

## الفصل الرابع

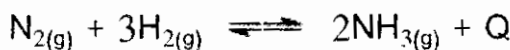
### الكيمياء الحرارية



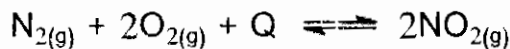
## أولاً: أسئلة وأجوبتها

- س- ما أنواع التفاعلات طبقاً للتغيرات الحرارية المصاحبة لها.  
ج- تنقسم التفاعلات طبقاً للتغيرات الحرارية المصاحبة لها إلى تفاعلات طاردة للحرارة، وتفاعلات ماصة للحرارة.

- س- عرف التفاعلات الطاردة للحرارة، مع إعطاء مثالاً؟  
ج- هي تلك التفاعلات التي يصاحب حدوثها انبعاث كمية من الحرارة. ومن أمثلتها:



- س- عرف التفاعلات الماصة للحرارة، مع إعطاء مثالاً؟  
ج- هي تلك التفاعلات التي يصاحب حدوثها امتصاص كمية من الحرارة (من الوسط الخارجى).  
ومن أمثلتها:



- س- اذكر وحدة الحرارة (السعر)، ثم عرفها؟  
ج- وحدة الحرارة الشائعة الاستخدام هي "السعر". ويعرف السعر بأنه: كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة جرام واحد من الماء، من  $14.5^{\circ}\text{C}$  إلى  $15.5^{\circ}\text{C}$ ، درجة واحدة مئوية.

والسعر يرتبط بالجول، بالعلاقة التالية:

$$\text{السعر} = 4.184 \text{ جول}$$

$$1 \text{ Cal} = 4.184 \text{ J}$$

س- عرف الحرارة النوعية للمادة (C)؟

ج- هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة جرام واحد من المادة بمقدار درجة مئوية واحدة.

س- عرف الحرارة النوعية للماء؟

ج- هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة جرام واحد من الماء درجة مئوية واحدة. وهي قيمة ثابتة مقدارها (1 Cal.gm.°C) أو (4.184 J.gm.°C).

س- عرف السعة الحرارية لمادة (C)؟

هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة وحدة الكتلة من المادة درجة مئوية واحدة. ووحداتها (Cal/°C) أو (J/°C). ويمكن التعبير عنها رياضياً بالعلاقة:

$$C = q/dT$$

س- اذكر العلاقة بين السعة الحرارية والحرارة النوعية لمادة؟

ج- يتضح من التعريفات السابقة أن هناك علاقة بين السعة الحرارية لمادة والحرارة النوعية لها، والعلاقة بينهما توضحها المعادلة التالية:

$$\text{السعة الحرارية لمادة} = \text{الحرارة النوعية للمادة} \times \text{كتلة المادة}$$

س- عرف السعة الحرارية الجزيئية (المولارية)؟

ج- هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة جزئى جرامى واحد من المادة درجة مئوية واحدة، عند درجة الحرارة المعطاة. ووحدة السعة الحرارية الجزيئية هي (Cal/mol gm.°C).

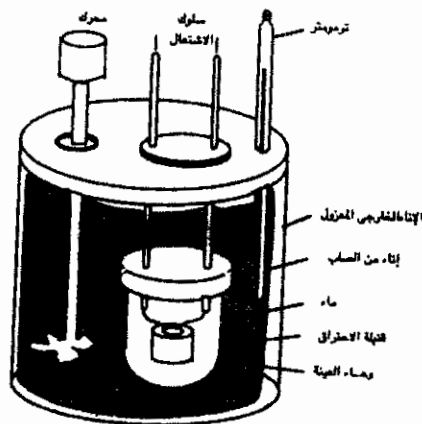
س- عرف المسعر الحرارى؟

ج- هو جهاز خاص يستخدم لتعيين التغيرات الحرارية (كمية الحرارة الممتصة أو

المنبعثة) المصاحبة للتفاعلات والتغيرات الكيميائية عن طريق قياس التغيرات في درجة حرارة النظام.

ويحدد نوع المسعر الحرارى المطلوب استخدامه تبعا لنوع التفاعل الكيميائى المدروس؛ بمعنى ما إذا كان التفاعل يتم عند ضغط ثابت أم يتم عند حجم ثابت. فمثلا، نجد أن "مسعر القنبلة" (Bomb Calorimeter) يستخدم لتعيين الحرارة المنطلقة فى أثناء عمليات الاحتراق.

ويتكون المسعر الحرارى عادة - كما هو موضح بالشكل - من إناء خارجى معزول عزلا حراريا جيدا وتاما؛ حتى يمنع تسرب الحرارة من داخل أو خارج هذا الإناء. وتوضع فى هذا الإناء الخارجى كتلة معلومة من الماء؛ يغمر فيه الوعاء الذى سيتم إجراء التفاعل بداخله.



### المسعر الحرارى؛ مسعر القنبلة (Bomb Calorimeter)

ويتم إجراء التفاعل باستخدام كميات معلومة من المواد المتفاعلة، حيث ترتفع درجة حرارة المسعر ومحتوياته من الماء نتيجة انطلاق كمية من الحرارة من التفاعل الكيميائى. ويمكن حساب كمية الحرارة "q" المنطلقة من التفاعل بقياس الارتفاع

فى درجة حرارة النظام، وبمعلومية كتلة الماء وحرارته النوعية.

س- وضح كيف يمكن قياس الحرارة المنطلقة فى تفاعل احتراق مادة باستخدام مسعر القنبلة؟

ج- توضح التجربة التالية طريقة تعيين وحساب الحرارة المنطلقة فى تفاعل كيميائى (احتراق مادة، مثلاً):

### خطوات التجربة

1- توزن كمية قليلة من المادة المراد قياس حرارة احتراقها، وتوضع فى وعاء التفاعل داخل المسعر؛ حيث يملأ هذا الوعاء بغاز الأوكسجين تحت ضغط عال، كما هو موضح بالشكل.

2- يغمر وعاء التفاعل فى الإناء المعزول الذى يحتوى على كمية معلومة من الماء. يستخدم مقلب (stirrer) لجعل درجة حرارة الماء متجانسة، ويتم تعيين درجة الحرارة الابتدائية لمحتويات المسعر، وتكن "t<sub>1</sub>".

3- تبدأ عملية الاحتراق بالتسخين الكهربى للمادة (عن طريق سلك كهبرى مغموس فى المادة).

