

جامعة الأنبار
كلية التربية
قسم الفيزياء
المرحلة: الأولى
الدراسة الصباحية
المادة: الحرارة وخواص المادة

الفصل الثاني

الحرارة وتأثيراتها: Heat and Its Effects

الحرارة وتأثيراتها: Heat and its Effects

إن عملية رفع درجة حرارة المادة يعني تزويدها بالطاقة الحرارية، أما عملية خفض درجة حرارة المادة فتعني سحب مقدار من الطاقة الحرارية. إن كمية الطاقة التي يجب تجهيزها أو سحبها من المادة تعتمد على عدة عوامل منها:

1. كتلة المادة.

2. مقدار الارتفاع أو الانخفاض (مقدار التغير) في درجة حرارة المادة.

3. الحرارة النوعية للمادة.

أما في عمليات الغليان والانصهار والتسامي التي تمر بها المواد، فإن كمية من الطاقة الحرارية سوف تمتص من دون أن تسبب أية زيادة في درجة حرارة المادة. وفي حالة عمليات التكاثف والانجماد فإن مقداراً من الطاقة الحرارية سوف يتحرر مع بقاء درجة حرارة المادة ثابتة. ومن خلال دراسة عمليات التسخين والتبريد والعمليات التي تمر بها المادة كالغليان والانصهار والتكاثف والتسامي والانجماد يمكن استنتاج بعض النقاط المهمة:

1. تقوم الطاقة الحرارية المزودة للمادة بزيادة الطاقة الحركية أو الاهتزازية لذرات أو جزيئات المادة مما يؤدي إلى رفع درجة حرارتها، والعكس صحيح. مع ملاحظة أن المادة تبقى محافظة على حالتها سواء كانت صلبة أم سائلة أم غازية.

2. إن امتصاص أو تحرير الطاقة الحرارية خلال عمليات الغليان والانصهار والتسامي والتكاثف والانجماد لا يؤدي إلى زيادة أو خفض درجة حرارة المادة، بل أن درجة الحرارة تبقى ثابتة طيلة فترة عملية التحول في حالة المادة. إن الطاقة الحرارية التي تمتصها المادة تستخدم في تليين أو تكسر الأواصر التي تربط بين ذرات أو جزيئات المادة. ويحدث العكس عند تكوين وبناء هذه الأواصر.

كمية الحرارة (Q): Quantity Heat

باستخدام قانون حفظ الطاقة يمكن تحديد كمية الحرارة (Q) التي تكتسبها أو تفقدها المادة وذلك باستخدام العلاقة الآتية:

كمية الحرارة المفقودة = كمية الحرارة المكتسبة

وهناك بعض النقاط المهمة التي يجب مراعاتها عند القيام بعملية حساب كمية الحرارة المفقودة أو المكتسبة من قبل المادة في الحالات الآتية:

الحالة الأولى: حالة تغير درجة حرارة المادة:

إن كمية الحرارة Q التي تكتسبها المادة أو تفقدها خلال عمليات التسخين أو التبريد لغرض رفع أو خفض درجة حرارتها فقط من دون حصول عملية تغير في حالة المادة تعطى بالعلاقة الآتية:

$$Q=mc\Delta T \quad (1)$$

إذ أن: m تمثل كتلة المادة ، c تمثل الحرارة النوعية للمادة ، ΔT مقدار التغير في درجة حرارتها.

الحالة الثانية: حالة تغير حالة المادة:

إن كمية الحرارة Q التي يجب تزويدها للمادة خلال عمليات تحول حالة المادة كالغليان أو الانصهار أو التسامي أو الانجماد أو التكاثر من دون إن تسبب زيادة أو نقصان في درجة حرارة المادة تعطى بالعلاقة الآتية:

$$Q=mL \quad (2)$$

إذ أن: L تمثل الحرارة الكامنة للانصهار أو الانجماد أو التكاثر أو التسامي.

الحالة الثالثة: حالة تغير طبيعة أو تركيب المادة:

وتشمل هذه الحالة حالات التغير المغناطيسية أو الكهربائية أو تغيرات تركيب المادة والتي تحدث عند تغير درجة حرارة المادة.

الحرارة النوعية للمواد (c): Specific Heat of Materials

يطلق على السعة الحرارية النوعية بالحرارة النوعية وهي كمية الحرارة التي يجب أن تنساب إلى أو من وحدة الكتلة من المادة لتغير درجة حرارتها بمقدار درجة واحدة. ويرمز لها بالرمز c ويعبر عنها رياضياً من خلال المعادلة الآتية:

$$C = \frac{\Delta Q}{m \Delta T} \quad (3)$$

إذ إن: Q تمثل كمية الحرارة التي تزود بها كتلة مقدارها m من المادة تتغير درجة حرارتها بمقدار T درجة حرارية. وتقاس الحرارة النوعية بوحدة $(J / Kg.K)$ ، أو $(J / g.K)$ ، أو $(J / mole.K)$ ، أو $(cal / g.K)$. وتعتمد الحرارة النوعية للمادة اعتماداً كبيراً على درجة الحرارة، وعلية يجب ذكر درجة الحرارة عند اعطاء قيمة الحرارة النوعية لمادة ما. حيث إن الحرارة النوعية للماء عند درجة حرارة الغرفة تساوي تقريباً $(4.2 \times 10^3 J / Kg.K)$. تتناقص السعة الحرارية والحرارة النوعية لجميع المواد بانخفاض درجة الحرارة وتصل إلى قيمة الصفر عند درجة حرارة الصفر المطلق وتعرف السعة الحرارية على أنها كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة مادة ما درجة حرارية واحدة وتقاس بوحدة (J / K) . أي أن:

$$c = \frac{\Delta Q}{\Delta T} \quad (4)$$

وترتبط السعة الحرارية للمادة مع الحرارة النوعية لها بالعلاقة الآتية $(c=mC)$:
السعة الحرارية = الكتلة \times الحرارة النوعية

يمكن إيجاد كمية الحرارة Q التي يزود بها جسم ذات كتلة مقدارها m وحرارة نوعية c لأجل رفع درجة حرارتها من T_1 إلى T_2 وفق العلاقة الآتية:

$$Q = mC(T_2 - T_1) \quad (5)$$

تستخدم هذه العلاقة أيضاً لإيجاد كمية الحرارة التي يحررها جسم كتلته m وحرارته النوعية c عندما تنخفض درجة حرارته من T_2 إلى T_1 .

طرق قياس الحرارة النوعية: Specific Heat Measurement Methods

هناك عدة طرق لقياس الحرارة النوعية والتي تختلف فيما بينها باختلاف مديات درجات الحرارة الواطئة أو العالية جداً ومن هذه الطرق ما يأتي:

1. الطريقة الكهربائية لقياس الحرارة النوعية للمواد الصلبة:

تستخدم هذه الطريقة لقياس الحرارة النوعية للمواد الصلبة الجيدة التوصيل للحرارة كالنحاس والألمنيوم. إذ تؤخذ قطعة منتظمة الشكل تحتوي على ثقب يثبت فيه سخان كهربائي (هيتز) ومجس حراري (ثرموميتر). تقاس كتلة المادة ودرجة حرارتها الابتدائية، ثم تحاط القطعة المعدنية بمادة عازلة كالصوف الطبيعي أو الاصطناعي أو البولستيرين ويمرر خلال السخان تيار كهربائي مناسب وتحسب مدة مرور التيار باستخدام ساعة توقيت وتسجل أيضاً قراءات الفولتميتر V والأميتر I . عندما ترتفع درجة الحرارة بمقدار مناسب عشر درجات مثلاً يوقف مرور التيار وساعة التوقيت في الوقت نفسه وتسجل أعلى قراءة يصلها المحرار. فإذا فرضنا إن الطاقة الحرارية المتسربة إلى المحيط تساوي صفراً، فإن:

الطاقة الكهربائية التي يزود بها السخان = الطاقة الحرارية التي تزود بها القطعة المعدنية

$$mC(T_2 - T_1) = V I t$$

$$C = \frac{V I t}{m (T_2 - T_1)}$$

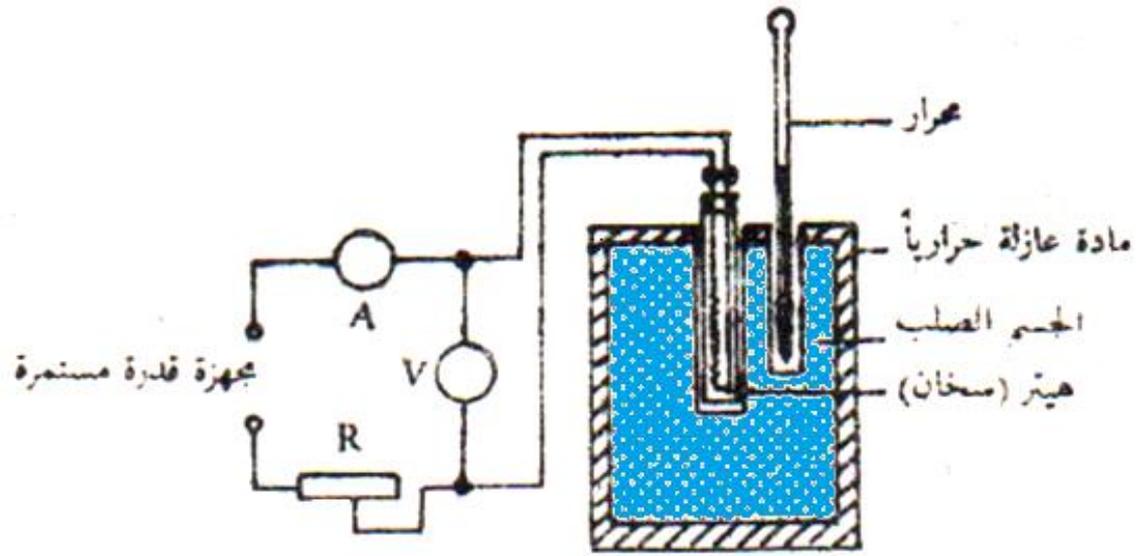
(6)

