$$\Delta P \propto \rho^2 \propto \frac{1}{V^2} = \frac{a}{V^2}$$

حيث  $a$  كمية ثابتة تعتمد على طبيعة الغاز

نعتبر الضغط الصحيح = الضغط الفعلي + مقدار التصحيح

∴ الضغط الصحيح يساوي

$$P + \frac{a}{V^2} = P + \Delta P$$

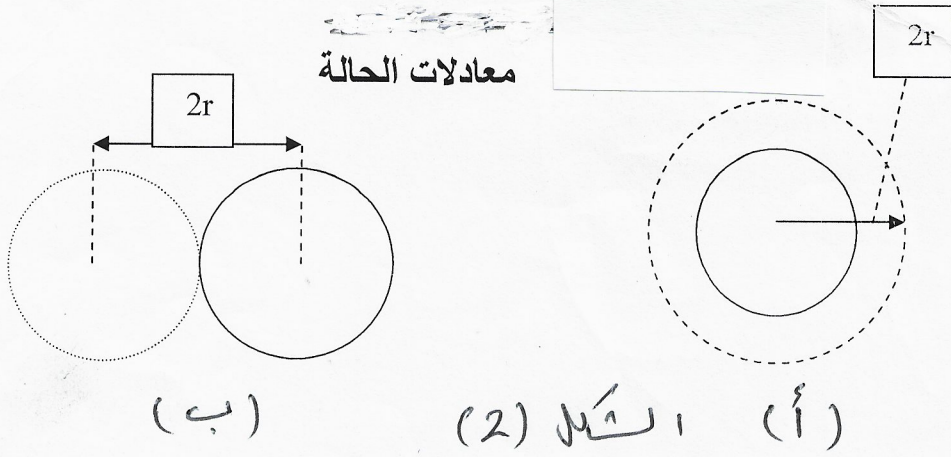
$$\Delta P = \frac{a}{V^2}$$

اي ان مقدار تصحيح الضغط

6.3:- تصحيح الحجم  $\Delta V$

نفرض ان نصف قطر الجزئ (بفرض ان الجزئ عبارة كرة)  $r =$

$$\therefore \text{ يكون حجم الجزئ } x = \frac{4}{3}\pi r^3$$



عند تصادم جزيئين تكون المسافة الفاصلة بين مركزيهما  $2r$ ، كما موضح في الشكل (2) أعلاه .

عند التصادم سيحرم احد الجزيئين الاخر من التحرك ضمن حجم كروي نصف قطره  $2r$ . يدعى هذا الحجم حجم كرة التأثير ويرمز له بـ  $S$ . ان نصف قطر كرة التأثير = قطر الجزيء الواحد.

ان حجم كرة التأثير للجزيء الواحد  $S = \frac{4}{3}\pi(2r)^3 = 8x$

نفرض ان حجم الوعاء  $V$  وهو فارغ ، اذا تم ادخال الجزيئات الواحدة تلو الاخرى.

فيكون الحجم المتوفر للجزيء الاول  $V$

والحجم المتوفر للجزيء الثاني  $V-S$

والثالث  $V-2S$  = = =

والرابع  $V-3S$  = = =

$V-(N-1)S = N$  = = =

ان معدل الحجم المتوفر لكل جزيء  $= \frac{NS}{2} + \frac{S}{2}$

بعدل الحجم المتوفر لكل جزيء =

$$V - \Delta V = \frac{V + (V - S) + (V - 2S) + \dots + V - (N-1)S}{N}$$

$$V - \Delta V = V - \frac{S}{N} [1 + 2 + 3 + 4 + \dots + (N-1)]$$

$$V - \Delta V = V - \frac{S}{N} \frac{(N-1)N}{2}$$

$$V - \Delta V = V - \frac{NS}{2} + \frac{S}{2}$$

ولا كان عدد الجزيئات  $N$  كبير جداً فإن  $\frac{S}{2}$  يمكن إهماله.

$$\therefore V - \Delta V = V - \frac{NS}{2}$$

$$S = 8\alpha \quad \text{ولكن}$$

$$\therefore V - \Delta V = V - 4N\alpha$$

$$\Delta V = 4N\alpha \quad \therefore \text{حيث}$$

## معادلات الحالة

وتمثل العلاقة اعلاه مقدار الحجم الغير متوفر لحركة الجزيئات والذي يساوي اربع امثال الحجم الكلي للجزيئات.

الآن نأخذ بنظر الاعتبار:-

ان حجم مول واحد من الغاز  $v$  (الخاصية المركزة) بدل الحجم  $V$  (الخاصية الشاملة)، اي ان:

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

حيث  $n$  تمثل عدد المولات. فيكون معدل الحجم المتوفر لكل جزيء كما يلي:

$$\frac{(V - \Delta V)}{n} = v - \Delta v = v - 4N_0x$$

حيث  $n = \frac{N}{N_0}$ ، و  $N_0$  تمثل عدد الجزيئات في المول الواحد (عدد افوكادرو). وعليه تصبح معادلة (7) كما يلي

$$(p + \frac{a}{v^2})(v - b) = RT \quad (8)$$

تدعى المعادلة اعلاه معادلة فاندير فالز.

هناك معادلات اخرى تمثل الغازات المثالية:

7.3:- معادلة ديترسبي. ص 169

8.3:- معادلة بيرثيلوت. ص 170

9.3:- معادلة كالندار. ص 170

10.3:- معادلة بيتي-برجمان. ص 170

11.3:- معادلة كلاوسسيوس. ص 171

12.3:- مناقشة معادلة فاندير فالز

يمكن كتابة معادلة فاندير فالز بعد فتح اقواسها بحيث نحصل على معادلة من الدرجة الثالثة في الحجم وكما يلي:-

$$Pv^3 - (Pb + RT)v^2 + av - ab = 0 \quad (9)$$

تعطي المعادلة اعلاه ثلاث قيم للحجم (ثلاث جذور) لكل قيمة ضغط واحدة،

قد يكون جميعها حقيقي

او احدها خيالي واثنان حقيقيان

او اثنان خيالي وواحد حقيقي.

عند رسم العلاقة بين الضغط والحجم عند درجات حرارة مختلفة كما يوضح ذلك الشكل (3).

الشكل (3)، مظلوم شكل -10- ص 171

من الشكل (3) يمكن تسجيل الملاحظات التالية:-

تحت النقطة الحرجة المنحنيات تكون متموجة مثل المنحنى ABCDE

الجزء AB يفسر بانه ينتج من فوق تبريد البخار، الجزء ED بسبب فوق تسخين السائل.

الجزء BCD لا يمكن تفسيره لان الحجم عملياً لا يقل عندما يقل الضغط،

AB و ED حالتين غير مستقرتين ممكن الحصول عليها عملياً عند الحرص على الدقة والعناية الفائقة.

## معادلات الحالة

كما يوضح الشكل (3) ان المنحنيات التي درجة حرارتها اقل من الدرجة الحرجة ( $T_C$ ) لها نهاية صغرى واخرى كبرى، والتي تختفي فوق تلك الدرجة الحرارية.

يعني هذا وجود ثلاثة حجوم  $V_1$  و  $V_2$  و  $V_3$  لكل ضغط عند درجات الحرارة المنخفضة، تتقارب هذه الحجوم من بعضها كلما ترتفع درجة الحرارة، حيث تتحد الحجوم الثلاثة عند النقطة الحرجة. تعرف النقطة الحرجة على انها النقطة التي عندها تتطابق الجذور الثلاث لمعادلة فاندير فالز. فوق الدرجة الحرجة يوجد حجم حقيقي واحد مقابل كل ضغط بالنسبة لكل المنحنيات. عند النقطة الحرجة تتساوى جذور المعادلة (9) وتكون كلها حقيقية وتصبح كما يلي:

$$(v - v_c)^3 = 0 \quad (10)$$

حيث  $v_c$  هو الحجم الحرج للغاز.

بفك المعادلة (10) نحصل على:

$$v^3 - 3v_c v^2 + 3v_c^2 v - v_c^3 = 0 \quad (11)$$

وبتطبيق المعادلة (9) عند النقطة الحرجة نحصل على:

$$P_c v^3 - (P_c b + RT_c)v^2 + av - ab = 0 \quad (12)$$

حيث  $P_c$  الضغط الحرج و  $T_c$  الدرجة الحرجة. وبقسمة المعادلة اعلاه على  $P_c$  تصبح:

$$v^3 - (b - \frac{RT_c}{P_c})v^2 + \frac{a}{P_c}v - \frac{ab}{P_c} = 0 \quad (13)$$

وبمقارنة المعادلتين (12) و (13) وبمساواة معاملات الحدود المتناظرة نحصل على:

$$3v_c = b + \frac{RT_c}{P_c} \quad (14)$$

$$3v_c^2 = \frac{a}{P_c} \quad (15)$$

$$v_c^3 = \frac{ab}{P_c} \quad (16)$$

وبحل المعادلات (14) و (15) و (16) انياً نحصل على احداثيات النقطة الحرجة وهي  $(P_c, v_c, T_c)$ :

$$P_c = \frac{a}{27b^2}, \quad v_c = 3b, \quad T_c = \frac{8a}{27bR} \quad (17)$$

13.3:- الطريقة العامة لاجاد الثوابت الحرجة: مظلوم ص 173

14.3:- المعامل الحرج: مظلوم ص 178

يُعرف المعامل الحرج للغاز على انه النسبة  $(\frac{RT_c}{P_c v_c})$ .

يمكن حساب المعامل الحرج لغاز يتبع معادلة فاندير فالز بعد ان نعوض احداثياته الحرجة المعطاة في المعادلة (17) ونحسب النسبة اعلاه وكما يلي:

$$\text{المعامل الحرج} = \frac{RT_c}{P_c v_c} = \frac{R \times \frac{8a}{27bR}}{\frac{a}{27b^2} \times 3b} = \frac{8}{3} = 2.67$$

(v)

تحتوي معادلة فاندير فالز على ثلاثة متغيرات وثلاثة ثوابت. يمكن اختزالها الى ثلاث وذلك بقياس الضغط والحجم ودرجة الحرارة بدلالة القيم الحرجة، وكما يلي:

$$P = P_r P_c \quad \Rightarrow \quad P_r = \frac{P}{P_c}$$

$$V = V_r V_c \quad \Rightarrow \quad V_r = \frac{V}{V_c}$$

$$T = T_r T_c \quad \Rightarrow \quad T_r = \frac{T}{T_c}$$

حيث  $P$  يمثل الضغط الفعلي للغاز،  $P_c$  الضغط الحرج،  $P_r$  الضغط المختزل.  
 $V$  يمثل الحجم الفعلي للغاز،  $V_c$  الحجم الحرج،  $V_r$  الحجم المختزل.  
 $T$  يمثل درجة الحرارة للغاز،  $T_c$  الدرجة الحرجة،  $T_r$  درجة الحرارة المختزلة.  
 عند تعويض العلاقات اعلاه بمعادلة فاندير فالز نحصل على:

$$(P_r P_c + \frac{a}{V_r^2 V_c^2})(V_r V_c - b) = R T_r T_c \quad (18)$$

وبتعويض قيم الثوابت الحرجة لمعادلة فاندير فالز المعطاة بمعادلة (17) في معادلة (18) نحصل على:

$$(\frac{a}{27b^2} P_r + \frac{a}{9V_r^2 b^2})(3bV_r - b) = \frac{8aR}{27Rb} T_r$$

وبتبسيط المعادلة اعلاه نحصل على

$$(P_r + \frac{3}{V_r^2})(3V_r - 1) = 8T_r \quad (19)$$

تسمى المعادلة اعلاه معادلة فاندير فالز المختزلة. التي تحتوي على ثلاث كميات فقط هي  $P_r$  و  $V_r$  و  $T_r$ ، مما يعني انه يكفي قياس اي كميتين لمعرفة قيمة الكمية الثالثة. اي ان:

$$P_r = F(T_r, V_r).$$

وهذا يعني انه اذا كانت الكميات  $T_r$  و  $V_r$  لهما نفس  
 القيم لا بد من فان قيمة الكمية الثالثة  $P_r$  يجب ان تكون واحدة  
 لها نفس



## قانون الحالات المتساوية

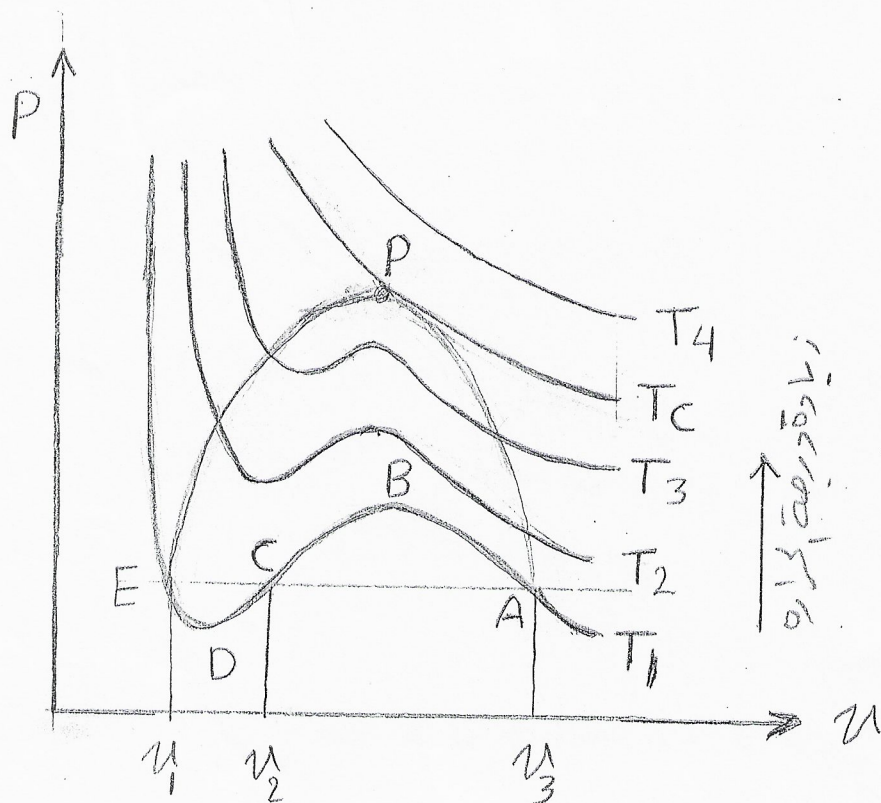
يقال ان كل من الغازين 1 و 2 في حالات متساوية اذا كانت قيم كل من  $P_r$  و  $v_r$  و  $T_r$  واحدة للغازين اي ان :-

$$P_{r1} = P_{r2} \Rightarrow \frac{P_1}{P_{c1}} = \frac{P_2}{P_{c2}}$$

$$v_{r1} = v_{r2} \Rightarrow \frac{v_1}{v_{c1}} = \frac{v_2}{v_{c2}}$$

$$T_{r1} = T_{r2} \Rightarrow \frac{T_1}{T_{c1}} = \frac{T_2}{T_{c2}}$$

الحالات المتساوية



الشكل (3): العلاقة بين  $(P-v)$  لدرجات حرارة مختلفة.

(9)

مثال ①

إذا كانت التمدد لغاز ما تسمى  $\frac{1}{P}$  والانضغاطية تسمى  $\frac{1}{P}$  فما هي معادلة الحالة لذلك الغاز؟

$$k = \frac{1}{P}$$

$$\beta = \frac{1}{T}$$

لاحظنا هنا أننا نعرف في الخواص الثلاث  $T, V, P$  على أن التغير التام في  $V$  هو  $dV$  :-

$$dV = \left( \frac{\partial V}{\partial P} \right)_T \cdot dP + \left( \frac{\partial V}{\partial T} \right)_P \cdot dT$$

$$\frac{dV}{V} = \frac{1}{V} \left( \frac{\partial V}{\partial P} \right)_T \cdot dP + \frac{1}{V} \left( \frac{\partial V}{\partial T} \right)_P \cdot dT$$

$$\beta = \frac{1}{V} \left( \frac{\partial V}{\partial T} \right)_P \quad , \quad k = -\frac{1}{V} \left( \frac{\partial V}{\partial P} \right)_T$$

لدينا هنا التعريف :-

$$\therefore \frac{dV}{V} = -k dP + \beta dT$$

$$k = \frac{1}{P} \quad , \quad \beta = \frac{1}{T} \quad \text{لكن}$$

$$\therefore \frac{dV}{V} = -\frac{dP}{P} + \frac{dT}{T}$$

بتكامل هذه المعادلة :-

$$\ln V = -\ln P + \ln T + \ln C$$

حيث  $C$  ثابت .

$$\ln V + \ln P - \ln T = \ln C$$

$$\ln \frac{PV}{T} = \ln C \quad \text{وبرفع اللوغاريتم الطبيعي نجد أن :-}$$

$$\frac{PV}{T} = C$$

وهذه المعادلة تمثل معادلة الحالة للغاز المثالي .

(10)

ب. معادلة الحالة للكيان الصلب أو السائل

الحل  
لدينا فيما يخص السائل، سابقاً ① :-  $dV = -V\kappa dP + V\beta dT$

إن التغير في حجم السائل أو الصلب يكون صغيراً أو غير محسوس عندما يتغير الضغط أو واقع على الكيان أو تتغير درجة حرارته، وعليه يمكن تقريب جيد اعتبار أن الحجم الكلي للكيان ثابت تقريباً وسأدعى  $V_0$ .  
وإذا اعتبرنا أن  $\kappa$  و  $\beta$  ثوابت أيضاً فنحن نجد أن تكامل المعادلة التالية :-

$$\int_{V_0}^V dV = \int_{T_0}^T \beta V_0 dT - \int_{P_0}^P \kappa V_0 dP$$

$$V - V_0 = \beta V_0 (T - T_0) - \kappa V_0 (P - P_0)$$

$$V = V_0 [1 + \beta (T - T_0) - \kappa (P - P_0)]$$

هذه المعادلة الأخيرة تمثل حالة الكيان الصلب أو السائل بدرجته مقبولة من الدقة.



(ii)

الفصل الخامس

القانون الأول  
للشركة داينمك

الفصل الخامس

---

القانون الأول للزعماء

---

(1-12)

1.5: المقدمة

ان القانون الاول للثرموديناميك هو صيغة اخرى من صيغ قانون حفظ الطاقة الذي يربط تغيرات الطاقة الداخلية (الطاقة المصاحبة لموقع واهتزاز جزيئات النظام) وانتقال الطاقة على شكل حرارة او شغل. يطبق هذا القانون على جميع انواع العمليات الثرموديناميكية وذلك بتوفير رابطة بين الصفات العينية والشينية.

هناك طريقتين لانتقال الطاقة بين النظام ومحيطه:

1. انجاز شغل الذي يزيح الجسم بسبب القوة المؤثرة عليه وذلك بتبادل الطاقة بشكل مباشر عبر حدود النظام وغالباً ما تكون على شكل حرارة.

2. التبادل المباشر للطاقة عبر حدود النظام (عادة على هيئة حرارة). حيث ان الحرارة هي انتقال طاقة بين النظام ومحيطه بسبب فرق درجات الحرارة ويحصل عادة على شكل اشعاع او توصيل او حث حراري.

وتوضيح لما ورد اعلاه لاحظ الشكل (1) الذي يبين عندما تمس الحرارة المعطاة للنظام (الغاز) الاسطوانة التي تحوي الغاز مما يؤدي الى ارتفاع درجة الحرارة بسبب انتقال الطاقة بالتوصيل مقدارها  $Q$  الى الغاز (تتوزع  $Q$  بالحث الحراري)

وهناك طرق اخرى لانتقال الطاقة الى النظام كالتفاعل الكيميائي او التفريغ الكهربائي. اي تبادل في الطاقة  $Q$  بين النظام ومحيطه واي شغل ينجز من خلال تمدد او تقلص النظام ينتج عنه تغير في الطاقة الداخلية للنظام  $\Delta U$ . ويؤدي التغير في الطاقة الداخلية للنظام الى تغير في الخواص العيانية للنظام كالضغط ودرجة الحرارة والحجم.

ان العلاقة بين التغير في الطاقة الداخلية  $\Delta U$  و الطاقة  $Q$  والشغل المنجز على النظام  $W$  تُعطى بواسطة القانون الاول للثرموديناميك:

اذا انتقل النظام من حالة ائزان ابتدائية الى حالة ائزان نهائية فان التغير في الطاقة الداخلية للنظام تساوي:

$$\Delta U = U_f - U_i = Q + W \quad (1)$$

حيث  $Q$  هي الطاقة المتبادلة بين النظام ومحيطه

$W$  هو الشغل المنجز على النظام

تكون اشارة  $Q$  موجبة عندما تنتقل الطاقة الى داخل النظام. في حين تكون اشارتها سالبة عندما تخرج الطاقة من النظام.

