الـوحــدة الـثــانيــة

الطاقة الحرارية المصاحبة للتغيرات الكيميائية

(الكيمياء الحرارية)

توجد الطاقة في صور متعددة منها:

1) الطاقة الحرارية. 2) الطاقة الكهربائية. 3) الطاقـــة الكيميائية.

4) الطاقة النووية. 5) الطاقة الضوئية. 6) الطاقـــــــــة الإشعاعية.

7) الطاقة الميكانيكية.

تحـولات الطـاقــة:

يمكن تحويل الطاقة إلى أي صورة من صور الطاقة الأخرى.

أمثلـة لبعـض التحـولات:

1) تحويل الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية [الأعمدة الكهربائية].
2) تحويل الطاقة الكيميائية إلى طاقة حرارية [احتراق الوقود].
3) تحويل الطاقة الضوئية إلى طاقة كيميائية [التمثيل الضوئي].
4) تحويل الطاقة النووية إلى طاقة كهربائية [المفاعلات النووية].
5) تحويل الطاقة الكهربائية إلى طاقة ضوئية [المصابيح الكهربائية].
6) تحويل الطاقة الكهربائية إلى طاقة حرارية [المدفأة].
7) تحويل الطاقة الكهربائية إلى طاقة حركية [المروحة].

***وهذه التحويلات سوف تقودنا إلى قانون بقاء الطاقة الذي ينص على:**
(الطاقة لا تفنى ولا تستحدث من العدم ولكن يمكن تحويل الطاقة من صورة إلى أخرى).

تقدر الطاقة بوحدة الجول أو السعر.

- **العلاقة بين السعر والجول هي:** السعر = 4.18 جول.

الطاقة الكيميائية (c.hemical Energy):

هي الطاقة المختزنة ضمن الوحدات التركيبية [الذرات أو الجزيئات] للمواد، وهي تعرف باسم طاقة الوضع الكيميائية.

تتوقف الطاقة الكيميائية [*Chemical Energy*] على:

1) نوع الذرات الداخلة في تركيب المادة.
2) نوع الروابط التي تنشأ بين الذرات.
3) طاقة الربط بين الجزيئات (قوى جذب فاندرفالز *Vander wails forces*).

ما العلاقة بين نوع الذرات الداخلة في تكوين مركبي الماء والجازولين وبين الطاقة الكيميائية المخزونة في كلٍ منهما؟

العلاقة هي أن الطاقة الكيميائية المخزونة في كلٍ منهما تتوقف على نوع الذرات والروابط الناشئة بين الذرات والطاقة الكيميائية لا تظهر إلا عندما يحدث للمادة تغيرات كيميائية أي أثناء تفاعلها حيث يصاحب التفاعلات الكيميائية تغيرات حرارية تتوقف على طبيعة المواد المتفاعلة والناتجة عن التفاعل

التفاعلات الكيميائية يصاحبها تغيرات في الطاقة:

التغيرات الكيميائية تحدث نتيجة التفاعل بين الذرات أو الجزيئات للمواد المتفاعلة ويصاحب ذلك امتصاص طاقة أو انطلاق طاقة حرارية.

مثـــال :

تفاعل البوتاسيوم مع الماء يصاحبه انطلاق طاقة حرارية + ضوء.

$$K_{(g)} + H_2O_{(L)} \longrightarrow KOH + \tfrac{1}{2}H_{2(g)} + Energy$$

عند تفاعل البوتاسيوم مع الماء نلاحظ سخونة أنبوبة الاختبار ؟

مثـــال :

تفكك نيترات الأمونيوم NH_4NO_3 يصاحبه امتصاص طاقة حرارية.

$$NH_4NO_3 + Heat \longrightarrow N_2O + 2H_2O$$

الكيمياء الحرارية Thermo chemistry:

هي فرع من فروع الكيمياء الذي يختص بدراسة التغيرات الحرارية المصاحبة للتغيرات الكيميائية والفيزيائية.

علاقة حدوث التفاعل الكيميائي بالطاقة؟

العلاقة أن التفاعلات الكيميائية يصاحبها تغيرات حرارية بسبب اختلاف الطاقة الكيميائية للمواد المتفاعلة والناتجة عن التفاعل؛ أي أن التفاعلات الكيميائية تكون مصحوبة بتغيرات في الطاقة أما تفاعلات طاردة للحرارة أو تفاعلات ماصة للحرارة، فمثلاً:

* في حالة التفاعلات الطاردة للحرارة تنتقل الطاقة من النظام إلى الوسط المحيط، بينما التفاعلات الماصة للحرارة يقوم النظام بامتصاص الطاقة من الوسط المحيط.

النظام System:

هو أي جزء من الكون نختصه بدراسة معينة ويفصله عن باقي الكون حدود معينة.

الوسط المحيط:

هو الجزء المتبقي خارج حدود النظام.

نوعان من النظام, هما:

(1) النظام المعزول عن الوسط المحيط :

وفيه لا يكون هناك أي تأثير من الوسط المحيط على النظام.

مثـــال :

إجراء تفاعل في مسعر حراري معزول بحيث إن الحرارة لا يمكن نقلها عبر الحدود الفاصلة بين النظام والوسط المحيط وتسمى هذه العملية (عملية إديباتية ***Adiabatic***).

عملية الأيزوثيرمى Isothermal:

هي عملية تتم عند حفظ عناصر النظام (المواد التي يحتويها النظام) في درجة حرارة معينة أثناء حدوث التفاعل أو أثناء حدوث تغير.