فإذا كانت قيمة التيار بالأمبير والفولتية بالفولت والزمن بالثانية ودرجة الحرارة بالدرجة الكلفنية والكتلة بالغرام فإن وحدة الحرارة النوعية هي الجول لكل غرام لكل درجة كلفنية. الشكل (1) يوضح الطريقة الكهربائية لقياس الحرارة النوعية للمواد الصلبة.

$$1 \text{ cal} = 4.186 \text{ J}$$

$$1 \text{ Kcal} = 4186 \text{ J}$$

ملاحظة:



الشكل (1): يوضح الطريقة الكهربائية لقياس الحرارة النوعية للمواد الصلبة.

2. الطريقة الكهربائية لقياس الحرارة النوعية للمواد السائلة:

وهي تشبه إلى حد كبير طريقة قياس الحرارة النوعية للمواد الصلبة حيث يستخدم وعاء معدني كمسعر حراري يوضع فيه السائل والسخان الكهربائي والمجس الحراري ، يحرك السائل باستمرار خلال فترة مرور التيار الكهربائي. حيث يتم إيجاد قيم كتلة السائل m وكتلة المسعر m_c ودرجة الحرارة الابتدائية T_1 والنهائية T_2 وقيم الفولتية V والتيار I والزمن t . وهنا يجب أن تكون قيمة الحرارة النوعية للمسعر والمحرك معلومة، ويمكن استخدام المعادلة الآتية:

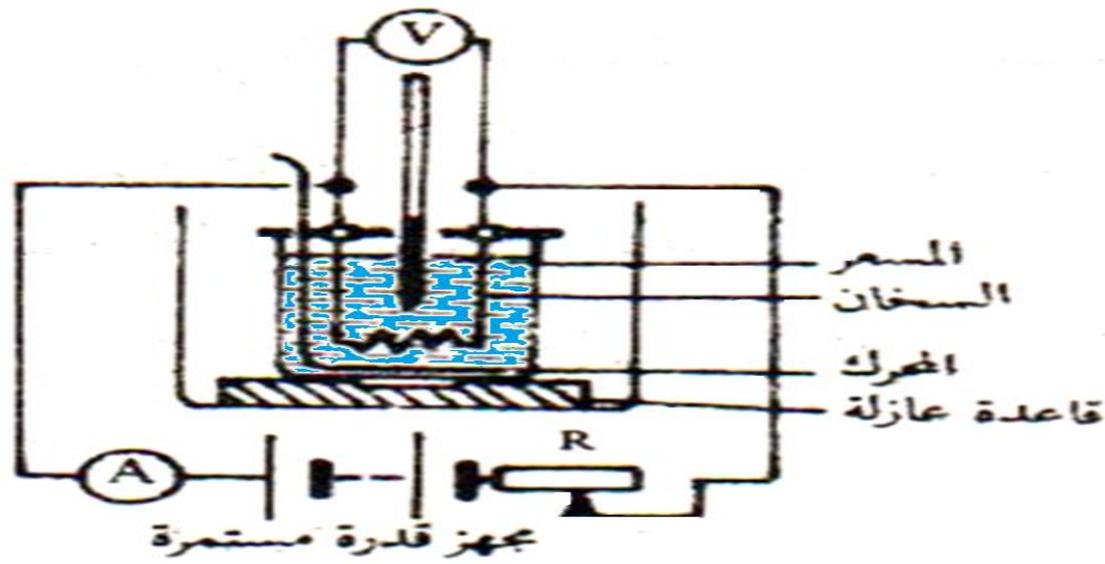
الطاقة التي يزود بها السخان = الطاقة التي اكتسبها السائل + الطاقة التي اكتسبها المسعر والمحرك

$$mC(T_2 - T_1) + m_c C_c(T_2 - T_1) = V I t$$

$$mC(T_2 - T_1) = V I t - m_c C_c(T_2 - T_1)$$

$$C = \frac{V I t - m_c C_c(T_2 - T_1)}{m(T_2 - T_1)}$$

(7)



الشكل (2): يوضح الطريقة الكهربائية لقياس الحرارة النوعية للمواد السائلة

3. طريقة الخلط لإيجاد الحرارة النوعية للمواد الصلبة:

في هذه الطريقة يتم إيجاد كتلة الجسم الصلب المراد إيجاد حرارته النوعية، ثم يعلق بخيط ويوضع في ماء يغلي لمدة معينة (عشر دقائق مثلاً)، إذ تصبح درجة حرارته T_3 مساوية إلى 100°C ، وبعدها ينقل بسرعة إلى مسعر حراري كتلته m_c يحتوي على كمية من الماء كتلته m_w ودرجة حرارتهما T_1 ، يحرك الماء ونسجل

أعلى درجة حرارة يصلها المحرار T_2 . عند فرض أن الجسم الصلب لم يفقد حرارة خلال نقلة إلى المسعر فان:

$$\begin{array}{l} \text{كمية الحرارة التي اكتسبها المسعر الحراري} \\ \text{خلال رفع درجة حرارته من } T_1 \text{ إلى } T_2 \end{array} + \begin{array}{l} \text{كمية الحرارة التي اكتسبها الماء خلال} \\ \text{رفع درجة حرارته من } T_1 \text{ إلى } T_2 \end{array} = \begin{array}{l} \text{كمية الحرارة التي فقدها الجسم الصلب} \\ \text{خلال انخفاض درجة من } T_3 \text{ إلى } T_2 \end{array}$$

فإذا كانت الحرارة النوعية للجسم الصلب تساوي C والحرارة النوعية للماء c_w والحرارة النوعية للمسعر c_c فإنه يمكن الحصول على المعادلة الآتية:

$$mC(T_3 - T_2) = m_w C_w (T_2 - T_1) + m_c C_c (T_2 - T_1)$$

$$mC(T_3 - T_2) = (m_w C_w + m_c C_c)(T_2 - T_1)$$

$$C = \frac{(m_w C_w + m_c C_c)(T_2 - T_1)}{m(T_3 - T_2)} \quad (8)$$

4. طريقة الخلط لإيجاد الحرارة النوعية للمواد السائلة:

وهي مشابهة إلى الطريقة السابقة (3) حيث يتم اختيار الجسم الصلب بحيث تكون قيمة حرارته النوعية معروفة، وتستخدم المعادلات السابقة نفسها لإيجاد الحرارة النوعية للسائل. وهناك طرق أخرى لقياس الحرارة النوعية للمواد مثل طريقة الجريان المستمر والطريقة الميكانيكية وطريقة التبريد. الجدول (1) يبين قيم حرارة النوعية لبعض المواد المعروفة في درجة حرارة الغرفة. تعتمد الحرارة النوعية على تركيب المادة فضلا عن اعتمادها على درجة الحرارة.

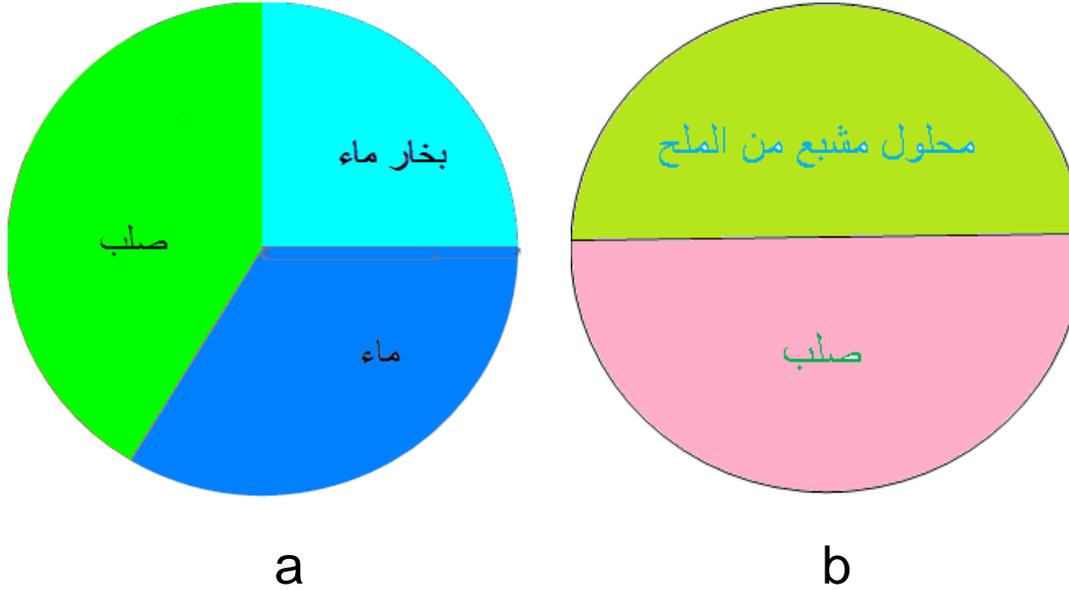
الجدول (1): قيم الحرارة النوعية لبعض المواد في درجة الحرارة الاعتيادية.