يوضح الشكل (1) القانون الاول لاسطوانة غاز وكيفية تفاعل الغاز (النظام) مع محيطه. تحتوي اسطوانة الغاز مكبس عديم الاحتكاك (مع الجدران) امامه كتلة ساكنة. عند اضافة طاقة مقدارها  $Q$  للغاز سيتمدد الغاز دافعاً المكبس بضغط ثابت قدره  $P$  الى ان يصطدم بالكتلة ويتوقف، حيث يؤثر عليها بقوة التي تحركها (على سطح عديم الاحتكاك).

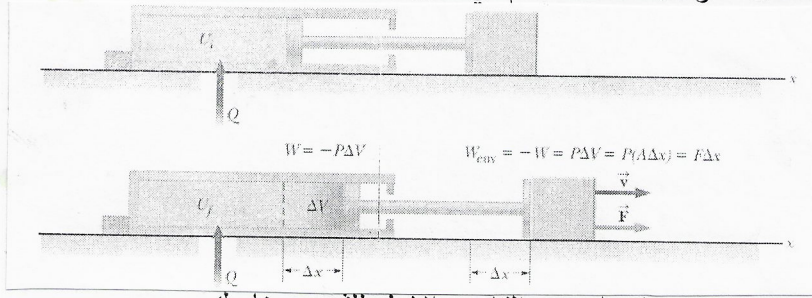
في هذه الحالة ينجز شغل سالب على النظام (الغاز)، وبنفس الوقت ينجز شغل موجب من قبل النظام (الغاز)  $W_{env} = -W$  على الكتلة. عند اضافة الشغل المنجز على المحيط  $W_{env}$  الى الشغل المنجز على

الغاز  $W$  تكون محصلة الشغل مساوية للصفر، مما يعني ان الطاقة محفوظة.

توضح المعادلة (1) ان الطاقة الداخلية لأي نظام معزول يجب ان تبقى ثابتة مما يعني ان  $\Delta U = 0$ . حتى وان كان النظام غير معزول فيكون التغير في طاقته الداخلية صفراً، اذا مر بعملية دورية تعود خلالها كل متغيراته الثرموديناميكية (الضغط والحجم ودرجة الحرارة وعدد مولات الغاز) الى قيمها الابتدائية.

تخص متغيرات المعادلة (1) النظام وليس تأثيرات الشغل على محيط النظام. اذا كان النظام هو غاز ساخن يتمدد بحيث يدفع المكبس الموضح في الشكل (1)، بحيث تكون قيمة الشغل الذي ينجزه النظام  $W$  سالبة وذلك لان المكبس يتمدد على حساب الطاقة الداخلية للغاز. في هذه الحالة يكون الشغل المنجز من قبل الغاز الساخن (النظام) على محيطه محركاً للمكبس والذي بدوره يحرك الكتلة موجباً، ولكن هذا الشغل لا يساوي الشغل  $W$  الموجود في المعادلة (1).

ان تعريف الشغل في المعادلة (1) التي تمثل القانون الاول للترموديناميك تشابه او تطابق (consistent) تعريف الشغل الميكانيكي. في كلتا الحالتين الميكانيكية او الحرارية يكون التأثير على النظام نفسه، يزيد الشغل الموجب طاقة النظام في حين يقلل الشغل السالب طاقة النظام.



الشكل (1) القانون الاول للترموديناميك

يُعرف الشغل  $W$  في بعض المراجع على انه الشغل الذي ينجزه الغاز على محيطه. وهذا يكافئ تعريف القانون الاول ولكنه يعني ان الشغل يجب ان يحمل اشارة سالبة.

### مثال (1):

**الهدف:** ربط القانون الاول مع الشغل المنجز خلال عملية ترموديناميكية تتم بثبوت الضغط. يمتص غاز مثالي طاقه قدرها  $(5 \times 10^3 \text{ J})$  عند انجازه شغلا على محيطه مقداره  $(2 \times 10^3 \text{ J})$  خلال عملية تتم بثبوت الضغط.

1. احسب التغير في طاقته الداخلية.
2. اذ هبطت الطاقة الداخلية للغاز الى  $(4.5 \times 10^3 \text{ J})$  و  $(7.5 \times 10^3 \text{ J})$  ~~من قبل النظام~~، احسب التغير في الحجم، اذا علمت ان العملية تتم بثبوت الضغط عند  $(1.01 \times 10^5 \text{ Pa})$ .

**الحل:**

نحسب التغير بالطاقة الداخلية باستخدام القانون الاول معادلة (1) مع ملاحظة ان قيمة الشغل المنجز على النظام (الغاز) سالبة. كما يلي:  
التغير في الطاقة الداخلية للغاز:

$$\Delta U = Q + W = 5 \times 10^3 \text{ J} - 2 \times 10^3 \text{ J} = 3 \times 10^3 \text{ J}$$

(1)

(2) التغير في الحجم (مع ملاحظة ان قيمتي  $\Delta U$  و  $Q$  سالبة في هذه الحالة، وان الشغل  $W = P\Delta V$ )

$$\Delta U = Q + W = Q - P\Delta V$$

$$-4.5 \times 10^3 \text{ J} = -7.5 \times 10^3 \text{ J} - (1.01 \times 10^5 \text{ Pa}) \Delta V$$

$$\Delta V = -2.97 \times 10^{-2} \text{ m}^3$$

**ملاحظة:** تعني الاشارة السالبة للتغير في الحجم، ان حجم الغاز يتقلص منجزا شغلا سالبا على المحيط. في حين ان الشغل المنجز على النظام  $W$  هو شغل موجب.

**سؤال:** هل العبارة التالية خاطئة او صائبة:

"عندما يتمدد غازاً مثالياً بثبوت الضغط يجب ان يكون التغير في طاقته الداخلية تغيراً موجباً"

**مثال (2):** اذا علمت ان قيمة الطاقة الداخلية لغاز مثالي ترتفع بمقدار  $(3 \times 10^3 \text{ J})$  عند ثبوت الضغط عند قيمة  $(3 \times 10^3 \text{ Pa})$ ، في حين يكسب النظام طاقة حرارية قدرها  $(4.2 \times 10^3 \text{ J})$ . احسب التغير في حجم النظام. **الجواب:**  $(1.2 \times 10^{-2} \text{ m}^3)$

**ملاحظة:** من المعلوم ان الطاقة الداخلية لغاز مثالي تساوي  $U = \frac{3}{2} nRT$

تصح المعادلة اعلاه فقط لغاز مثالي monatomic (تحتوي جزيئة الغاز على ذرة مفردة). ويساوي التغير في الطاقة الداخلية لهكذا غاز

(2)

$$\Delta U = \frac{3}{2} nR\Delta T \quad (2)$$

وعليه تساوي السعة الحرارية المولية عند ثبوت الحجم لغاز مثالي احادي الذرة،  $C_v = \frac{3}{2} R$

يمكن كتابة التغير في الطاقة الداخلية لغاز مثالي كما يلي:  $\Delta U = n C_v \Delta T$   
 تصح المعادلة اعلاه دائماً للغازات المثالية حتى عند تغير الحجم. بالرغم من اعتماد السعة الحرارية على الغاز واعتمادها على شروط اخرى كدرجة الحرارة والضغط.

- كلما كبرت السعة الحرارية المولية للغاز المثالي احتاج الى طاقة اكبر ليصل فرق درجة الحرارة معين.
- تعتمد قيمة السعة الحرارية المولية على تركيب جزيئات الغاز والطرق المختلفة لخرن الطاقة. يخرن الغاز احادي الجزيئ كغاز الهليوم الطاقة على شكل حركة بثلاث اتجاهات مختلفة.
- اما غاز الهيدروجين والذي هو غاز ثنائي الجزيئية في مدى درجات الحرارة الاعتيادية يخرن الطاقة بالاضافة الى حركة بثلاث اتجاهات مختلفة ويمكن ان يتغير هذا الى حركة دورانية باتجاهين مختلفين.

ان كل طريقة مختلفة يستطيع الغاز تخزين الطاقة تسمى درجة حرية degree of freedom.



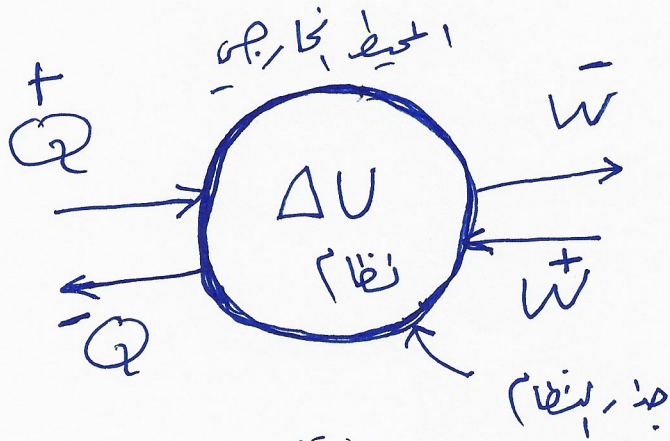
الصيغة الأولى  
للقانون الأول  
للحدود المتكاملة

$$\Delta U = Q + W$$

↑  
الطاقة الحرارية  
المنقولة للنظام

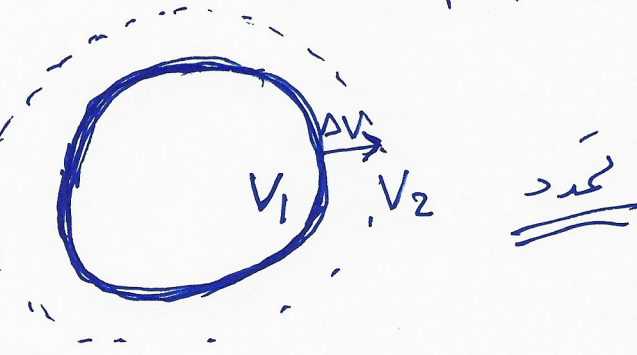
↑  
الطاقة الميكانيكية

↑  
الشغل المبني

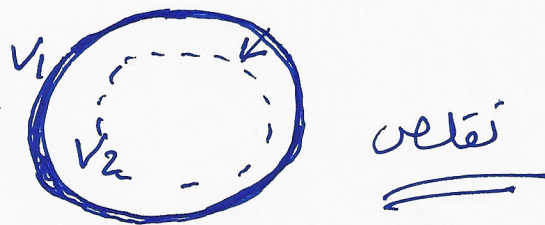


النظام يتغير شغلا  
عندما يكون المحيط متحركا

في حالة التمدد  
وتكون إشارة W سالبة



النظام يتغير شغلا  
عندما يكون المحيط متحركا  
في حالة انقباض  
وتكون إشارة W موجبة



$$\Delta U = Q - P\Delta V$$

الصيغة الثانية  
للقانون الأول  
للحدود المتكاملة

$$U = \frac{3}{2} nRT$$

الطاقة الداخلية لغاز مثالي تادي

هذه الطاقة تظهر للغاز المثالي

احادي اذرة... اي محتوي على ذرة واحدة.

اما التعريف الطاقة الداخلية تفان كالاني :-

$$\Delta U = \frac{3}{2} nR \Delta T$$

هذه العلاقة يمكن اشتقاقها من النظرية الحركية للغازات.

نحن نعلم ان علاقة التعريف بالطاقة الداخلية للظلم تفان كالاني :-

$$\Delta U = n C_u \Delta T$$

حيث  $C_u$  هي الحرارة النوعية بثبات الحجم.

بالمقارنة مع العلاقة اعلاه... يمكن ايجاد ان

$$C_u = \frac{3}{2} R$$

غاز مثالي احادي اذرة

$$C_u = \left(\frac{3}{2} + 1\right) R$$

اما في حالة لغاز لثنائي اذرة

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

عندما يتمدد الغاز تقل درجة حرارته... عندها تقل طاقته الداخلية.  
 كما يؤدي التمدد في الحجم والنقصان في درجة الحرارة إلى انخفاض  
 الضغط. وهذا واضح من معادلة الحالة للغاز، لئلا يكون  $PV = nRT$   
 السبيل الوحيد لبقاء الضغط ثابتاً هو انتقال الطاقة الحرارية  
 $Q$  إلى الغاز...

$$\Delta U = Q + W$$

من قانون اول  
 للديناميكا

$$Q = \Delta U - W$$

$$Q = \Delta U + P\Delta V \quad *$$

لدينا من معادلة الحالة للغاز، لئلا يكون  $nR\Delta T = P\Delta V$   
 ولدينا علاقة  $\Delta U$

$$\Delta U = \frac{3}{2} nR\Delta T$$

لفرض في العلاقة \* اعلاه

$$Q = \frac{3}{2} nR\Delta T + nR\Delta T = \left(\frac{3}{2} + 1\right) nR\Delta T$$

غاز الهادي  
 الذرة

$$Q = \frac{5}{2} nR\Delta T$$

$$Q = \frac{7}{2} nR\Delta T$$

ثنائي  
 الذرة

وبالمقارنة

$$Q = n C_p \Delta T$$

لدينا من النظرية الحركية للغازات

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

يصل إلى

حيث  $C_p$  الحرارة النوعية بثبات الضغط

$$C_p = C_u + R$$

واجب اثبت ان :

## 2.5: العمليات الحرارية

سندرس في هذا البند اربع انواع من العمليات الحرارية الاكثر شيوعاً وكما سنوضح تأثيرها على الغاز المثالي. سنثبت في كل عملية احدى المتغيرات في معادلة الحالة للغاز المثالي او بافتراض ان قيمة احدى الكميات الثلاث الواردة في القانون الاول للثرمودينامك مساوية للصفر. اما العمليات الحرارية الاربعة فهي:-

1. العملية الايزوبارية (الضغط ثابت) isobaric
2. العملية الاديباتيكية (لا يوجد انتقال للطاقة الحرارية اي ان  $Q=0$ ) adiabatic
3. العملية الايزوفولومترية (الحجم ثابت ما يعني ان الشغل  $W$  يساوي صفر) isovolumetric
4. العملية الايزوثرمية (درجة الحرارة ثابتة ما يعني ان الطاقة الداخلية  $\Delta U$  تساوي صفر)

### 1.2.5 العملية الايزوبارية:-

عندما يتمدد غاز فان مقدار الشغل الذي يُنجز على المحيط يساوي  $W_{env} = P\Delta V$

اما في حالة تقلص الغاز (نظراً) فان الشغل سوف يُنجز على ذلك النظام.

The shaded area represents the work done on the gas.

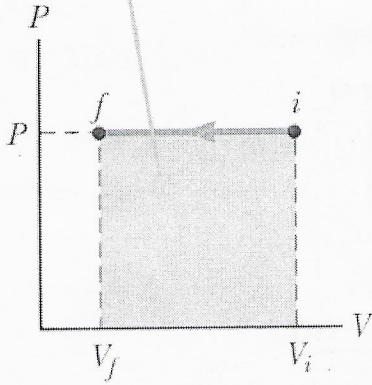


Figure 12. The  $PV$  diagram for a gas being compressed at constant pressure.

الشكل الجوار يوضح العلاقة بين  $P$  و  $V$  لعملية ضغط غاز. المنطقة المظلمة تمثل الشغل المنجز على الغاز عندما يكون الضغط ثابتاً.

الشكل (2)

كما وضعنا سابقاً ان مقدار الشغل المنجز على الغاز هو المنطقة الملونة التي تقع تحت العملية الترموديناميكية ، كما موضحة في الشكل (الطول x الارتفاع او  $P\Delta V$ ). ان الشغل الذي ينجزه الغاز على محيطه يكون على حساب التغير في الطاقة الداخلية  $\Delta U$ . ولكون التغير في الطاقة الداخلية للغاز المثالي يساوي

$$\Delta U = nC_V\Delta T$$

عندما يتمدد الغاز تقل درجة حرارته عن انتقال طاقته الداخلية كما يؤدي التمدد في الحجم والنقصان في درجة الحرارة إلى انخفاض الضغط ، حيث تؤكد ذلك معادلة الحالة للغاز المثالي (قانون الغاز المثالي)  $PV = nRT$  والسبيل الوحيد لبقاء الضغط ثابت هو انتقال الطاقة الحرارية  $Q$  إلى الغاز كحرارة. يمكن كتابة القانون الاول كما يلي:

$$Q = \Delta U - W = \Delta U + P\Delta V$$

بتعويض المعادلة (2) في العلاقة اعلاه وباستخدام معادلة حالة للغاز المثالي  $P\Delta V = nR\Delta T$  نحصل على:

$$Q = \frac{3}{2}nR\Delta T + nR\Delta T = \frac{5}{2}nR\Delta T$$

كما يمكن كتابة علاقة اخرى تمثل انتقال الطاقة  $Q$ :

$$Q = nC_P\Delta T$$

حيث  $C_P = \frac{5}{2}R$  وهي السعة الحرارية المولية للغاز المثالي عند ثبوت الضغط.

وهناك علاقة اخرى تربطها بالسعة الحرارية عند ثبوت الحجم  $C_V$  وهي:

$$C_P = C_V + R$$

### مثال 3:

لديك غاز مثالي احادي الذرة عند ضغط  $(2 \times 10^5 \text{ Pa})$  ودرجة حرارة ابتدائية  $(293 \text{ K})$  يتمدد ببطأ (مع بقاء الضغط ثابت) من  $(1 \text{ L})$  الى  $(2.5 \text{ L})$ :

1. جد الشغل المنجز على المحيط.
2. جد التغير في الطاقة الداخلية للغاز.
3. استخدم القانون الاول لايجاد الطاقة الحرارية الممتصة من قبل الغاز اثناء العملية.
4. استخدم السعة الحرارية المولية عند ضغط ثابت لايجاد الطاقة الحرارية الممتصة.
5. كيف تتغير النتائج اذا كان الغاز المثالي ثنائي الذرة.

$$1- W_{env} = P\Delta V = (2 \times 10^5 \text{ Pa})(2.5 \times 10^{-3} \text{ m}^3 - 1 \times 10^{-3} \text{ m}^3)$$

$$W_{env} = 3 \times 10^2 \text{ J}$$

$$2- \frac{P_f V_f}{P_i V_i} = \frac{T_f}{T_i} \rightarrow T_f = T_i \frac{V_f}{V_i} = (293) \frac{2.5 \times 10^{-3} \text{ m}^3}{1 \times 10^{-3} \text{ m}^3} \rightarrow T_f = 733 \text{ K}$$

$$n = \frac{P_i V_i}{RT_i} = \frac{(2 \times 10^5 \text{ Pa})(1 \times 10^{-3} \text{ m}^3)}{(8.31 \frac{\text{J}}{\text{K.mol}})(293 \text{ K})} = 8.21 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\Delta U = nC_V \Delta T = \frac{3}{2}nR\Delta T$$

$$= \frac{3}{2}(8.21 \times 10^{-2} \text{ mol}) \left(8.31 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}\right) (733 \text{ K} - 293 \text{ K})$$

$$= 4.5 \times 10^2 \text{ J}$$

$$3- \Delta U = Q + W \rightarrow Q = \Delta U - W$$

$$Q = 4.5 \times 10^2 \text{ J} - (-3 \times 10^2 \text{ J}) = 7.5 \times 10^2 \text{ J}$$

$$4- Q = nC_P \Delta T = \frac{5}{2}nR\Delta T =$$

$$\frac{5}{2}(8.21 \times 10^{-2} \text{ mol}) \left(8.31 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}\right) (733 \text{ K} - 293 \text{ K}) = 7.5 \times 10^2 \text{ J}$$

$$5- \Delta U = nC_V \Delta T = \left(\frac{3}{2} + 1\right)nR\Delta T = \frac{5}{2}(8.21 \times 10^{-2} \text{ mol}) \left(8.31 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}\right) (733 \text{ K} - 293 \text{ K})$$

$$\Delta U = 7.5 \times 10^2 \text{ J}$$

$$Q = n C_P \Delta T = \left(\frac{5}{2} + 1\right) n R \Delta T$$

$$= \frac{7}{2}(8.21 \times 10^{-2}) \left(8.31 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}\right) (733 \text{ K} - 293 \text{ K})$$

$$Q = 1.05 \times 10^3 \text{ J}$$

### سؤال غير محلول:

ينضغط غاز مثالي احادي الذرة درجة حرارته الابتدائية (475 K) من (3 L) الى (2 L) بثبوت الضغط عند قيمة (1x10<sup>5</sup> Pa). احسب ما يلي:  
 1- الشغل المنجز على الغاز. 2- التغير بالطاقة الداخلية. 3- الطاقة المنتقلة كحرارة Q.

Answers: 1) 1 x 10<sup>2</sup> J , 2) -150 J , 3) -250 J

### 2.2.5 العملية الاديباتيكية:-

في هذه العملية لا تدخل او تخرج اي طاقة من النظام على صورة حرارة. مما يعني ان النظام معزول حرارياً عن المحيط.