4- الحرارة المنطلقة من الاحتراق تؤخذ بالمسعر ومشملاته، وتسبب زيادة فى درجة الحرارة، وتصبح درجة الحرارة النهائية هى "t<sub>2</sub>".

5- يمتص الماء والمسعر الحرارة المنطلقة، وتكون السعة الحرارية الكلية للمسعر ومشملاته هى "C<sub>total</sub>"، وتحسب طبقاً للمعادلة التالية:

$$C_{\text{calorimeter}} + C_{\text{H}_2\text{O}} = C_{\text{total}}$$

السعة الحرارية الكلية = السعة الحرارية للمسعر + السعة الحرارية للماء

• السعة الحرارية للماء C<sub>H<sub>2</sub>O</sub>، تحسب من كتلة الماء المستخدم (m<sub>H<sub>2</sub>O</sub>)،

والحرارة النوعية للماء ( $\bar{C}_{H_2O}$ ).

$$C_{H_2O} = m_{H_2O} \times \bar{C}_{(H_2O)}$$

• السعة الحرارية للمسر، تعين بالتجربة؛ وتتضمن الطريقة قياس الزيادة في حرارة المسر بعد استخدام كمية حرارة معروفة لتسخينه (الحرارة المستخدمة لهذا الغرض تأتي إما من تفاعل تنطلق منه كمية حرارة معلومة في المسر، أو باستخدام كمية من الطاقة الكهربائية المقاسة لتسخينه).

6- تحسب كمية الحرارة المنطلقة من التفاعل ( $q$ ) بمعلومية السعة الحرارية الكلية للمسر ( $C_{total}$ )، والزيادة في درجة الحرارة ( $t_2 - t_1$ )، وذلك باستخدام العلاقة التالية:

$$q = C_{total} (t_2 - t_1)$$

س- وضح العلاقة بين حرارة التفاعل والمحتوي الحراري؟

ح- الحرارة الممتصة أو المنطلقة في أي تفاعل يتم عند ضغط ثابت، ما هي إلا الفرق بين مجموع المحتوي الحراري للنواتج ومجموع المحتوي الحراري للمتفاعلات، أي إن:

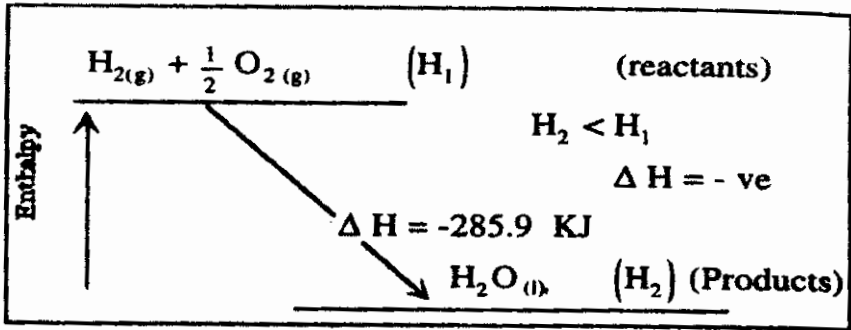
$$\Delta H = H_{products} - H_{reactants}$$

أي إن:

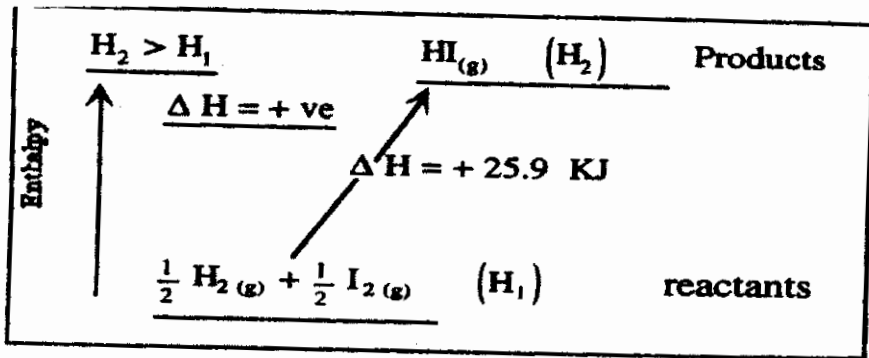
$$\Delta H = H_2 - H_1 = q_p$$

حيث  $H_1$  الإنثالبي للمواد المتفاعلة، و  $H_2$  الإنثالبي للمواد الناتجة. وفي حالة التفاعلات التي تنطلق منها حرارة، يكون المحتوي الحراري (الإنثالبي) للنواتج أقل منه للمتفاعلات، وبالتالي تكون  $\Delta E$  ذات قيمة سالبة. وفي حالة التفاعلات التي تمتص حرارة، يكون المحتوي الحراري (الإنثالبي) للنواتج أكبر منه

للمتفاعلات، وبالتالي تكون  $\Delta E$  ذات قيمة موجبة. وفي هذه الحالة، ولانتقال من المتفاعلات إلى النواتج، لابد من إضافة حرارة إلى المتفاعلات، كما هو موضح بالشكل.



شكل: رسم توضيحي لإنثالبي التفاعل الطارد للحرارة ( $\Delta \text{H} = -\text{ve} \ \& \ \text{H}_2 < \text{H}_1$ )



شكل: رسم توضيحي لإنثالبي التفاعل الماص للحرارة ( $\Delta \text{H} = +\text{ve} \ \& \ \text{H}_2 < \text{H}_1$ )

س- عرف حرارة التفاعل؟

ج- هي كمية الحرارة الممتصة أو المنبعثة، عندما يتفاعل جزئ جرمي واحد من مادة مع جزئ جرمي واحد من مادة أخرى، من مواد تحددها معادلة التفاعل.

س- عرف الإنثالبي (المحتوى الحراري) "H"؟

ج- هو كمية الحرارة الممتصة أو المنبعثة والتي تصاحب حدوث التفاعل



الكيميائي، والذي يتم عند ضغط ثابت.

س- ما الظروف القياسية **Standard Conditions** ؟

ج- الظروف القياسية هي ظروف معينة من الضغط ودرجة الحرارة يتم عندها التفاعل، حيث تكون درجة الحرارة هي "الصفر" المئوي، ( $t = 0^{\circ}\text{C}$ ). ويكون الضغط هو ضغط جوي واحد ( $P = 1\text{atm.}$ ).