المادة	الحرارة النوعية J/Kg.K x10 ²	الحرارة النوعية cal/g.K	المادة	الحرارة النوعية J/Kg.K x10 ²	الحرارة النوعية cal/g.K
النحاس	3.9	0.093	الثلج	21	0.500
الألمنيوم	9.1	0.210	البارافين	21	0.510
الزجاج (عتيادي)	6.7	0.100-0.200	الخشب	17	0.420
الحديد	4.7	0.110	الذهب	1.3	0.030
الزئبق	1.4	0.033	الفضة	2.3	0.056
الرصااص	1.3	0.031	البخار	20	0.480
الماء	42	1.000	الزنك	3.9	0.092

مفهوم الطور: The Concept of Phase

الطور هو ذلك الجزء المتجانس من النظام والمفصول عن الأجزاء الأخرى بواسطة حدود فيزيائية معينة. والمقصود بالتجانس هو الانتظام الفيزيائي والكيميائي خلال الطور الواحد والانتظام الفيزيائي يعني وجود جميع أجزاء المادة في نفس الحالة (الصلبة، السائلة أو الغازية) أما الانتظام الكيميائي فيعني أن أجزاء المادة لها نفس التركيب الكيميائي.

وقد يضم النظام طور واحد أو أكثر حيث يسمى نظاما متجانسا إذا تالف من طور واحد وغير متجانس إذا تالف من أكثر من طور. وفي الشكل (3a) نظام غير متجانس مكون من ثلاثة أطوار وآخر (3b) من طورين متجانسين. يتطلب وصف حالة النظام غير المتجانس معرفة كمية وتركيب المادة لكل طور واثنين من المتغيرات المستقلة الخاصة به.



الشكل (3): نظام مكون من a: ثلاثة أطوار و b: من طورين.

قارن بين الأطوار الثلاث المميزة للمادة.

الطور الصلب	الطور السائل	الطور الغازي
<p>يتميز الطور الصلب البلوري للمادة بالترتيب الطويل المدى (Long range order) لذراته وجزئياته في الأبعاد الثلاثة، إذ يمتد هذا الترتيب إلى مسافات أكبر بآلاف أو مئات المرات من قطر الجزيئة.</p>	<p>يتميز بعدم وجود الترتيب البلوري المميز للطور الصلب البلوري. يمتلك الطور السائل الترتيب القصير المدى (Short range order)، إذ نجد نوعاً من الترتيب بين الجزيئات المجاورة للحيز المحدد الذي تشغله الجزيئة، وسرعان ما ينعدم هذا الترتيب إذا ابتعدنا عن الجزيئة.</p>	<p>تتشترك الغازات وخاصة حول الدرجات الحرارية الحرجة لها مع السوائل في خاصية الترتيب القصير المدى للجزئيات.</p>
<p>يوجد في المواد الصلبة الطور الزجاجي (الابلوري) الذي يشبه الحالة السائلة من حيث الترتيب القصير المدى لجزئياته والذي غالباً ما يوصف بالسائل الذي تجمد فجأة.</p>		

لا يختلف الطوران البلوري والابلوري كثيراً في كيفية حركة جزئياتهما ودرجة حشو تلك الجزئيات (أي الكثافة).

تحولات الطور: The Phase Transformation

تنتقل المادة من طور إلى آخر وغالبا ما تتغير حالتها وينطوي هذا التحول على تغيرات في الترتيب المشترك للذرات أو الجزيئات وكذلك في الخواص الترموديناميكية، وهناك نوعان أو صنفان لهذه التحولات:

الصنف الأول (ذو الرتبة الأولى): حيث يكون التحول مصحوبا بامتصاص أو تحرير قدر من الطاقة الحرارية وتغير في الحجم والطاقة الداخلية مع ثبوت الضغط ودرجة الحرارة. ومن أمثلة هذا التحول عمليات الانجماد والانصهار والتبخر والتسامي.

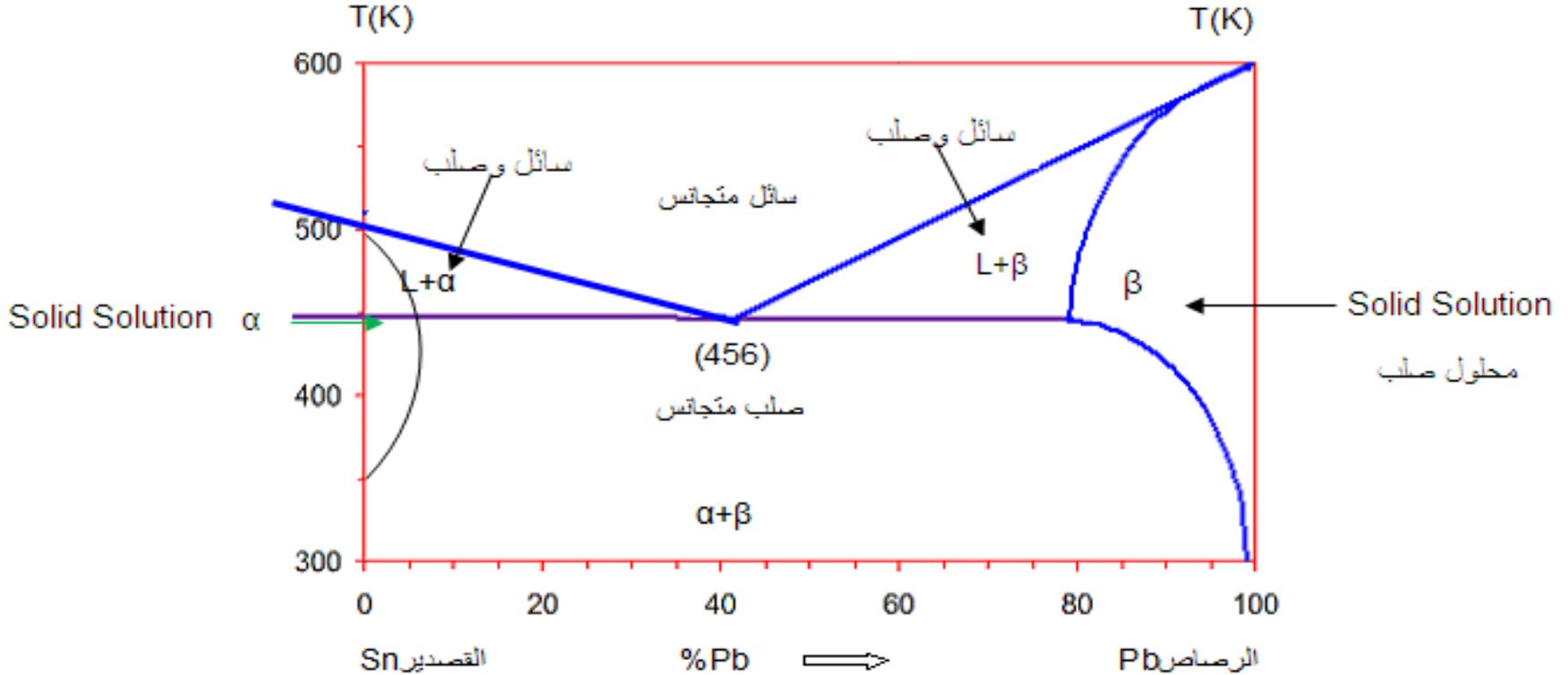
الصنف الثاني (ذو الرتبة الثانية): ويتضمن التحولات التي يصاحبها تغير طفيف في الحجم والطاقة الداخلية ويكون مصحوبا أيضا بامتصاص أو تحرير الطاقة الحرارية ومن أمثلة هذه التحولات تحول الحديد من الحالة الفيرومغناطيسية إلى الحالة البارامغناطيسية وبالعكس عند درجة حرارة كوري .

المخطط الطوري: The Phase Diagram

يمكن تعريف المخطط الطوري على انه شرح تخطيطي للأطوار التي يمكن أن تتواجد في حالة توازن (تعادل) عند العديد من كميات ارتباط متغيرات التركيب والضغط ودرجة الحرارة. إذ أنها تزودنا بمعرفة التركيب الكيميائي والاستقرار الطوري عند تغير درجة الحرارة أو الضغط أو تركيز المواد المكونة للأطوار.

ومن أبسط انواع المخططات الطورية مخطط يبين تركيب مادة نقية متجانسة كدالة للضغط ودرجة الحرارة. ومن امثلة هذا المخطط مخطط الضغط ودرجة الحرارة للماء. يلي ذلك المخطط الطوري لنظام يتكون من مادتين والذي يمتلك متغيرات الضغط ودرجة الحرارة وتركيز المواد المكونة له. تكون هذه المتغيرات الثلاثة غير معتمدة (مستقلة) على بعضها البعض.