متى يكون النظام في حالة اتزان؟

يكـون النظـام فـي حالـة اتـزان عنـدما تكـون قـيم خـواص النظـام (المتغيـرات الفيزيائية) مثل الحجم والضغط ودرجة الحرارة لا تتغير مع الزمن.

(2) النظام غير المعزول :

وفيه يكون هناك تبادل للمادة أو الطاقة بين النظام والوسط المحيط.

مثـــال :

إجراء تفاعل كيميائي في كأس مفتوح يتم تبادل الطاقة بين وسط التفاعل (النظام) والوسط المحيط من خلال جدران الكأس.

العلاقة بين الحرارة ودرجة الحرارة:

الحرارة هي إحدى أشكال الطاقة ويمكن أن تنتقل من النظام أو إليه عبر عملية التوصيل الحراري أو عبر الإشعاع الحراري.

الحرارة Heat:

هي طاقة تنتقل من جسم إلى آخر نتيجة اختلاف في درجة حرارة جسمين.

وحدة قياس الحرارة:

بما أن الحرارة شكل من أشكال الطاقة فهي تقاس بوحدة الجول في النظام الدولي.

درجة الحرارة Temperature:

هي مقياس للسخونة أو البرودة وتقاس درجة الحرارة باستخدام الترمومتر، ويعبر عنها بالدرجة المئوية أو بالكلفن.

السعة الحرارية والحرارة النوعية:

السعة الحرارية Heat Capacity:

هي كمية الطاقة اللازمة لرفع درجة حرارة كمية معينة من المادة درجة مئوية واحدة.

الحرارة النوعية Specific Heat:

هي كمية الطاقة اللازمة لرفع درجة حرارة جرام واحد من المادة درجة مئوية واحدة.

العلاقة بين الحرارة النوعية وكمية الطاقة المكتسبة أو المفقودة:

$$\text{الحرارة النوعية} = \frac{\text{كمية الطاقة المكتسبة أو المفقودة}}{\text{كتلة الجسم} \times \text{التغير في درجة الحرارة}} = \text{جول/جم.م}^5$$

مثـــال :

الحرارة النوعية للرصاص 0.129 جول/جم.م^5، بينما الحرارة النوعية للحديد 0.449 جول/جم.م^5، فأيٍ منهما يمكن أن ترفع درجة حرارته بشكل أكبر، ولماذا؟
الرصاص ترفع درجة حرارته بشكل أكبر؛ لأن الحرارة النوعية للرصاص أقل من الحرارة النوعية للحديد.

العلاقة بين السعة الحرارية والحرارة النوعية:

∵ السعة الحرارية = كمية الطاقة الحرارية / مقدار التغير في درجة الحرارة ⇐ (I)

∵ الحرارة النوعية = كمية الطاقة الحرارية / كتلة المادة × مقدار التغير في درجة الحرارة ⇐ (II)

*** بالتعويض عن قيمة السعة الحرارية في المعادلة (II)**

∴ الحرارة النوعية = السعة الحرارية / كتلة المادة

مسألة :

قطعة من النحاس كتلتها 95.49جم امتصت كمية من الحرارة مقدارها 849جول، فزادت درجة حرارتها من 25م^5 إلى 48م^5. أوجد الحرارة النوعية للنحاس.

الحل :

* ∵ كتلة النحاس= 95.49جم.

* مقدار التغير في درجة الحرارة = $ء_2 - ء_1$ = 48- 25 = 23م^5.

* مقدار الطاقة المكتسبة = 849 جول.

∵ الحرارة النوعية للنحاس = كمية الطاقة المكتسبة أو المفقودة / كتلة النحاس × مقدار التغير في درجة الحرارة

= 849 / (95.49 × 23) = 0.386 جول/جم.م^5

المقصود بأن الحرارة النوعية للماء تساوي 4.18جول/جم.م^5 هو أن كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة 1 جم من الماء درجة مئوية واحدة تساوي 4.18ك جول.

التفاعلات الكيميائية وحرارة التفاعل:

عرفنا سابقاً أن التفاعلات الكيميائية يصاحبها تغيرات حرارية أما امتصاص للطاقة الحرارية أو انبعاثها.

العوامل التي تتوقف عليها التغيرات الحرارية [حرارة التفاعل]:

1) طبيعة المواد المتفاعلة والناتجة [حالة المواد] صلبة - سائلة- غازية.
2) كمية الطاقة المختزنة في المادة [المحتوى الحراري].

المحتوى الحراري Heat Content:

هي كمية الحرارة المخزونة في المادة عند تكوينها, ويرمز لها بالرمز [H].

حرارة التفاعل[ΔH] Heat of Reaction:

هي كمية الحرارة المنطلقة أو الممتصة عند تفاعل المواد الداخلة في التفاعل بشكل تام لتكوين النواتج عند الظروف القياسية.

الظروف القياسية:

هي حالة حدوث التفاعل عند درجة 25م^{5} وضغط 1جو.

آخر لحرارة التفاعل:

هي مقدار التغير الحراري المصاحب للتفاعل الكيميائي.

ملاحظة هامة: سبب وجود حرارة التفاعل هو الاختلاف في المحتوى الحراري.

حرارة التفاعل[ΔH] = مجموع المحتوى الحراري للنواتج – مجموع المحتوى الحراري للمتفاعلات.