ويتم - عادة - قياس التغير في الإنثالبي ( $\Delta H$ ) عند الظروف القياسية من الضغط ودرجة الحرارة.

والتغير في الإنثالبي لأي عنصر في حالته القياسية يساوي "الصفر".

وكما ذكرنا من قبل، فإن كمية الحرارة الممتصة أو المنبعثة عند ثبوت الضغط تساوي التغير في الإنثالبي. وفي حالة التفاعلات الكيميائية التي تتم في المعامل في أنية مفتوحة، فإنها تكون معرضة للضغط الجوي الثابت، وبالتالي فهي تفاعلات تتم عند ضغط ثابت. وفي هذه الحالة، تكون كمية الحرارة الممتصة أو المنبعثة مساوية للتغير في الإنثالبي.

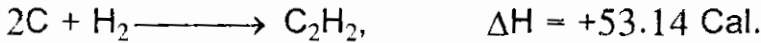
س- عرف حرارة التكوين؟

ج- هي التغير في الإنثالبي ( $\Delta H_f$ )، عندما يتكون جزئ جرامى واحد (مول واحد) من المادة من عناصرها الأولية في حالاتها القياسية.  $\Delta H_f^{\circ}$  تعنى حرارة التكوين القياسية

س- اشرح مفهوم حرارة التكوين؟

ج- كما ذكرنا، فإن حرارة التكوين هي: "التغير في الإنثالبي ( $\Delta H$ )، عندما يتكون جزئ جرامى واحد (مول واحد) من المادة من عناصرها الأولية" ويرمز لها بالرمز " $\Delta H_f^{\circ}$ ".

ومن أمثلتها، ما يأتي:



حيث تشير المعادلة الأولى إلى أن حرارة تكوين مركب "كبريتيد الحديد" من عناصره الأولية هي (-24.000 Cal)؛ أي إنه يصاحب تكوين كبريتيد الحديد، انطلاق كمية من الحرارة قدرها (24.000 Cal). كذلك، فإن المعادلة الثانية تشير إلى أن حرارة تكوين "الأسيتيلين" من عناصره الأولية هي (+53.140 Cal)؛ أي إنه يصاحب تكوين "الأسيتيلين" من عناصره، امتصاص كمية من الحرارة قدرها (53.140 Cal).

كذلك، يتكون حمض الهيدروكلوريك من عناصره، طبقاً للمعادلة:



ومن المعادلة السابقة، يتضح أن كمية الحرارة المنطلقة من تكوين (2) جزئ جرامى من حمض الهيدروكلوريك هي (-44.000 Cal). وبالتالي، فإن حرارة تكوين جزئ جرامى واحد من حمض الهيدروكلوريك تساوى (-22.000 Cal). أي إنه يصاحب تكوين جزئ جرامى واحد من حمض الهيدروكلوريك انطلاق كمية من الطاقة قدرها (22.000 Cal).

س- تكلم عن حرارة التكوين القياسية **Standard Heat of Formation** ( $\Delta H_f^\circ$ )

ج- تعرف حرارة التكوين القياسية، بأنها: "التغير في المحتوى الحرارى الناتج عند تكوين جزئ جرامى (مول) واحد من المادة من عناصرها الأولية فى حالاتها القياسية". ويرمز لها بالرمز ( $\Delta H_f^\circ$ ).

والتغير فى الإنثالبي لأى عنصر فى حالته القياسية يساوى "الصفر"، وذلك لأنه بمفهوم حرارة التكوين، فإنها تعنى تكوين العنصر من نفسه.

وعلى العموم، فإن قيمة ( $\Delta H_f^\circ$ ) للتفاعل، نحصل عليها بطرح إنثالبيات التكوين القياسية للمتفاعلات من إنثالبيات التكوين القياسية للنواتج؛ أى إن:

$$\Delta H_f^\circ = \sum \Delta H_f^\circ (\text{products}) - \Delta H_f^\circ (\text{reactants})$$

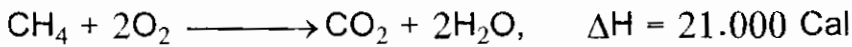
س- عرف حرارة الاحتراق؟

ج- هى التغير الحرارى (التغير فى الإنثالبي) الذى يصاحب حرق جزئى جرامى واحد من تلك المادة حرقا تاما فى وجود الأكسجين.

س- اشرح مفهوم حرارة التكوين؟

ج- كما ذكرنا، فإن حرارة التكوين، هي: "التغير الحرارى (التغير فى الإنثالبي)، الذى يصاحب احتراق جزئى جرامى واحد من المادة حرقا تاما فى وجود وفرة من غاز الأكسجين".

ومن المعلوم أن جميع المركبات العضوية (الهيدروكربونية) تحترق حرقا تاما فى وجود وفرة من الأكسجين لتعطى ثانى أكسيد الكربون ( $\text{CO}_2$ ) والماء ( $\text{H}_2\text{O}$ ). فمثلا، يحترق الميثان ( $\text{CH}_4$ )، وتكون حرارة احتراقه هى ( $-21.000 \text{ Cal}$ )، والذى يمكن تمثيله بالمعادلة:



وحتى نفهم ما المقصود بـ "حرقا تاما" التى جاءت فى التعبير، نعتبر المعادلات الحرارية الكيميائية التالية:



فإنه يجب ملاحظة أن حرارة احتراق الكربون هي (94.30 Cal-) وليست (- 26.00 Cal)، حيث أن احتراق الكربون يكون تاما في حالة المعادلة الأولى (التي تكون فيها CO<sub>2</sub>) أما المعادلة الثانية فهي لاتمثل احتراق الكربون حرقا تاما (التي تكون فيها CO)، حيث أن غاز أول أكسيد الكربون (CO) يمكن أن يحترق ليكون غاز ثاني أكسيد الكربون (CO<sub>2</sub>).

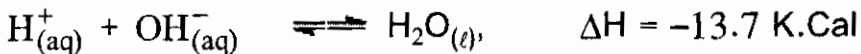
س- عرف حرارة التعادل؟

ج- هي التغير الحرارى (التغير فى الإنثالبي) الناتج عندما يتعادل جرام مكافئ من حمض مع جرام مكافئ من قاعدة فى المحاليل المخففة. والمقصود بالمحاليل المخففة هي تلك المحاليل التى تحتوى على كمية كبيرة من الماء، حيث تكون المواد المتفاعلة والناتجة من التفاعل ثابتة التفكك.