بصورة عامة يمكن ان يُنجز النظام شغلاً بالرغم من كونه معزول ميكانيكياً.

للمعاملات الاديباتيكية  $Q = 0$  فيصبح القانون الاول للثرموديناميك

$$\Delta U = w \leftarrow \text{[عمليات اديباتيكية]}$$

يمكن حساب الشغل المنجز خلال عملية اديباتيكية وذلك بمعرفة التغير في الطاقة الداخلية.

عندما يتعرض غاز مثالي لعملية اديباتيكية فيمكن اثبات ان العلاقة التالية تصح:

$$PV^\gamma = \text{constant} \quad (3)$$

$$\gamma = \frac{C_P}{C_V} \quad (4) \quad \text{حيث ان}$$

وتسمى  $\gamma$  **بالمعامل** الاديباتيكي للغاز.

سؤال: خلال تمدد غاز مثالي اديباتيكي لماذا يكون التغير بدرجة الحرارة دائماً سالباً ؟

### سؤال غير محلول:

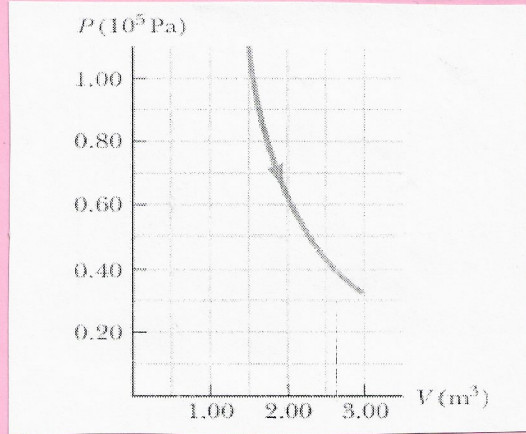
يُضغط غاز مثالي احادي الذرة حجمه (0.2 L) بسرعة بحيث يمكن اعتبار العملية اديباتيكية. اذا كان ضغط الغاز الابتدائي (1.01x10<sup>5</sup> Pa) ودرجة حرارته الابتدائية (300 K)، اذا علمت ان درجة حرارة الغاز النهائية تساوي (477 K) احسب الشغل الذي ينجزه الغاز على محيطه  $W_{\text{env}}$ .

Answer: -17.9 J

مثال 3:

تمدد غاز مثالي احادي الذرة اديباتيكياً بثبوت الضغط عند قيمة  $(1.01 \times 10^5 \text{ Pa})$ . اذا كان حجم الغاز الابتدائي يساوي  $(1.5 \text{ m}^3)$ ، لاحظ الشكل (3)

- 1- احسب الضغط النهائي اذا علمت ان حجم الغاز يتضاعف.
- 2- ارسم الشكل  $(PV)$  ثم احسب الشغل المنجز على الغاز من الشكل.



الشكل (3)

الحل:

• لحساب الضغط النهائي نجد قيمة  $\gamma$  أولاً:

$$\gamma = \frac{C_P}{C_V} = \frac{\frac{5}{2}R}{\frac{3}{2}R} = \frac{5}{3}$$

• ثم نحسب قيمة  $C$  من المعادلة (3):

$$C = P_1 V_1^\gamma = (1.01 \times 10^5 \text{ Pa})(1.5 \text{ m}^3)^{\frac{5}{3}} \\ = 1.99 \times 10^5 \text{ Pa} \cdot \text{m}^5$$

• وبما ان قيمة  $C$  تبقى ثابتة خلال العملية فيمكن استخدامه ليجاد قيمة  $P_2$ :

$$C = P_2 V_2^\gamma = P_2 (3 \text{ m}^3)^{\frac{5}{3}} \\ 1.99 \times 10^5 \text{ Pa} \cdot \text{m}^5 = P_2 (6.24 \text{ m}^5) \\ P_2 = 3.19 \times 10^4 \text{ Pa}$$

• ولحساب الشغل المنجز على الغاز من المنحنى  $(PV)$  راجع ص 405

**3.2.5 العملية ايزوفولومترية:** وتسمى ايضا بالعملية الايزوكوركية وتتم هذه العملية بثبوت الحجم مما يعني انه لا يحدث تغير في الحجم خلال العملية، اي انه لا يتم انجاز شغل  $W=0$  ويصبح القانون الاول كما يلي:

$$\Delta U = Q \quad [ \text{عمليات ايزوفولومترية} ]$$

توضح المعادلة اعلاه مايلي:

"في العملية الايزوكوركية يساوي التغير في الطاقة الداخلية للنظام الطاقة المنتقلة اليه كحرارة".  
من المعادلة (3) يمكن الاستنتاج ان الطاقة المنتقلة كحرارة خلال عمليات ثابتة الحجم هي

$$Q = nC_v \Delta T \quad (6)$$

مثال 4:

غاز مثالي احادي الذرة درجة حرارته  $[300 \text{ K}]$  و  $[1.5 \text{ L}]$  ثابت قيمته. اذا علمت ان عدد مولات الغاز  $[5 \text{ mol}]$ .

1- ما مقدار الطاقة التي يجب ان تضاف لرفع درجة حرارة الغاز لتصبح  $[380 \text{ K}]$ ؟

الفصل الخامس - القانون الاول للثرموديناميك

- 2- احسب التغير في الضغط  $\Delta P$   
 3- ما مقدار الطاقة الحرارية اللازمة اذا كان الغاز مثالي وثنائي الذرة؟  
 4- احسب التغير في الضغط لغاز ثنائي الذرة.

الحل:

1- لحساب الطاقة الحرارية التي ترفع درجة حرارة الغاز الى  $380 \text{ K}$ . علما ان السعة الحرارية

$$C_v = 3R/2 \text{ لغاز مثالي احادي الذرة هي:}$$

$$Q = \Delta U = nC_v \Delta T = \frac{3}{2} nR \Delta T$$

$$= \frac{3}{2} (5 \text{ mol}) (8.31 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}) (80 \text{ K})$$

$$Q = 4.99 \times 10^3 \text{ J}$$

2- لحساب التغير في الضغط في الضغوط نستخدم معادلة الحالة للغاز المثالي والمعادلة \* لنجد علاقة تربط بين  $\Delta P$  و  $Q$

$$\Delta(PV) = (\Delta P)V = nR \Delta T = \frac{2}{3} Q$$

$$\Delta P = \frac{2}{3} \frac{Q}{V} = \frac{2}{3} \frac{4.99 \times 10^3 \text{ J}}{1.5 \times 10^{-3} \text{ m}^3}$$

$$= 2.22 \times 10^6 \text{ Pa}$$

3- لحساب الطاقة الحرارية اللازمة، اذا كان الغاز ثنائي الذرة. نُعيد الحسابات باستخدام  $C_v = 5R/2$

$$Q = \Delta U = nC_v \Delta T = \frac{5}{2} nR \Delta T = 8.31 \times 10^3 \text{ J}$$

4- لحساب التغير في الضغط لغاز ثنائي الذرة. نستخدم النتيجة في 3 ونعيد الحسابات في 2، بتغير  $\frac{2}{5}$  ب  $\frac{2}{3}$  وذلك لان الغاز ثنائي الذرة

$$\Delta P = \frac{2}{5} \frac{Q}{V} = \frac{2}{5} \frac{8.31 \times 10^3 \text{ J}}{1.5 \times 10^{-3} \text{ m}^3}$$

$$= 2.22 \times 10^6 \text{ Pa}$$

سؤال 6:

اذا امتصت (5 mole) من غاز ثاني اوكسيد الكربون طاقة حرارية قدرها (4.99x10<sup>3</sup> J) وكانت درجة حرارة الغاز الابتدائية (300 K). كم ستكون قيمة درجة الحرارة النهائية؟

مثال 5:

- 1- احسب التغير بدرجة الحرارة  $\Delta T$  لغاز مثالي احادي الذرة عدد مولاته (22 mol) اذا امتص الغاز طاقة حرارية قدرها (9750 J) عند حجم ثابت قسمة تساوي (2.4 L)  
 2- احسب التغير في الضغط  $\Delta P$ .  
 3- اذا كان الغاز ثنائي الذرة كم سيصبح التغير بدرجة الحرارة؟  
 4- ثم كم سيصبح التغير في الضغط؟

الجواب: 1- (35.6 K)، 2- (2.71x10<sup>6</sup> Pa)، 3- (21.3 K)، 4- (1.63x10<sup>6</sup> Pa)

4.2.5:- العملية الايزوثرمية

تبقى درجة حرارة النظام خلال هذه العملية ثابتة. وحيث ان الطاقة الداخلية U للغاز المثالي تعتمد على درجة الحرارة، وعليه يساوي التغير في الطاقة الداخلية صفر لان التغير في درجة الحرارة يساوي صفر.



$$\Delta U = 0 \text{ because } \Delta T = 0$$

في هذه الحالة يصبح القانون الاول للثرموديناميك كما يلي:

$$W = -Q \text{ (isothermal process)}$$

توضح المعادلة اعلاه انه اذا تعرض غاز مثالي الى عملية ايزوثرمية فيسببواي الشغل المنجز على النظام الطاقة الحرارية المنتقلة للنظام وبأشارة سالبة. يوضح الشكل (12.7) عملية تمدد ايزوثرمية يتعرض لها غاز داخل اسطوانة على تماس مع خزان حراري طاقته عالية ودرجة حرارته  $T_h$  والذي يتبادل الطاقة مع الغاز دون ان تتغير درجة حرارته.

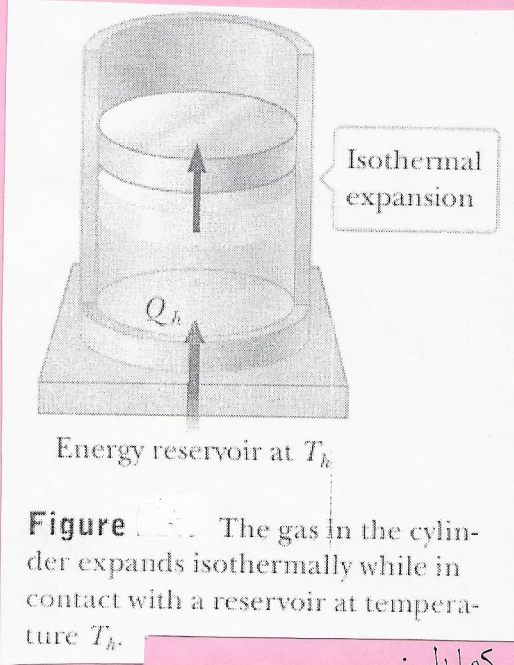


Figure 12.7 The gas in the cylinder expands isothermally while in contact with a reservoir at temperature  $T_h$ .

يمكن كتابة معادلة الحالة لغاز مثالي كما يلي:

$$P = \frac{nRT}{V}$$

عندما تكون درجة الحرارة ثابتة نلاحظ ان البسط في طرف المعادلة الايمن يكون ثابت القيمة

المنحنى الايزوثيرمي والمنحنى الاديباتيكي

يوضح الشكل المجاور منحنى PV لعمليتين احدهما ايزوثرمية والاخرى اديباتيكية. نلاحظ من الشكل ان الضغط يهبط اسرع في التمدد الاديباتيكي وذلك لانه لا تنتقل الطاقة الحرارية الى النظام في حين عندما يتمدد النظام تمداً ايزوثيرمياً فانه يفقد طاقة عندما ينجز شغلاً على محيطه ولكن يكسب نفس مقدار من الطاقة عبر حدوده.

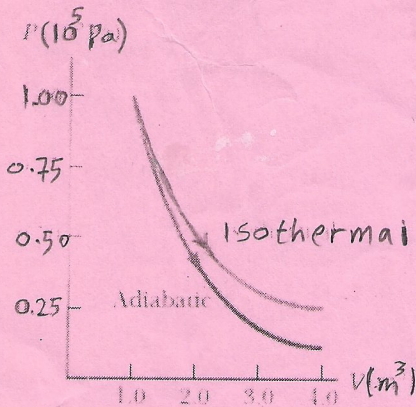


Figure 12.8 The PV diagram of an isothermal expansion, graph of  $P = CV^{-1}$ , where  $C$  is a constant, compared to an adiabatic expansion,  $P = C_1V^{-\gamma}$ ,  $C_1$  is a constant equal in magnitude to  $C$  in this case but carrying different units.

نمكن اثبات ان الشغل المنجز على المحيط خلال عملية ايزوثيرمية يعطى كالآتي :-

$$W_{env} = nRT \ln \left( \frac{V_f}{V_i} \right)$$

الفصل السادس

القانون الثاني  
للشركة داينمك

الفصل السادس

---

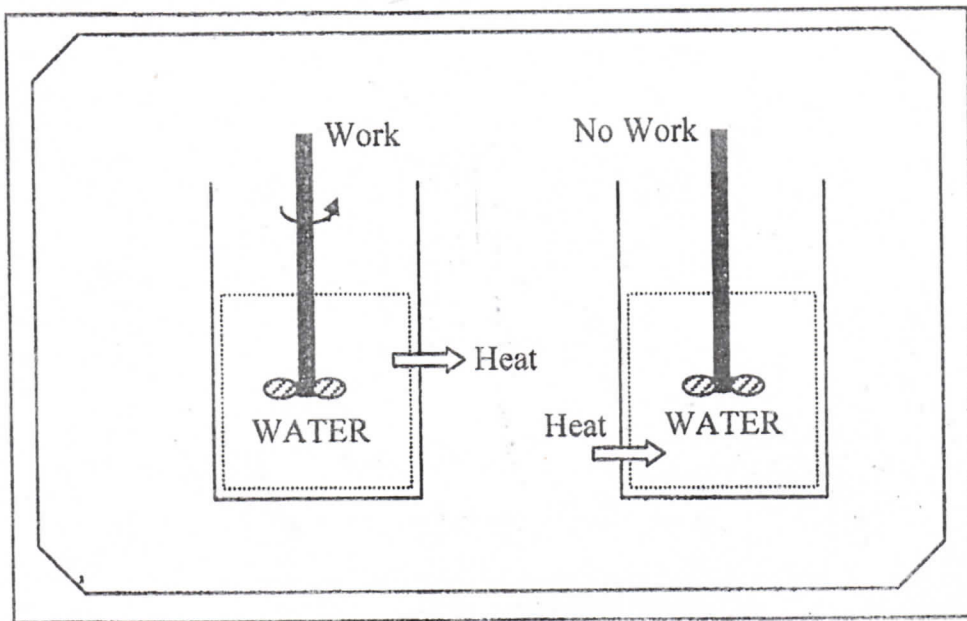
القانون الثاني للترمودائيك

---

(1-28)

# القانون الثاني للترموديناميكس The Second Law of Thermodynamics

لقد نهن القانون الاول للترموديناميك على حفظ الطاقة وعلى إمكانية تحويل الطاقة من شكل الى اخر ولكن لم يحدد اتجاه تحويلها. كما يمكن بسهولة تحويل الشغل الى اشكال اخرى من الطاقة ولكن تحويل اشكال الطاقة الاخرى الى شغل لا يتم بهذه السهولة. فعلى سبيل المثال يتحول الشغل الذي يبذله المحور الميسن في الشكل (1-6) الى طاقة داخلية في الماء اولاً ومن ثم قد تفقد الماء هذه الطاقة على شكل حرارة. ان عملية نقل الحرارة الى الماء لن تؤدي الى دوران المحور. اي ان محاولة عمل الاجهزة بظهور عكسية تكون غير ممكنة طبيعياً.

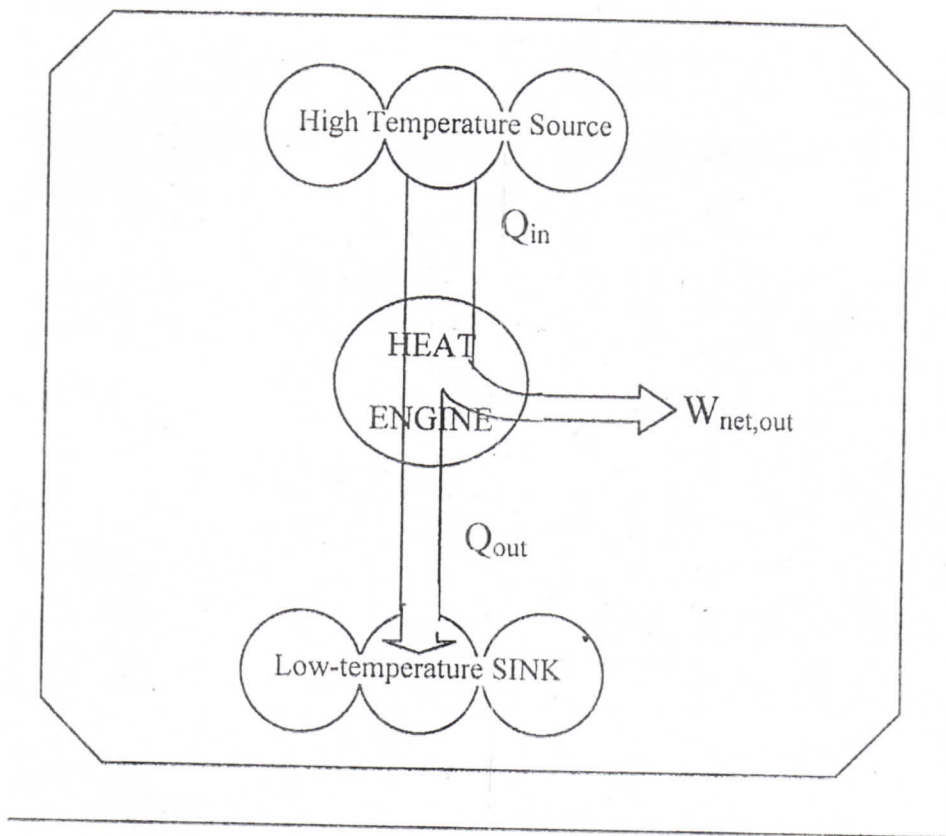


شكل (1-6)

من هذه وغيرها من الملاحظات نستنتج انه يمكن تحويل الشغل كاملاً الى حرارة وبسهولة مباشرة، ولكن تحويل الحرارة الى شغل يتطلب اجهزة خاصة تسمى المحركات الحرارية.

## المحركات الحرارية تتميز بما يلي :-

- 1- جميعها تستقبل حرارة من مصدر ذو درجة حرارة مرتفعة مثل ( طاقة شمسية ، طاقة نووية ... الخ )
  - 2- جميعها تحول جزء من هذه الحرارة الى شغل ميكانيكي غالباً .
  - 3- جميعها تفرّد ما تبقى من الحرارة الى (مصرف حراري) بدرجة حرارة منخفضة مثل ( الجو ، الانهار ، ... الخ ) . كما في الشكل ( 6 - 2 ) .
- هنا مثال على المحركات الحرارية التي تعمل في دورة ديناميكية حرارية هو المحطات البخارية لتوليد الطاقة .



