



دراسة نظرية عن تأثير الخواص الحرارية في حساب الأنتالبي والانتروبي لغاز الأوكسجين.

بحث مقدم إلى قسم الفيزياء - كلية التربية - جامعة القادسية
كجزء من متطلبات نيل درجة البكالوريوس في علوم الفيزياء

من قبل الطالبة

بإشراف الأستاذ
م. قاسم ستار الشوك

الفصل الأول

Chapter One

المقدمة

Introduction

(1-1) المقدمة:-

Introduction

تتكوّن كل الأشياء من ذرات أو جزيئات في حالة حركة دائمة. وتُكسب هذه الحركة الأجسام طاقة داخلية. ويعتمد مقدار الطاقة الداخلية للجسم على مدى سرعة تحرك ذراته أو جزيئاته. فإذا تحركت ببطء فإن مقدار طاقة الجسم الداخلية يكون منخفضًا. أما إذا كانت تتحرك بشدة فإن الجسم يكون له مقدار طاقة داخلية مرتفع. وللأجسام الساخنة مقدار طاقة داخلية أعلى مما للأجسام الباردة. والطاقة الداخلية : تشمل طاقة الحركة للانتقال العشوائي والدوراني والاهتزازي لحركة الجزيئات وطاقة الوضع الاهتزازية المصاحبة للقوى بين الجزيئات . اما الحرارة هي شكل من أشكال الطاقة. ولا يمكن رؤية الحرارة أو الطاقة ولكن يمكن رؤية الأثر الذي يحدثه . الحرارة Heat : هي الطاقة الحرارية المنتقلة بين الأجسام نتيجة للاختلاف في درجة حرارتها. ودرجة الحرارة : هي مقياس لمتوسط طاقة حركة جزيئات المادة . واما الاتزان الحراري: الحالة التي يكون فيها للجسمين المتلاصقين فيزيائياً درجة الحرارة نفسها . أنّ درجة الحرارة وكمية الحرارة شيان مختلفان وليساً شيئاً واحداً.

فدرجة حرارة الجسم هي دليل على مقدار طاقته الداخلية . (الحركية) بينما كمية الحرارة هي الطاقة المنتقلة من جسم لآخر. تهتز جزيئات المادة حول مواضع اتزانها الأصلية(الجوامد) بتردد معين وسعة اهتزازة معينة وبالتالي يكون

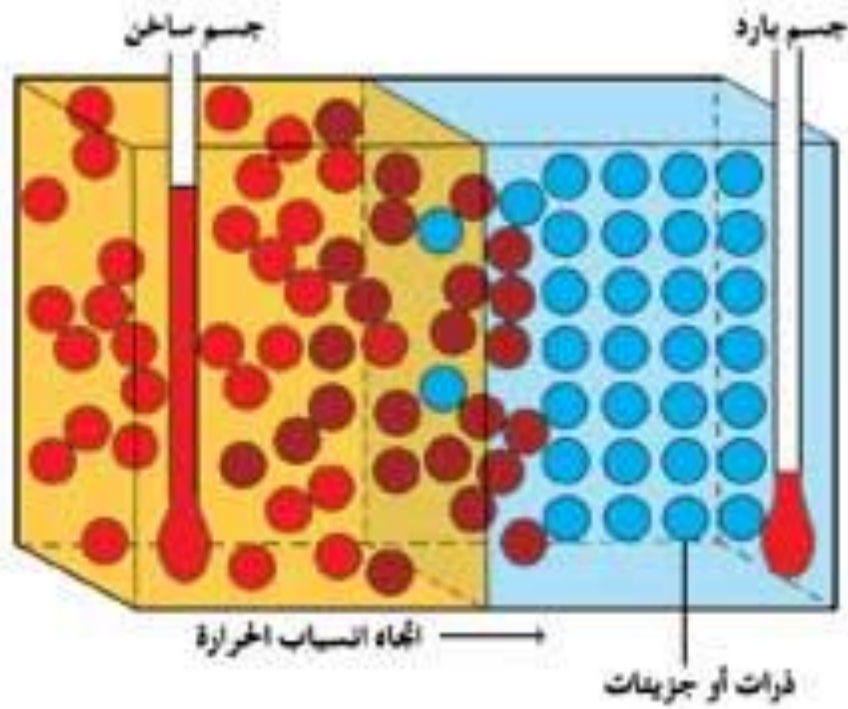
لجزيئاتها طاقة وضع وطاقة حركة. الطاقة الداخلية لجسم: هي مجموع طاقتي الوضع والحركة لجزيئات مادة الجسم

1-2 العلاقة بين الطاقة الداخلية ودرجة الحرارة :

بإكساب الجسم طاقة حرارية: تزداد سعة اهتزازة الجزيئات وتتبعاد وبالتالي تزداد سرعة الجزيئات وتزداد طاقتها الحركية فتزداد الطاقة الداخلية للمادة ، وترتفع درجة الحرارة للجسم. والعكس صحيح إذا فقد الجسم طاقة حرارية إذا درجة الحرارة تعتبر مقياساً للطاقة الداخلية لجزيئات الجسم.

1-3 الاتزان الحراري

الحرارة تنساب من جسم ذي درجة حرارة أعلى إلى آخر ذي درجة حرارة أقل. وكلما كان الفرق في درجة الحرارة بين جسمين أكبر، كان انتقال الحرارة بينهما أسرع. ويستمر انتقال الحرارة بين الجسمين إلى أن يتساويا في درجة الحرارة. (اتزان حراري)



عندما تتلامس أجسام لها درجات حرارة مختلفة ، يحدث انتقال للطاقة الحرارية من الجسم الأعلى درجة حرارة إلى الجسم الأدنى درجة حرارة حتى يصبح الاثنان عند درجة الحرارة نفسها .