وغالبا ما يثبت احد هذه المتغيرات (كالضغط مثلا) ويترك عاملا التركيز ودرجة الحرارة متغيرين. ومن أمثلة هذا المخطط الطوري مخطط سبيكة الرصاص والقصدير الذي يوضحه الشكل (4) والذي تم تثبيت قيمة الضغط عند 1 جو (1atm). يمتلك هذا النظام الطور المتجانس الصلب عند درجات الحرارة الواطئة. والطور المتجانس السائل عند درجات الحرارة العالية. فضلا عن عدم تكون أي مركب آخر عند أية درجة حرارية أو تركيز آخر يمثل الطور السائل لهذا المخطط محلولًا سائلًا تمتزج فيه ذرات الرصاص والقصدير بصورة متجانسة. ومن المحاليل المشابهة في التجانس محلول السكر في الشاي، والماء الحاوي على المادة المانعة للانجماد وغيرها. كما ويمثل الطور الصلب محلولًا صلبًا تمتزج فيه ذرات الذهب والفضة بصورة متجانسة أيضًا.

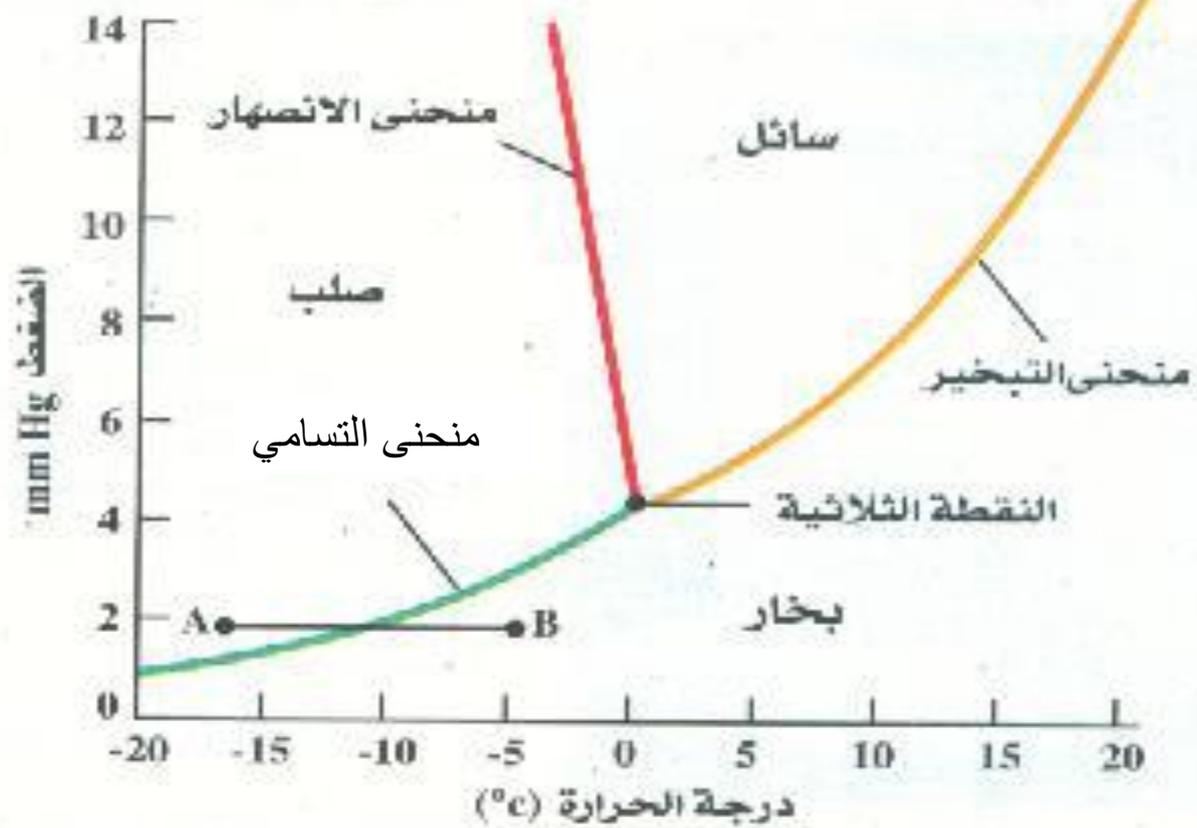


الشكل (4): المخطط الطوري لسبيكة الرصاص-القصدير.

النقطة الثلاثية للمادة: Triple Point

يؤثر الضغط المسلط على تغيرات حالات المادة عندما تتغير درجة حرارتها. فنجد إن درجة حرارة غليان الماء تزداد بزيادة الضغط المسلط عليها إلى أن تصل قيمة حرجة لها، بحيث لا يمكن فوقها أن تبقى المادة في حالة السيولة مهما ازداد الضغط المسلط عليه. إن قيمة درجة الحرارة الحرجة لغليان الماء تساوي 374°C تحت ضغط يساوي 218 جو. وان قيمة درجة الحرارة الحرجة لسائل الهليوم هي -268°C . وما ينطبق على الماء ينطبق على معظم سوائل المواد الأخرى. إن تغير درجة غليان المادة مع الضغط المسلط عليها يسمى بمنحني التبخر. تعتمد درجة حرارة انصهار المواد الصلبة على الضغط المسلط عليها (ولكن بدرجة اقل مما هي عليه لدرجة حرارة الغليان).

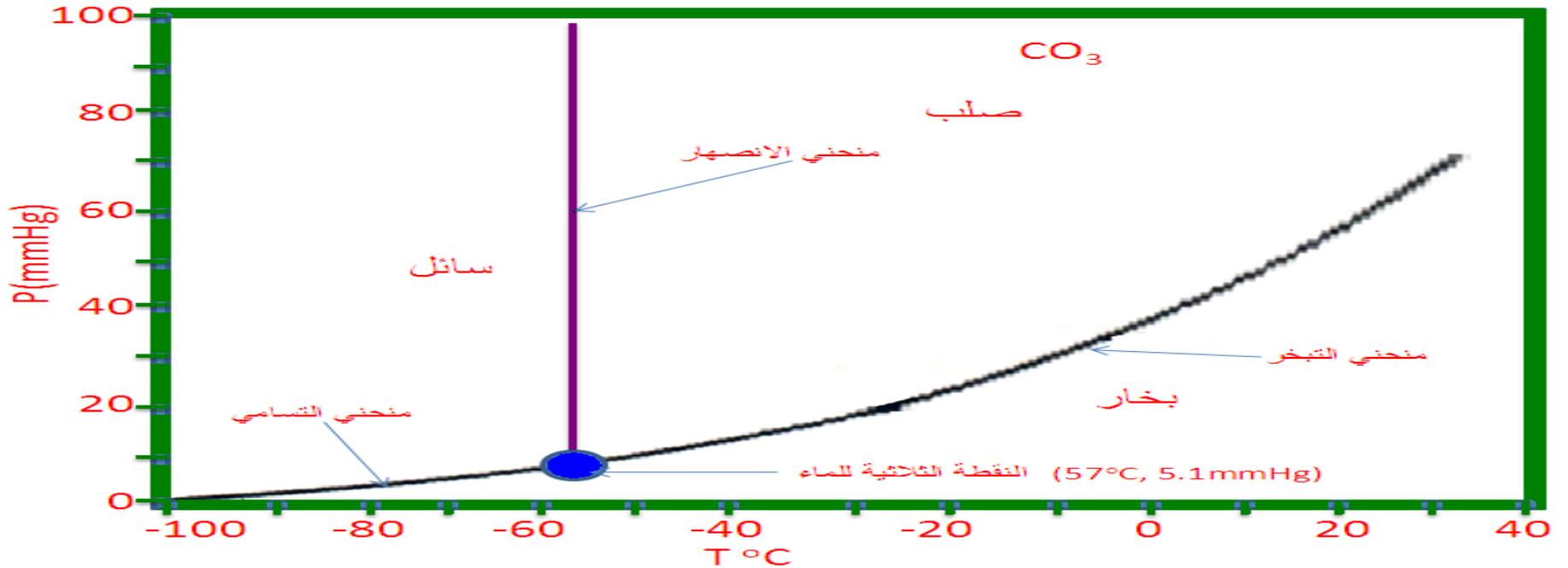
إن تغير درجة حرارة انصهار الثلج مع الضغط المسلط عليه يسمى بمنحني الانصهار. وقد وجد بان درجة حرارة انصهار الثلج تقل بزيادة الضغط المسلط عليه، على عكس معظم المواد الأخرى والتي تزداد درجة حرارة انصهارها بزيادة الضغط المسلط عليه. وهذا يعني انه يمكن صهر الثلج بطريقتين: بزيادة الضغط المسلط عليه أو بتسخينه. وقد استغلت هذه الخاصية للثلج في عمليات التزلج عليه، إذ تتكون طبقة من الماء بسبب ضغط المتزلج تساعد على التزلج على الجليد. يتقاطع منحني الانصهار والتبخر للماء عند درجة حرارة 0.01°C وتحت ضغط 4.6mmH إن نقطة التقاطع تسمى بالنقطة الثلاثية والتي يتواجد فيها الماء في حالاته الثلاث الصلبة والسائلة والغازية. الشكل رقم (5) يوضح النقطة الثلاثية للماء.



(1)

الشكل (5): النقطة الثلاثية للماء.