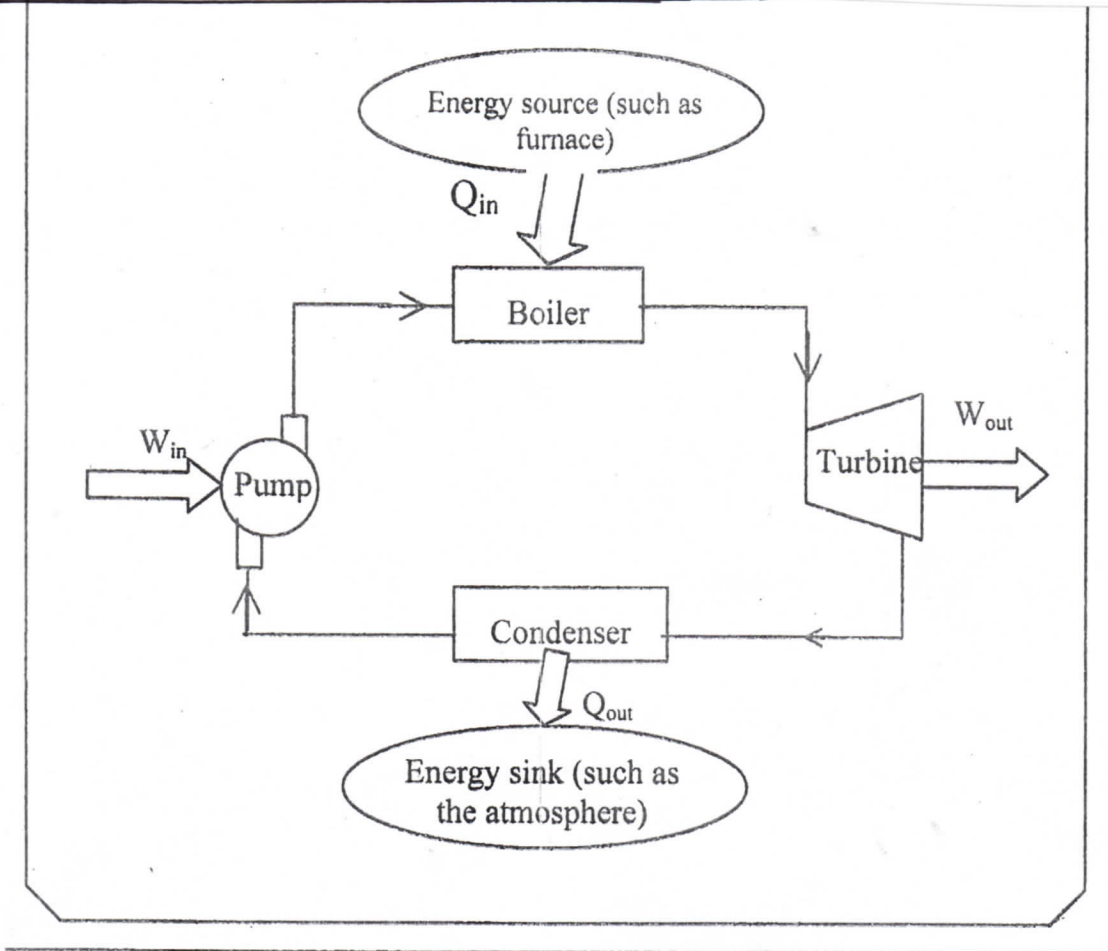
شكل ( 6 - 2 )

الشكل (3-6) يمثل محطة بخارية لتوليد الطاقة حيث :-  
 $Q_{in}$  : كمية الحرارة الداخلة للغلاية البخارية من مصدر الحرارة السابق  
 $Q_{out}$  : كمية الحرارة المفقودة من مكثف البخار إلى الخزان الحراري البارد (المياه ، او الجو المحيط) .  
 $W_{out}$  : الشغل الذي ينتجه البخار أثناء التمدد .  
 $W_{in}$  : الشغل اللازم لضخ الماء إلى الغلاية وضغطه داخلها .  
 تكون صافي الشغل الناتج من المحطة كالآتي :-

$$W_{net.out} = W_{out} - W_{in} \quad KJ$$

أيضاً يمكن إيجاد صافي الشغل ~~من~~ عند ضرب قيم بيانات الحرارة :-

$$W_{net.out} = Q_{in} - Q_{out} \quad KJ$$



شكل (3-6)

# الكفاءة الحرارية Heat Efficiency

تمثل ( $Q_{out}$ ) كمية الحرارة المتحررة من المنظومة في كل دورة. وبما ان ( $Q_{out}$ ) لا يمكن ان تكون صفراً، فان كمية الحرارة التي يمكن تحويلها الى شغل تكون دائماً اقل من ( $Q_{in}$ ). لذا تكون كمية الحرارة التي يتم تحويلها الى شغل مقياساً للكفاءة الحرارية، الشكل (4-6).

الكفاءة الحرارية تعطينا كالاتي :-

$$\eta_{th} = \frac{W_{net\ out}}{Q_{in}}$$

or

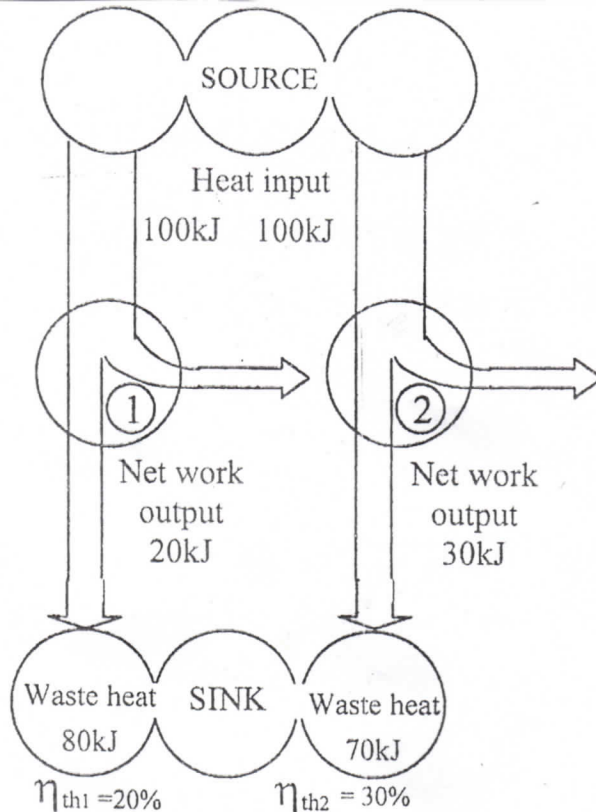
$$\eta_{th} = 1 - \frac{Q_{out}}{Q_{in}}$$

or

$$\eta_{th} = 1 - \frac{Q_L}{Q_H}$$

$Q_H$ : كمية الحرارة المتبادلة بين الجهاز الدوري والخزان الحراري الساخن عند درجة حرارة مرتفعة ( $T_H$ ).

$Q_L$ : كمية الحرارة المتبادلة بين الجهاز الدوري والخزان الحراري البارد عند درجة حرارة منخفضة ( $T_L$ ).



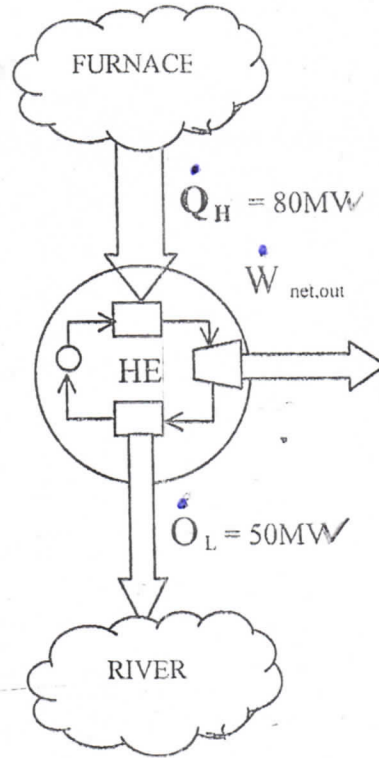
شكل (4-6)

□ مثال

يتم نقل الحرارة إلى محرك حراري من فرن بمعدل (80MW). فإذا كان معدل الحرارة المطرودة يعادل (50MW). أوجد صافي القدرة الناتجة من المحرك وكذلك كفاءته الحرارية.

الحل:

يبين الشكل (5-6) رسماً تخطيطياً للمحرك الحراري.



شكل (5-6)

$$Q_{in} = 80MW, Q_{out} = 50MW$$

بإهمال كمية الحرارة المفقودة أثناء مرور مائع التشغيل في الأنابيب فيمكن

استخدام المعادلة :-

$$W_{net\ out} = Q_{in} - Q_{out} = 80 - 50 = 30MW$$

يمكن الآن إيجاد الكفاءة الحرارية.

$$\eta_{th} = \frac{W_{out}}{Q_{in}} = \frac{30}{80} = 0.375$$

أو 37.5 %



القانون الثاني للترمودائيك [ صيغة كلفن - بلانك ]

---

ان المحرك الحراري يجب ان يهدر الحرارة الى خزان بارد لكي تكمل الدورة وهذا يعني ان المحرك لا يستطيع تحويل كامل الحرارة التي تستقبلها الى شغل ، وهذا ينطبق على اساس صيغة كلفن - بلانك للقانون الثاني في الترمودائيك والتي تنص :-

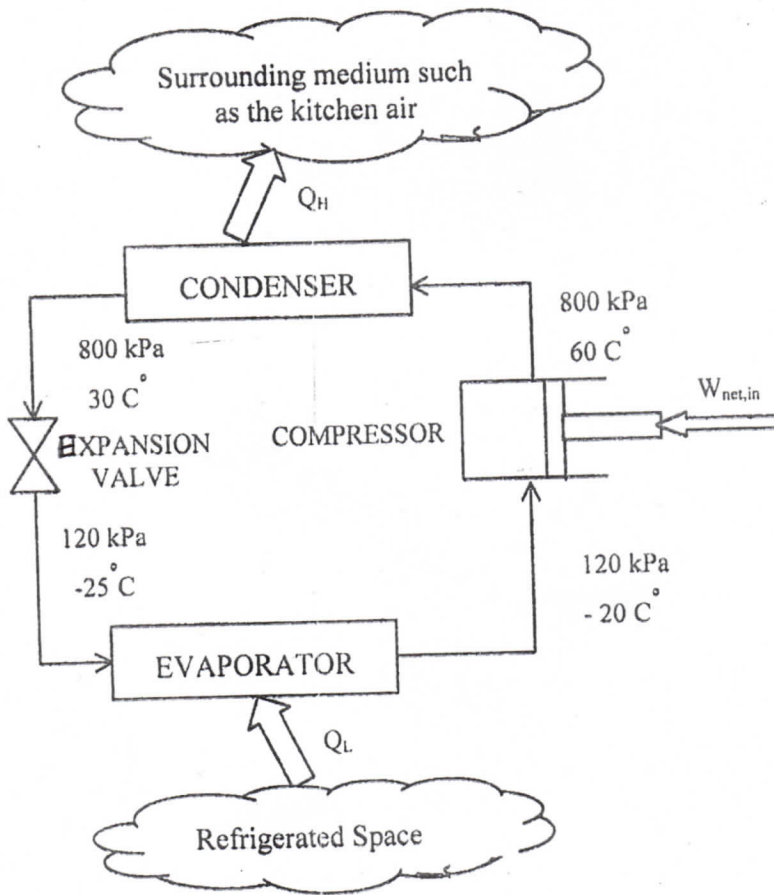
[ لا يمكن لأي جهاز يعمل في دورة ان يستقبل الحرارة من خزان حراري منفرد وينتج كمية مكافئة لها من الشغل ]

اي ان :-

[ لا يمكن ان تكون الكفاءة الحرارية لأي محرك حراري  
100 % ] .

# Refrigerators and Heat Pumps المبردات والمضخات الحرارية

نعلم في الطبيعة ان الحرارة تسمى من وسط ذو درجة حرارة مرتفعة الى وسط ذو درجة حرارة منخفضة دون الحاجة الى اجهزة، ولكن الاجراء العكس لا يحدث من تلقاء نفسه. يحتاج نقل الحرارة من وسط بارد الى وسط ساخن اجهزة خاصة تسمى المبردات كما في الشكل (6-6)، والذي يوضح آلية عمل المبردات.



(6-6) شكل

الشكل (6 - 7) يمثل رسماً تخطيطياً للبردات حيث :-

$Q_L$ : كمية الحرارة المسحوبة من هيز التبريد عند درجة حرارة  $(T_L)$ .

$Q_H$ : كمية الحرارة المطروقة الى المحيط عند درجة حرارة  $(T_H)$ .

$W_{net, in}$ : هيا في الشغل الذي يدخل الى المنظومة.

يعبر عن كفاءة البردات بمعامل الاداء Coefficient of Performance

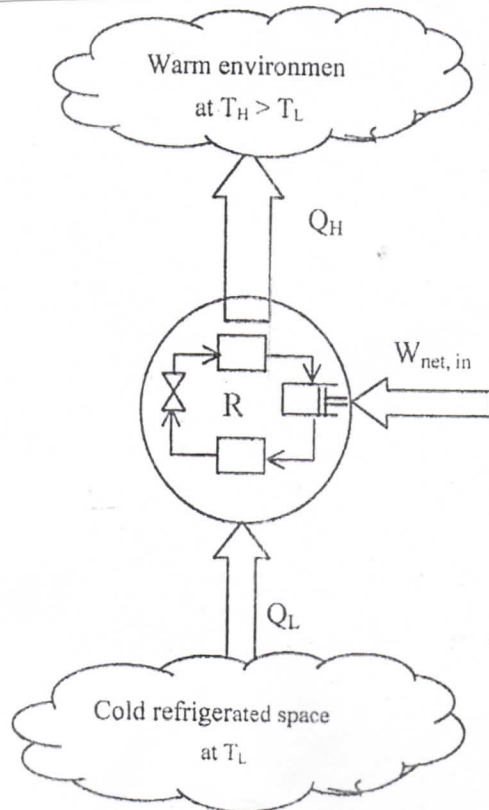
الرمز الفلكي R للدلالة على البردات.

$$C.O.P.R = \frac{Q_L}{W_{net, in}}$$

$$W_{net, in} = Q_H - Q_L$$

$$C.O.P.R = \frac{Q_L}{Q_H - Q_L} = \frac{1}{\frac{Q_H}{Q_L} - 1}$$

\* ملاحظة: معامل الاداء اكبر من واحد لجميع اى ان كمية الحرارة المسحوبة من هيز التبريد اكبر من الشغل المبذول على المنظومة ،  $W_{net, in} < Q_L$



(8)

(7 - 6) شكل

# المضخات الحرارية Heat Pumps

تهدف المضخة الحرارية الى سحب الحرارة من وسط بارد كالجو الخارجي في فصل الشتاء ونقلها الى داخل المنزل (الوسط الساخن) كما في المخطط الموضح في الشكل (8-6).

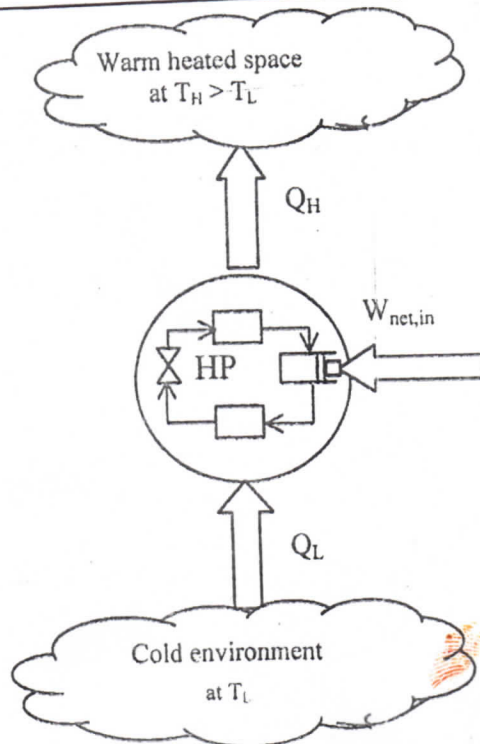
يتم التعبير عن كفاءة المضخة الحرارية بنفس أسلوب البردات :-

$$(C.O.P_{HP}) = \frac{Q_H}{W_{net, in}}$$

الرمز العلمي HP للدلالة على المضخة الحرارية.

$$(C.O.P_{HP}) = \frac{Q_H}{Q_H - Q_L} = \frac{1}{1 - \frac{Q_L}{Q_H}}$$

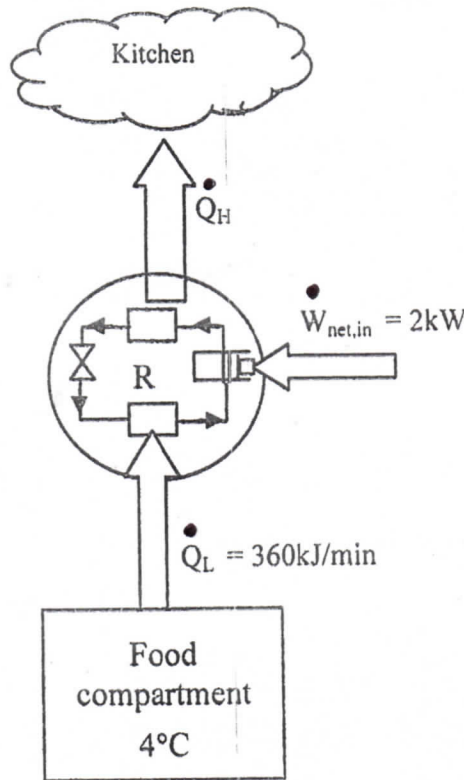
$$* (C.O.P_{HP}) = (C.O.P.R) + 1$$



(8-6)

شكل

**مثال:** يتم الحفاظ على حيز التبريد المبين في الشكل (9-6) عند  $(4^{\circ}\text{C})$  عن طريق سحب الحرارة عنه بمعدل  $(360\text{kJ}/\text{min})$ . فإذا كان الشغل المبذول على المبرد هو  $(2\text{kW})$  أوجد:



أ - معامل أداء المبرد .  
ب - معدل طرد الحرارة إلى الغرفة .

الشكل (9-6)

الحل:

$$\text{أ) } \text{C.O.P.}_R = \frac{\dot{Q}_L}{\dot{W}_{\text{net,in}}} = \frac{360 \text{ kJ}/\text{min}}{2 \text{ kW}} \times \left( \frac{1 \text{ kW}}{60 \text{ kJ}/\text{min}} \right) = 3$$

بمعنى أنه يتم سحب  $(3\text{kJ})$  حرارة من حيز التبريد مقابل كل  $(1\text{kJ})$  شغل مبذول على المنظومة.

ب- يتم إيجاد معدل طرد الحرارة إلى الغرفة باستخدام مبدأ حفظ الطاقة:

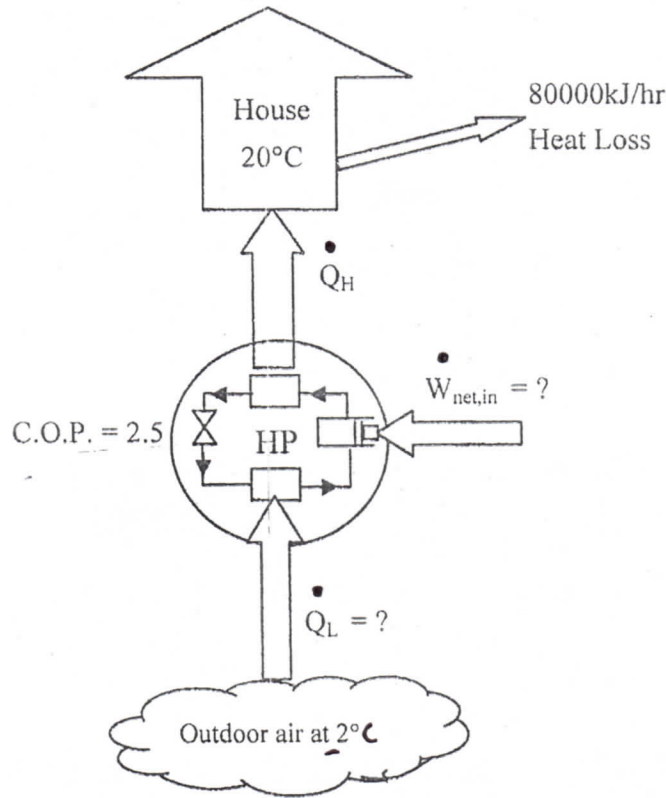
$$\begin{aligned} \dot{Q}_H &= \dot{Q}_L + \dot{W}_{\text{net,in}} \\ &= \left[ (2 \text{ kW}) \left( \frac{60 \text{ kJ}/\text{min}}{1 \text{ kW}} \right) \right] + 360 \text{ kJ}/\text{min} \\ &= 480 \text{ kJ}/\text{min} \end{aligned}$$

لاحظ أن كمية الطاقة المسحوبة من حيز التبريد والطاقة المبذولة على المبرد كشغل تظهر كزيادة في الطاقة الداخلية لجو الغرفة.

□ مثال

تستخدم مضخة حرارية للحفاظ على منزل عند  $(20^{\circ}\text{C})$  وعند انخفاض درجة حرارة الجو الخارجي إلى  $(-2^{\circ}\text{C})$  لوحظ أن البيت يفقد الحرارة بمعدل  $(80000\text{kJ/hr})$ . فإذا كان معامل أداء المضخة الحرارية تحت هذه الظروف هو (2.5) أوجد:

- (أ) القدرة التي تستهلكها المضخة الحرارية.  
 (ب) معدل سحب الحرارة من الجو الخارجي.