كمية الحرارة المكتسبة + كمية الحرارة المفقودة = صفر

عندما يتلامس جسمان لهما درجة الحرارة نفسها لا تتغير الطاقة الحرارية لكل منهما . حتى إذا كان لأحد الجسمين طاقة حرارية أكبر من الطاقة الحرارية التي للجسم الآخر ، فإن الجسمين يظلان على درجة الحرارة نفسها . مقاييس درجة الحرارة الكلفن (K): وهو المقياس المعتمد من قبل المنظومة العالمية SI وهو مقياس كثير الاستعمال في الميادين العلمية. سلزيوس (درجة حرارة مئوية) وهو المقياس المعتمد في حياتنا اليومية في غالبية دول العالم. الفهرنهايت (F): وهو المقياس المعتمد في الولايات المتحدة الأمريكية. درجة الحرارة المطلقة وهي كلفن. بما أن الحرارة مظهر من مظاهر الطاقة المتبادلة . إذاً أمكننا تحويل جميع وحدات الحرارة المختلفة إلى جول . وهي وحدة قياس الطاقة في النظام الدولي .

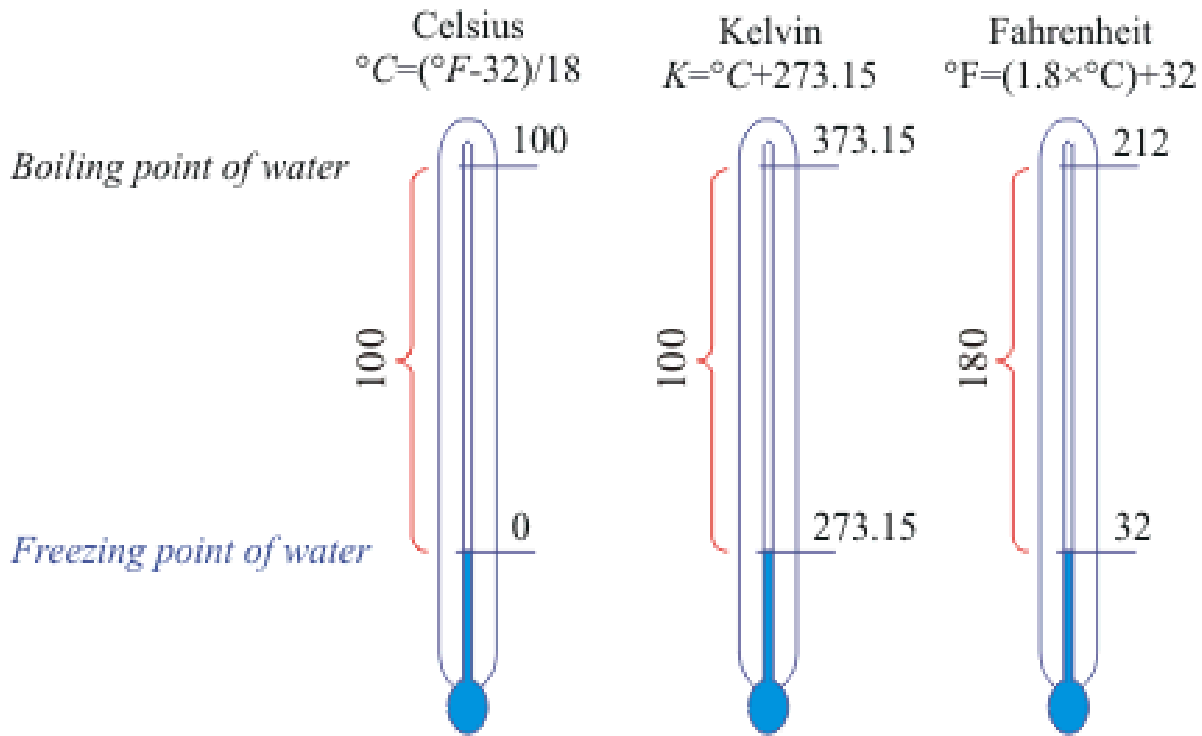
4-1 مقاييس درجة الحرارة

فكرة الاتزان الحراري هي الأساس في قياس درجة الحرارة

مقياس سيليزي

مقياس كلفن

مقياس فهرنهايت

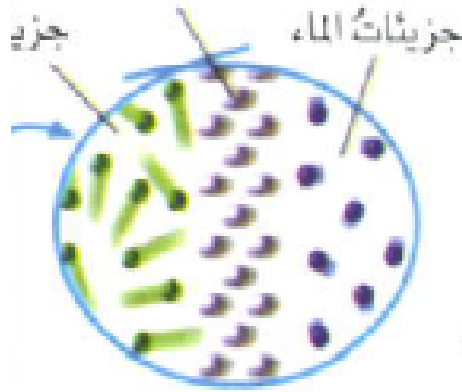


كيلفن	السيليزي	الفهرنهايتي	وجه المقارنة
373	100	212	درجة غليان الماء
310	37	98.6	درجة حرارة جسم الانسان
273	0	32	درجة انصهار الماء أو تجمد
0	-273	-460	درجة الصفر المطلق

بما أن الحرارة مظهر من مظاهر الطاقة المتبادلة . إذاً أمكننا تحويل جميع وحدات الحرارة المختلفة إلى جول . وهي وحدة قياس الطاقة في النظام الدولي .

5-1 انتقال الطاقة كحرارة

وفق وجهة النظر العيانية تنتقل الطاقة كحرارة من الجسم الأعلى درجة حرارة إلى الجسم الأدنى حرارة . تفسير ذلك وفق النظرة المجهرية (على مستوى الذري)



جزيئات العصير

عند الوصول إلى حالة الاتزان الحراري تكون الطاقة الكلية المتبادلة بين الجسمين صفراً . أي مجموع الطاقة المكتسبة والمفقودة يساوي الصفر . للحساء في الانائين درجة الحرارة نفسها ، في المقلاة حساء أكثر . لذلك يكون في حساء المقلاة طاقة حرارية أكبر من الطاقة الحرارية في حساء الوعاء الآخر . الطاقة الحرارية تتناسب مع كمية المادة



نتيجة : إذا اكتسب جسم طاقة حرارية أو فقدتها تتغير درجة حرارته وتتغير طاقته الداخلية . والحرارة لا تنتقل بين جسمين إلا إذا كان بينهما فرق في درجات

الحرارة . يرمز للطاقة الداخلية بالرمز U وإلى الحرارة بالرمز Q الطاقة الداخلية U : مجموع طاقة الحركة وطاقة الوضع لجزيئات المادة .