س- أشرح مفهوم حرارة التعادل؟

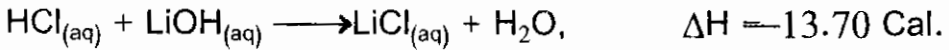
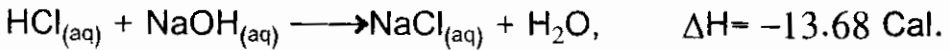
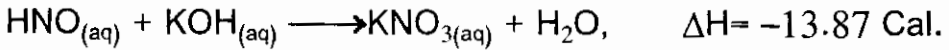
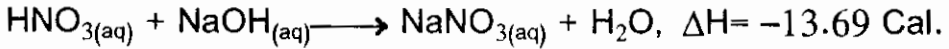
ج- كما ذكرنا، تعرف حرارة التعادل، بأنها: "التغير الحرارى (التغير فى الإنثالبي) الناتج، عندما يتعادل جرام مكافئ من حمض قوى مع جرام مكافئ من قاعدة قوية فى المحاليل المخففة".

والمقصود بالمحاليل المخففة: هي تلك المحاليل التى تحتوى على كمية كبيرة من الماء، حيث تكون المواد المتفاعلة والناتجة من التفاعل ثابتة التفكك، ومحصلة التفاعل هي ببساطة عملية تكوين الماء غير المتفكك، والذى يمكن تمثيله بالمعادلة:

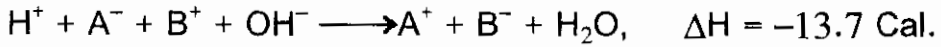


وقيم حرارة التعادل للأحماض والقواعد القوية واحدة وثابتة، بغض النظر عن نوع الحمض القوى أو القاعدة القوية، المستخدمة فى عملية التعادل. وقيمة حرارة التعادل للأحماض والقواعد القوية تساوى (-13.7 K. Cal) أو (-57.4 KJ)،

كما يتضح من المعادلات التالية:



فإذا كان لدينا حمض قوى (HA) وقاعدة قوية (BOH)، فإنه يمثل لتفاعل تعادلها بالمعادلة التالية (حيث يوجد الحمض والقاعدة على هيئة أيونات):

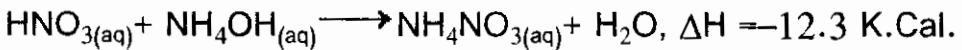
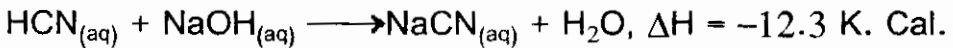
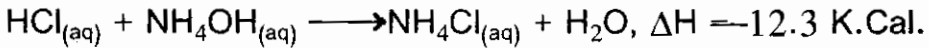


وبحذف الأيونات المتشابهة الموجودة في طرفي المعادلة، نحصل على:



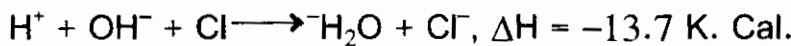
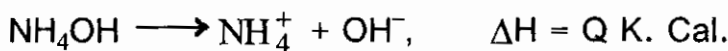
وهكذا يمكن اعتبار أن حرارة تعادل حمض قوى مع قاعدة قوية هي مجرد حرارة تكوين الماء من أيونات الهيدروجين والهيدروكسيل.

ولكن، عند تعادل حمض ضعيف أو قاعدة ضعيفة مع حمض قوى أو قاعدة قوية، فإن حرارة التعادل في هذه الحالة تختلف تماما عن القيمة (-13.7 Cal)، كما يتضح من الأمثلة التالية:

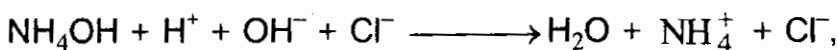


ففي مثل تلك الحالات السابقة من عمليات التعادل، فإنها لا تشمل فقط على اتحاد أيونات الهيدروجين والهيدروكسيل، ولكنها تشمل أيضا تفكك الحمض الضعيف أو القاعدة الضعيفة. وبالتالي، فإن حرارة التعادل المقاسة تساوي الحرارة الناتجة عن اتحاد أيونات الهيدروجين ( $H^+$ ) وأيونات الهيدروكسيل ( $HO^-$ ) مضافا إليها الحرارة المصاحبة لعملية تفكك الحمض الضعيف أو القاعدة الضعيفة.

وعلى سبيل المثال، فإن تعادل هيدروكسيد الأمونيوم ( $NH_4OH$ ) مع حمض الهيدروكلوريك ( $HCl$ )، يمكن أن يمثل بالمعادلات التالية:



وبجمع المعادلتين، نحصل على:



$$\Delta H = Q - 13.7 \text{ K. Cal.}$$

ولكن الحرارة المقاسة لتفاعل التعادل السابق هي ( $-12.3 \text{ K Cal}$ ). وعلى هذا، فإن:

$$Q - 13.7 = -12.3$$

$$Q = 13.7 - 12.3 = 1.4 \text{ K Cal.}$$

وهكذا، فإنه يمكن حساب حرارة تفكك القاعدة الضعيفة ( $Q$ )؛ هيدروكسيد الأمونيوم، ووجد أنها تساوي ( $1.4 \text{ K Cal}$ ). وكما نرى فإن إشارة ( $Q$ ) موجبة، مما يدل على أنها حرارة ممتصة، أي إنه عندما يتفكك جزئ جرامي من هيدروكسيد الأمونيوم، فإنه يصاحب عملية تفككه امتصاص ( $1.4 \text{ K Cal}$ ) من الحرارة.

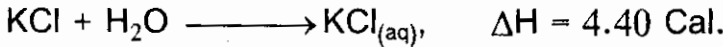
س- عرف حرارة الإذابة؟

ج- هى التغير فى الإنتالپى (كمية الحرارة الممتصة أو المنبعثة) الناتج عند إذابة واحد مول (جزئ جرامى واحد) من المادة المذابة (solute) فى كمية وفيرة من المذيب (solvent)، حيث لا يحدث أى تغير فى حرارة المحلول عند تخفيفه.

س- اشرح مفهوم حرارة الإذابة؟

ج- تعرف حرارة الإذابة (الذوبان)، بأنها: "كمية الحرارة الممتصة أو المنبعثة الناتجة عند إذابة مول (جزئ جرامى) واحد من المادة المذابة (solute) فى كمية وفيرة من المذيب (solvent)، بحيث لا يحدث أى تغير حرارى عند إضافة مزيد من المذيب".