الشكل (6-10)

الحل:

(أ) يبين الشكل (6-10) رسماً تخطيطياً للمضخة يمكن إيجاد القدرة التي تستهلكها المضخة من خلال تعريف معامل الأداء.

$$\begin{aligned}\dot{W}_{\text{net,in}} &= \frac{\dot{Q}_H}{\text{C.O.P.}_{\text{HP}}} = \frac{80000 \text{ kJ/hr}}{2.5} \\ &= 32000 \text{ kJ/hr} \\ &= 8.9 \text{ kW}\end{aligned}$$

ب- يفقد البيت الحرارة بمعدل (80000kJ/h) وإذا أردنا الحفاظ عليه عند (20°C) فيجب على المضخة أن تزود الحرارة للبيت بمعدل (80000kJ/hr) وبالتالي يمكن إيجاد معدل نقل الحرارة من الجو الخارجي باستخدام مبدأ حفظ الطاقة:

$$\begin{aligned}\dot{Q}_L &= \dot{Q}_H - \dot{W}_{\text{net,in}} \\ &= 80000 - 32000 = 48000 \text{ kJ/hr}\end{aligned}$$

## صيغة كلازيوس في القانون الثاني للترموديناميك

من المعروف ان الحرارة لا تسري من تلقاء نفسها من وسط بارد الى وسط اكثر سخونة ، والنايم ذلك باستخدام جهاز دورسي . في الواقع هذا ما يفعله البراد المنزلي . ان ضاغطه البراد المنزلي لن تعمل الا اذا تم تزويدها بالطاقة من مصدر خارجي كالطاقة الكهربائية . وهذا يعني ان البراد المنزلي يترك اثراً في المحيط . وعليه تنص صيغة كلازيوس في القانون الثاني للترموديناميك على الاتي :-

[ من المستحيل انشاء جهاز دورسي (يعمل في دورة) ولا ينتج تأثير سوي نقل الحرارة من خزان هادي (جسم بارد) الى خزان هادي (جسم ساخن) ]

## تدافع صيغتي القانون الثاني

تتكا في صيغة كلدن - بلانك وكلازيوس في انما قهما ، وكلاهما تعتبر صيغة للقانون الثاني للترموديناميك ، وان اسي جهاز يخالف صيغة كلدن - بلانك سينتلف صيغة كلازيوس والعكس صحيح .

الاجراءات الانعكاسية والاجراءات اللاانعكاسية :-

## Reversible and irreversible Processes

يعرف الاجراء الانعكاسي بأنه الاجراء الذي يمكن عكسه دون ان يترك اثراً في المحيط . بمعنى ان كل من المنظومة والمحيط يعود الى وضعه الابتدائي بعد نهاية الاجراء المعكوس . ويكون هذا ممكناً فقط في حالة ما اذا كان هافى الحرارة المتبادل والمثل المتبادل بين المنظومة والمحيط يساوي صفراً للاهتائين معاً (الاصلي والمعكوس) .



أما الإجهاد ~~الذي~~ اللاانعكاسي فهو إجهاد يعود فيه المنظومة إلى الوضع الابتدائي ولكن مع تغير في وضع المحيط، أي يترك أثراً في المحيط.

الإجهادات الانعكاسية لا تحدث حقيقةً في الطبيعة ولكننا مثاليات للإجهادات الحقيقية. يتم الاضطلاع في الإجهادات المثالية كونها سهلة التحليل كما يمكن مقارنة الإجهادات الحقيقية بها. كما أن الحركات الحرارية تنتج شغلاً أعلى في الإجهادات المثالية. فكلما كان التصميم أفضل كانت اللاانعكاسيات أقل وكانت كفاءة القانون الثاني أعلى.

## اللاانعكاسيات Irreversibilities

تسمى الإجهادات التي تجعل من الإجهاد لاانعكاسياً (لاانعكاسيات) وهي تتضمن الاحتكاك، التمدد غير المحكوم، استخراج الفلزات، انتقال الحرارة عبر فرق محدود في درجات الحرارة، المقاومة الكهربائية، التفاعلات الكيميائية... الخ.

\* يسمى الإجهاد انعكاسياً واهلياً إذا لم يكن هناك أي لاانعكاسيات داخل المنظومة نفسها. ففي هكذا إجهاد تمر المنظومة في سلسلة من الأوضاع المتتالية وعند عكس الإجهاد تمر المنظومة في نفس هذه السلسلة من الأوضاع الأخرى.

\*\* يسمى الإجهاد انعكاسياً خارجياً إذا لم يكن هناك أي لاانعكاسيات خارج حدود المنظومة (بين المنظومة ومحيطها).

ستكون الطاقة اللازمة أقل ما يمكن عندما تكون المضخة الحرارية انعكاسية، يتم إيجاد معامل أداء المضخة الحرارية الانعكاسية العاملة بين درجتى حرارة ( $T_H = 21^\circ\text{C}$ ) و ( $T_L = -5^\circ\text{C}$ ) من المعادلة

$$\begin{aligned} \text{C.O.P.}_{\text{HP,rev}} &= \frac{1}{1 - (T_L / T_H)} \\ &= \frac{1}{1 - \left[ \frac{273 + (-5)}{273 + 21} \right]} = 11.3 \end{aligned}$$

وبالتالى يتم إيجاد القدرة المطلوبة من خلال تعريف معادل الأداء .

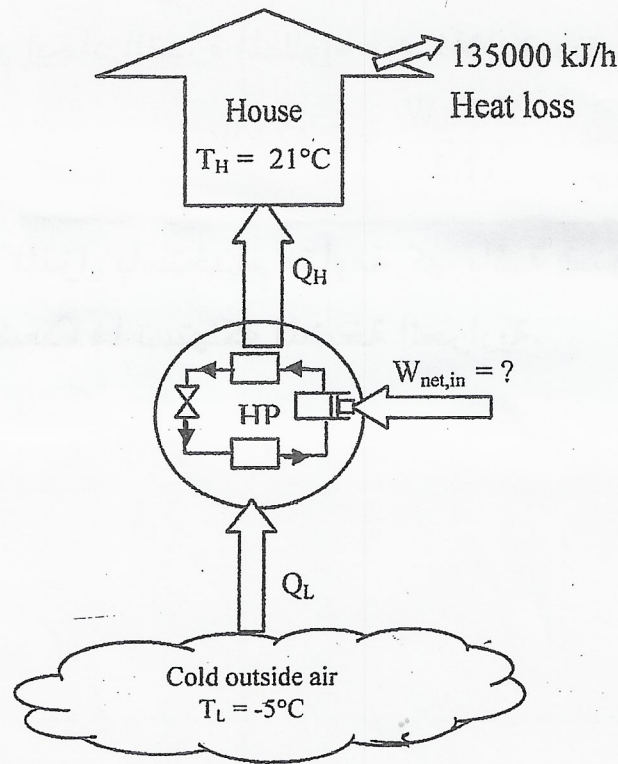
$$W_{\text{net, in}} = \frac{Q_H}{\text{COP}_{\text{HP}}} = \frac{37.5 \text{ kW}}{11.3} = 3.32 \text{ kW}$$

(26 - 1)

بما أن معامل أداء البراد موضوع السؤال أعلى من معامل أداء البراد الانعكاسي العامل بين نفس درجتي الحرارة. إذن يكون إدعاءه خاطئاً.

□ مثال (7-6)

يراد استخدام مضخة حرارية لتدفئة منزل في الشتاء كما في الشكل (6-17) بحيث يتم الحفاظ على المنزل عند  $(21^{\circ}\text{C})$  طوال الوقت وقد تبين أن المنزل يفقد الحرارة بمعدل  $(135000\text{kJ/h})$  عند درجة حرارة الجو الخارجي  $(-5^{\circ}\text{C})$ . أوجد أقل قدرة لازمة لتشغيل لمضخة الحرارية.



شكل (6-17)

الحل:

لكي يتم الحفاظ على المنزل عند درجة حرارة ثابتة طوال الوقت، يجب تزويد المنزل بنفس كمية الحرارة التي يفقدها. أي أنه يجب على المضخة الحرارية أن تطرد حرارة إلى المنزل (الخزان الساخن) بمعدل

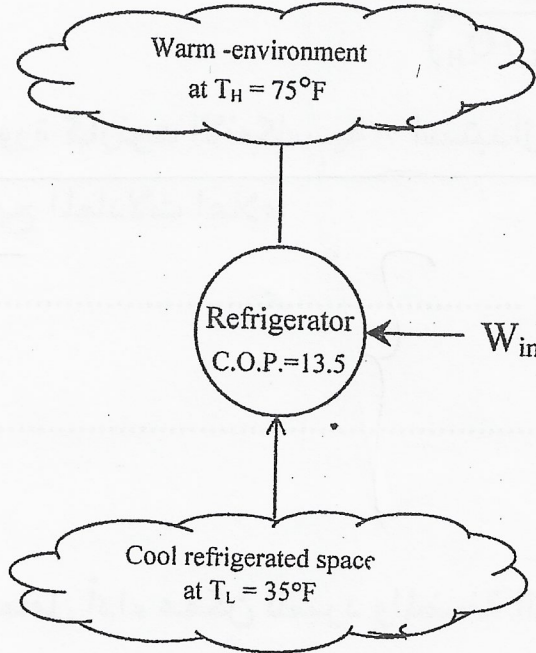
$$Q_H = 135000\text{kJ/h} = 37.5\text{ kW}$$

$$\left\{ 1\text{ kW} = 3600 \frac{\text{kJ}}{\text{h}} \right\}^*$$

ينخفض معامل الأداء بانخفاض  $(T_L)$ ، أي أنه يتطلب شغلاً أكثر لامتصاص نفس المقدار من الحرارة.

مثال

يدعي مخترع أنه طور براداً منزلياً يحافظ على درجة حرارة حيز التبريد عند  $(35^\circ\text{F})$  داخل غرفة حيث درجة الحرارة  $(75^\circ\text{F})$  ومعامل الأداء له  $(13.5)$  ما مدى صحة هذا الإدعاء؟



شكل (6-16)

الحل:

يمكن تقييم أداء هذا البراد شكل (6-16) من خلال مقارنته مع براد كارنوت أو أي براد انعكاسي آخر يعمل بين نفس درجتي الحرارة.

$$\begin{aligned} \text{C.O.P.}_{\text{Rmax}} = \text{C.O.P.}_{\text{R.rev}} &= \frac{1}{\left(\frac{T_H}{T_L}\right) - 1} \\ &= \frac{1}{\left[\frac{(297)}{(274.8)}\right] - 1} \\ &= 12.4 \end{aligned}$$

\* يتم تحويل درجات الحرارة من  $^\circ\text{F}$  إلى  $^\circ\text{K}$

$$\left\{ T_K = (T_F + 459.67) \left(\frac{5}{9}\right) \right\}$$

## 6-10) مبرد ومضخة كارنوت الحرارية

### (Carnot Refrigerator And Heat Pump)

وهي المبرد أو المضخة الحرارية التي تعمل حسب دورة كارنوت. معامل الأداء بشكل عام (انعكاسية أو لا انعكاسية) كما بينا سابقاً:-

$$C.O.P._R = \frac{1}{(Q_H/Q_L)-1}$$

$$C.O.P._{HP} = \frac{1}{1-(Q_L/Q_H)}$$

ويمكن - لدورة كارنوت الانعكاسية - استبدال  $(T_H)$  و  $(T_L)$  بدلاً من

$(Q_H)$ ،  $(Q_L)$  لتصبح المعادلات اعلاه:

$$C.O.P._R = \frac{1}{(T_H/T_L)-1}$$

$$C.O.P._{HP} = \frac{1}{1-\left(\frac{T_L}{T_H}\right)}$$

وهذا أعلى معامل أداء ممكن للمبرد والمضخة الحرارية العاملة بين  $(T_H)$

و  $(T_L)$ .

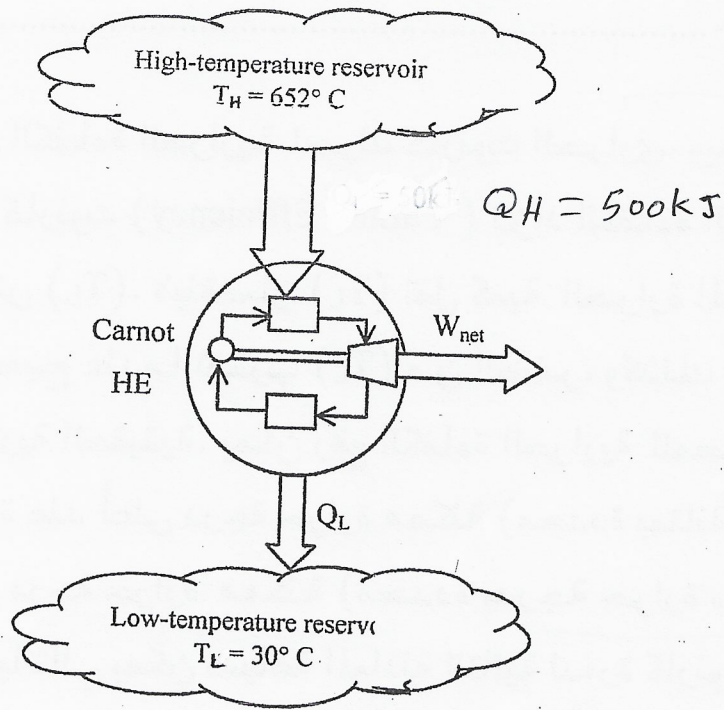
بينما يكون معامل الأداء للمبردات والمضخات الحرارية الحقيقية العاملة

بين نفس درجتي الحرارة أقل من هذه القيمة. ويمكن إجراء المقارنة التالية:

$$C.O.P._R \begin{cases} < C.O.P._{R,rev.} & \text{المبرد اللا انعكاسي} \\ = C.O.P._{R,rev.} & \text{المبرد الانعكاسي} \\ > C.O.P._{R,rev.} & \text{مبرد مستحيل} \end{cases}$$

ويمكن كذلك وضع مقارنة مشابهة للمضخات الحرارية ومن خلال

معادلات الكفاءة الحرارية ملاحظة ما يلي:



شكل (6-15) (6-15)

الحل:

أ) محرك كارنوت الحراري هو محرك انعكاسي وكفاءته الحرارية تعطي

بالمعادلة:

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

$$= 1 - \left[ \frac{(273+30)}{273+652} \right] = 0.672 = 67.2\%$$

ب) يتم بسهولة إيجاد كمية الحرارة المطرودة من المعادلة:

$$Q_L = \left( \frac{T_L}{T_H} \right) Q_H = \left( \frac{30+273\text{K}}{652+273\text{K}} \right) (500\text{kJ})$$

$$= 163.8 \text{ kJ}$$

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

وهذه هي الكفاءة الحرارية لمحرك كارنوت الحراري، ويشار إليها عادة على أنها كفاءة كارنوت (Carnot Efficiency) تزداد الكفاءة الحرارية بارتفاع  $(T_H)$  أو انخفاض  $(T_L)$ . فبتقصان  $(T_L)$  تقل كمية الحرارة المطرودة وتقترب  $(\eta)$  من الواحد الصحيح عندما تقترب  $(T_L)$  من الصفر، وكذلك الحال بالنسبة للمحركات الحرارية الحقيقية. يمكن رفع الكفاءة الحرارية للمحركات الحقيقية بتزويدها الحرارة عند أعلى درجة حرارة ممكنة (محددة بمتانة المعدن) وطرد حرارة عند أدنى درجة حرارة ممكنة (محددة بدرجة حرارة سائل التبريد أو الجو المحيط)، وبالتالي يمكن صياغة المعادلة التالية لدورة كارنوت فقط.

$$\left( \frac{Q_H}{Q_L} \right)_{rev} = \frac{T_H}{T_L}$$

ويمكن إجراء المقارنة التالية:

$$\eta_{th} \begin{cases} < \eta_{th,rev} & \text{محرك حراري لا انعكاسي} \\ = \eta_{th,rev} & \text{محرك حراري انعكاسي} \\ > \eta_{th,rev} & \text{محرك حراري مستحيل} \end{cases}$$

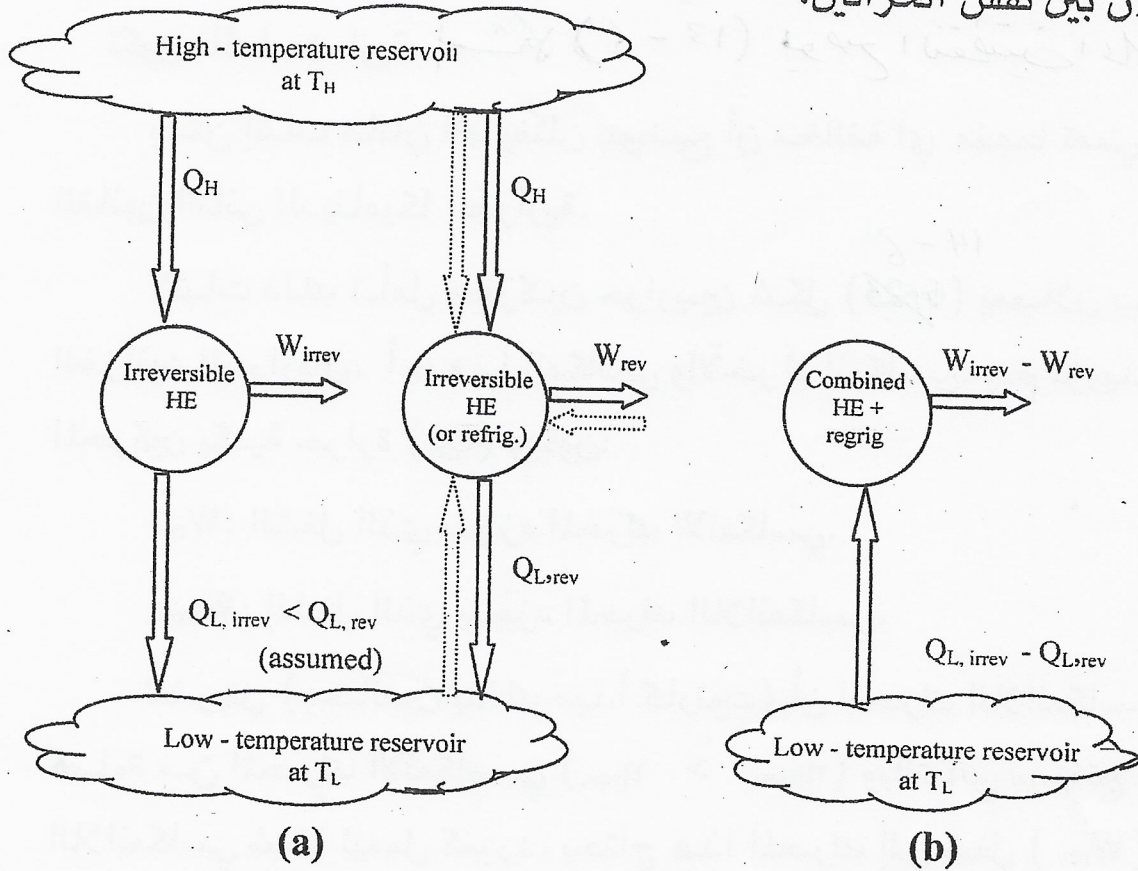
مثال

يتلقى محرك كارنوت حراري شكل (6-15)،  $(500\text{kJ})$  حرارة لكل دورة من مصدر حراري ساخن عند درجة حرارة  $(652^\circ\text{C})$ ، ويطرد الحرارة إلى بالوعة حرارية عند  $(30^\circ\text{C})$  أوجد:

(أ) الكفاءة الحرارية لمحرك كارنوت.

(ب) كمية الحرارة المطرودة لكل دورة.

اللاانعكاسي، بنفس النهج والمنطق أعلاه، سنحصل على محرك حراري ينتج شغلا صافيا ويتبادل الحرارة مع خزان حراري واحد، بما يخالف القانون الثاني، لذا يستنتج أنه لا يوجد محرك حراري أكثر كفاءة من الآخر ما داما يعملان بين نفس الخزانين.



شكل (6-14)

### محرك كارنوت الحراري (The Carnot heat Engine):

وهو المحرك النظري الذي يعمل حسب دورة كارنوت المثالية، والمعادلة التالية تعطي الكفاءة الحرارية لأي محرك حراري انعكاسي أو لا انعكاسي.

$$\eta_{th} = 1 - \frac{Q_L}{Q_H}$$

وللمحرك الحراري الانعكاسي يمكن استبدال  $(T_H)$  و  $(T_L)$  بدلا من

$(Q_H)$ ،  $(Q_L)$  لتصبح العلاقة:



1- تكون كفاءة المحرك الحراري اللانعكاسي دائماً أقل من كفاءة المحرك الحراري الانعكاسي الذي يعمل بين نفس الخزانين الحراريين (نفس حدود درجات الحرارة). الانعكاسية

2- كفاءة جميع المحركات الحرارية التي تعمل بين نفس الخزانين الحراريين تكون دائماً متساوية. شكل (6 - 13) يوضح النقطة أعلاه.

يمكن إثبات هاتان الصيغتان بتوضيح أن مخالفة أي منهما تعني مخالفة القانون الثاني للديناميكا الحرارية.