وعند ضغط أقل من ضغط النقطة الثلاثية لا يمكن لأي مادة إن تبقى في حالتها السائلة. إن منحنى الضغط ودرجة الحرارة الذي يفصل بين الحالة الصلبة والحالة الغازية (البخار) للمادة يسمى منحنى التسامي والذي يمثل الظروف المطلوبة للصلب كي يتحول إلى بخار أو البخار إلى صلب مباشرة من دون المرور بالحالة السائلة. الشكل (6) يوضح منحنى النقطة الثلاثية لمادة ثنائي اوكسيد الكربون CO_2 . فعند زيادة درجة الحرارة فان ثنائي اوكسيد الكربون الصلب تحت الضغط الجوي الاعتيادي يجعله يتسامى وذلك لوقوع النقطة الثلاثية له على ضغط أعلى من الضغط الجوي الاعتيادي. على عكس الماء الذي يتحول فيه الثلج إلى سائل عند تزويده بالحرارة تحت الضغط الجوي الاعتيادي وذلك لوقوع النقطة الثلاثية للماء عند ضغط أقل بكثير من الضغط الجوي الاعتيادي.



الشكل (6): النقطة الثلاثية لثنائي اوكسيد الكربون.

تحويلات حالة المادة: State Transformation

يطلق على العمليات التي تتغير فيها حالة المادة بعملية التغير في الطور، فمثلاً يحدث تغير في طور المادة المعدنية عند انصهارها وكذلك يحدث تغير في طور السائل عند غليانه وتحوله إلى الحالة الغازية (طور البخار). ولكي يحدث التغير في الطور يجب إضافة الحرارة، ولكن على الرغم من إضافة الحرارة إلى المادة فإن درجة حرارتها لا ترتفع وهذا يعني أن الطاقة الداخلية للمادة هي التي تتغير عندما تتحول المادة من طور إلى آخر. ومثال على ذلك الطاقة الداخلية لجزيئات الماء في الثلج هي أقل من الطاقة الداخلية لها في الماء السائل، وتكون الطاقة الداخلية لجزيئات الماء في بخار الماء أكبر من طاقتها الداخلية بعد أن تتكثف وتصبح سائلاً. وهناك تحولات من نوع آخر تحدث داخل المادة وتغير من خواصها الفيزيائية أو الكيميائية كالتحولات المغناطيسية والكهربائية وتركيب المادة. يحدث هذا النوع من تغيرات الطور نتيجة لتسخين أو تبريد المادة إلى درجة حرارة حرجة. إن هذه التحولات تكون مصحوبة بامتصاص أو تحرير كمية من الطاقة الحرارية فضلاً عن تغيرات خواص المادة. سنتناول بعض حالات تغير المادة كالتبخر والغليان والانصهار والانجماد وغيرها.

1. التبخر: Evaporation

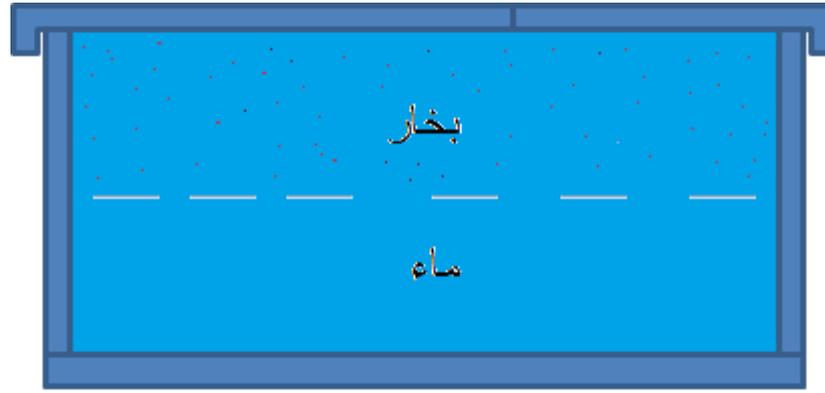
إن عملية التبخر ما هي إلا عملية تبريد وتستخدم أساساً في معظم أجهزة التبريد، إذ تؤدي إلى خفض درجة حرارة السائل وخفض طاقته الداخلية. وهنا يمكن أن تعرف الحرارة الكامنة للتبخر على أنها كمية الحرارة اللازمة (الطاقة اللازمة) لفصل وحدة الكتلة من جزيئات السائل عن بعضها البعض وتحويلها من طور السيولة إلى طور الغاز (البخار) تحت ضغط ثابت ودرجة حرارة ثابتة. وهناك حقيقة أخرى وهي إن نفس كمية الحرارة سوف تنطلق (تتحرر) عندما يتكاثف البخار، أي عندما تتحول جزيئات الغاز (البخار) من طور الغاز (البخار) إلى طور السيولة. أما من ناحية علاقة الحرارة الكامنة للتبخير مع درجة الحرارة فإن الحرارة الكامنة تتغير عكسياً مع تغير درجة الحرارة، أي أنها تقل كلما ارتفعت درجة حرارة السائل ويعود ذلك إلى كون جزيئات السائل تكون أقل ترابطاً مع بعضها عند درجات الحرارة العالية عنها عند درجات الحرارة المنخفضة. ومثال ذلك الحرارة اللازمة لتبخير الماء عند درجة حرارة 100°C تساوي 593cal/g بينما تساوي 590cal/g عند درجة حرارة 10°C . وغالباً ما تعطى الحرارة الكامنة للتبخير عند درجة غليان السائل العادية، والجدول (2) يبين بعض قيم الحرارة النوعية للتبخير لبعض المواد.

جدول (2): قيم الحرارة الكامنة لتبخير بعض السوائل.

المادة	حرارة التبخير cal/g
الماء	539
النيتروجين	48
الأوكسجين	51
كحول ايثيلي (ايثانول)	204
الزئبق	71
الزنك	475
الرصاص	175
حامض الكبريتيك	122

إن معظم الحرارة الكامنة للتبخير تصرف للتغلب على قوة التجاذب الكبيرة لجزيئات المادة في حالة السيولة ويصرف جزء قليل منها كمشغل خلال عملية التمدد ضد الضغط المسلط على السائل (كالضغط الجوي). أما وحدات قياس الحرارة الكامنة للتبخير فهي cal/g أو J/g. وفي نظام الوحدات العالمي (SI) فيستخدم وحدة J/Kg. إذا وضع سائل في وعاء مغلق مفرغ من الهواء، فإن جزيئات السائل سوف تتبخر إلى الفراغ الموجود فوق سطح السائل، كما وتعود بعض جزيئات البخار وتصطدم بسطح السائل وتعود إليه، وتستمر هذه العملية إلى أن تحصل حالة التوازن، وهي الحالة التي تتساوى فيها عدد الجزيئات التي تترك السائل في زمن معين مع الجزيئات التي تعود إليه من البخار في نفس الزمن. وهذا يعني إن عدد جزيئات البخار ستبقى ثابتة عند حد معين بشرط عدم تغير درجة حرارة النظام، ويقال عندئذ بان البخار مشبعاً تحت هذه الظروف. ويطلق على ضغط الجزيئات في البخار تحت هذه الشروط بضغط البخار للسائل، الذي يزداد بارتفاع درجة الحرارة ويقل بانخفاضها. مثال ذلك يكون ضغط بخار الماء 9.21 و 149.4 و 760 ملم زئبق عند درجة حرارة 10 و 60 و 100 درجة سليزية على التوالي.

ملاحظة: 1ملم زئبق يساوي 1تور (1mmhg=1Torr). الشكل (7) يوضح حالة البخار المشبع.



الشكل (7): يوضح حالة البخار المشبع.

2. الانصهار: Melting

تعرف الحرارة الكامنة للانصهار على أنها كمية الحرارة اللازمة لتحول وحدة الكتلة من المادة من الحالة الصلبة إلى الحالة السائلة تحت درجة حرارة ثابتة وضغط ثابت. والجدول (3) يبين قيم الحرارة الكامنة لانصهار بعض المواد الصلبة. وبما أن الطاقة الداخلية للمادة في حالتها السائلة أعلى بكثير من طاقتها الداخلية في حالتها الصلبة، فإن المادة عند تحويلها من الحالة الصلبة إلى الحالة السائلة تحتاج إلى تزويدها بالطاقة الحرارية مثلاً. إن وحدة قياس الحرارة الكامنة للانصهار هي cal/g . أما في نظام (SI) فإنها تساوي (J/Kg) . إن الحرارة الكامنة لانصهار الجليد في درجة حرارة 0°C هي 80cal/g تحت الضغط الجوي الاعتيادي. إن الطاقة المجهزة للجسم الصلب تعمل على مساعدة الجزيئات على التغلب على القوى التي تربطها مع الجزيئات الأخرى في التركيب الصلب وجعلها تتحرك بحرية أكبر. تبدأ المادة الصلبة عند تسخينها بالانصهار عند درجة حرارة معينة. وعند تسخين خليط المادة الصلبة مع السائل تبقى درجة حرارة الخليط ثابتة إلى أن يكتمل انصهار المادة الصلبة. ولكل مادة درجة حرارة انصهار معينة. وتحرر نفس الكمية من الحرارة من المادة عند تحويلها من الحالة السائلة إلى الحالة الصلبة عند نفس درجة الحرارة والضغط الجوي. تمتص الحرارة الكامنة لعرق الجسم من الجسم عند التعرق لكي يتبخر العرق وبذلك يتم تبريد الجسم.