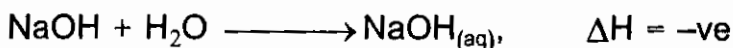
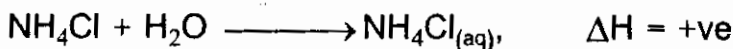
ويمكن التعبير عن حرارة الذوبان، على النحو التالى:



وحرارة ذوبان إلكتروليت قد تعود إلى تغير الطاقة الناشئ أثناء تأينه أو تكوين "الهيدرات"، كما هو الحال بالنسبة لحمض الكبريتيك. ولكن بالنسبة للأملاح، مثل: كلوريد الصوديوم (NaCl)، فإن حرارة فصل الأيونات تكون مساوية تقريبا للحرارة الهيدرة (الإماهة). وهكذا، يكون هناك تأثير ضئيل للتغير الحرارى.

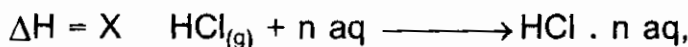
وبصفة عامة، عند إذابة مادة ما فى مذيب معين، فإنه يصاحب ذلك حدوث تغير حرارى؛ بمعنى أنه ياحب عملية الإذابة إما امتصاص حرارة أو انطلاق حرارة. فمن الثابت، أن حرارة إذابة كلوريد الأمونيوم موجبة؛ أى إنه يذوب فى الماء ويصاحب عملية ذوبانه امتصاص حرارة. ويمكن ملاحظة ذلك عمليا، من برودة الإناء الذى تتم فيه عملية الإذابة. بينما نجد أن حرارة إذابة هيدروكسيد الصوديوم سالبة، أى

إنها تذوب فى الماء ويصاحب عملية ذوبانها انطلاق حرارة، نشعر بها من خلال سخونة الإناء الذى تتم فيه عملية الإذابة. ويمكن التمثيل لذلك بالمعادلتين:

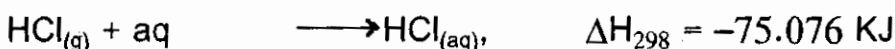
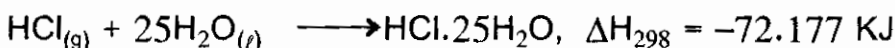
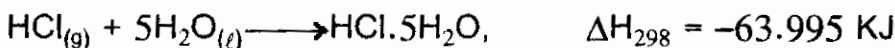


وتعتمد قيمة التغير الحرارى - عند درجة حرارة وضغط معينين - على كمية المذيب الذى تحدث فيه الإذابة. ولذلك، يلزم تحديد عدد مولات المذيب لكل مول من المذاب، عند الإشارة إلى حرارة الإذابة.

وتعتبر حرارة الإذابة هى التغير الحرارى الناشئ عن إضافة كمية معينة من مذاب نقى إلى كمية معينة من مذيب، عند ظروف من درجة الحرارة والضغط الثابتين. ويمكن أن تمثل عملية الإذابة بالمعادلة التالية:



والرمز (aq) يمثل وفرة من المذيب؛ وهو فى هذه الحالة "الماء"، و (n) هى عدد مولات المذيب، علماً بأن كمية الحرارة المنطلقة (x) تعتمد على قيمة "n"، كما هو موضح فى المعادلات التالية:



وفى كل حالة - من الحالات الثلاث السابقة - فإن الحرارة المنطلقة لكل مول من المذيب هى حرارة الإذابة الصحيحة عند هذه الظروف. والقيمة الأخيرة (75.076 KJ) هى عبارة عن الحرارة الكلية المنطلقة من عملية الإذابة. والمقطع "aq" يمثل محلول مائى مخفف لدرجة أن أى تخفيف آخر لا ينتج عنه تأثيرات حرارية.



وتسمى قيمة ( $\Delta H$ ) الناتجة فى هذه الحالة بـ " حرارة الإذابة" الحقيقية لحمض الهيدروكلوريك (HCl).

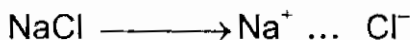
س- هناك عمليتان تصاحب عملية الإذابة، وضحهما؟

ج- عند إذابة مذاب ما فى مذيب معين، فإنه تحدث عمليتان، وهما:

العملية الأولى: عملية ماصة للحرارة

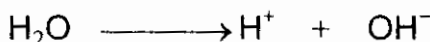
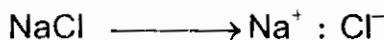
وفى هذه العملية، يتم تكسير هيكل بلورة المادة المذابة. فإذا كانت المادة المذابة أيونية، فإنها تنقسم إلى أيوناتها، أما إذا كانت مادة عضوية غير أيونية، مثل: السكر أو اليوريا، فإنها تنقسم (تتفتت) إلى جسيمات دقيقة. وعملية التكسير هذه تحتاج إلى طاقة، ولذلك - غالباً - ما تكون هذه العملية "ماصة للحرارة".

مثال ذلك:



العملية الثانية: عملية طاردة للحرارة:

تحدث هذه العملية بعد تكسير هيكل بلورة المادة المذابة. وفى هذه العملية يتم التجاذب بين أيونات المادة المتأينة (المذابة) وجزيئات المذيب، حيث يتم احتواء أيونات المذاب بين جزيئات المذيب، كما يتضح من الشكل التالى.



أو يتم احتواء دقائق المادة المذابة (غير الأيونية) بين جزيئات المذيب. وتسمى هذه العملية بـ "الهيدرة" أو "الإماهة" (Hydration).

وتكون عملية "الهيدرة" أو "الإماهة" هى عملية طاردة للحرارة. والمجموع الجبرى لقيمة التغير الحرارى للعمليتين السابقتين يحدد حرارة الإذابة للمادة المذابة.

وبصفة عامة، فعند إذابة مذاب ما فى مذيب معين يحدث تغير حرارى، وبتوالى إضافة زيادة من المذيب يحدث تغير حرارى. ويسمى هذا التغير الحرارى لكل مول من المذاب بـ "حرارة التخفيف" عند التركيز المعين.

ويستمر التغير الحرارى الناتج مع استمرار التخفيف، ولكنه يكون بدرجة أقل حتى نصل إلى تخفيف معين، لا يحدث بعده تغير حرارى، ويسمى "تخفيف لانهاى". ويسمى مجموع التغيرات الحرارية حتى الوصول إلى "تخفيف لانهاى" بـ "حرارة الإذابة" فى كمية لانهاية من المذيب، وحينئذ يعبر عن المحلول بالرمز "aq".