لإثبات ذلك تأمل محركين حراريين شكل (6-14) يعملان بين نفس الخزانين الحراريين، أحدهما انعكاسي والآخر لا انعكاسي، يتم تزويد كل من المحركين بكمية حرارة ( $Q_H$ ) ويكون:

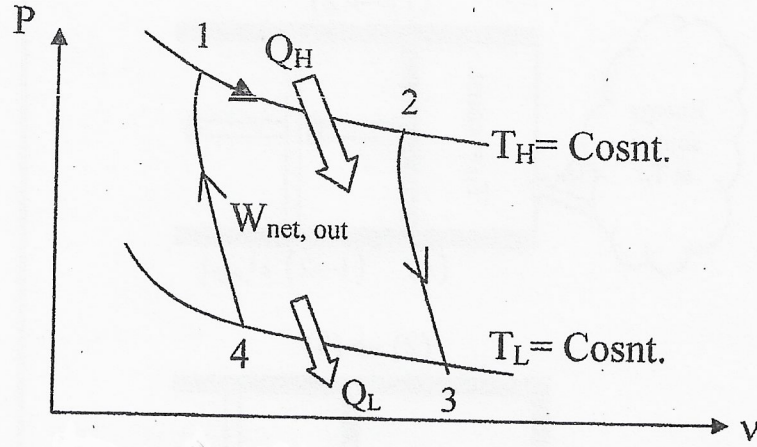
$W_{rev}$ : الشغل الذي ينجزه المحرك الانعكاسي.

$W_{irrev}$ : الشغل الذي ينجزه المحرك اللانعكاسي.

لنفرض (مخالفين بذلك مبدأ كارنوت) أن المحرك اللانعكاسي أعلى كفاءة من المحرك الانعكاسي ( $\eta_{irrev} > \eta_{rev}$ ) وبالتالي سينتج المحرك اللانعكاسي شغلاً ليعمل كمبرد، يحتاج هذا المحرك إلى شغل ( $W_{rev}$ ) ويطرد حرارة إلى الخزان الساخن بمقدار ( $Q_H$ ). بدلاً من طرد هذه الحرارة إلى الخزان الحراري الساخن سنزودها إلى المحرك الحراري اللانعكاسي مباشرة.

تأمل الآن البراد الانعكاسي والمحرك الحراري اللانعكاسي معاً كمجموعة واحدة، تستقبل حرارة من خزان حراري واحد وتنتج شغلاً صافياً مقداره ( $W_{irrev} - W_{rev}$ ) وهذا يتنافى مع صيغة كلفن - بلانك للقانون الثاني ويمكن إثبات المبدأ الثاني بنفس الطريقة.

تأمل هذه المرة أن يتم استبدال المحرك الحراري اللانعكاسي بمحرك حراري انعكاسي الذي سيكون أعلى كفاءة وينتج شغلاً أكثر من المحرك

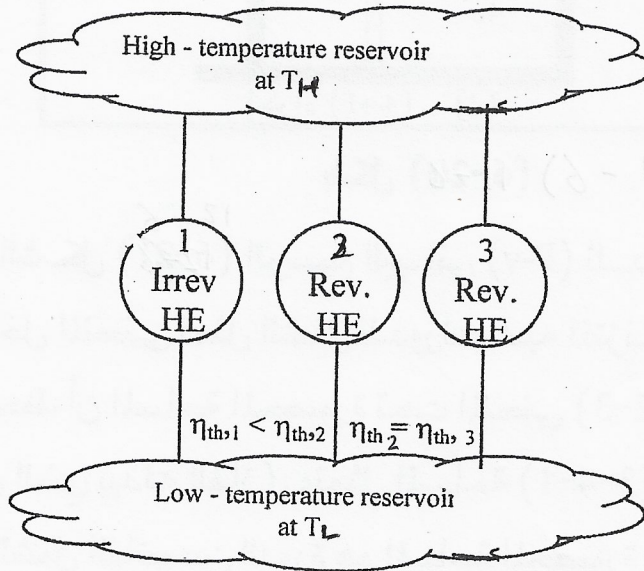


شكل (6-12)

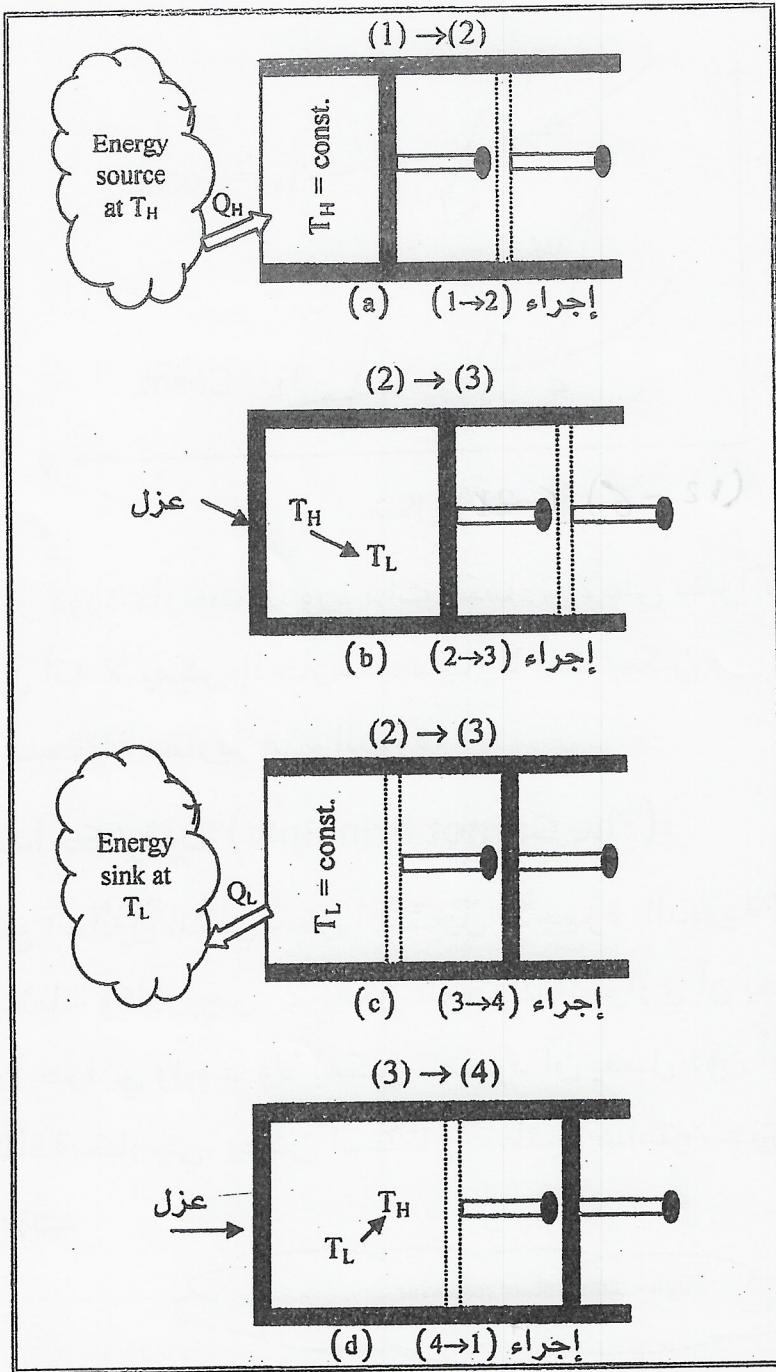
تعتبر دورة كارتوت الدورة ذات الكفاءة الأعلى نظراً لأنها انعكاسية، وعلى الرغم من أنه لا يمكن إنجازها عملياً إلا أنه يمكن تحسين كفاءة الدورات الحقيقية بمحاولة مقارنة هذه الدورة.

### مبدأ كارتوت (The Carnot Principle):

يضع القانون الثاني حدوداً لتشغيل الأجهزة الدورية كما يتضح من صيغ كلفن - بلانك وكلازيوس. لا يمكن للمحرك الحراري أن يعمل ويتبادل الحرارة مع خزان حراري واحد ولا يمكن للمبرد أن يعمل دون أن يستقبل شغل من مصدر طاقة خارجي. يمكن استنتاج نقطتين هامتين عن ذلك وهما تشكلاان مبدأ كارتوت.



شكل (6-13)



شكل (6-11) (11-11)

يبين الشكل (6-12) الرسم البياني (P-v) للدورة متذكّرين أن المساحة المحصورة داخل المنحنى تمثل الشغل للدورات شبه المتزنة (الانعكاسية داخليا) من الجدير بالملاحظ أن المساحة المحصورة تحت المنحنى (1-2-3) تمثل الشغل الناتج من الغاز (الشغل الذي يبذله الغاز)، وتمثل المساحة (3-4-1) الشغل المبذول على الغاز، ويكون صافي الشغل الناتج عن الدورة هو المساحة المحصورة داخل المنحنى (1-2-3-4).

الحرارة عند ( $T_H$ ) بامتصاص الحرارة من الخزان الساخن، ويكون إجراء انتقال الحرارة انعكاسياً لأن الإجراء يتم ببطيء ولا يحدث هناك فرق كبير في درجات الحرارة. وتكون كمية الحرارة المنقولة أثناء هذا الإجراء ( $Q_H$ ).

**(b) إجراء تمدد أديباتيكي انعكاسي (Reversible Adiabatic Expansion):**

الإجراء ( $2 \rightarrow 3$ ) شكل (b-6-11)، حيث تهبط درجة الحرارة من ( $T_H$ ) إلى ( $T_L$ ) عند الوضع (2) يتم إزالة الجسم الساخن الذي كان يتلامس مع الاسطوانة، ويستبدل بمادة عازلة بحيث يصبح التمدد أديباتيكيًا، يستمر الغاز بالتمدد بآدلا شغلا على المحيط إلى أن يصل إلى الوضع (3) وتهبط درجة حرارته إلى ( $T_L$ )، يفترض أن يكون المكبس عديم الاحتكاك و الإجراء شبه متزن، وبذلك يكون الإجراء أديباتيكيًا انعكاسياً.

**(c) انضغاط انعكاسي بثبات درجة الحرارة (Reversible Isothermal Compression):**

الإجراء ( $3 \rightarrow 4$ ) شكل (c-6-11)، (ثابت  $T_L$ ). يتم عند الوضع (3) إزالة العازل وتوضع الاسطوانة في وضع تلامس مع بالوعة حرارية عند درجة حرارة ( $T_L$ ). يتم الآن دفع المكبس بقوة خارجية بآدلا شغلا على الغاز، تميل درجة حرارة الغاز إلى الارتفاع أثناء الانضغاط ولكنها تبرد بعد ارتفاع بسيط ( $dT$ )، وتتدفق الحرارة من الغاز إلى البالوعة الحرارية وتبقى درجة الحرارة ثابتة عند ( $T_L$ ). وبما أن فارق درجة الحرارة بين الغاز والبالوعة لا يزيد عن المقدار التفاضلي ( $dT$ )، فيكون إجراء انتقال الحرارة انعكاسياً. ويستمر الإجراء إلى أن يصل المكبس إلى الوضع (4)، وتكون كمية الحرارة المطرودة من الغاز ( $Q_L$ ).

**(d) انضغاط اديباتيكي انعكاسي (Reversible Adiabatic Compression):**

الإجراء ( $4 \rightarrow 1$ ) شكل (d-6-11) حيث ترتفع درجة حرارة الغاز من ( $T_L$ ) إلى ( $T_H$ ) يتم عند الوضع (4) إزالة البالوعة الحرارية واستبدالها بالعازل ويُضغَط الغاز بطريقة اديباتيكية إلى أن يصل إلى الوضع (1) فترتفع درجة حرارته إلى ( $T_H$ ) وبذلك تكتمل الدورة.

## دورة كارنوت (The Carnot Cycle):

ذكرنا سابقاً أن المحركات الحرارية أجهزة دورية وأن مائع التشغيل يعود إلى وضعه الابتدائي بعد كل دورة، يتم خلال جزء من الدورة بذل شغل على مائع التشغيل ويبذل المائع شغلاً خلال جزء آخر من الدورة، ويكون صافي الشغل الناتج هو الفرق بين هذين الشغلين، تعتمد كفاءة المحرك الحراري على كيفية تنفيذ الإجراءات التي تتألف منها الدورة، يمكن بالتالي زيادة الشغل الناتج عن الدورة وبالتالي رفع كفاءة المحرك الحراري باستخدام الإجراءات الانعكاسية، نظراً لأن الدورات الانعكاسية هي الدورات ذات الكفاءة الأعلى، وأفضل دورة انعكاسية معروفة هي دورة كارنوت والمحرك الحراري الذي يعمل حسب هذه الدورة يسمى محرك كارنوت الحراري (Carnot Heat Engine).

تتألف دورة كارنوت الانعكاسية من أربع إجراءات انعكاسية (إجراءان بثبات درجة الحرارة وإجراءان أدياباتيكيان) ويمكن استخدامها في النظم المغلقة ونظم التدفق المستمر وهذه الإجراءات هي:

### (a) إجراء تمدد انعكاسي بثبات درجة الحرارة

#### : (Reversible Isothermal Expansion)

الإجراء (1→2) في الشكل (a-6-11) حيث (ثابت  $T_H$ )، تكون الاسطوانة بوضع تلامس مع خزان حراري ساخن درجة حرارته ( $T_H$ )، يسمح للغاز بالتمدد ببطيء منجزاً شغلاً على المحيط ويتم الحفاظ على ثبات درجة

الفصل السابع

الانتروبي

Entropy

الفصل السابع

— Entropy — الإنتروبي

(8-1)

---

---

## الانتروبي : Entropy

تعتبر متباينة كلابوزوس العنصر الاساسي لتعريف الانتروبي .  
لقد تم صياغة متباينة كلابوزوس لأول مرة منذ قبل العالم كلابوزوس  
ويتم التعبير عنها كما يلي :-

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

حيث تدل الاشارة  $\oint$  على التكامل الدوري .  
اي ان التكامل الدوري للاقتزان  $\left(\frac{\delta Q}{T}\right)$  يكون دائماً اقل او يساوي صفراً .  
ويسمى مفعول هذه المتباينة على جميع الدورات الانعكاسية واللاانعكاسية .  
ان اشارة التساوي تتعلق بالدورات الانعكاسية اما اشارة التباين  
تتعلق بالدورات اللاانعكاسية .  
ليكن نتخلص من اشارة التباين في علاقة كلابوزوس بتباينها كما يلي :-

$$S_{gen-cy} = - \oint \frac{\delta Q}{T}$$

حيث  $(S_{gen-cy})$  هي توليد الانتروبي المرتبط مع اي دورة والتي تعتبر  
مقياساً للانعكاسيات او العيوب التي تحدث اثناء الدورة .  
من الواضح ان توليد الانتروبي لا يمكن ان يكون سالباً . اما موجب  
للدورات اللاانعكاسية او صفراً للدورات الانعكاسية .



لقد اردتُ تَلازُماً انهُ التَّشَوُّفُ خاصيةٌ جَدِيدَةٌ اخْتَارَ ان يَسميَها الانتروبيا ويرمز لها بالرمز (S) وتُعرف كالتالي :-

$$ds = \left( \frac{\delta Q}{T} \right)_{int, rev} = \frac{dQ}{dT} \quad (kJ/k)$$

يُمكن ايجاد التغير في الانتروبيا لأي منظومة أثناء أي اجراء يتكامل المعادلة اعلاه بين الوضعتين الابتدائية والنهائية :-

$$\Delta S = S_2 - S_1 = \int_1^2 \left( \frac{\delta Q}{T} \right) \quad kJ/k$$

\* التغير في الانتروبيا ( $\Delta S$ ) بين أي وضعتين يكون هونفـه يقصـ انظر عند المسار الذي يتخذه الاجراء سواء كان انعكاسياً او لا انعكاسياً .

\* \* التغير في الانتروبيا يمكن ان يكون موجِباً او سالِباً اعتماداً على اتجاه انتقال الحرارة حيث يزداد انتروبيا المنظومة في حالة انتقال الحرارة إلى المنظومة ( تكون  $\Delta S$  موجِبـه ) وتُنقص الانتروبيا في حال انتقال الحرارة من المنظومة ( تكون  $\Delta S$  سالِبـه ) .

مثال ① حساب التغير في الانتروبي بسبب تغير الطور:

① اوجد التغير في الانتروبي لـ  $3 \times 10^2$  g من الجليد عندما تنصهر عند درجة حرارته  $327^\circ$  ع. عموماً بان الحرارة الكامنة للانصهار الجليدي  $2.45 \times 10^4 \frac{J}{kg}$ .

② على فرضنا استخدام نفس كمية الحرارة للانصهار جزرنا من قطعة من الثلج والتي تكونت أصلاً عند درجة حرارته المنخفضة وهي  $961^\circ$  ع. اوجد التغير في الانتروبي للثلج.

الحل (a) إيجاد الطاقة اللازمة للانصهار الجليدي:

$$Q = mL = (0.3 \text{ kg})(2.45 \times 10^4 \text{ J/kg}) = 7.35 \times 10^3 \text{ J}$$

تحويل درجة الحرارة المنخفضة إلى الكلفن:

$$T = T_c + 273 = 327 + 273 = 6 \times 10^2 \text{ K}$$

$$\therefore \Delta S = \frac{Q}{T} = \frac{7.35 \times 10^3 \text{ J}}{6 \times 10^2 \text{ K}} = 12.3 \text{ J/K}$$

③ سوف يتم استخدام نفس كمية الحرارة كما في الجزء (a) لكن الان في درجة حرارة أعلى.

$$Q = 7.35 \times 10^3 \text{ J}$$

$$T = T_c + 273 = 961 + 273$$

$$T = 1.234 \times 10^3 \text{ K}$$

$$\therefore \Delta S = \frac{Q}{T} = \frac{7.35 \times 10^3 \text{ J}}{1.234 \times 10^3} = 5.96 \text{ J/K}$$

مثال (2) - كتلة صخرية وزنها  $1 \times 10^5$  kg عند درجة حرارة  $293$  K  
تقط من ارتفاع  $125$  m في بحيرة كبيرة عند درجة حرارة  
 $293$  K أيضاً. على فرض ان كل الطاقة الميكانيكية لتلك الكتلة الصخرية  
يتم تحويلها الى طاقة حرارية يتم امتصاصها كلها من قبل البحيرة. احسب  
التغير في الإنتروبي للبحيرة.

① حسب الطاقة الكافية :-

$$P.E = mgh = (1 \times 10^5 \text{ kg})(9.8 \text{ m/s}^2)(125 \text{ m})$$

$$P.E = 1.23 \times 10^6 \text{ J}$$

هذه الطاقة الكافية تحول الى طاقة حرارية تمتصها البحيرة على شكل طاقة  
حرارية.

$$\Delta S = \frac{Q}{T} = \frac{1.23 \times 10^6 \text{ J}}{293 \text{ K}} = 4.2 \times 10^3 \text{ J/K}$$

مثال 3 قطعة من الثلج عند درجة حرارة (273 K) وضعت في تماس مع  
 حرارة مع مادية من البخار عند درجة حرارة (373 K)، حيث يتم تحويل  
 (25 g) من الثلج الى ماء عند درجة حرارة (273 K) بينما تتكثف بعض  
 البخار الى ماء عند درجة حرارة (373 K).

- (a) اوجد التغير في الانتروبي للثلج .  
 (b) اوجد التغير في الانتروبي للبخار .  
 (c) اوجد التغير في الانتروبي للفضاء المحيط .

الحل  
 (a) يتم استخدام الحرارة الكامنة لانصهار الجليد  $(L_f = 3.33 \times 10^5 \frac{J}{kg})$   
 لحساب الطاقة الحرارية اللازمة لانصهار (25 g) من الثلج .

$$Q_{ice} = mL_f = (0.025 \text{ kg})(3.33 \times 10^5 \frac{J}{kg}) = 8.33 \times 10^3 \text{ J}$$

$$\Delta S_{ice} = \frac{Q_{ice}}{T_{ice}} = \frac{8.33 \times 10^3 \text{ J}}{273 \text{ K}} = 30.5 \frac{J}{K}$$

(b) نفرض ان كمية الحرارة المفقودة من البخار هي نفس كمية الحرارة المكتسبة  
 من قبل الثلج .

$$\Delta S_{steam} = \frac{Q_{steam}}{T_{steam}} = \frac{-8.33 \times 10^3 \text{ J}}{373 \text{ K}} = -22.3 \frac{J}{K}$$

(c) لايجاد التغير في الانتروبي للفضاء الخارج من المحيط يتم جمع الكالتين  
 (a) و (b) .

$$\begin{aligned} \Delta S_{universe} &= \Delta S_{ice} + \Delta S_{steam} = 30.5 \frac{J}{K} - 22.3 \frac{J}{K} \\ &= +8.2 \frac{J}{K} \end{aligned}$$

لاحظ بأن الانتروبي للفضاء يزداد كما هو الحال لكل العمليات الطبيعية .