مثال :

$$A + B \longrightarrow C + D$$

متفاعلات نواتج

H_1 H_2

حرارة التفاعل$[\Delta H] = \Sigma H_2 - \Sigma H_1$

هناك احتمالين هما :

1) المحتوى الحراري للنواتج [H_2] أقل من المحتوى الحراري للمتفاعلات [H_1] وهذا يعنى أن قيمة [ΔH] سوف تكون سالبة؛ أي أن التفاعل طارد للحرارة.
2) المحتوى الحراري للنواتج[H_2] أكبر من المحتوى الحراري للمتفاعلات[H_1], وهذا يعني أن قيمة [ΔH] سوف تكون موجبة؛ أي أن التفاعل ماص للحرارة.

أنواع التفاعلات الكيميائية من حيث التغير الحراري

تفاعلات طاردة للحرارة **تفاعلات ماصة للحرارة**

أولاً : التفاعلات الطاردة للحرارة Exothermic Reactions:

وهي التفاعلات التي يصاحبها انطلاق طاقة حرارية كناتج من نواتج التفاعل.

وهي تتميز بالآتي:

(1) يصاحبها انطلاق حرارة.

(2) المحتوى الحراري للنواتج أقل من المحتوى الحراري للمتفاعلات.

(3) ينتج عنها مركبات طاردة للحرارة وهي مركبات ثابتة في درجات الحرارة العادية [علل].

لأن المحتوى الحراري للمركبات الناتجة أقل من المحتوى الحراري لعناصرها [المتفاعلات].

(4) تتم بصورة تلقائية. (5) إشارة ΔH سالبة

مثـــال :

احتراق مول واحد من الهيدروجين مع نصف مول من الأكسجين لتكوين واحد مول من بخار الماء وتنطلق طاقة حرارية مقدارها 241.8كيلوجول/مول.

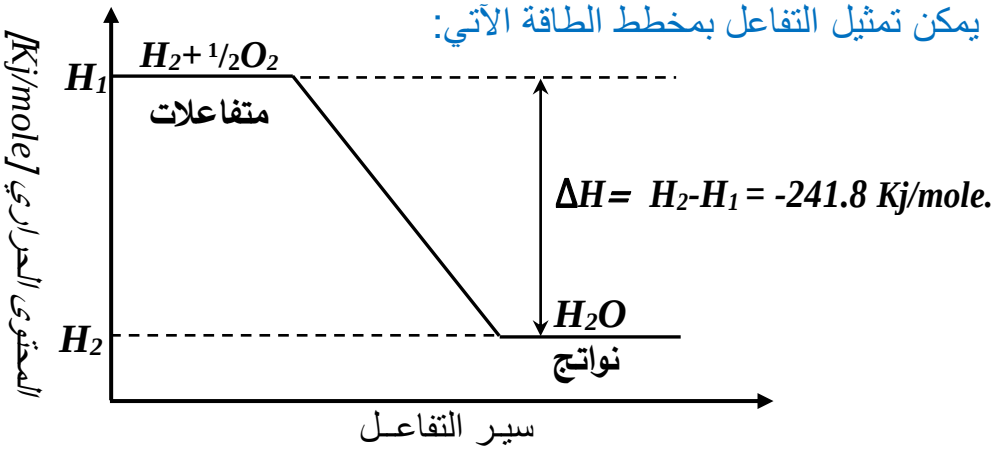
الحـــــل :

$$H_{2(g)} + \tfrac{1}{2}O_{2(g)} \longrightarrow H_2O_{(g)} \qquad [\Delta H] = -241.8\ kj/mole$$

H_1 < H_2

متفاعلات نواتج

يمكن تمثيل التفاعل بمخطط الطاقة الآتي:



ثانياً: التفاعلات الماصة للحرارة Endothermic Reactions:

هي التفاعلات التي يصاحبها امتصاص طاقة حرارية. وهي تتميز بالآتي :

1) يصاحبها امتصاص طاقة حرارية.

2) المحتوى الحراري للنواتج أكبر من المحتوى الحراري للمتفاعلات.

3) ينتج عنها مركبات ماصة للحرارة.

4) تتم بصورة غير تلقائية. 5) إشارة ΔH موجبة .

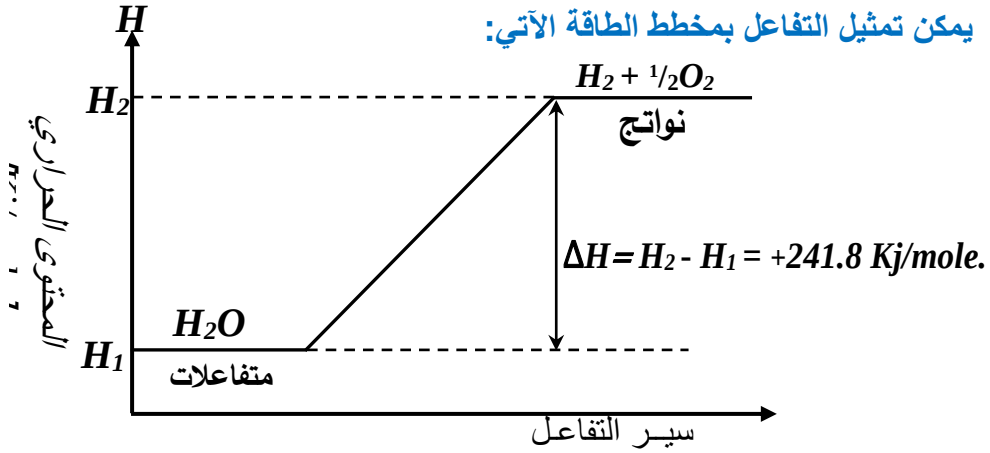
مثـــال :