أكثر ثلاث وحدات شيوغاً في قياس كمية الحرارة هي ::السُّعر والجول ----
والوحدة الحرارية البريطانية. والسعر الحراري هو كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة جرام واحد من الماء ١° سيليزية . والسعر الحراري المستخدم في قياس الطاقة الحرارية الناتجة من الأطعمة، يساوي 1000 ضِعْف هذا السعر الحراري الذي عرّفناه. **والوحدة الحرارية البريطانية**: هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة رطل واحد من الماء ١° فهرنهيتي . وتُستخدم غالباً في الهندسة، بينما يُستخدم السعر الحراري في العلوم. أما **الجول** فيمكن أن يُستخدم في قياس كل أنواع الطاقة، بما في ذلك الحرارة. والجول الواحد هو كمية الطاقة المستهلكة - أو الشغل المبذول - عندما تحرك قوة مقدارها نيوتن واحد جسمًا مسافة متر واحد في اتجاهها.

6-1 السعة الحرارية النوعية

وجد بالتجربة العملية أن كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة المادة تختلف حسب طبيعة المادة، كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة 1Kg من الماء درجة سيليزية واحدة تساوي 4186J ولرفع درجة حرارة 1Kg من النحاس درجة سيليزية واحدة يلزم 387J

السعة الحرارية النوعية : بأنها كمية الحرارة اللازمة لتغيير درجة حرارة 1kg من المادة درجة سيليزية واحدة. عند ضغط ثابت. تختلف السعة الحرارية النوعية باختلاف نوع المادة . والسبب اختلاف حركة الذرات والجزيئات على المستوى المجهرى لكل منها .

السعة الحرارية النوعية Cp

التغير في درجة الحرارة Tf-Ti

$$Q = C_P m \Delta T$$

$$C_P = \frac{Q}{m \Delta T}$$

الحرف P يدل على ان السعة الحرارية النوعية مقيسة عند ضغط ثابت . والسعة الحرارية عند حجم ثابت ، حيث تتمدد الغازات كثيرا بالحرارة :

$$C_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V \quad \cdot \quad \text{السعة الحرارية عند حجم ثابت:}$$

$$C_P = \left(\frac{\partial H}{\partial T} \right)_P \quad \cdot \quad \text{السعة الحرارية عند ضغط ثابت:}$$

من هذه المعادلة يتضح أنه عندما تكتسب المادة حرارة فإن التغير في درجة الحرارة يكون بالموجب وتكون كمية الحرارة موجبة.

$$T_f > T_i$$

$$\Delta T = T_f - T_i \quad \text{موجب}$$

وعندما تفقد المادة حرارة فإن التغير في درجة الحرارة يكون بالسالب وتكون كمية الحرارة سالبة.

$$T_f < T_i$$

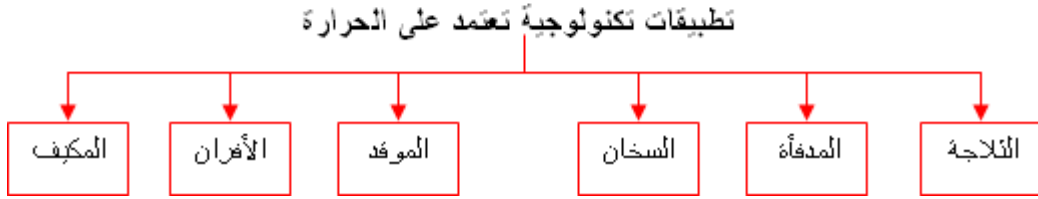
$$\Delta T = T_f - T_i \quad \text{سالب}$$

واما تحديد السعة الحرارية النوعية: قياس الحرارة (الكلووريمترية) طريقة
مختبرية تستخدم لقياس الطاقة المتبادلة بين جسم وآخر على شكل حرارة

مسعر حراري بسيط يستخدم في قياس السعة الحرارية النوعية للمادة

كمية الحرارة المكتسبة + كمية الحرارة المفقودة = صفر . $Q_1 + Q_2 = 0.0$





عندما يكون لدينا عدد كبير من الجسيمات في نظام مغلق (مثل غاز في قارورة) ينص القانون الأول للديناميكا الحرارية على أن التغير التفاضلي للطاقة الداخلية dU للنظام تكون مساوية لتغير في الحرارة δQ المعطاة للنظام ناقصا منها كمية الشغل δW المؤدى من النظام حسب العلاقة:-

$$dU = \delta Q - \delta W \quad (\text{first law}).$$

ويمكن تفسير ذلك بأن δQ تقدم جزءا للطاقة الداخلية في النظام و جزءا للشغل الذي يؤديه النظام . بمعنى آخر عندما نعطي النظام جزءا من الحرارة δQ يحتفظ النظام بجزء منها و يؤدي الجزء الآخر كشغل ميكانيكي.

$$\delta Q = dU + \delta W.$$

ونسمي الطاقة الداخلية بأنها دالة حالة . وفي عملية دورية مثل تشغيل آلة بخارية تعود دالات الحالة إلى قيمها الأولى بعد إتمام دورة كاملة. أي أن التغير التفاضلي للطاقة الداخلية هو تغير تفاضلي تام dU . ونرمز إلى التفاضل التام بالرمز d .

وبالمقارنة فإن كلا من Q أو W لا تمثلان حالة للنظام . أي أن التغير في الحرارة وفي الشغل لا تعتبر تفاضلي تام ، ونرمز لهما δQ و δW . ونستخدم الرمز δ (delta,) كرمز لتغير غير تفاضلي تام .

يوصف تكامل التفاضل الغير التام مع الزمن لنظام عند مغادرة نظام لحالته ثم العودة إلى نفس الحالة الترموديناميكية بأنها لا تكون مساوية بالصفر. ولكن عندما نعطي حرارة النظام حيث يؤدي عملية غير عكسية عند درجة حرارة معينة T ، فإن الحرارة δQ ودرجة الحرارة T تشكلان تفاضلا كاملا.

$$dS = \frac{\delta Q}{T},$$

حيث S إنتروبي النظام .