تقدير إنتروبي للغاز المثالي

$$ds = \int_1^2 \frac{dq}{T} \quad \text{العملية العكسية}$$

$$ds \geq \int_1^2 \frac{dq}{T} \quad \text{العملية غير عكسية}$$

$$ds \geq \int_1^2 \frac{dq}{T} \quad \text{المعادلة العامة}$$

بدعم القانون الأول للديفرينسيال مع القانون الثاني يمكن الحصول على:-

$$Tds = du + Pdv$$

$$du = c_u dT \quad , \quad \frac{P}{T} = \frac{R}{V} \quad \text{لدينا :-}$$

$$ds = c_u \frac{dT}{T} + \frac{R dv}{V}$$

$$s_2 - s_1 = \int_1^2 c_u \frac{dT}{T} + R \ln \left( \frac{V_2}{V_1} \right)$$

وعلى فرضه ان  $c_u$  ثابتة ،  $c_{u,av}$

$$s_2 - s_1 = c_{u,av} \ln \left( \frac{T_2}{T_1} \right) + R \ln \left( \frac{V_2}{V_1} \right)$$

يُمكن لنفس الطريقة إثباته ان للغاز المثالي :-

$$s_2 - s_1 = \int_1^2 c_{p,av} \frac{dT}{T} - R \ln \left( \frac{P_2}{P_1} \right)$$

وعلى فرقة ان  $c_p$  ثابتة  $c_{p,av}$

$$s_2 - s_1 = c_{p,av} \ln \left( \frac{T_2}{T_1} \right) - R \ln \left( \frac{P_2}{P_1} \right)$$

تسلياً إيجاد معادله تاليه للايه (Tds) عن طريق استخدام تعريف

الانثالبي (  $h = u + pv$  )

$$h = u + pv$$

بتفاضل معادله الانثالبي

$$dh = du + p dv + v dp \Rightarrow du = dh - p dv - v dp$$

من القانون الاول للديناميكا الحرارية

$$dq = du + p dv$$

$$T ds = du + p dv$$

$$T ds = (dh - p dv - v dp) + p dv$$

$$T ds = dh - v dp$$

$$ds = \frac{dh}{T} - \frac{v dp}{T}$$

الفصل الثامن

الطاقة الحرة

Free Energy



الفصل الثامن

---

الطاقة الحرة Free Energy

(5-1)

---

---

## الطاقة الحرة لـ (كيبس و هيلمهولتز)

### ملاحظات عامة:

- 1- الطاقة الحرة ل كيبس و هيلمهولتز هما دالتي حالة يمكن من خلالهما وصف او دراسة سلوك النظام في ظروف معينة.
- 2- من وجهة نظر عملية فان P و T يعتبران الخيار الافضل في الحسابات بسبب سهولة السيطرة عليهما وبالتالي قياسهما.
- 3- لنظام ثابت الضغط فان دالة الحالة الافضل هي (الطاقة الحرة لـ كيبس).
- 4- لنظام ثابت الحجم (ومتغير الضغط) فان دالة الحالة الافضل التي يمكن استخدامها هي (دالة هيلمهولتز).
- 5- من وجهة نظر اخرى فان V و T من السهولة دراستهما باستخدام الميكانيك الاحصائي.
- 6- في الواقع اي دالة حالة يمكن استخدامها لوصف اي نظام في حالة توازن ولكن لنظام معين فان بعض دوال الحالة تكون مناسبة اكثر من دوال الحالة الاخرى.

## الطاقة الحرة ل (كيبس) Gibbs Free Energy

### Gibbs Free Energy

$$G = H - TS = U + PV - TS$$

$$\Rightarrow dG = dU + PdV + VdP - TdS - SdT$$

From 1<sup>st</sup> law:

$$dU = TdS - PdV$$

Combine both:

$$\Rightarrow dG = VdP - SdT$$

$$G = G(P,T) \Rightarrow dG = (\partial G/\partial P)_T dP + (\partial G/\partial T)_P dT$$

Comparing the two equations we see that:

$$V = (\partial G/\partial P)_T \text{ and } S = -(\partial G/\partial T)_P$$

For isothermal-isobaric system the equilibrium state corresponds to the minimum of the Gibbs Free Energy ( $dG=0$ ).

- From  $G = H - TS$ , we see that low values of  $G$  are obtained with low values of  $H$  and high values of  $S$ .

## The Helmholtz Free Energy (هيلمهولتز) الطاقة الحرة ل

### The Helmholtz Free Energy

$$A = U - TS$$

$$\Rightarrow dA = dU - TdS - SdT$$

From 1<sup>st</sup> law:

$$dU = TdS - PdV$$

Combine both:

$$\Rightarrow dA = -PdV - SdT$$

$$A = A(V, T) \Rightarrow dA = (\partial A / \partial V)_T dV + (\partial A / \partial T)_V dT$$

Comparing the two equations we see that:

$$P = -(\partial A / \partial V)_T \text{ and } S = -(\partial A / \partial T)_V$$

At constant T and V the equilibrium state corresponds to the minimum of the Helmholtz Free Energy ( $dA=0$ ).

- From  $A = U - TS$ , we see that low values of A are obtained with low values of U and high values of S.

## Maxwell's Equations معادلات ماكسويل

ملاحظة: العلاقات الآتية هي (علاقات أساسية) يمكن استخدامها في اشتقاق معادلات ماكسويل :-

Also, we can obtain the following relations:

$$T = \left( \frac{\partial U}{\partial S} \right)_V = \left( \frac{\partial H}{\partial S} \right)_P \quad V = \left( \frac{\partial H}{\partial P} \right)_S = \left( \frac{\partial G}{\partial P} \right)_T$$

$$P = - \left( \frac{\partial U}{\partial V} \right)_S = - \left( \frac{\partial A}{\partial V} \right)_T \quad S = - \left( \frac{\partial A}{\partial T} \right)_V = - \left( \frac{\partial G}{\partial T} \right)_P$$

These fundamental relations can be used to derive Maxwell equations.

معادلات ماكسويل يمكن اشتقاقها باستخدام العلاقات الأساسية كما يلي :-

### Maxwell's Equations

$$T = \left( \frac{\partial U}{\partial S} \right)_V$$

$$P = - \left( \frac{\partial U}{\partial V} \right)_S$$

Since U is a state function, the order of differentiation for its second derivative does not matter:

$$\left( \frac{\partial}{\partial S} \left( \frac{\partial U}{\partial V} \right)_S \right)_V = \left( \frac{\partial}{\partial V} \left( \frac{\partial U}{\partial S} \right)_V \right)_S = \frac{\partial^2 U}{\partial S \partial V} = \frac{\partial^2 U}{\partial V \partial S}$$

Therefore, for a system with constant composition:

$$\left( \frac{\partial T}{\partial V} \right)_S = - \left( \frac{\partial P}{\partial S} \right)_V$$

And from other fundamental equations we have:

$$\left( \frac{\partial T}{\partial P} \right)_S = \left( \frac{\partial V}{\partial S} \right)_P \quad \left( \frac{\partial S}{\partial V} \right)_T = \left( \frac{\partial P}{\partial T} \right)_V \quad \left( \frac{\partial S}{\partial P} \right)_T = - \left( \frac{\partial V}{\partial T} \right)_P$$

### Maxwell's Equations: Example 1

Consider the dependence of the entropy of an ideal gas on the independent variables T and V:  $S = S(T, V)$

$$dS = \left( \frac{\partial S}{\partial T} \right)_V dT + \left( \frac{\partial S}{\partial V} \right)_T dV$$

For a reversible constant volume process  $TdS = \delta q_v = dU = C_v dT$  and

$$\left( \frac{\partial S}{\partial T} \right)_V = \frac{C_v}{T}$$

$$\frac{dS}{dT} = \frac{C_v}{T}$$

استیک لینفاصل  
با لینفاصل، گزینی

Using the following Maxwell equation  $\left( \frac{\partial S}{\partial V} \right)_T = \left( \frac{\partial P}{\partial T} \right)_V$

and the ideal gas law,  $PV = RT$ , which gives  $\left( \frac{\partial P}{\partial T} \right)_V = \frac{R}{V}$

$$dS = \frac{C_v}{T} dT + \frac{R}{V} dV$$

Integration between states 1 and 2 gives  $S_2 - S_1 = C_v \ln \frac{T_2}{T_1} + R \ln \frac{V_2}{V_1}$

## Maxwell Equations: Example 2

Recall that 
$$c_p - c_v = \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P \left(P + \left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_T\right)$$

While  $P$  and  $\left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P$  can be directly measured experimentally,  $\left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_T$  .....

- It would be useful to express this term through other variables.
- Differentiating the combined 1<sup>st</sup> and 2<sup>nd</sup> laws,  $dU = TdS - PdV$  by  $V$  at constant  $T$  we have

$$\left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_T = T\left(\frac{\partial S}{\partial V}\right)_T - P \qquad c_p - c_v = T\left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P \left(\frac{\partial S}{\partial V}\right)_T$$

Using Maxwell's equation: 
$$\left(\frac{\partial S}{\partial V}\right)_T = \left(\frac{\partial P}{\partial T}\right)_V$$

$c_p - c_v = T\left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P \left(\frac{\partial P}{\partial T}\right)_V$  this is valid for any system, we have not used any approximation.

## Maxwell Equations: Example 3

Considering  $V = V(P, T)$ : 
$$dV = \left(\frac{\partial V}{\partial P}\right)_T dP + \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P dT$$

and differentiating by  $T$  at constant  $V$  we have:

$$\left(\frac{\partial P}{\partial T}\right)_V = -\frac{(\partial V/\partial T)_P}{(\partial V/\partial P)_T} \qquad \downarrow \qquad 0 = \left(\frac{\partial V}{\partial P}\right)_T \left(\frac{\partial P}{\partial T}\right)_V + \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P \frac{\partial T}{\partial T} = 1$$

since  $c_p - c_v = T\left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P \left(\frac{\partial P}{\partial T}\right)_V \Rightarrow c_p - c_v = -T \frac{(\partial V/\partial T)_P^2}{(\partial V/\partial P)_T}$

$(\partial V/\partial T)_P$  and  $(\partial V/\partial P)_T$  are extensive properties

It would be more convenient to express  $c_p - c_v$  through **intensive properties**.

For isotropic materials we can define

$\frac{1}{V}\left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P = \beta$  coefficient of thermal expansion

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

$\Rightarrow c_p - c_v = TV \frac{\beta^2}{\kappa}$

$\beta$  is small for solids  
(e.g.  $1.7 \times 10^{-5} \text{ K}^{-1}$  for Cu,  $1.0 \times 10^{-6} \text{ K}^{-1}$  for diamond at  $T = 300 \text{ K}$ )

عوامل التوسع الحرارية

(5)

(5-1)

$$0 = \left(\frac{\partial V}{\partial P}\right)_T \left(\frac{\partial P}{\partial T}\right)_V + \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P \left(\frac{\partial T}{\partial T}\right)_P = 1$$

$$\left(\frac{\partial V}{\partial P}\right)_T \left(\frac{\partial P}{\partial T}\right)_V = -\left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P$$

# الفصل التاسع

## الإحصاء

الفصل الثاني

---

الاصول

(7-1)

---

---



# الفصل التاسع (الامضاء)

ملاحظات عامة

عدد الجسيمات الكلية للنظام  $N$

نظام			
$E_4$ طاقة $\epsilon_4$		$g_4 = 5$	$n_4$
$E_3$ طاقة $\epsilon_3$		$g_3 = 1$	$n_3$
$E_2$ طاقة $\epsilon_2$		$g_2 = 3$	$n_2$
$E_1$ طاقة $\epsilon_1$		$g_1 = 2$	$n_1$

① العدد الكلي للجسيمات في النظام يفرز له بالفرز  $N$ .

② النظام الواحد قد يحتوي على أكثر من مستوى طاقة ويرزله  $Z$ .

③ كل مستوى طاقة  $Z$  يحتوي على عدد جسيمات  $(n_Z)$  طاقتها  $(E_Z)$ .

④ كل مستوى طاقة ينحل الى عدة مستويات كيه ثانويه تسمى درجة الانحلال او درجة لانتحاء، ويرزلا بالفرز  $Z$  بحيث تتوزع الجسيمات  $n_Z$  على هذه المستويات الكيه الثانويه..

اولاً: امضاء فرمي - ديراك

وهو امضاء يفيق على الجسيمات غير المميزه وتسمى فرميون مثل الالكترونات والبوزترونات والبروتونات والميونز.

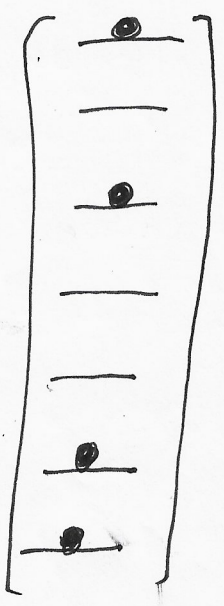
صفات جسيمات الفرميونات :-

- ① لها دوال موجيه مضادة للتماثل  $Antisymmetric$  Wave Functions
- ② تخضع لمبدأ باولي للاستبعاد لذلك لا يمكن لالكتر من جسيم ان يشغل نفس المستوى الكمي.

③ لها حركة مفصلة انصاف اعداد ضمنية فردية من اقلية  $h$

④ في حالة جسيمات الفرميون فان كل مستوى كمي اما ان يملأ بجسم واحد فقط او ان يهوى فارغاً.

الشكل المجاور يمثل اربعة فرميونات ( $n_z = 4$ ) موزيه بترتيب واحد في المستوى  $z$  الذي درجه انزاله ( $g_z = 7$ ).



$z^{th}$  Energy level  $E_z$   
 $g_z = 7$   
 $n_z = 4$

وهو توزيع واحد مسوح به .  
 وهناك توزيعات اخرى مسومه ايضاً .

ولاحاد عدد لتوزيعات المسوح بها المستوى طاقة  $z^{th}$  يمكن ان

{ اربعة من جسيمات الفرميون موزيه على سبع من المستويات الكمية المتساويه للطاقة  $E_z$  }

نطبق العلاقه التاليه :-

$$W_{F.D}(z) = \frac{g_z!}{n_z! (g_z - n_z)!}$$

وفي حالة وجود عدة مستويات من الطاقة ( $z$ ) في النظام فان لعدد الكلي للحالات المجرده المسومه هو حاصل ضرب العلاقه اعلاه لكل مستويات الطاقة :-

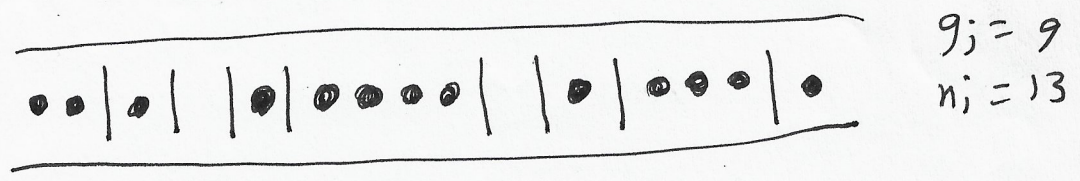
② 
$$\Omega_{F.D} = \prod_{z=1}^n \frac{g_z!}{n_z! (g_z - n_z)!} = \prod_{z=1}^n W_{F.D}(z)$$

ثانياً : امضاء بوز - انيتين

وحو امضاء يطبق على الجسيمات غير الممزوجة وتسمى بوزون، مثل الفوتونات والفونونات.

صفات جسيمات البوزون :-

- ① لا دوال موجية متماثلة (symmetric wave functions)
  - ② لا تخضع لمبدأ باولي للإسبعاد.
  - ③ الحركة المخرلية لها تأخذ أعداد صحيحة من القيمة  $h$ .
  - ④ يمكن لأي عدد من الجسيمات ان يشغل نفس المستوى الكمي.
- الشكل المجاور يمثل ترتيب مسوح لعدد  $(n_z = 13)$  من جسيمات البوزون موزعة على تسعة من المستويات الكمية المتساوية الطاقة  $(g_z = 9)$ .



ولإيجاد عدد الحالات المخرية الكمية المسوح بها لكل مستوى طاقة  $z$  نستخدم العلاقة :-

$$W_{B.E.}(z) = \frac{(n_z + g_z - 1)!}{n_z! (g_z - 1)!}$$

وفي حالة وجود عدة مستويات من الطاقة  $(z)$  فان العدد الكلي للحالات المخرية المسوحه هو حاصل ضرب العلاقة اعلاه لكل مستويات الطاقة  $z$  :-

$$\textcircled{3} \quad \Omega_{B.E.} = \prod_{z=1}^n \frac{(n_z + g_z - 1)!}{n_z! (g_z - 1)!} = \prod_{z=1}^n W_{B.E.}(z)$$

مثال: نظام يتكون من ثلاث جسيمات ( $N=3$ ) ومتوزعين للطاقه  $\epsilon_1$  و  $\epsilon_2$  بطاقتين  $\epsilon_1$  و  $\epsilon_2$  على التوالي. حيث  $\epsilon_1 < \epsilon_2$ .

المستوى الاول  $n_1=2$  و  $g_1=2$  ويتبع بحمين  
 والمستوى الثاني  $n_2=1$  و  $g_2=1$  ويتبع بحمين  
 ويتبع بحمين واحد  $(n_2=1)$ . كما في الشكل

نظام عدد الجسيمات الكلية  $N=3$

$n_2=1, g_2=1$  —  $\epsilon_2, j_2$

$n_1=2, g_1=2$  —  $\epsilon_1, j_1$

احسب الحالات المجرية الكلية  $\Omega$  لاهصائي بوز-اينشتاين وفيرمي-ديراك.

① بوز-اينشتاين

a)  $n_1=2, g_1=2$ : المستوى  $j_1$

$$W_{B.E.}(j) = \frac{(n_j + g_j - 1)!}{n_j! (g_j - 1)!}$$

$$W_{B.E.}(1) = \frac{(2+2-1)!}{2! (2-1)!} = \frac{3!}{2! (1)!} = \boxed{3}$$

b)  $n_2=1, g_2=1$ : المستوى  $j_2$

$$W_{B.E.}(2) = \frac{(1+1-1)!}{1! (1-1)!} = \frac{1!}{1! (0)!} = \boxed{1}$$

الحالات المجرية الكلية =  $\Omega_{B.E.} = \prod_{j=1}^2 W_{B.E.}(j) = 3 \times 1 = \boxed{3}$

② قیرمیں - دیراک

5/

①  $n_1 = 2$  ،  $g_1 = 2$  : المستوی  $j_1$

$$W_{F.D.}(j) = \frac{g_j!}{n_j! (g_j - n_j)!}$$

$$W_{F.D.}(1) = \frac{2!}{2! (2-2)!} = \boxed{1}$$

②  $n_2 = 1$  ،  $g_2 = 1$  : المستوی  $j_2$

$$W_{F.D.}(2) = \frac{1!}{1! (1-1)!} = \boxed{1}$$

المحالات المجموعه  
انکلیه المجموعه

$$\Omega_{F.D.} = \prod_{j=1}^2 W_{F.D.}(j) = 1 \times 1 = \boxed{1}$$

# اهضاء ماكسويل - بولتزمان

ملاحظات:

- ① الجسيمات مميزة
- ② الدالة الموجية متماثلة وغير متماثلة
- ③ مستويات الطاقة يمكن ان تأخذ اي عدد من الجسيمات.

في اهضاء ماكسويل - بولتزمان الحالات المجموعه للمستوى  $j$  تعطى بالعلاقة :-

$$W_{M.B.}(j) = \frac{g_j^{n_j}}{n_j!}$$

ولعدة مستويات من النظام

$$\Omega_{M.B.} = N! \prod_{j=1}^n W_{M.B.}(j) = N! \prod_{j=1}^n \frac{g_j^{n_j}}{n_j!}$$

احسب  $\Omega_{M.B}$  للمثال السابق.

الحل

(a)  $n_1 = 2, g_1 = 2$  المستوى 1

$$W_{M.B.}(1) = \frac{2^2}{2!} = \frac{4}{2} = \boxed{2}$$

(b)  $n_2 = 1, g_2 = 1$  المستوى 2

$$W_{M.B.}(2) = \frac{1^1}{1!} = \boxed{1}$$

∴  $\Omega_{M.B.} = 3! [2 \times 1] = \boxed{12}$

⑥

مثال: نظام يتكون من 5 جسيمات ( $N=5$ ) ومعتومين

للطاقه  $\epsilon_1$  و  $\epsilon_2$  ، حيث  $\epsilon_2 < \epsilon_1$  . فاذا كان

المعتوم الاول  $\epsilon_1$  ثلاثي ~~الاجلال~~  $(g_1=3)$

ويتبع ثلاث جسيمات ( $n_1=3$ ) ، وان المعتوم

الثاني  $\epsilon_2$  ثنائي الاجلال  $(g_2=2)$  ويتبع بحسب

$(n_2=2)$  . على فرض ان جسيمات النظام توضع لاجزاء

بوز - ايتساين . اجب عدد الحالات المجرية الممكنة

المعتوم  $\Omega_{B.E}$

$$w_{B.E.}(j) = \frac{(n_j + g_j - 1)!}{n_j! (g_j - 1)!}$$

المعتوم الاول  $w_{B.E.}(1) = \frac{(n_1 + g_1 - 1)!}{n_1! (g_1 - 1)!} = \frac{(3 + 3 - 1)!}{3! (3 - 1)!}$  الحل

$$= \frac{5!}{(6)(2)} = \frac{120}{12} = \boxed{10}$$

المعتوم الثاني  $w_{B.E.}(2) = \frac{(n_2 + g_2 - 1)!}{n_2! (g_2 - 1)!} = \frac{(2 + 2 - 1)!}{2! (2 - 1)!}$

$$= \frac{3!}{(2)(1)} = \frac{6}{2} = \boxed{3}$$

$$\Omega_{B.E} = \prod_{j=1}^2 w_{B.E.}(j) = 10 \times 3 = \boxed{30}$$

واجب

7 : اعدد المثال للاصنافي قديمي - ديرك وماكسويل - بولتزمان .