تفكك واحد مول من بخار الماء يعتبر تفاعل ماص للحرارة، وطبقاً للمعادلة الآتية:

$$H_2O_{(g)} \longrightarrow H_{2(g)} + \tfrac{1}{2}O_{2(g)} \qquad \Delta H = +241.8Kj/mole.$$

$$(H_1) \quad < \quad (H_2)$$

يمكن تمثيل التفاعل بمخطط الطاقة الآتي:



التفاعلات الطاردة والماصة للحرارة,

م	وجه المقارنة	التفاعل الطارد للحرارة	التفاعل الماص للحرارة
1	التغير الحراري المصاحب:	يصاحبه انطلاق حرارة	يصاحبه امتصاص حرارة
2	إشارة [ΔH]:	سـالبـــة	مـــوجبـــــة
3	المحتوى الحراري للمتفاعلات:	اكبر من المحتوى الحراري للنواتج	أقل من المحتوى الحراري للنواتج
4	المركبات الناتجة:	طاردة للحرارة	ماصّـــة للحرارة
	مثـــال :	اتحاد الكربون مع غاز الاكسجين لتكوين غاز ثاني أكسيد الكربون $C + O_2 \rightarrow CO_2 \quad \Delta H=-Kj$	اتحاد اليود مع الهيدروجين لتكوين يوديد الهيدروجين $\frac{1}{2}H_2 + \frac{1}{2}I_2 \rightarrow HI \quad \Delta H=+Kj$

على الطالب رسم مخطط الطاقة للتفاعلين السابقين في الجدول

معـادلـة الكيميـاء الحـراريـــة:

- **هي معادلة كيميائية موزنة موضح عليها حالات المواد المتفاعلة والناتجة كذلك قيمة (ΔH)**

شروط كتابة معادلة الكيمياء الحرارية:

1) نكتب المعادلة الكيميائية موزنة.
2) نوضح حالات المواد المتفاعلة والناتجة فمثلاً في حالة المادة الصلبة نكتب الحرف (S)، والسائلة (L)، والغازية (g)، والمحلول المائي (aq).
3) يجب كتابة قيمة (ΔH) موضحاً الإشارة $(\pm)$ موجب في حالة التفاعل الماص وسالب في حالة التفاعل الطارد.
4) إذا عكست معادلة الكيمياء الحرارية نعكس إشارة قيمة (ΔH).
5) وحدات (ΔH) هي الكيلو جول (Kj).
6) في حالة ضرب أو قسمة المعادلة الكيميائية الحرارية بعامل ما فإن قيمة (ΔH) تُعامل نفس المعاملة بالضرب أو بالقسمة.

1) معظم المركبات العضوية خاصة الهيدروكربونية عندما تحترق في وجود وفرة من الأكسجين تعطي (H_2O + CO_2 + حرارة منطلقة).

مثـــال: $CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{2(g)} \quad \Delta H = -890 Kj.$

2) تفاعلات الانحلال أو التفكك الحراري تفاعلات ماصة للحرارة فمثلاً جميع أملاح البيكربونات تنحل بالحرارة وتعطي (كربونات + CO_2 + H_2O).

مثـــال : $NaHCO_{3(S)} + Heat \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_{3(aq)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(L)}$

- **اكتب معادلات كيميائية حرارية تعبر عن احتراق غاز الميثان في وجود وفرة من الأكسجين علماً بأن التفاعل يصاحبه انطلاق طاقة حرارية مقدارها (890 ك جول/ مول).**

الإجابة: $CH_{4(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(g)} \quad \Delta H = -890\ Kj.$

- **اكتب معادلة كيميائية حرارية تعبر عن اتحاد بخار اليود مع غاز الهيدروجين لتكوين يوديد الهيدروجين ويلزم ذلك طاقة حرارية مقدارها (25 ك جول/ مول).**

الإجابة: $H_{2(g)} + I_{2(g)} \longrightarrow 2HI_{(g)} \quad \Delta H = +50\ Kj.$

أنواع التغيرات الحرارية:

التغيرات الحرارية ناتجة من حدوث تغيرات فيزيائية أو كيميائية وهناك فرق بين التغيرات الفيزيائية والكيميائية

	التغيرات الفيزيائية	التغيرات الكيميائية
(1)	لا تحدث تغير في تركيب المادة الأساسي.	تحدث تغير في تركيب المادة الأساسي.
(2)	لا ينتج عنها مواد جديدة.	ينتج عنها مواد جديدة.
(3)	يصاحبها تغيرات حرارية طفيفة.	يصاحبها تغيرات حرارية كبيرة نسبيا.
(4)	تزول بزوال المؤثر.	لا تزول بزوال المؤثر.
	مثال: انصهار الثلج – تبخر الماء.	مثال: احتراق الكربون.

التغيرات الحرارية إلى:

تغيرات حرارية فيزيائية — تغيرات حرارية كيميائية

أولاً: تغيرات حرارية فيزيائية:

وهي تتمثل في حرارة الذوبان – حرارة التبخير والتكثيف.

(أ) حـرارة الذوبـان Heat of Solution:

كيفية حدوث عملية الذوبان تحدث عملية الذوبان على خطوتين هما:

1- تفكك الشبكة البلورية لجزيئات المذاب متحولة إلى أيونات موجبة وسالبة ويصاحب هذه العملية طاقة ممتصة تعرف باسم طاقة تفكك الشبكة البلورية [ممتصة].