بالمثل ، عندما يكون الضغط p على الحاجز بين النظام والوسط المحيط يشكل الشغل δW والضغط p تفاضلي تام:-

$$dV = \frac{\delta W}{p},$$

حيث V حجم النظام . وعلى وجه العموم في حالة نظام منتظم التوزيع ، تنطبق المعادلة:-

$$dU = TdS - pdV.$$

فإذا كان الحجم V ثابتا :-

$$TdS = dU \text{ (V constant)}$$

وإذا كان الضغط p ثابتا، تنطبق :-

$$TdS = dH \text{ (p constant)}$$

حيث H الإنثالبي ، ويعرف بالعلاقة :-

$$H = U + pV.$$

وعليه الإنثالبي هو مقياس للطاقة الكلية لنظام ترموديناميكي. ومن ضمنها الطاقة الداخلية U التي هي الطاقة اللازمة لإنشاء نظام ، بالإضافة إلى كمية الطاقة اللازمة لإفساح مكان (حجم) للنظام خلال الوسط المحيط ، وتهيئة النظام للحصول على حجمه وضغطه. وحدة الإنثالبي هي وحدة طاقة ، أي جول. واما الأنتروبي كمية ترموديناميكية تعتمد على كمية المادة في النظام وهي دالة لحالة النظام تتمثل بالكمية $\left(\frac{\delta Q}{T}\right)$ حيث (T) هي درجة حرارة المحيط. وان (ΔS) تمثل التغير في الأنتروبي الذي لا يعتمد على المسار وعليه:

$$\Delta S = S_2 - S_1 = \int_1^2 \frac{\delta Q}{T}$$

ان وحدات الانتروبي هي $(\frac{J}{K^0})$

لا يمكن قياس الإنتالبي الكلي H لنظام. ولكننا نستخدم التغير في الإنتالبي ΔH وهي كمية يمكن قياسها وقد اتفق على الآتي:

- تغير ΔH موجب الإشارة : فيكون تفاعل يمتص الحرارة.
- تغير ΔH سالب الإشارة : فيكون تفاعل ناشر للحرارة .

وعند ثبات الضغط تكون ΔH مساوية للتغير في الطاقة الداخلية ΔU للنظام بالإضافة إلى كمية الشغل التي يؤديها النظام ويعطيها إلى الوسط المحيط وهذا يعني أنه خلال تفاعل كيميائي يكون التغير في الإنتالبي مساويا لكمية الحرارة التي ينشرها النظام (أو كمية الحرارة التي يمتصها النظام) في الوسط المحيط.

وحدة الإنتالبي H (وهي مأخوذة من كلمة التالية *heat content* بالإنجليزية) وحدتها هي جول. في الكيمياء وفي التقنية يلعب الإنتالبي المولي دورا أساسيا ويرمز لها H_m (الوحدة : جول/مول) ، كما توجد وحدة لها تستخدم نادرا وتسمى الإنتالبي النوعي *die spezifische Enthalpie* h (الوحدة : جول/كيلوجرام) وهي تعطي الإنتالبية لكيلوجرام واحد من المادة.

(7-1) تغير الإنتالبي عند تحول الطور.

عندما نقوم بتسخين مادة سواء كانت صلبة أو سائلة ترتفع درجة حرارتها حتى تصل إلى درجة يتغير فيها طورها ، فإذا كانت مادة صلبة فهي تنصهر و تتحول إلى الطور السائل ، وإذا كانت سائلا فهي تتبخر وتتحول إلى الطور الغازي. وأثناء تحول طوري نجد أن درجة حرارة المادة لا تتغير بل تبقى ثابتة. وبعد تحول الطور كاملا تبدأ درجة حرارة المادة في الارتفاع مع استمرار التسخين. وما يحدث أثناء تحول الطور هو تغير الإنثالي عند درجة حرارة متساوية. ونرمز لتغير الإنثالي الناتج عن تحول الطور بالرمز ΔH ، وتوجد أربعة أنواع لتغير الإنثالي مصاحبة لتحول الطور:-

إنثالي التحول ، وهو تغير الطور من حالة صلبة إلى حالة أخرى ، مثل تحول الحديد من نظام بلوري مكعب مركزي الجسم (α -Fe (bcc ferrite) إلى مكعب مركزي الوجه (γ -Fe (fcc austenite). ونرمز لهذا التحول بالرمز ΔH_{tr} ، اختصارا من transition.

إنثالي الانصهار، وهو تغير حالة المادة من الحالة الصلبة إلى الحالة السائلة ، ويرمز له بالرمز H_m ، اختصارا من melting.

إنثالي التبخر، وهو تحول المادة من سائل غلى بخار ، ويرمز له بالرمز ΔH_v ، اختصارا من vapor.

إنثالي التسامي. وهو تحول المادة الصلبة مباشرة إلى بخار ويرمز لها بالرمز ΔH_s ، اختصارا من sublimation.

نجد أن تغير الإنثالي ΔH عند تحول الطور يكون معتمدا اعتمادا ضعيف على درجة الحرارة. وفي بعض الكتب نجد التسمية "الحرارة الكامنة للانصهار" والمقصود بها هي "حرارة تحول الطور".

(١-٨) الحرارة.

الحرارة في الفيزياء و الكيمياء (بالإنجليزية: heat) هي إحدى أشكال الطاقة والتي يترافق معها حركة الذرات أو الجزيئات أو أي جسيم يدخل في تركيب المادة. بالإمكان الحصول على الحرارة عن طريق التفاعلات الكيماوية مثل الاحتراق، أو التفاعلات النووية كالاندماج النووي الذي يحدث في الشمس أو الإشعاع الكهرومغناطيسي كما يحدث في المواد الكهرومغناطيسية (ميكروويف) أو الميكانيكي (الحركي) مثل الآلات و الاحتكاك. يمكن للحرارة أن تنتقل بين الأجسام عن طريق الإشعاع أو التوصيل حراري أو الحمل الحراري. لا يمكن للحرارة أن تنتقل بين جسمين أو بين نقطتين في جسم واحد إلا أن كانت درجات الحرارة بينهما مختلفة. درجة الحرارة هي مقياس لمدى سخونة جسم ما أو برودته. تسمى كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة جسم ما درجة مئوية واحدة بالسعة الحرارية. السعة الحرارية لكل مادة محددة ومعروفة. الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة وحدة الكتلة من مادة ما درجة واحدة تسمى بالحرارة النوعية وهي تعتمد على حالة المادة وتركيبها الكيماوي.