# الفصل العاشر

## درجات الحرارة الواطئة



الفصل العاشر

درجات الحرارة الواضحة

( 1 - 13 )

~~درجات الحرارة الواضحة~~

~~درجات الحرارة الواضحة~~

~~درجات الحرارة الواضحة~~

~~درجات الحرارة الواضحة~~

~~درجات الحرارة الواضحة~~

~~2018 2019~~

~~درجات الحرارة الواضحة~~

10/18/19

10/18/19

(13-1)

~~10/18/19~~

10/18/19

(1-11)

||

10/18/19

10/18/19

2018-2019

\_\_\_\_\_

# الفصل العاشر

## درجات الحرارة الواطئة

### ١ - الحصول على درجات الحرارة الواطئة

ان جميع الغازات تبرّد عند تمددها ، وتجري التجارب في الدرجات الواطئة اعتيادياً باستعمال الغازات المسيلة كمبرّدات ، وهذه هي احدى طرق الحصول على الدرجات الحرارية الواطئة . والبديل الآخر هو استعمال ماكينة التبريد التي بإمكانها تبريد الاجهزة الى درجات قليلة فوق درجة الصفر المطلق ولكنها غالية الثمن بعض الشيء . ويبين الجدول رقم (1) درجات الغليان لبعض سوائل التبريد الشائع استعمالها في تجارب الدرجات الواطئة حيث يمكن خفض درجة غليان اي سائل بتقليل الضغط المسلط على سطح ذلك السائل . ولكن تحت درجة معينة (وهي دجة الانجماد) فإن جميع السوائل ، عدا سائل الهليوم ، تصبح صلبة ومنع ذلك فإن الصلب يمكن تبريده الى درجة اكثر من درجة الانجماد بتخفيض الضغط على سطحه .

من الشائع استعمال الهيدروجين للحصول على درجات حرارة منخفضة تصل الى (6K) وذلك بتبخير سائل الهيدروجين تحت ضغط واطيء . ولكن من مضار استعمال الهيدروجين هو خطر الحريق او الانفجار ولذلك يفضل تجنب استعماله الا بحذر شديد . على اي حال ، للهليوم درجة غليان اقل من درجة غليان سائل الهيدروجين ولذلك يمكن تغطية مجال اكبر من درجات الحرارة . اصبح الاسلوب الاعتيادي للحصول على درجات الحرارة الواطئة في الوقت الحاضر هو تسيل الهليوم بكميات كبيرة بواسطة مسيلات مركزية ثم يحفظ السائل في دوارق خاصة ثم تنقل هذه الدوارق الى مكان اجراء التجارب . ومن غير الشائع وجود مسيلات الهليوم مربوطة الى الاجهزة العلمية او المخبرية . وتتكون هذه الدوارق من دورقين معدنيين احدهما في داخل الآخر . والدورق الداخلي H يحتوي سائل الهليوم والخارجي N يحتوي على سائل النيتروجين لتقليل تسرب الحرارة الى الدورق الداخلي .

ان المنظومة التي تجرى فيها تجارب الدرجات الواطئة تسمى منظومة التبريد (cryostat). ويتباين تركيب منظومات التبريد حسب نوع التجربة والقيم المطلوبة من الدرجات الحرارية الواطئة ولكن العامل المشترك هو تجنب اقل ما يمكن من التسرب الحراري. ومن ابسط الكرايوستات هي التي تتكون من دورقين زجاجيين خارجي يحتوي على سائل النيتروجين والداخلي على سائل الهليوم وجهاز التجربة يكون مغمور في السائل.

جدول رقم (1 - 9)

درجة الغليان التقريبية ( $^{\circ}\text{K}$ ) لسوائل التبريد المستعملة

الهليوم	الهيدروجين	النيون	التروجين	الهواء	الاوكسجين
4.2	20	27	77	80	95



## 9 - 4 التبريد بازالة المغنطة للمواد البارامغناطيسية بدون تبادل حراري (Adiabatic Demagnetization)

ان الصفات المغناطيسية لبعض البلورات الوحيدة استخدمت للوصول الى درجات حرارة اكثر انخفاضاً من الدرجات التي يمكن الحصول عليها بأية طريقة اخرى. وقد تصل الدرجات التي يمكن الحصول عليها بواسطة الصفات المغناطيسية للاملاح البارامغناطيسية (paramagnetic salt) الى درجات اقل من 1 K. ان هذه الاملاح تمتاز بكبر قيمة ثابت كيوري لها في قانون كيوري .

$$M = C \left( \frac{H}{T} \right)$$

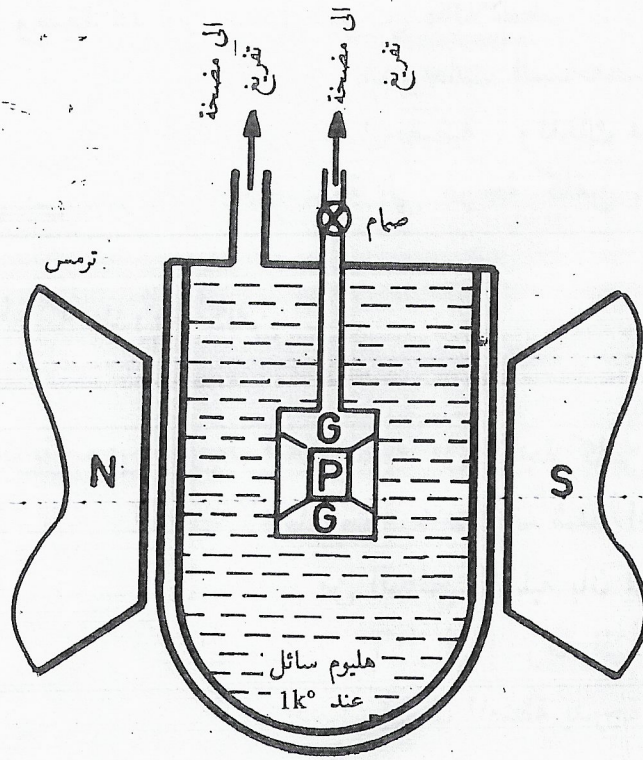
حيث M : المغنطة و C : ثابت كيوري للمادة.  
H : المجال المغناطيسي.

ان اسلوب استعمال هذه الاملاح في التبريد يتم على النحو التالي :  
توضع المادة في دورق زجاجي محاط بغاز الهليوم ومغمور في سائل الهليوم الموجود في وعاء مفرغ الجدران ومغمور في سائل النتروجين كما موضح في الشكل (16) ثم تنقل وحدة التبريد الى الداخل بين قطبي المغناطيس . وبهذا الاسلوب يزداد المجال المغناطيسي ولكن درجة حرارة الاملاح تبقى ثابتة حيث تنتقل الحرارة من المادة الى سائل الهليوم عن طريق غاز الهليوم ويسمى هذا الاسلوب بالمغنطة الايزوثرمية كما موضح في الشكل (17).

وبعد ذلك يتم عزل المادة حرارياً عن سائل الهليوم بطريقة التفريغ العالي لغاز الهليوم المحيط بالمادة والذي يعمل كوسط حراري . تسحب بعد ذلك منظومة التبريد من المجال المغناطيسي وبذلك تنخفض درجة الحرارة للمادة وتسمى هذه العملية بازالة المغنطة بدون تبادل حراري (Adiabatic demagnetization).







شكل (16-9)

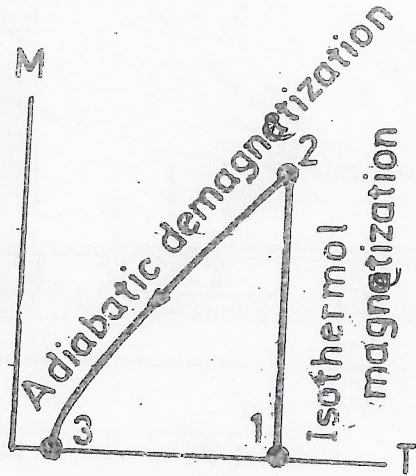
الشكل يبين جهاز التبريد بطريقة إزالة المغنطة أدياباتيكيا. P مادة بارامغناطيسية الفضاء G به غاز هليوم أو مفرغ.

ويمكن تفسير هذه الظاهرة بانثروبي (Entropy) كما موضح بالشكل (16) حيث ان تغير المجال المغناطيسي بثبوت درجة الحرارة عندما يكون الوسط الحراري موجود يسمى المغنطة بدرجة حرارة ثابتة. (Isothermal magnetization) بينما يتم ازالة المغنطة بدون تبادل حراري كأى عملية ادياباتيكية تحدث بثبوت الانثروبي. ولذا يتضح من الشكل (17) انه مهما تكن الدرجة الابتدائية للمادة منخفضة فان الدرجة النهائية لازالة المغنطة الادياباتيكية تكون اوطأ اي بمعنى ان النقطة 3 في الشكل (17) هي دائماً اوطأ من النقطة

1

الا

(6)



شكل (١٧ - ٩)  
 الاجراء الايسوثيرم من ثم الاجراء الادياباتيكي يؤدي الى خفض درجة الحرارة  
 في الاملاح البارامغناطيسية



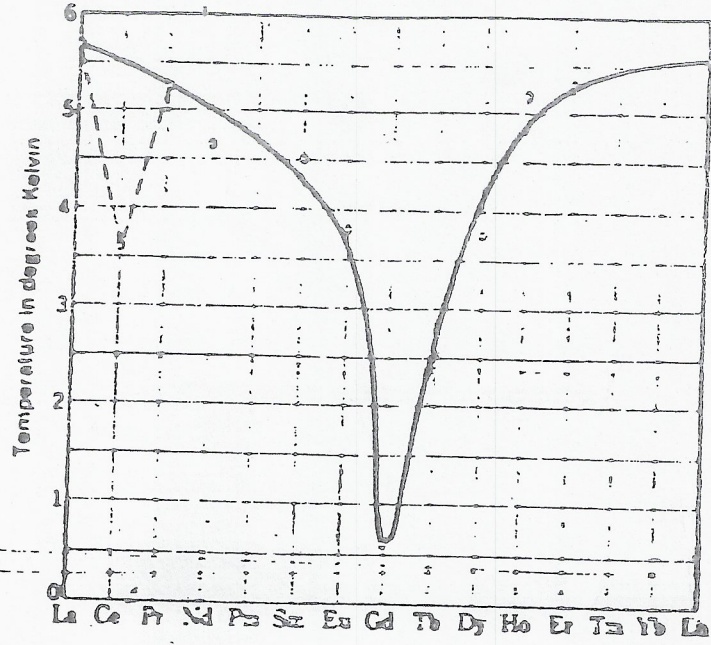
## 7-9 التوصيل الفائق

(Superconductivity)

التوصيل الفائق هو فقدان الكلي (انعدام) للمقاومة الكهربائية في درجات الحرارة الواطئة التي تقع بين 20K ودرجة الصفر المطلق. ونتيجة لهذه الظاهرة فان التيار في حلقة معدنية ذات توصيل فائق يستمر بدون فقدان الى الابد. وتم استغلال هذه الظاهرة في صنع مغناطيس التوصيل الفائق (Superconducting magnet). الذي يمتاز بامكانية لانتاج مجال مغناطيسي كبير لا يمكن توفيرها بالمغانط الكلاسيكية. اضافة الى صغر حجمه وكلفته الزهيدة.

ظاهرة التوصيل الفائق وجدت في حوالي 23 عنصراً وعدة سبائك ومئات من المركبات والانتقال الى التوصيل الفائق في المعادن النقية يتم في حوالي 0.01 درجة كلفن ، ولذا فان الدرجة الثابتة  $T_c$  توغز الى الانتقال. اما في السبائك والمركبات فقد تحتاج الى عدة درجات لتغطي الانتقال من مقاومة اعتيادية الى مقاومة صفرية. وفي هذه الحالة فان درجة الحرارة التي تنخفض فيها قيمة المقاومة للنصف تعتبر هي درجة الانتقال. ان قيم درجة الانتقال  $T_c$  لبعض الموصلات الفائقة التوصيل تختلف باختلاف نوع المادة كما موضحة في الشكل (24).

من اهم المؤثرات الخارجية التي تستطيع تحويل حالة المادة من فائق التوصيل الى الحالة الطبيعية هو المجال المغناطيسي ذو القيمة المناسبة. ويمكن



شكل (9-24)

تغير درجة الانتقال الى فائض التوصيل مع اختلاف المواد

(9)

ان يكون المجال المغناطيسي المتولد من مرور تيار عالي في السلك ذاته ذي التوصيل الفائق اذا كان بصورة ملف كافيا لتوليد المجال اللازم وتعتمد قيمة المجال المغناطيسي اللازم لتحويل المادة على الشوائب الموجودة في المادة والاجهاد وشكل المادة ودرجة الحرارة

ومن تطبيقات هذه الظاهرة هي المفتاح الحراري الذي يتكون من سلك يربط بين نقطتين ومحاط بملف . وبذلك فان حالة التوصيل تتبدل حسب المجال المغناطيسي الموجود في الملف وهذه هي فكرة المفتاح الحراري الذي يكون من موصل حراري في الحالة الطبيعية وعازل حراري في حالة التوصيل الفائق كما هو موضح في الشكل (26 - 9) .

من الظواهر الغريبة للانتقال الى التوصيل الفائق هي عدم تغير بعض الصفات وثبوت البعض الآخر خلال الانتقال . ومن هذه الصفات التي لا تتغير خلال الانتقال هي :

اولا : مخطط اشعة اكس تبقى متطابقة ويدل ذلك على عدم وجود تغير في الشبكة البلورية (Crystal lattice) .

ثانيا : انعكاس الأشعة الضوئية وتحت الحمراء .

ثالثا : صفات الامتصاص النيوتروني والكهروضوئي لا تتغير .

رابعا : الحرارة الكامنة والحجم لا يتغيران خلال الانتقال عند انعدام المجال المغناطيسي مما يدل على تحول من الدرجة الثانية . وبوجود المجال المغناطيسي ، فالحرارة تمتص خلال الانتقال من التوصيل الفائق الى الحالة الطبيعية .

اما الصفات التي تتغير بصورة فجائية او تدريجية خلال الانتقال فهي :

اولا : الحرارة النوعية تزداد فجائيا عندما تصبح المادة فائضة التوصيل . كما موضح في الشكل (27 - 9) .

ثانيا : كل الظواهر الكهروحرارية تنتهي عندما تصبح المادة فائق

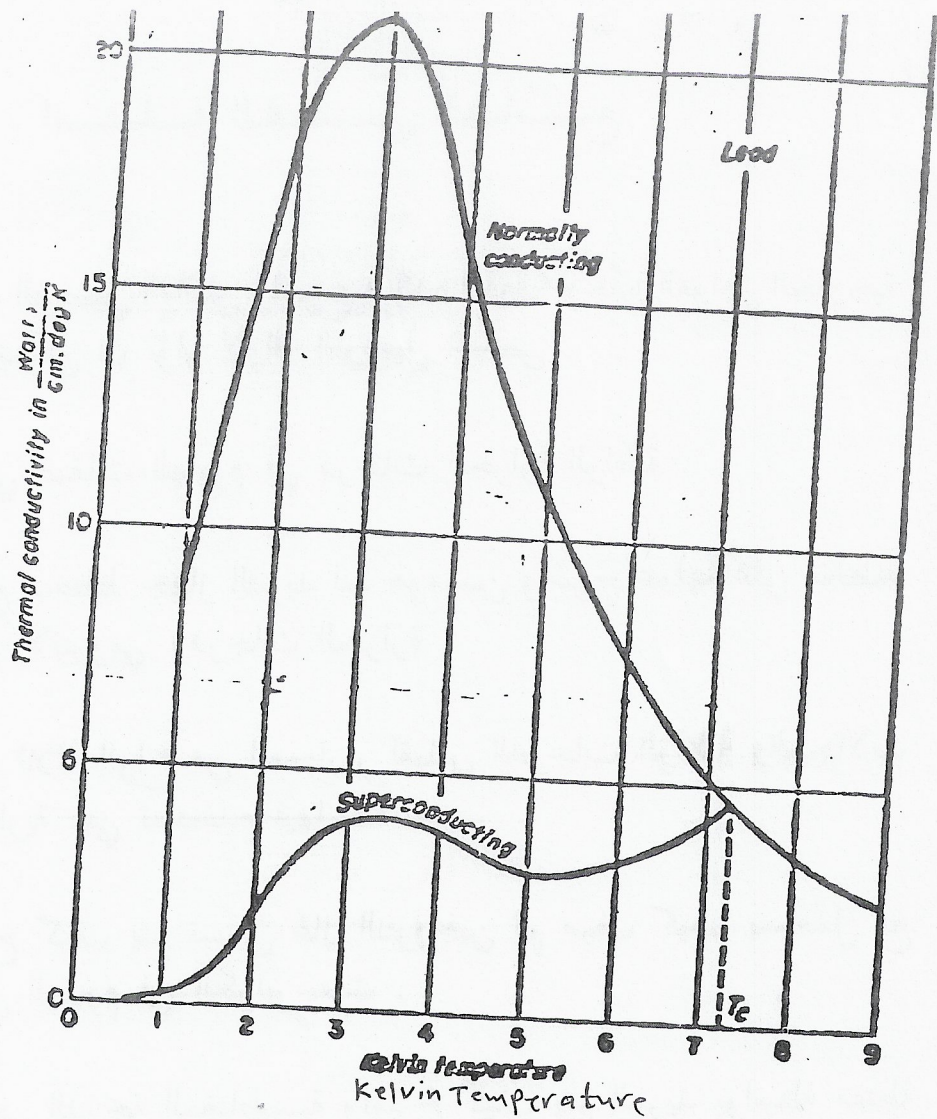
التوصيل .

ثالثاً : التوصيل الحراري في المواد النقية يهبط فجأة عند الانتقال الى حالة التوصيل الفائض في حالة وجود مجال مغناطيسي .

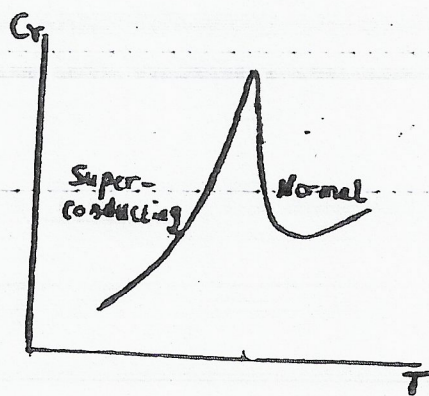
رابعاً : المقاومة الكهربائية النقية تهبط الى الصفر فجأة . ولكن للسبائك فان التغير في بعض الحالات يمتد على مدى من الدرجات الحرارية .

خامساً : النفاذية المغناطيسية تهبط الى الصفر في المعادن النقية . ولكن في السبائك يؤدي تركيز المجال الموضعي في بعض الأحيان الى عدم انعدام النفاذية المغناطيسية .





شكل (9-26) التوصيل الحراري لمادة الرصاص في حالة التوصيل الاعتيادي والتوصيل الفائض



شكل (9-27) تغير الحرارة النوعية مع درجات الحرارة للمواد الفائضة التوصيل

## اسئلة الفصل التاسع

- 1 - عرّف التوصيل الفائض وشرح فوائده العملية وحدد العوامل الخارجية التي يمكن ان تؤثر لازالة التوصيل الفائض .
- 2 - ما هي صفات الهليوم في درجات الحرارة الواطئة .
- 3 - وضّح مخطط جهاز التبريد لند هومبسن وشرح عملها على مخطط دورة الانتروبي ودرجات الحرارة .
- 4 - حدّد ثلاثة انواع من المحارير لقياس الدرجات الواطئة والمجالات الحرارية التي تستخدم فيها .
- 5 - اشرح كيف يتم تسييل غاز النتروجين ثم صيف كيف يستعمل مع سائل الهليوم في الكرايوستات .
- 6 - ما هي الدرجة المغناطيسية وشرح كيف يتم التبريد بواسطة مغنطة المواد البارامغناطيسية .