جدول (3): قيم الحرارة الكامنة لتبخّر بعض السوائل.

المادة	درجة حرارة الغليان °C
الماء	100
كحول الايثيلي (ايثانول)	78
سائل النيتروجين	196
سائل الأوكسجين	183
سائل الهليوم	268
الزئبق	358
حامض الكبريتيك	326
الرصاص	1170
الزنك	918
الكلوروفورم	61.5
أيثر	34.6

3. الغليان: Boiling

تنشأ ظاهرة الغليان عندما تكتسب مجموعة من الجزيئات في داخل السائل طاقة تكفي لفصلها عن بقية الجزيئات وتكوين فقاعة صغيرة. إن ضغط البخار داخل الفقاعة يعتمد على درجة الحرارة، فإذا كانت درجة الحرارة أقل من درجة غليان السائل، فإن الضغط الجوي المسلط على السائل يكون أكبر من ضغط البخار داخل الفقاعة. وبناء على ذلك فإن الفقاعة سوف تتلاشى تدريجياً قبل أن تجد الفرصة للنمو والوصول إلى سطح السائل.

وعندما ترتفع درجة الحرارة (كما في حالة تسخين السائل) يرتفع معها ضغط بخار السائل داخل الفقاعات وسوف يصل إلى درجة حرارة معينة يتساوى عندها الضغط الجوي مع ضغط البخار داخل الفقاعة، وعندها سوف تنمو الفقاعة ويزداد حجمها كلما ارتفعت نحو سطح السائل (بدلاً من التلاشي والاختفاء) وبتكرار حدوث هذه الظاهرة في أماكن متفرقة كثيرة داخل السائل تنشأ ظاهرة الغليان. والشكل (8) يوضح ظاهرة الغليان.



الشكل (8): يوضح ظاهرة الغليان.

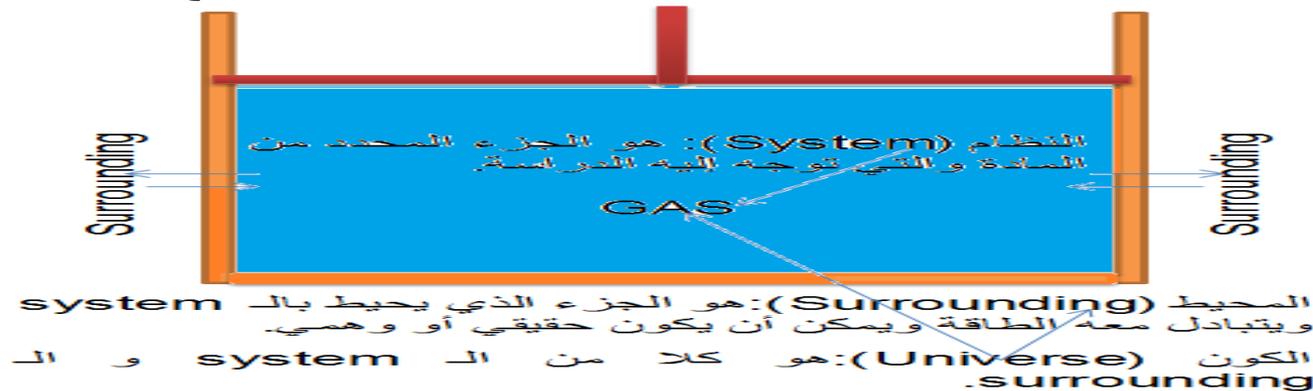
وتعرف درجة الغليان على أنها الدرجة الحرارية التي يتساوى عندها ضغط بخار السائل داخل الفقاعة مع الضغط الخارجي المسلط على السائل. إن انخفاض الضغط المسلط على السائل يؤدي إلى انخفاض درجة غليان السائل والعكس صحيح. إن عملية هروب بخار السائل يحتاج إلى طاقة عالية تكتسبها من جزيئات السائل الأخرى. إن الاستمرار في الغليان يحتاج إلى إمداد السائل بالحرارة. ولن ترتفع درجة حرارة السائل اعلى من درجة حرارة الغليان مهما كانت كمية الحرارة التي يزود بها السائل خلال عملية الغليان. تتكون الفقاعة بسهولة اكبر إذا كان السائل يحتوي على الشوائب كدقائق الغبار أو فقاعات الهواء، ومن الممكن أن يسخن السائل النقي إلى أعلى من درجة غليانه من دون تكون الفقاعات، ولكن عندما يبدأ تكوين الفقاعات فإنه يحدث بشدة كبيرة تقرب من الانفجار. تعطى درجة الغليان (في الغالب) لمختلف السوائل تحت الضغط الجوي القياسي أي 760mmHg أو (1atm). إن درجة حرارة غليان الماء تساوي 100°C تحت نفس الظروف. أما الحرارة الكامنة لتبخير الماء تحت الظروف السابقة فتساوي 539cal/g. إن درجة غليان الماء في المدن الواقعة في الجبال تكون اقل من 100°C. وذلك بسبب إن الضغط الجوي يقل كلما ارتفعنا عن سطح البحر. وهذا يفسر لنا أهمية استخدام قنود الضغط في عمليات الطهو.

4. التسامي: The Sublimation

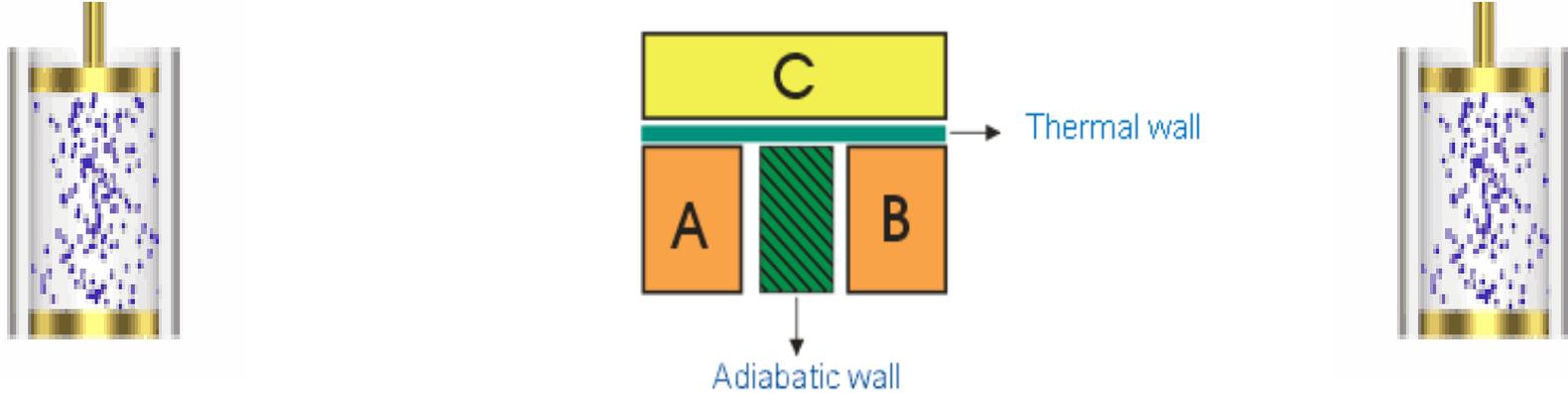
لا يمكن أن تبقى المادة في حالتها السائلة تحت ضغط اقل من ضغط نقطتها الثلاثية، يسمى منحني الضغط - درجة الحرارة الفاصل بين الحالة الصلبة وحالة البخار بمنحني التسامي، لأنه يمثل الظروف المناسبة لجزيئات الحالة الصلبة للتبخر مباشرة دون المرور بالحالة السائلة بالعكس. إن إضافة الحرارة إلى الثلج تحت الضغط الجوي الاعتيادي يسبب انصهار الثلج، أي الانتقال من الحالة الصلبة إلى الحالة السائلة والسبب في ذلك يعود إلى إن ضغط النقطة الثلاثية للماء اقل بكثير من الضغط الجوي الاعتيادي. بينما إضافة الحرارة إلى صلب ثنائي اوكسيد الكربون تسبب حالة التسامي أي الانتقال من الحالة الصلبة إلى الحالة البخارية لان ضغط النقطة الثلاثية لثنائي اوكسيد الكربون أعلى بكثير من الضغط الجوي الاعتيادي.

مصطلحات وتعريفات أساسية:

علم الديناميكا الحرارية هو علم تجريبي يهتم بدراسة كل ما هو متعلق بدرجة الحرارة والطاقة الحرارية. يستخدم علم الديناميكا الحرارية في التطبيقات الهندسية في تصميم المحركات ومولدات الطاقة الكهربائية وأجهزة التبريد والتكييف ويدخل هذا العلم في التطبيقات الصناعية المختلفة. أما الديناميكا الحرارية هي علم متخصص في دراسة آثار التغيرات في درجات الحرارة والضغط والحجم على الأنظمة الفيزيائية في نطاق رؤيتنا الشخصية ، وكذلك تدرس أيضا عملية انتقال الطاقة كحرارة بالطبع .



القانون الصفري للديناميكا الحرارية: The Zeroth Law of Thermodynamics
Experimentally it was found that when two body A and B are each in thermal equilibrium with a third body C then A and B are also in thermal equilibrium.