عند احتراق الوقود تصدر كمية من الحرارة تعرف باسم القيمة الحرارية للوقود. خلال عملية تحول مادة نقية من حالة إلى أخرى يتم فقد حرارة أو اكتسابها دون أي تغير في درجات الحرارة وتعرف كمية الحرارة المفقودة أو المكتسبة إبان عملية التحول باسم الحرارة الكامنة وتعتمد بشكل مباشر على نوعية المادة وحالتها الابتدائية والنهائية.

يمكن قياس كمية الحرارة المنتقلة خلال عملية ما عمليا أو حسابها معتمدين على بعض الخواص الحرارية للمواد . يتم قياس كمية الحرارة - ورمزها عادة Q

ونقيس التغير في كمية الحرارة لجسم عن طريق تغير في درجة حرارته أو تغير في طوله أو حجمه أو تعير في طوره مثلما عند انصهار الثلج .

ويعتمد طرق تعيين كمية الحرارة الغير مباشرة على قانون بقاء الطاقة ، وفي بعض الأحيان نعتمد على القانون الأول للديناميكا الحرارية .

(١-9) طرق انتقال الحرارة

التوصيل

conduction

الطريقة التي تنتقل بها الحرارة في الأجسام الصلبة (و كذلك في السوائل، والغازات) . تنتقل الطاقة بالتلامس في الموصلات الجيدة good conductors بسرعة، ويحدث ذلك أساساً بتبادل حركة الالكترونات الحرة ، فضلاً عن تبادل اهتزاز الذرات و تصادم الذرات او الجزيئات ببعضها البعض .

الحمل

convection

الطريقة التي تنتقل بها الحرارة في السوائل والغازات . إذا سخن غاز أو سائل فإنه يتمدد فنقل كثافته ويرتفع إلى أعلى (مثلما في إناء ماء موضوعاً على النار . أو ارتفاع الهواء الساخن إلى أعلى) ، وينخفض الغاز أو السائل الأبرد ليحتل مكانه . وهكذا ينشأ تيار الحمل .

الإشعاع

radiation

طريقة انتقال الحرارة في الفراغ دون أن يكون للوسط أي دور. مثال على ذلك انتشار أشعة الشمس ووصولها إلين على الأرض ، حيث تتحرك الأشعة في الفراغ . ويستخدم مصطلح ((الإشعاع)) كثيراً للإشارة إلى الطاقة الحرارية نفسها التي تسمى بخلاف ذلك الطاقة الحرارية المشعة radiant heat energy. يأخذ الإشعاع شكل موجة كهرومغناطيسية. مثل أشعة الضوء و الأشعة تحت الحمراء التي تصدر بكثافة من الأجسام الساخنة .

(١٠-١) غاز الأوكسجين

الأوكسجين هو أحد أهم العناصر الكيميائية الموجودة في الجدول الدوري وله الرمز O والعدد الذري ٨. هذا العنصر شائع للغاية، ولا يوجد فقط على الأرض ولكن في كل الكون، ويكون غالباً مرتبطاً مع عناصر أخرى.

وجد الأوكسجين غير المرتبط (و غالباً ما يطلق عليه الأوكسجين الجزيئي، O٢) في أول الأمر على سطح الأرض كنتاج لعمليات التأييض للبكتريا ثم وجد الأوكسجين الحر في الغلاف الجوي بعد ذلك في العصر الجيولوجي وحتى الآن تنتجه النباتات بوفرة بعمليات التركيب الضوئي ويشكل الأوكسجين ثنائي الذرة ٨,٢٠% من العناصر الموجودة في الهواء.

الأوكسجين هو ثاني أكبر مكون للغلاف الجوي (٢٠,٩٤٧% بالحجم) ويدخل في طبقة الأوزون وله خواص كثيرة فهو في الهواء ويوجد في كل مكان ينتقل بسهولة كبيرة فهو غاز ويوجد أيضاً ماء الأوكسجين

الأوكسجين مركب أساسي للهواء، يتكون من النباتات خلال عمليات البناء الضوئي، وهو مهم للتنفس في الكائنات الحية التي تعتمد على الهواء في تنفسها. يتم استخدام الأوكسجين بكثرة كمادة مؤكسده، ويتم استخدام الأوكسجين السائل كمادة مؤكسدة في دفع الصواريخ. كما أن الأوكسجين أساسي في عمليات التنفس، ولذا فإن له دور أساسي في الطب. كما أن متسلقى الجبال ومن يقومون باستخدام الطائرات يكون لديهم إمدادات إضافية من الأوكسجين. ويستخدم الأوكسجين أيضا في اللحام.

والجدول (٢-١) يوضح بعض الخصائص الفيزيائية لغاز الأوكسجين.

أوكسجين، ٨، O	الاسم، العدد الذري، الرمز
لا فلز	تصنيف العنصر
p، 2، 16	المجموعة، الدورة، المستوى الفرعي
15.9994 غ·مول ⁻¹	الكتلة الذرية
1s ² 2s ² 2p ⁴	توزيع إلكتروني
غاز	الطور
6.82 كيلوجول·مول ⁻¹	حرارة التبخر
نظام بلوري مكعب	البنية البلورية
90.20 ك، -182.95، °س- 297.31، °ف	نقطة الغليان

الجدول (٢-١) يوضح بعض الخصائص الفيزيائية لغاز الأوكسجين.

(١-١١) اعتماد السعة الحرارية على درجة الحرارة.