وعادة تقدر حرارة الإذابة عند تركيز معين، ثم تقدر حرارة التخفيف حتى التركيزات الأخرى المطلوبة. ثم يخطط رسم بيانى للعلاقة بين التخفيف والتغير الحرارى الناتج. يمد المنحنى البيانى الناتج حتى تخفيف لانهاى (التركيز = صفر)، وحينئذ نحصل على قيمة التغير الحرارى الكلى الناتج عن إذابة جزئى جرامى من المذاب فى كمية لانهاية من المذيب.

س- عرف حرارة تكوين ذرات غازية؟

ج- هى كمية الحرارة اللازمة للحصول على ذرة غازية من عنصر مستقل. وفى حالة المواد الصلبة، فإن حرارة التذرية تساوى حرارة التسامى.

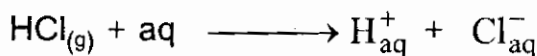
س- تكلم عن حرارة تكوين الأيونات فى المحلول المائى Heat of Formation of Ions

ج- من الممكن حساب حرارة تكوين الأيونات فى المحاليل المائية، وجدولة تلك القيم لاستخدامها فى حساب حرارة التفاعلات فى المحاليل المائية، التى تشمل هذه الأيونات.

ولكن هناك مشكلة تتمثل فى أننا لانستطيع قياس حرارة تكوين الأيون المنفرد؛ لأنه طبقاً لقانون التعادل الكهربى، لابد من وجود أيونين على الأقل فى أى تفاعل

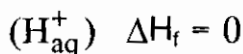
(تفكك) يشمل الأيونات.

فلو اعتبرنا - مثلا - تفاعل إذابة غاز كلوريد الهيدروجين في الماء، والذي تمثله المعادلة:



فإننا نلاحظ تكون أيونين، وهما: "H<sup>+</sup>" و "Cl<sup>-</sup>".

ولحل هذه المشكلة، فلقد تم الاتفاق على اعتبار أن حرارة تكوين أيون الهيدروجين (H<sub>aq</sub><sup>+</sup>) تساوى الصفر:



وبالتالى، يمكن حساب بقية درجات التكوين للأيونات المختلفة، على أساس أن حرارة تكوين (H<sub>aq</sub><sup>+</sup>) تساوى الصفر.

س- عرف طاقة الرابطة (حرارة تكوين أو كسر الرابطة)، وشرح مفهومها؟

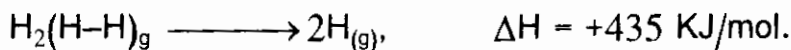
ج- هى التغير فى الإنثالبي (ΔH) عند كسر مول واحد من الروابط فى الحالة الغازية، لإعطاء ذرات فى الحالة الغازية.

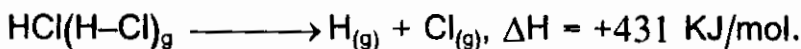
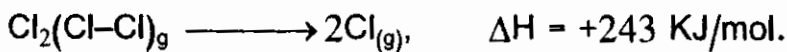
وتعرف طاقة الرابطة، بأنها: "الطاقة اللازمة لكسر الرابطة فى جزئ ما، وتفككه إلى الذرات المكونة له".

أو "التغير فى الإنثالبي (ΔH) عند كسر الروابط فى جزئ جرامى (مول) واحد من المادة وهى فى الحالة الغازية، لإعطاء ذرات فى الحالة الغازية".

وكما هو واضح من التعريف، فإن طاقة الرابطة تكون ذات إشارة موجبة؛ أى إن الحرارة (فى هذه الحالة) تكون ممتصة.

ومن أمثلتها:





وكما نلاحظ، فإن جميع القيم السابقة هي قيم موجبة؛ لأنها تمثل الطاقة التي يمتصها الجزيء لكسر الرابطة به. وكما هو واضح من القيم السابقة، فإن الرابطة في جزيء الهيدروجين ( $\text{H}_2$ ) هي أقوى الروابط؛ لأنها تحتاج إلى قدر أكبر من الطاقة لكسرها.

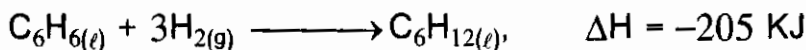
ونشير هنا، إلى أن كمية الطاقة التي يحتاجها جزيء مادة لكسر الرابطة به، تساوى عدديا كمية الطاقة المنطلقة عند تكوين هذا الجزيء (تكوين رابطة بين ذرات الجزيء).

وإذا كانت الروابط في النواتج أقوى منها في المتفاعلات، فإن النواتج ستكون أكثر ثباتا، وأقل طاقة من المتفاعلات. وبالتالي، تكون ( $\Delta H$ ) سالبة، ويكون التفاعل طاردا للحرارة، والعكس صحيح.

س- ما حرارة الهدرجة؟

ج- هي التغير في الإنثالبي المصاحب لتحول مول واحد من مركب عضوي غير مشبع إلى مركب مشبع بإضافة الهيدروجين.

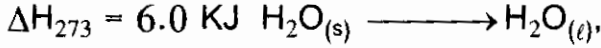
مثال ذلك: عند هدرجة البنزين (السائل) بواسطة استخدام غاز الهيدروجين، فإنه يتحول إلى الهكسان الحلقي (المشبع)، ويصاحب ذلك انطلاق كمية من الحرارة قدره (205 KJ). وتعرف كمية الحرارة المنطلقة في هذه الحالة بـ "حرارة هدرجة البنزين"، والذي تمثله المعادلة:



س- عرف حرارة الإنصهار؟

ج- هي التغير في الإنتالبي الحادث عند تحول مول من المادة الصلبة إلى الحالة السائلة.

مثال ذلك: حرارة انصهار مول واحد من الماء (في حالته الجامدة) تعادل (6.0 KJ)، وتمثله المعادلة:



س- عرف حرارة التسامي؟

ج- تعرف حرارة التسامي، بأنها: "التغير الحرارى المصاحب لتحول مول واحد من مادة صلبة إلى الحالة البخارية (الغازية) مباشرة، دون المرور بالحالة السائلة". ويرمز لها بـ  $(\Delta H_{\text{sub}})$ .