2- ارتباط أيونات المذاب بجزيئات المذيب يصاحبها انطلاق طاقة حرارية تعرف باسم طاقة الإيماهة [منطلقة].

حرارة الذوبان = طاقة الإيماهة - طاقة تفكك الشبكة البلورية

[منطلقة] [ممتصة]

- فإذا كانت طاقة الإيماهة أكبر من طاقة تفكك الشبكة البلورية.

∴ **الذوبان يكون طارد للحرارة.**

- وإذا كانت طاقة تفكك الشبكة البلورية أكبر من طاقة الإيماهة.

∴ **الذوبان يكون ماص للحرارة.**

حرارة الذوبان:

هي كمية الحرارة المنطلقة أو الممتصة عند إذابة مول واحد (جزيء جرامي) من المذاب في كمية من المذيب تكفي للحصول على محلول مشبع.

مثـــال :

لذوبان ماص للحرارة :

ذوبان ملح نترات الأمونيوم في الماء يكون مصحوب بامتصاص طاقة حرارية من الوسط مما يؤدي إلى انخفاض حرارة المحلول، ولذا يجب تسخين المحلول لتمام عملية الذوبان للوصول إلى محلول مشبع.

$$NH_4NO_{3\,(S)} \xrightarrow{H_2O} NH^+_{4(aq)} + NO^-_{3(aq)} \qquad \Delta H = 25.7\ Kj/mole.$$

مثـــال :

لذوبان طارد للحرارة :

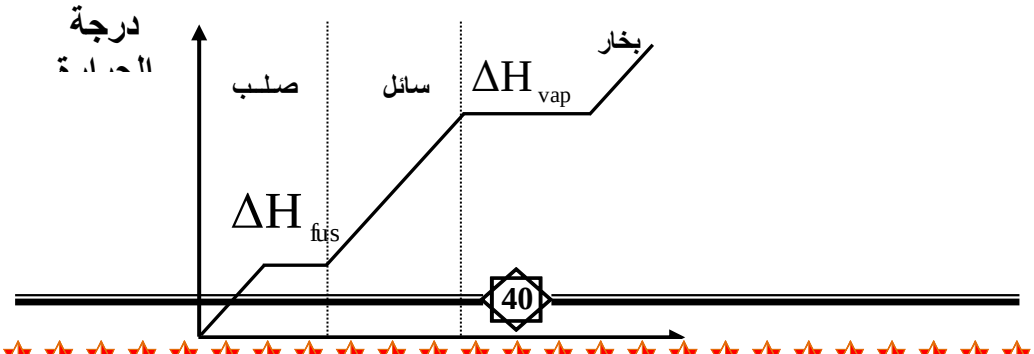
ذوبان هيدروكسيد الصوديوم في الماء ذوبان طارد للحرارة ولذا نقوم بتبريد المحلول للوصول إلى محلول مشبع.

$$Na\,OH_{\,(S)} \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \qquad \Delta H = -445.1\ Kj/mole.$$

متى يكون الذوبان ماصاً للحرارة، ومتى يكون طارداً للحرارة مع التوضيح بأمثلة؟

(ب) حـــرارة التبخير والتكثيف :

الماء المتجمد (الثلج) يتحول إلى سائل عند امتصاصه لكمية حرارة وعند استمرار التسخين يبدأ السائل بالغليان ويتحول إلى بخار ماء ويمكن توضيح ذلك من خلال مخطط أو منحنى تسخين الماء الآتي:



نـلاحـظ مـن الـمنحنـــى :

1) عند الوصول إلى درجة الانصهار والغليان يحدث ثبات لدرجة الحرارة.
2) عملية تحويل الماء السائل إلى بخار يحتاج إلى طاقة أكبر من الطاقة اللازمة لتحويل الثلج إلى ماء سائل.
3) تحوّل الماء السائل إلى بخار ماء يصاحبه امتصاص حرارة [ماص للحرارة]، ويمكن تمثيل هذا التحويل بالمعادلة الآتية:

$$H_2O_{(L)} \longrightarrow H_2O_{(vap)} \qquad \Delta H = +40.7\ Kj/mole.$$

وبالتالي تكون المعادلة الحرارية التي تعبر عن تحول بخار الماء إلى سائل هي:

$$H_2O_{(vap)} \longrightarrow H_2O_{(L)} \qquad \Delta H = -40.7\ Kj/mole.$$

∴ حرارة التكثيف الكامنة هي حرارة منطلقة، حرارة التبخير هي حرارة ممتصة.

علل: المحتوى الحراري للماء السائل يختلف عن المحتوى الحراري لبخار الماء السائل!.

ويرجع ذلك لحرارة التكثيف الكامنة التي تصاحب تكثيف بخار الماء إلى سائل.

يمكن حساب حرارة انصهار الثلج من العلاقة الآتية:

حرارة الانصهار = كتلة المادة المنصهرة × الحرارة النوعية للثلج × مقدار الارتفاع في درجة حرارة الماء

ثانياً: تغيرات حرارية كيميائية:

- حرارة التعادل
- حرارة الاحتراق
- حرارة التكوين

المقصود بالتعادل

التعادل في الكيمياء: هو نوع من التفاعلات الكيميائية التي تحدث بين الأحماض والقواعد لينتج ملح + ماء + حرارة منطلقة تعرف باسم حرارة التعادل.