في الواقع انه من غير الممكن تخمين القيم العددية للسعات الحرارية اعتماداً على الدينامية الحرارية. الا انه في بعض الحالات وبالاعتماد على الميكانيك الاحصائي (Statistical Mechanics) يكون من الممكن حساب السعات الحرارية لبعض المواد من المعلومات الطيفية ونتائج هذه الطريقة تكون جيدة بالنسبة للجزيئات الغازية البسيطة، الا ان الطريقة المباشرة للحصول على السعات الحرارية هي بواسطة

القياسات المسعرية وهي الطريقة المستخدمة لتعيين معظم السعات الحرارية. في الحقيقة ان السعات الحرارية، خصوصاً بالنسبة للجزيئات الغازية المعقدة (المتعددة الذرات)، تتغير مع درجة الحرارة ولهذا فأن هناك معادلات وضعية (Emperical Equations) لربط السعات الحرارية المقاسة لهذه الغازات على مدى معين من درجات الحرارة، ومن هذه المعادلات الوضعية المعادلة التالية:

$$C_p = a + bT + cT^2$$

لحساب ΔH لمادة من قيم السعة الحرارية تحت ضغط ثابت على مدى من درجات الحرارة نكامل المعادلة اعلاه بحيث .

$$\int_{H_1}^{H_2} dH = \int_{T_1}^{T_2} C_p dT$$

وعند التعويض عن السعة الحرارية تحت ضغط ثابت في المعادلة اعلاه وأجراء التكامل نحصل على مايلي:-

$$\Delta H = H_2 - H_1 = a (T_2 - T_1) + \frac{b}{2} (T_2^2 - T_1^2) + \frac{c}{3} (T_2^3 - T_1^3)$$

في الديناميكا الحرارية والكيمياء الجزيئية، المحتوى الحراري أو الإنتالبية أو السخانة (يرمز لها بـ H) هي تعبير عن الكمون الدينامي الحراري للنظام. هي مقياس للطاقة الكلية ل نظام ترموديناميكي. ومن ضمنها الطاقة الداخلية U التي هي الطاقة اللازمة لإنشاء نظام ، بالإضافة إلى كمية الطاقة اللازمة لإفساح مكان (حجم) للنظام خلال الوسط المحيط ، وتهيئة النظام للحصول على حجمه وضغطه. وحدة الإنتالبي هي وحدة طاقة ،أي جول.

وعند ثبات الضغط تكون ΔH مساوية للتغير في الطاقة الداخلية ΔU للنظام بالإضافة إلى كمية الشغل التي يؤديها النظام ويعطيها إلى الوسط المحيط وهذا يعني أنه خلال تفاعل كيميائي يكون التغير في الإنتالبي مساويا لكمية الحرارة التي ينشرها النظام (أو كمية الحرارة التي يمتصها النظام) في الوسط المحيط.

وحدة الإنثالبي H (وكانت H في الأصل مأخوذة من كلمة *heat content* بالإنجليزية) وحدتها هي جول. في الكيمياء وفي التقنية يلعب الإنثالبي المولي دورا أساسيا ويرمز لها H_m (الوحدة : جول/مول) ، كما توجد وحدة لها تستخدم نادرا وتسمى الإنثالبي النوعي *h die spezifische Enthalpie* (الوحدة : جول/كيلوجرام) وهي تعطي الإنثالبية لكيلوجرام واحد من المادة.

في التقنية تفيدنا حسابات تغير إنتالبيية نظام حركة حرارية لمعرفة الشغل الذي يمكن الاستفادة منه من النظام (عند الاحتفاظ بالضغط ثابتا). لذلك لأنه عند ثبات الضغط يتغير الحجم ، وتغير حجم النظام معناه أن النظام يؤدي شغلا ميكانيكيا ويعطيه إلى الوسط المحيط. كمية الشغل $p \cdot V$ ، ووحدته {الجول}.

مصطلح *إنتالبية enthalpy* مشتق من اللاتينية ويتألف من سابقة *-en* ، تعني "يضع في" وكلمة إغريقية *-thalpein* تعني "يسخن"

يمكن كذلك حساب الإنثالبي عن طريق $pV + U$ ، ونجمع بين الطاقة الداخلية بالإضافة إلى الشغل اللازم pV لتوسيع مكان (حجم) لنشأة نظام ترموديناميكي. والتغير في الإنثالبي لنظام هو الحرارة الصادرة من النظام أو الحرارة التي يمتصها النظام من الخارج عند ثبات الضغط. وبالنسبة إلى نظام ترموديناميكي يشكل التغير في الإنثالبي أكبر طاقة يمكن استغلالها من عملية ترموديناميكية يكون خلالها الضغط ثابتا.

والمقدار pV هو الشغل اللازم لإزاحة الوسط المحيط بغرض تهيئة مكان يحتله النظام.

الفصل الثاني

Chapter Two

النتائج والحسابات

Introduction

(1-2) المقدمة

من الجدير بالذكر إن هناك العديد من العوامل المختلفة التي لها تأثير واضح على حساب الانتالبي ومن أهم هذه العوامل درجة الحرارة ولذلك تم التركيز على دراسة تأثير درجة الحرارة على حساب الانتالبي لغاز الاوكسجين وذلك لأهميته في مجالات الفيزياء العملية المختلفة.

البحث الحالي يتضمن حسابات للانتالبي لغاز الاوكسجين ومدى تأثير درجة الحرارة على الانتالبي. وقد تم تطبيق المعادلة التالية:-

$$C_p = a + bT + cT^2 \quad \dots(2-1)$$

لحساب ΔH لمادة من قيم السعة الحرارية تحت ضغط ثابت على مدى من درجات الحرارة نكامل المعادلة اعلاه بحيث .

$$\int_{H_1}^{H_2} dH = \int_{T_1}^{T_2} C_p dT \quad \dots(2-2)$$

وعند التعويض عن السعة الحرارية تحت ضغط ثابت في المعادلة

اعلاه وأجراء التكامل نحصل على مايلي:-

$$\Delta H = H_2 - H_1 = a (T_2 - T_1) + \frac{b}{2} (T_2^2 - T_1^2) + \frac{c}{3} (T_2^3 - T_1^3)$$

....(٢-٣)