وهي تساوى مجموع حرارة الانصهار وحرارة التبخير المقاسة عند درجة الحرارة نفسها، أى إن:

$$\Delta H_{\text{sub}} = \Delta H_{\text{fus}} + \Delta H_{\text{vap}}$$

س- اذكر العوامل التي تؤثر علي حرارة التفاعل؟

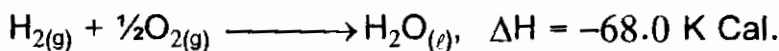
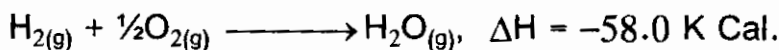
ج- يعتمد التغير الحرارى المصاحب للتفاعل الكيميائى، على عدة عوامل، منها: نوع التفاعل، والظروف التى يتم عندها التفاعل، وكمية المواد المتفاعلة، والسعة الحرارية، ودرجة الحرارة، وغيرها.

س- وضع أثر الحالة الفيزيائية لكل من المواد المتفاعلة والناجة علي حرارة التفاعل؟

ج- لقد وجد أن الحالة الفيزيائية للمادة سواء كانت متفاعلة أو ناتجة، لها تأثير كبير على التغير الحرارى الحادث والمصاحب للتفاعل.

ويمكن توضيح ذلك، بالمثال التالي:

عند تفاعل غاز الأكسجين وغاز الهيدروجين لتكوين الماء في الحالة السائلة، تتصاعد كمية من الحرارة أكبر من تلك المنطلقة عند تكوين الماء في الحالة الغازية، كما يتضح من المعادلات التالية:



حيث استهلك الفرق بينهما (10 KCal) في تحويل الماء المتكون من حالته السائلة إلى الحالة الغازية.

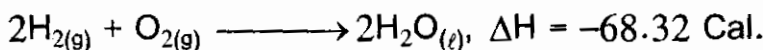
كذلك، تختلف حرارة احتراق الكبريت المعينى عن حرارة احتراق الكبريت المنشورى، والفرق بينهما عبارة عن حرارة تحويل الكبريت المعينى إلى المنشورى، أو العكس.

س- وضح أثر كمية المواد المتفاعلة علي حرارة التفاعل؟

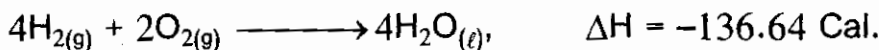
ج- تتناسب حرارة التفاعل (الممتصة أو المنبعثة) تناسباً طردياً مع كميات المواد المتفاعلة؛ فكلما زادت أو تضاعفت كميات المواد المتفاعلة، زادت أو تضاعفت كميات الحرارة الممتصة أو المنطلقة من التفاعل.

ويمكن توضيح ذلك، بالمثال التالي:

عند احتراق (2) مول من الهيدروجين، فإنه تنطلق كمية حرارة قدرها (68.32 Cal)، طبقاً للمعادلة:



أما عند احتراق (4) مول من الهيدروجين (ضعف الكمية السابقة)، فإنه تنطلق كمية حرارة قدرها (136.64 Cal)، طبقاً للمعادلة:



أى إن كمية الحرارة المنطلقة عند احتراق (4) مول من الهيدروجين تكون ضعف كمية الحرارة المنطلقة عند احتراق (2) مول من الهيدروجين. وهذا، يؤكد أن حرارة التفاعل تتوقف على كميات المواد المتفاعلة.

س- وضح أثر الظروف التى يحدث عندها التفاعل (حجم ثابت أم ضغط ثابت) على حرارة التفاعل؟

ج- يقصد هنا بالظروف، ما إذا كان التفاعل يحدث ويتم عند حجم ثابت أو ضغط ثابت. وهذا العامل له أهمية كبيرة فى حالة التفاعلات التى تشتمل على غازات.

ففى التجارب العملية التى تجرى تحت ضغط ثابت، قد يكون التفاعل فى إناء مفتوح معرض للضغط الجوى (وهو ضغط ثابت)، أو يحدث التفاعل فى إناء يبقى عليه الضغط الخارجى ثابتا. وفى حالة مثل هذه التفاعلات، وبالإضافة إلى التغير فى الطاقة الداخلية لمحتويات النظام، فإنه يحدث أيضا شغل نتيجة تمدد النظام أو انكماشه.

وبالتالى، فإن التغير الحرارة لتفاعل يتم عند ضغط يعزى للفرق فى المحتوى الحرارى ( $\Delta H$ ) بين نواتج التفاعل والمواد المتفاعلة. بينما يعزى التغير الحرارى لتفاعل يتم عند حجم ثابت إلى الفرق بين مجموع الطاقات الداخلية لنواتج التفاعل ومجموع الطاقات الداخلية للمواد المتفاعلة.

ومما سبق، فإن حرارة التفاعل عند ضغط ثابت ( $q_p$ )، تعطى بالعلاقة:

$$q_p = \Delta H = H_2 - H_1$$

كذلك، فإن حرارة التفاعل عند حجم ثابت ( $q_v$ )، تعطى بالعلاقة:

$$q_v = \Delta E = E_2 - E_1$$

والعلاقة بين حرارتي التفاعل عند حجم ثابت، وضغط ثابت، تحدها المعادلة:

$$\Delta H = \Delta E + \Delta nRT$$

أو

$$\Delta H = \Delta E + P\Delta V$$

وبالنسبة للتفاعلات التي تشتمل على مواد صلبة أو سائلة فقط، فإن التغير في الحجم الذي يصاحب تلك التفاعلات، يكون عادة بسيطا جدا لدرجة أنه يمكن إهماله؛ أي إن:  $\Delta V = 0$  (ما لم يكن الضغط كبيرا جدا). وحينئذ فإن:  $P\Delta V = 0$ ، وعليه لا يكون هناك شغل مبذول، وتؤول المعادلة السابقة إلى:

$$\Delta H = \Delta E$$

أما بالنسبة للتفاعلات التي تشتمل على غازات، فإنه في هذه الحالة يكون التغير في الحجم كبيرا ولا يمكن إهماله. ويمكن حينئذ حساب المقدار  $(\Delta H - \Delta E)$ ، بفرض أن الغاز مثالي، حيث يمكن استخدام العلاقة:

$$\Delta H = \Delta E + \Delta nRT$$

حيث إن " $\Delta n$ " تمثل التغير في أعداد الجزيئات؛ فهي تساوى الفرق بين أعداد جزيئات المواد الناتجة (في الحالة الغازية)، وأعداد جزيئات المواد المتفاعلة (في الحالة الغازية).