مثـــال :

$$HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \longrightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(L)} \qquad \Delta H = -57.7\ Kj/mole.$$

ماء ملح قاعدة

حمض

مصدر حرارة التعادل هو اتحاد أيون الهيدروجين H^+ لحمض مع أيون OH^- لقاعدة لتكوين جزيء ماء.

$$H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O \qquad \Delta H = -57.7\ Kj/mole.$$

حرارة التعادل:

هي كمية الحرارة المنطلقة نتيجة تكون واحد مول من الماء عند تعادل محاليل مخففة من حمض قوي مع قاعدة قوية.

11

تكون حرارة التعادل مقدار ثابت

حرارة التعادل تكون مقدار ثابت عندما:

1-تكون محاليل الأحماض والقواعد مخففة جداً [علل]؟!

ج/ حتى نتفادى حدوث عملية تخفيف التي يصاحبها تغيرات حرارية [حرارة التخفيف] التي تؤثر على حرارة التعادل.

2-تكون الأحماض والقواعد قوية [علل]؟!

ج/ لأن الأحماض القوية والقواعد القوية تامة التأين أي لا تحتاج إلى طاقة لكي تتأين أثناء التعادل وبالآتي لا تتأثر حرارة التعادل.

أمثلة لبعض الأحماض القوية والأحماض الضعيفة:

الأحماض القوية تامة التأين، مثل:

$$H_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} 2H^+_{(aq)} + SO_4^{--}{}_{(aq)}$$

(حمض الكبريتيك)

$$HNO_3 \xrightarrow{H_2O} H^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)}$$

(حمض النيتريك)

$$HCl \xrightarrow{H_2O} H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

(حمض الهيدروكلوريك)

الأحماض الضعيفة (غير تامة التأين)، مثل :

$$CH_3COOH \underset{}{\overset{H_2O}{\rightleftharpoons}} CH3COO^-{}_{(aq)} + H^+_{(aq)}$$

(حمض الأستيك)

$$H_2CO_3 \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} 2H^+_{(aq)} + CO_3^{--}{}_{(aq)}$$

(حمض الكربونيك)

أمثلة لبعض القواعد القوية والقواعد الضعيفة:

القواعد القوية (تامة التأين)، مثل :

$$KOH \xrightarrow{H_2O} K^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

(هيدروكسيد البوتاسيوم)

$$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

(هيدروكسيد الصوديوم)

القواعد الضعيفة، مثل :

$$\overset{H_2O}{\rightleftharpoons}$$

$$NH_4OH \qquad NH^{+}_{4(aq)} + OH^{-}_{(aq)}$$

(هيدروكسيد الأمونيوم)

تخيَّر الإجابة الصحيحة من بين القوسين مع تعليل الإجابة المختارة:

حرارة تعادل حمض الهيدروكلوريك مع محلول هيدروكسيد الأمونيوم (تساوي/ أكبر من/ أقل من) المقدار الثابت.

ثانياً: حرارة الاحتراق القياسية ΔHc^{o} Stander Heat of Combustion:

عندما تحترق بعض العناصر أو المركبات في وجود الأكسجين بكمية وفيرة احتراق تام ينتج عن ذلك انطلاق طاقة حرارية تعرف باسم حرارة الاحتراق.

حرارة الاحتراق:

هي كمية الحرارة المنطلقة عندما يتم احتراق مول واحد من المادة احتراق تام عند الظروف القياسية.

11

احترق معظم العناصر الفلزية واللافلزية في وجود الأكسجين وينتج عن ذلك تكوين أكاسيد فلزية أو لافلزية؛ بينما تحترق المركبات العضوية وخاصةً المركبات الهيدروكربونية وينتج عن ذلك تكوين ($H_2O + CO_2$ + حرارة).

أمثلة لاحتراق بعض العناصر والمركبات العضوية:

$$C_{(S)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + Heat \qquad \Delta Hc = -395.9\ Kj/mole.$$

$$H_{2(g)} + \tfrac{1}{2}O_{2(g)} \longrightarrow H_2O_{(L)} \qquad \Delta Hc = -285.8\ Kj/mole.$$

$$CH_3 - CH_2 - OH_{(L)} + O_{2\,(g)} \longrightarrow 2CO_{2(g)} + 3H_2O_{(L)}$$

(كحول إيثيلي) $\qquad \Delta Hc = -1368\ Kj/mole.$

$$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(L)}$$

(غاز الميثان) $\qquad \Delta Hc = -890\ Kj/mole.$

كيفية قياس حرارة الإحتراق لمادة:

تقاس حرارة الاحتراق لمادة بواسطة المسعرات الحرارية مثل مسعِّر القنبلة.

فكرة عمل المسعِّر:

تعتمد فكرة عمل مسعِّر القنبلة على أن:

1) تكون السعة الحرارية للمسعِّر معلومة [ثابت المسعِّر].
2) يقاس مقدار التغير في درجة حرارة ماء المسعِّر [مقدار الارتفاع في درجة الحرارة].
3) نطبّق في العلاقة الآتية لإيجاد حرارة الاحتراق للمادة.

حرارة الاحتراق لمادة = ثابت المسعِّر × مقدار الارتفاع في درجة حرارة ماء المسعِّر.