(٢-٢) حساب الانتالبي لغاز الاوكسجين

تم حساب الانتالبي لغاز الاوكسجين . بالاعتماد على المعادلات السابقة علما ان المقادير المستخدمة في هذه الحسابات هي:

$$a=29.07$$

$$b=-0.836 \times 10^{-3}$$

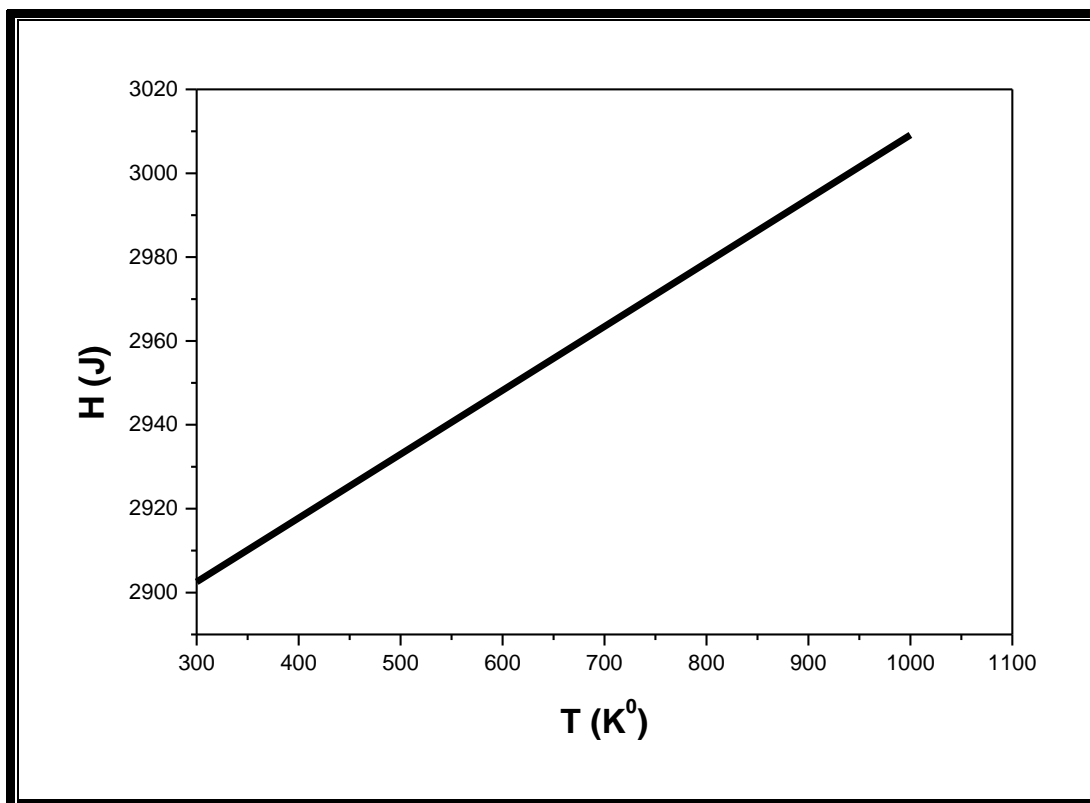
$$c=20.1 \times 10^{-7}$$

الجدول (١-٢) يوضح حسابات تغير الانتالبي مع درجة الحرارة (T) والموضحة بيانياً في الشكل (١-٢).

$T(K^0)$	$H(J)$
300 – 400	2902.53
400 – 500	2910.25

500 – 600	2921.99
600 – 700	2937.75
700 – 800	2957.53
800 – 900	2981.33
900 – 1000	3009.15

الجدول (١-٢) يوضح حسابات تغير الانثالبي مع درجة الحرارة (T).



الشكل (٢-١) يوضح تغير الانثالبي مع درجة الحرارة.

(٢-٣) حساب الانتروبي لغاز الاوكسجين:

الأنثروبي كمية ثرموديناميكية تعتمد على كمية المادة في النظام وهي دالة لحالة النظام تتمثل بالكمية $(\frac{\delta Q}{T})$ حيث (T) هي درجة حرارة المحيط. وان (ΔS) تمثل التغير في الأنثروبي الذي لا يعتمد على المسار وعليه:

$$\Delta S = S_2 - S_1 = \int_1^2 \frac{\delta Q}{T}$$

ان وحدات الأنثروبي هي $(\frac{J}{K})$ ، بما إن

$$\delta Q = PdV + dU$$

وإذا افترضنا أن الكيان أمتص كمية من الحرارة تحت ضغط ثابت وعليه:

$$\delta Q = PdV + dU$$

$$\delta Q = d(PV) + dU$$

$$\delta Q = d(PV + U)$$

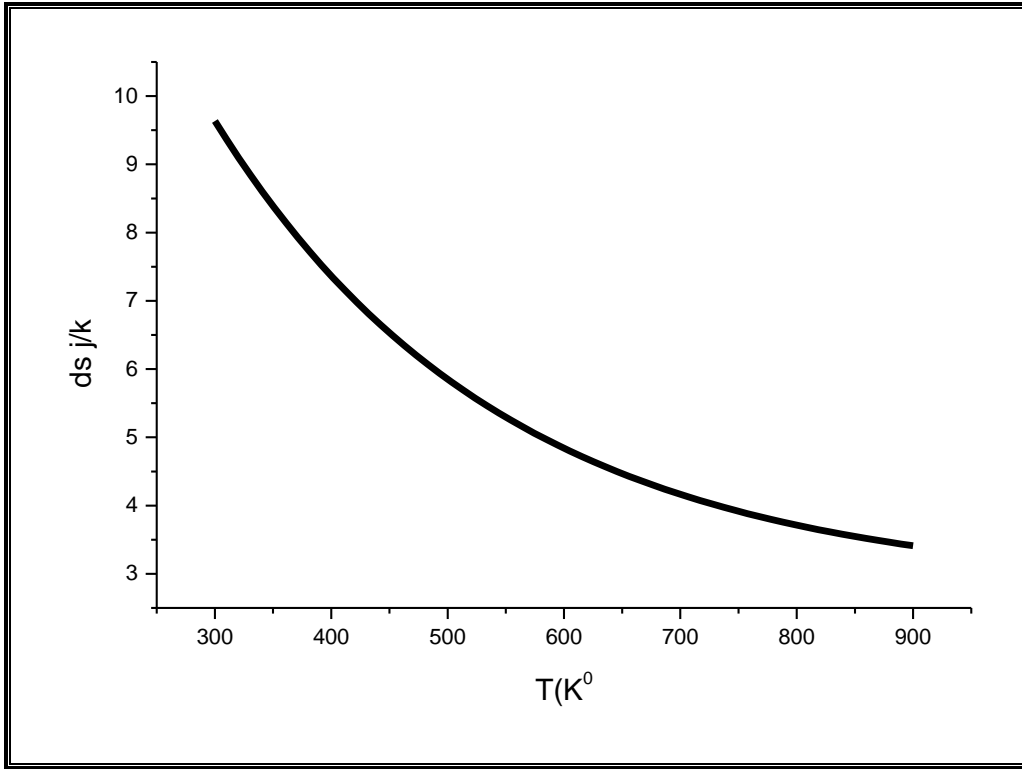
ومن المعادلة اعلاه نحصل على دالة جديدة تدعى بالانثالبي ويرمز لها بالرمز (H) وعليه:

$$\delta Q = dH$$

وبما ان التغير في الأنثروبي $dS = \frac{\delta Q}{T}$ وبالتالي نحصل $dS = \frac{dH}{T}$ والجدول ادناه يوضح قيم الانثروبي لغاز الاوكسجين والمقابلة لدرجات الحرارة المعطاة في .

$T(K^0)$	$H(J)$	$dS = \frac{dH}{T} \left(\frac{J}{K^0} \right)$
300	2902.53	9.675
400	2910.25	7.275
500	2921.99	5.843
600	2937.75	4.896
700	2957.53	4.225
800	2981.33	3.726
900	3009.15	3.343

الجدول (٢-٢) يوضح حسابات تغير الانثروبي مع درجة الحرارة (T) والموضحة بيانياً في الشكل (٢-٢). ادناه.



الشكل (٢-٢) يوضح تغير الانتروبي مع درجة الحرارة.

الفصل الثالث

Chapter Three

المناقشة والاستنتاجات

٣-١) المقدمة

Introduction

هناك العديد من الدراسات النظرية والعملية حول حساب وقياس العوامل المؤثرة في حساب الانتالبي والانتروبي للغازات ومن هذه العوامل درجة الحرارة والتي لها علاقة بالتطبيقات العملية في المجالات الفيزيائية المختلفة.

تضمنت الحسابات حساب الانثالي والانتروبي لغاز الاوكسجين ومدى تاثير درجة الحرارة على الانثالي حيث تم تثبيت قيم الانثالي والانتروبي مع درجات الحرارة المستخدمة في الجدول (١-٢) وبيانياً في الشكل (١-٢) . و الجدول (٢-٢) وبيانياً في الشكل (٢-٢)

حيث نلاحظ الزيادة في الانثالي مع زيادة درجة الحرارة ويمكن تفسير ذلك على اعتماد الانثالي على السعة الحرارية بالإضافة الى الطاقة الداخلية وكذلك مقدار الشغل المنجز على النظام والذي يعتمد على حجم النظام وكذلك الضغط . بالنسبة للمواد الصلبة والسوائل لا تختلف السعة الحرارية عند ضغط ثابت عن تلك المقاسة عند حجم ثابت. أما بالنسبة للغازات فنميز بين السعة الحرارية عند ضغط ثابت والسعة الحرارية عند حجم ثابت ، حيث تتمدد الغازات كثيراً بزيادة درجة الحرارة لأنه بزيادة درجة الحرارة ستكتسب جزيئات هذا الغاز طاقة إضافية هي الطاقة الحرارية وبالتالي زيادة الانثالي. اما بالنسبة للانتروبي لاحظنا نقصان الانتروبي عند زيادة درجة الحرارة لان العلاقة هي عكسية بين الانتروبي

المصادر

1. P. G., Sherron, diffusion in solids, McGraw- Hill (1963).
2. Internet communication, introduction to Materials science, chapter 5, diffusion (2004).
3. Fundamentals of Statistical and Thermal Physics : F. Reif
McGraw – Hill, New York NY, 1965

٤. د. يحيى نوري الجمال – فيزياء الحالة الصلبة، دار الكتب للطباعة والنشر

جامعة الموصل ، لسنة ٢٠٠٠.

٥. د. مؤيد جبرائيل فيزياء الحالة الصلبة الجزء الأول ، جامعة بغداد ١٩٨٧ .

الخلاصة

Abstract

يهدف البحث إلى اظهار الاستيعاب الفيزيائي لظاهرة حساب الانتالبي والانتروبي لغاز الاوكسجين ومدى تأثير درجة الحرارة عليه. ثم تبين لنا ان الانتالبي يزداد مع زيادة درجة الحرارة والسبب في ذلك يعود الى زيادة في الطاقة الداخلية نتيجة زيادة درجة الحرارة وبالتالي زيادة الانتالبي لان قيمة الانتالبي تعتمد على الطاقة الداخلية. وكذلك نتيجة زيادة درجة الحرارة هذا يؤدي الى تمدد غاز الاوكسجين حيث تتمدد الغازات كثيرا بزيادة درجة الحرارة لانه بزيادة درجة الحرارة ستكتسب جزيئات هذا الغاز طاقة إضافية هي الطاقة الحرارية وبالتالي زيادة الانتالبي. كذلك من العوامل التي تؤدي الى زيادة الطاقة الداخلية هي زيادة المسافة الفاصلة بين جسيمات (ذرات أو جزيئات) الكيان الذي يصاحب التمدد (ان هذا التمدد يتم ضد قوى التجاذب المتبادل بين جسيمات الكيان) وبالتالي زيادة الانتالبي. ايضا لاحظنا نقصان الانتروبي مع زيادة درجة الحرارة لان العلاقة عكسية بين الانتروبي ودرجة الحرارة.