ومعنى ذلك أنه إذا وجد جسمين معزولين وكلاً منهما في حالة اتزان حراري مع جسم ثالث فإن ذلك يؤدي إلى أن الجسمين أيضاً في حالة اتزان حراري مع بعضهما البعض. وسمي بالقانون الصفري للديناميكا الحرارية لأنه من المسلمات البديهية ويعتبر هذا القانون الأساس لفكرة الترمومتر المستخدم لقياس درجات الحرارة.

القانون الأول للديناميكا الحرارية: The First Law of Thermodynamics

لو تصورنا أن حجماً معيناً من غاز V_1 في درجة حرارة T_1 وتحت ضغط P_1 موجود في وعاء ذي مكبس، فإذا ضغط الغاز إلى حجم V_2 وانخفضت درجة حرارته إلى T_2 فإن الضغط سيزداد إلى P_2 . إن الانتقال من الحالة الأولى (P_1, V_1, T_1) إلى الحالة الجديدة (P_2, V_2, T_2) يمكن أن يتم بعدة طرق منها زيادة الضغط ثم خفض درجة الحرارة أو خفض درجة الحرارة أولاً ثم زيادة الضغط المسلط على الغاز ثانياً.

إن كبس الغاز يتطلب إنجاز شغل، كما وان تبريد الغاز يتطلب سحب كمية من الحرارة منه. إن عملية إنجاز الشغل وسحب كمية من الحرارة سوف يغير من الطاقة الداخلية للغاز. إن العلاقة بين الكميات الثلاثة، الشغل المنجز W وكمية الحرارة Q والتغير في الطاقة الداخلية ΔU هي كما يأتي:

$$\Delta U = Q - W \quad (9)$$

وإذا كان التغير صغيراً فإن القانون يأخذ الصورة التالية: $dQ = dU + dW$ ، إن إشارة Q تكون موجبة إذا أضيفت الحرارة إلى الغاز وسالبة إذا سحبت منه الحرارة. وإشارة W تكون موجبة إذا أنجز الغاز شغلاً وسالبة إذا أنجز الشغل على الغاز، ومهما كانت ترتيب العمليات التي يتعرض لها الغاز لجلبه من الحالة الابتدائية (P_1, V_1, T_1) إلى الحالة النهائية (P_2, V_2, T_2) فإن صافي التغير في الطاقة الداخلية ΔU هو دائماً نفسه. أي أن كلاً من Q و W يتغير، ولكن مجموع تغير Q و W يكون ثابتاً. وهذا هو جوهر القانون الأول للثرموداينمك. والذي يعني أن الطاقة تكون دائماً محفوظة، أي لا يمكن استحداثها أو إفنائها، ولكنه يمكن تحويلها من شكل إلى آخر. إن مقدار التغير في ΔU يمكن أن يكون صفراً في حالة التمدد الحر للغاز الذي يكون فيه Q و W تساويان صفر. وهذا يعني إن تغير الحجم لا يغير الطاقة، أي أن طاقة الغاز ليس دالة لحجمه. بل إن الطاقة دالة لدرجة الحرارة فقط.

تطبيقات على القانون الأول: Applications of the First Law

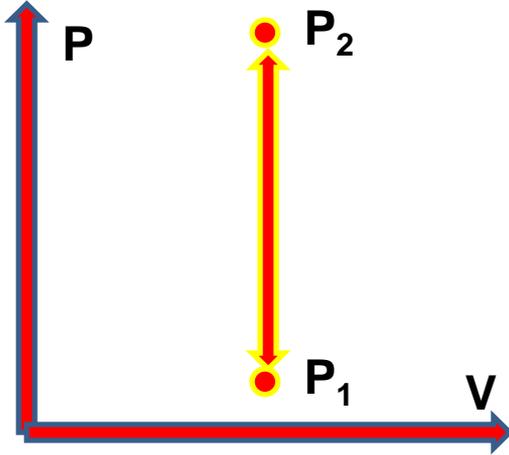
ينطبق القانون الأول للثرموداينمك على جميع الأنظمة مهما كانت معقدة. ومن الأنظمة المألوفة لنا هو جسم الإنسان الذي يفقد طاقة داخلية باستمرار، إذ تفقد معظم هذه الطاقة على شكل حرارة يفقدها الجسم إلى المحيط ويمثل الشغل الذي يبذله الجسم جزءاً من هذه الطاقة. وبناءً على ما تقدم يمكن صياغة القانون الأول ليناسب الجسم كما يأتي:

$$\text{الشغل المبذول} + \text{الحرارة المفقودة} = \text{النقص في الطاقة الداخلية}$$

تطبيقات على القانون الأول للديناميكا الحرارية:

1- العملية ذات الحجم الثابت (V= Constant) Isochoric Process :

في هذا التغير يبقى حجم الغاز ثابتا أثناء التغير ويمثل الدليل البياني بخط ، مستقيم رأسي. حيث أن:



$$P_1 V_1 = nRT_1$$

$$P_2 V_2 = nRT_2$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

∴

ومن القانون الأول للديناميكا الحرارية:

$$dQ = dU + PdV$$

$$dV = 0$$

$$PdV = 0$$

حيث أن:

فان:

اي أن الشغل المبذول في حالة التغير ثابت الحجم يساوى صفر وهذا واضح من الدليل البياني للغاز حيث أن المساحة تحت المنحنى في هذه الحالة يساوى صفر. وبذلك فان

$$dQ = dU$$

(9)

اي أن كمية الحرارة التي تعطى للغاز تحت حجم ثابت تساوى التغير في الطاقة الداخلية للغاز.

$$dQ = m c_v dT$$

من تعريف الحرارة النوعية فان :

$$dU = m c_v dT = m c_v (T_2 - T_1)$$

حيث m كتلة الغاز وعلية من 9:

اي أن التغير في الطاقة الداخلية هي دائما كمية الحرارة التي تعطى أو تؤخذ من النظام (الغاز) عند ثبوت حجمه.

2. العملية ذات الضغط الثابت: Isobaric Process

هو التغير الذي يحدث للغاز مع ثبوت ضغطة ويمثل الدليل البياني للغاز بخط مستقيم أفقي ومعادلة الغاز هي:

$$P = \text{constant}$$

$$PV_1 = nRT_1,$$

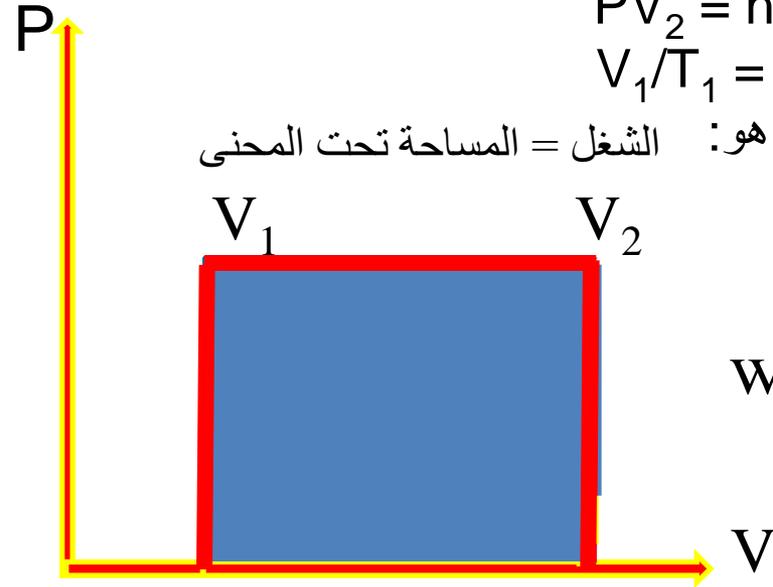
$$PV_2 = nRT_2$$

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$

ومن ثم :

إذن:

والشغل الذي يبذله الغاز عند تغير حجمه من V_1 إلى V_2 هو: الشغل = المساحة تحت المنحنى



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

وهي المساحة تحت المنحنى عندما يكون الضغط ثابت .

وباعتبار c_p هي الحرارة النوعية للغاز عند ثبوت ضغته أي أنها كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة واحد غرام من الغاز واحد درجة مئوية عند ثبوت ضغط الغاز:

$$dQ = m c_p dT$$

3. العملية الأدياباتيكية: Adiabatic Process

العملية الأدياباتيكية: هي العملية التي تحدث للنظام، بحيث لا تدخله ولا تخرج منه حرارة. ويمكن أن يتم ذلك إما:

1. بإحاطة النظام بمادة عازلة حرارياً (كالفلين).
2. بالقيام بالعملية بسرعة كبيرة بحيث نضمن عدم انتقال حرارة من النظام أو إليه. وذلك لان انتقال الحرارة عملية بطيئة نسبياً، وبتطبيق القانون الأول للثرموداينمك على هذه العملية نحصل على:

$$Q=0$$

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

ومن هنا نرى انه في العملية الأدياباتيكية يكون التغير في طاقة النظام الداخلية مساوياً للقيمة المطلقة للشغل. فإذا كان الشغل سالباً، كما هي الحال عندما يضغط النظام، فإن U_2 اكبر من U_1 وبذلك فإن الطاقة الداخلية للنظام تزداد. أما عندما يكون الشغل موجباً، كما هي الحال عند تمدد النظام، فإن U_2 اقل من U_1 وبذلك فإن الطاقة الداخلية للنظام تقل. والجدير بالذكر إن زيادة الطاقة الداخلية للنظام يصاحبها عادة ارتفاع في درجة حرارة النظام.