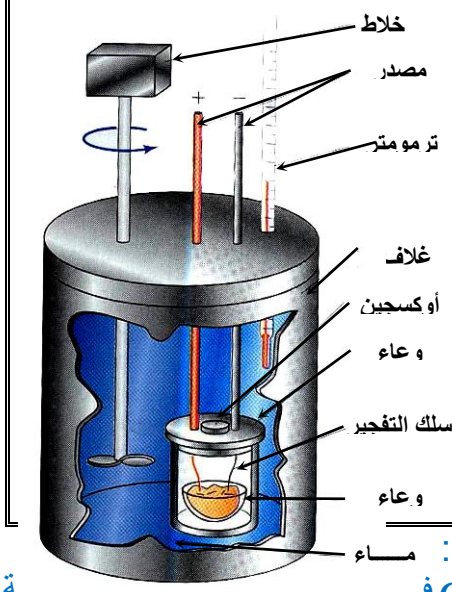
مثال:

خطوات قياس حرارة احتراق مادة ما بواسطة مسعِّر القنبلة:

الخطـوات:

1) نضع كمية موزونة من المادة المراد قياس حرارة احتراقها داخل وعاء التفجير.
2) نعيِّن حرارة ماء المسعِّر بواسطة الترمومتر قبل الاحتراق ولتكن [ء1].
3) يتم احتراق المادة المراد تعيين حرارة احتراقها باستخدام سلك التفجير.
4) عند حدوث الاحتراق تنتقل الحرارة إلى الماء المحيط بوعاء التفجير.
5) بواسطة الخلاّط نحرّك الماء حتى تتوزع درجة الحرارة على الماء.
6) نعيِّن درجة حرارة الماء بعد الاحتراق ولتكن (ء2).
7) من العلاقة الآتية نوجد حرارة الاحتراق:

حرارة الاحتراق = ثابت المسعِّر × مقدار الارتفاع في درجة الحرارة.



مسألة :

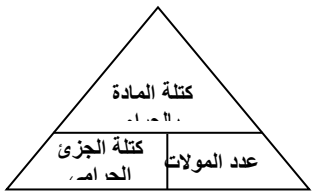
احترق 11جم من غاز البروبان C_3H_8 في مسعِّر [illegible] حرارة ماء المسعِّر 26م^5، أحسب حرارة احتراق البروبان مقدرة بـ [كيلوجول/مول]، إذا علمت أن ثابت المسعِّر يساوي 25كيلوجول/م^5، والأوزان الذرية للكربون والهيدروجين على الترتيب هي [12،1] ثم اكتب معادلة الكيمياء الحرارية التي تعبر عن احتراق البروبان؟

الحـــل :

* كتلة غاز البروبان = 11جم.
* مقدار الارتفاع في درجة الحرارة [ء2-ء1] = 26م^5.
* ثابت المسعِّر = 25 كيلوجول/م^5.
*حرارة احتراق واحد مول من غاز البروبان= ؟؟؟
* ∴ حرارة احتراق 11جم من غاز البروبان = ثابت المسعِّر × [ء2-ء1]

= 25×26 =650 كيلوجول.

نحول كتلة البروبان إلى مولات من العلاقة الآتية:



عدد مولات 11جم من غاز C_3H_8 = كتلة البروبان بالجرام / كتلة الجزيء الجرامي

عدد مولات 11جم من غاز C_3H_8 = $\frac{11}{12 \times 3 + 1 \times 8} = \frac{1}{\frac{4}{1}} = \frac{1}{4}$ مول

∴ $\frac{1}{4}$ مول من غاز C_3H_8 ← 650 كيلوجول

مول واحد من غاز C_3H_8 ← (س)

س (حرارة احتراق مول واحد) من غاز البروبان = $\frac{650}{\frac{1}{4} \times}$ = 2600 ك.جول/مول

معادلة الاحتراق هي :

$$C_3H_{8(g)} + 5O_{2(g)} \longrightarrow 3CO_{2(g)} + 4H_2O_{(L)} \qquad \Delta H = -2600 \ kj/mole.$$

أهمية حرارة الاحتراق: التعرف على حرارة التكوين لبعض المركبات العضوية التي لا يمكن قياس حرارة تكوينها مباشرة. تقدير القيم الحرارية لأنواع الوقود والأغذية المختلفة.

حرارة التكوين القياسية Stander Heat of formation ΔHf5:

هي كمية الحرارة المنطلقة أو الممتصة عند تكوين واحد مول من المركب من عناصره الأولية في حالتها القياسية (25 م^5 – 1 جو).

حرارة تكوين العناصر في حالتها القياسية = صفر، وهذا افتراض لعدم معرفة العلماء كيف تكوَّنت العناصر.

مثـــال :

تكوين الماء من عناصره الأولية.

$$H_{2(g)} + \tfrac{1}{2}O_{2(g)} \longrightarrow H_2O_{(L)} \qquad \Delta H = -285.8 \ Kj/mole.$$

نلاحظ من المعادلة أن واحد مول من الماء يتكون من عناصره الأولية وهذا يعني أن: مقدار التغير الحراري المصاحب لتكوين مول واحد من الماء (حرارة

التفاعل) تساوي حرارة تكوين الماء نظراً لأن حرارة تكوين العناصر تساوي صفر.

∴ **أي مركب يتكون من عناصره الأولية في حالتها القياسية فإن حرارة تكوين المركب هي نفسها حرارة التفاعل[ΔH].**

ونظراً لأن المحتوى الحراري للمواد طاقة ذاتية يصعب حسابها يمكن استبدال المحتوى الحراري بحرارة التكوين التي يمكن حسابها بدقة.

∴ **حرارة التفاعل [ΔH] مجموع حرارة تكوين النواتج - مجموع حرارة تكوين المتفاعلات.**

مثـــال :

احسب حرارة تكوين مول واحد من أكسيد النيتريك إذا علمت أن معادلة تكوينه هي: $\Delta H = +180.6\ Kj/mole.$ $N_{2\,(g)} + O_{2\,(g)} \longrightarrow 2\,NO_{(g)}$

∵ المعادلة الكيميائية الحرارية تعبر عن تكوين 2 مول من أكسيد النيتريك من عناصره الأولية.

∵ حرارة تكوين العناصر = صفر .

∴ حرارة تكوين مول واحد من NO = $\frac{\text{حرارة التفاعل}}{2} = \frac{\Delta H}{2}$

∴ حرارة تكوين مول واحد من NO = $\frac{\Delta H}{2} = \frac{180.6}{2}$ = 90.3 كيلو جول/مول

علاقة حرارة التكوين القياسية بثبات المركب من حيث التغير الحراري:

حرارة التكوين القياسية للمركبات تساعد على تحديد مدى استقرار أو ميل هذه المركبات إلى التحلل إلى عناصرها الأولية عند الظروف القياسية، فمثلاً:

1) المركبات التي تمتلك حرارة تكوين كبيرة وسالبة تكون أكثر ثباتاً واستقراراً عند الظروف القياسية ولا تميل إلى التفكك وتعتبر هذه المركبات طاردة للحرارة.
2) المركبات التي تمتلك حرارة تكوين كبيرة وموجبة هي مركبات غير ثابتة وتميل إلى الانحلال إلى عناصرها وهي مركبات ماصة للحرارة.

رتِّب المركبات الآتية ترتيباً تصاعدياً حسب الثبات الحراري:

التسلسل	1	2	3	4	5
اسم المركب	أكسيد الحديد	البنزين	أكسيد الكالسيوم	ثاني أكسيد الكربون	أكسيد النيتريك
حرارة تكوينه	822.2 −	49.4 +	635.1 −	393.5 −	90.37 +

ج/أكسيد النيتريك < البنزين < ثاني أكسيد الكربون < أكسيد الكالسيوم < أكسيد الحديد

يزداد الثبات الحراري

أيهما أكثر ثباتاً حراري ولماذا؟

ثاني أكسيد الكربون أم أول أكسيد الكربون، علماً بأن حرارة تكوين كل منهما على الترتيب هي [- 393.5 ، - 283 كيلوجول/مول].

حساب حرارة التفاعل:

في كثير من الأحيان يلجأ العلماء إلى طرق غير مباشرة للتعرف على حرارة التفاعل ΔH للأسباب الآتية:

1) وجود صعوبة لقياس حرارة التفاعل بطرق مباشرة عند الظروف القياسية.

2) وجود بعض المواد المتفاعلة أو الناتجة مختلطة بمواد أخرى.

3) وجود مخاطر عند قياس حرارة التفاعل بطرق تجريبية.

علل لا نستطيع أحياناً قياس حرارة التفاعل بطريقة مباشرة.

يمكن حساب حرارة التفاعل بإحدى الطريقتين الآتيين:

(1) باستخدام حرارة التكوين ΔH_f^5. **(2) قانون هس.**

أولاً: باستخدام حرارة التكوين :

عند حساب حرارة التفاعل أو حرارة تكوين مادة، يراعى الآتي عند الحل:

1-نكتب معادلة كيميائية حرارية تعبر عن التفاعل الحادث:

2-حرارة التفاعل (ΔH)= [مجموع حرارة التكوين النواتج- مجموع حرارة تكوين المتفاعلات].

3-حرارة تكوين أي عنصر في حالته القياسية = صفر.

4-حرارة تكوين أي مركب يتكون من عناصره الأولية تساوي حرارة التفاعل.

5-إذا عكست معادلة الكيمياء الحرارية تعكس إشارة قيمة (ΔH) فقط.

مثـــال :

إذا كانت معادلة الكيمياء الحرارية لتكوين CO_2 هي:

$$C_{(S)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} \qquad \Delta H = -3398.5 \ \ kj/mole$$

إذاً حرارة التفاعل كالتالي :

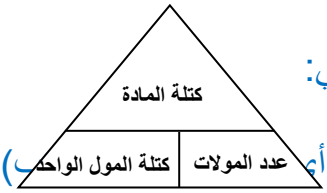
$$CO_{2(g)} \longrightarrow C_{(s)} + O_{2(g)} \qquad \Delta H = +3398.5 \ kj/mole$$

6-إذا كان التفاعل يعبر عن احتراق مادة ما فإن حرارة احتراق المادة هي نفسها حرارة التفاعل (ΔH).

7- يجب إدخال عدد المولات للمواد المتفاعلة والناتجة في العملية الحسابية.

8-يجب مراعاة إشارة قيمة ΔH ، ΔHf .

9-العلاقة بين كتلة المادة وعدد مولاتها هي:



10- المول الواحد (الجزئي الجرامي) من أي مادة يحتوي على عدد أفوجادرو من الذرات أو الجزيئات.

عدد أفوجادرو = 6.023×10^{23}.

11- حرارة احتراق كمية معينة من المادة = حرارة احترق 1 مول من المادة ×

$$\frac{\text{كتلة المادة المحترقة}}{\text{كتلة المول الواحد}}$$