4. العملية ذات درجة الحرارة الثابتة (التغير الأيزوثيرمي) Isothermal Change

■ هو التغير الذي يحدث للغاز مع الاحتفاظ بدرجة الحرارة ثابتة أي $T = \text{Constant}$

■ ولحدوث هذا التغير يوضع الغاز في اسطوانة جيدة التوصيل للحرارة مع تغير حجم الغاز ببطء لإعطاء فرصة لحدوث تبادل حراري بين الغاز والوسط الخارجي.

■ فعند تمدد الغاز فأنة يبذل شغل بواسطة الغاز (شغل موجب).

■ فإذا فرضنا عدم حدوث تبادل حراري بين الغاز والوسط المحيط فان الطاقة الداخلية للغاز تقل بمقدار الشغل المبذول ومن ثم تقل درجة الحرارة للغاز.

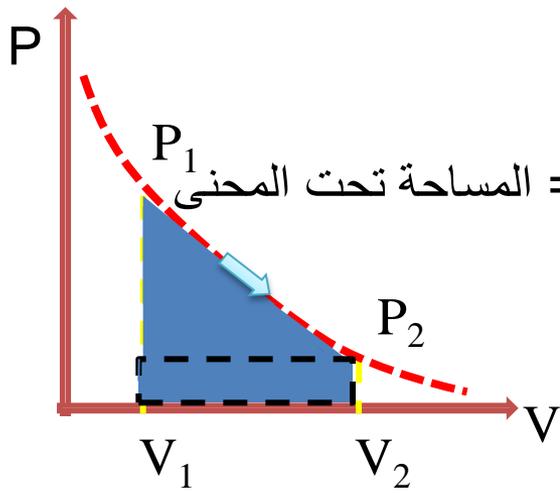
■ ولكي نحافظ على درجة حرارة الغاز ثابتة فأنة يسمح للغاز بامتصاص كمية من الحرارة من الوسط الخارجي مساوية للشغل الذي بذله الغاز وبالتالي تظل طاقة الغاز الداخلية ثابتة وكذلك درجة الحرارة.

■ وفي حالة ضغط الغاز (انكماش الغاز) فأنة يبذل شغل على الغاز (شغل سالب).

■ فإذا فرضنا عدم حدوث تبادل حراري بين الغاز والوسط المحيط فان الشغل المبذول لضغط الغاز سوف يكون على حساب زيادة في الطاقة الداخلية للغاز أي يحدث زيادة في درجة الحرارة للغاز.

■ ولكي نحافظ على درجة حرارة الغاز ثابتة فأنة يسمح للغاز بطرد كمية من الحرارة إلى الوسط الخارجي مساوية لقيمة الشغل المبذول على الغاز حتى تظل طاقة الغاز الداخلية ثابتة وكذلك درجة الحرارة.

وحيث أن درجة حرارة الغاز ثابتة:
فان العلاقة بين حجم الغاز وضغطه هي:



الشغل = المساحة تحت المحنى $PV = nRT = \text{Constant}$

وتمثل بيانيا كما في الشكل:

$$dT = 0$$

$$dU = 0$$

$$dQ = dW$$

وحيث أن:
فان:
ولذلك يكون:

أي أن كمية الحرارة المكتسبة في حالة تمدد الغاز أو المطرودة في حالة انكماشه تساوي الشغل المبذول بواسطة الغاز في الحالة الأولى والشغل المبذول على الغاز في الحالة الثانية: ويكون:

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

وحيث أن:

$$PV = P_1 V_1 = P_2 V_2 = nRT = \text{constant}$$

نجد أن :

وبالتعويض عن قيمة الثابت في المعادلة السابقة:

$$W = P_1 V_1 \ln\left(\frac{V_2}{V_1}\right) = P_2 V_2 \ln\left(\frac{V_2}{V_1}\right) \dots\dots\dots$$

$$W = nRT \ln\left(\frac{V_2}{V_1}\right)$$

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

$$= \int_{V_1}^{V_2} \frac{\text{constant}}{V} dV = \text{constant} [\ln V]_{V_1}^{V_2}$$

وهذه المعادلة تمثل معادلة الحالة في حالة التغير الأيزوثرمي.

5. التمدد الحر: Free Expansion

يمكن توضيح التمدد الحر كما يلي، فإذا تصورنا انه لدينا وعاء بجدران صلبة ومغطاة بعازل حراري، ولنفترض أننا قسمنا الوعاء إلى قسمين بحاجز رقيق، بحيث أن احد القسمين يحتوي غازاً والآخر مفرغ من أي مادة. ثم لنفترض أن الحاجز الرقيق انكسر في هذه الحالة يبدأ الغاز بالتدفق من أحد القسمين إلى الآخر ويحدث له ما يسمى بالتمدد الحر. وحيث أن الوعاء معزول حرارياً فإن هذه العملية هي أدياباتية، وبذلك فإن $Q = 0$. وحيث أن جدران الوعاء صلبة فأنه لا يبذل شغل خارجي على النظام، وبذلك $W=0$ وبتطبيق القانون الأول للثرموداينمك نحصل على:

$$\begin{aligned}\Delta U &= 0 \\ U_1 &= U_2\end{aligned}\quad (10)$$

وبذلك نستنتج انه في التمدد الحر فان الطاقة الداخلية الابتدائية تساوي الطاقة الداخلة النهائية، ويجب الانتباه أن التمدد الحر ليس له قيمة عملية وذلك لصعوبة الحصول عليه.

العملية: Process

هي أي تغير يحدث على النظام ويحدث تغيير في الضغط أو درجة الحرارة أو الحجم (الإحداثيات الثيرموديناميكية).

أمثلة:

1. احسب الشغل الذي يبذله غاز محصور داخل اسطوانة إذا تغير حجمه من 4m^3 إلى 6m^3 ، وكان الضغط ثابتا ويساوي $6 \times 10^4 \text{Pa}$ ؟
الحل: وباستخدام المعادلة:

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

$$P = \text{constant}$$

$$W = P(V_2 - V_1) = 6 \times 10^4 (6 - 4) = 1.2 \times 10^5 \text{J}$$

2. كمية معينة من غاز مثالي حجمها 0.08 m^3 و ضغطها 227 kN/m^2 و درجة حرارتها 187°C تمددت تحت ضغط ثابت حتى أصبحت درجة حرارتها 17°C ما هي كمية الحرارة المسحوبة من الغاز و ما هي كمية الشغل الذي بذله الغاز علما بان: $R = 0.29 \text{ kJ/Kg.K}$, $c_p = 1.005 \text{ kJ/kg.K}$

نحسب أولا كتله الغاز من معادله الغاز المثالي

$$P_1 V_1 = mRT_1,$$

$$m = P_1 V_1 / RT_1$$

$$\therefore m = 277 \times 0.08 / (0.29 \times 460) = 0.166 \text{ Kg}$$

كمية الحرارة:

$$\Delta Q = mc_p(T_2 - T_1) = 0.166 \times 1.005 \times (290 - 460) = -28.36 \text{ kJ}$$

و الإشارة السالبة تعنى إن هذه الكمية من الحرارة فقدتها الغاز وحيث أن التغير ثابت الضغط

$$V_1/V_2 = T_1/T_2$$

$$V_2 = V_1 \times (T_2/T_1)$$

$$= 0.08 \times (290/460) = 0.0504 \text{ m}^3$$

$$W = P(V_2 - V_1)$$

الشغل الذي بذله الغاز

$$= 277 (0.0504 - 0.08) = - 8.199 \text{ kJ}$$

الإشارة السالبة تعنى أن الشغل المبذول على الغاز وليس بواسطة الغاز

3. واحد مول من غاز محفوظ عند صفر درجة مئوية عند تمدده من 3.0L الى 10.0L. احسب:

1. مقدار الشغل المبذول بواسطة الغاز اثناء عملية التمدد:

2. الطاقة الحرارية المنتقلة للمحيط في هذه العملية:

3. إذا عاد الغاز الى حجمة الاصلى في عملية ايزوبرك (isobaric) . احسب الشغل المبذول بواسطة الغاز .

$$1. W = nRT \ln\left(\frac{V_f}{V_i}\right) = (1.0 \text{ mol})(8.31 \text{ J/mol.K})(273 \text{ K}) \ln\left(\frac{10}{3.0}\right)$$

2 - من القانون الأول للديناميكا الحرارية

$$2. \Delta U = Q - W \longrightarrow 0 = Q - W \longrightarrow Q = W = 2.7 \times 10^3 \text{ J}$$

3 - يعطى الشغل بـ في العملية الايزوبريك

$$P = \text{constant}$$

$$3. W = P(V_f - V_i) = \frac{nRT_i}{V_i} (V_f - V_i)$$
$$= \frac{(1.0 \text{ mol})(8.31 \text{ J/mol.K})(273 \text{ K})}{10 \times 10^{-3} \text{ m}^3} \times (3.0 \times 10^{-3} \text{ m}^3 - 10.0 \times 10^{-3} \text{ m}^3)$$
$$= -1.6 \times 10^3 \text{ J}$$