فإذا كانت:

$$\Delta E < \Delta H \quad ; \quad n_2 > n_1 \quad ; \quad \Delta n = \text{موجبة، فإن:}$$

$$\Delta E > \Delta H \quad ; \quad n_2 < n_1 \quad ; \quad \Delta n = \text{موجبة، فإن:}$$

$$\Delta E = \Delta H \quad ; \quad n_2 = n_1 \quad ; \quad \Delta n = \text{موجبة، فإن:}$$

س- وضح أثر الحرارة النوعية أو السعة الحرارية للمواد علي حرارة التفاعل؟

ج- بالنسبة للتفاعلات التي يصاحبها امتصاص حرارة، على سبيل المثال،



فلا يقتصر دور الحرارة الممتصة على إحداث التغيرات الفيزيائية والكيميائية فقط، بل تشارك في رفع درجات الحرارة أيضا.

وكما ذكرنا سابقا، فإن الحرارة النوعية لمادة، تعرف بأنها: "كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة جرام واحد من المادة درجة مئوية واحدة". وحيث إن الحسابات الكيميائية تجرى غالبا على أساس الأوزان الجزيئية الجرامية، فمن الملائم استعمال "السعة الحرارية الجزيئية"؛ التي تعرف بأنها: "كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة جزئ جرامى واحد من المادة درجة مئوية واحدة عند درجة الحرارة المعطاة". ووحدة السعة الحرارية هي (سعر/جزئ جرامى.درجة - °K / mol. Cal).

ويمكن التعبير عن السعة الحرارية، كما يلي:

$$C = q/dT$$

ويمكن تعيين السعة الحرارية الجزيئية عند حجم ثابت أو ضغط ثابت. ويعبر عن السعة الحرارية الجزيئية عند حجم ثابت ( $C_v$ ) رياضيا كما يلي:

$$C_v = q_v/dT = \Delta E / dT$$

أما السعة الحرارية الجزيئية عند ضغط ثابت ( $C_p$ ) فيعبر عنها:

$$C_p = q_p/dT = \Delta H / dT$$

ولاتحوى السعة الحرارية عند الحجم الثابت " $C_v$ " إلا الحرارة الممتصة في زيادة الطاقة الداخلية. أما السعة الحرارية عند الضغط الثابت ( $C_p$ )، فهي أكبر من ( $C_v$ )؛ لأنها تحوى بالإضافة إلى هذه الحرارة مقدار الشغل المبذول في التمدد. وبالتالي، فإن السعة الحرارية عند ضغط ثابت ( $C_p$ ) أكبر منها عند الحجم الثابت ( $C_v$ )، بمقدار كمية الشغل المبذول في التمدد، عندما ترتفع درجة الحرارة بمقدار درجة مئوية واحدة. وبعبارة أخرى، فإنه عند الضغط الثابت، فإنه يلزم لرفع درجة

حرارة كتلة معينة من المادة، كمية من الحرارة أكبر من تلك التي تلزم عند الحجم الثابت.

والعلاقة التي تربط بينهما، في حالة الغاز المثالي، هي:

$$C_p - C_v = R$$

أى إن السعة الحرارية لمول واحد من غاز مثالي عند ضغط ثابت تكون أكبر منها عند حجم ثابت، بمقدار (R)؛ وهو الثابت العام للغازات؛ أى بمقدار: (1.987 Cal).

وعلاوة على ذلك، فإن الشغل "W" الذى يبذله مول واحد من غاز، عندما يتمدد من الحجم ( $V_1$ ) إلى الحجم ( $V_2$ )، عندما تتغير الحرارة من ( $T_1$ ) إلى ( $T_2$ )، يتحدد من العلاقة:

$$W = P\Delta V = P(V_2 - V_1)$$

أو

$$W = R\Delta T = R(T_2 - T_1)$$

وعند رفع درجة الحرارة بمقدار درجة مئوية واحدة، فإن:

$$\Delta T = T_2 - T_1 = 1$$

وبذلك، فإن:

$$W = R = 1.987 \text{ Cal.} \quad \therefore$$

وبمعلومية أن ( $C_v$ ) للغازات الأحادية الذرية تساوى 2.98، وحيث إن ( $C_p$ ) و ( $C_v$ ) تربطهما العلاقة:

$$C_p = C_v + R$$

$$C_p = 2.980 + 1.987$$

$$C_p = 4.967$$

وحيث إن:

$$C_p/C_v = \gamma$$

$$\therefore \gamma = C_p/C_v$$

$$\gamma = 4.967/2.980$$

$$\gamma = 1.67$$

ولقد وجد عمليا أنه بالنسبة للغازات الأحادية الذرية (الغازات الخاملة)، أن:

$$\gamma = 1.67$$

س- وضح تأثير درجة الحرارة على حرارة التفاعل (معادلة كيرشوف)؟

ج- لدراسة تأثير درجة الحرارة على حرارة تفاعل ما، فإنه يمكن إجراء تفاعل، تتحول فيه المواد المتفاعلة عند درجة حرارة ( $T_2$ ) في الحالة:  $A \rightarrow B$ ، بإحدى طريقتين:

### الطريق الأول: Path I

تسخن المواد المتفاعلة من درجة الحرارة  $T_1$ ، إلى  $T_2$ ، ثم تخلط المواد المتفاعلة عند درجة الحرارة؛ للتفاعل وتعطى نواتج عند هذه الدرجة  $T_2$ .  
وحيث، فإن قيمة التغير في المحتوى الحرارى ( $\Delta H$ )، فى اتجاه الطريق الأول، تساوى كمية الحرارة التى اكتسبتها المواد المتفاعلة، بالإضافة إلى التغير فى المحتوى الحرارى ( $\Delta H_2$ )؛ نتيجة تفاعل تلك المواد مع بعضها.  
وبالتالى، فإن:

$$\Delta H (\text{Path I}) = C_{p(\text{reactants})} (T_2 - T_1) + \Delta H_2$$

### الطريق الثانى: Path II

يسمح للمواد المتفاعلة بأن تتفاعل، وهى عند درجة الحرارة  $T_1$ ، فيحدث تغير

حرارى قدره " $\Delta H$ ". ثم بعد ذلك تسخن المواد الناتجة من التفاعل من درجة الحرارة  $(T_1)$  إلى  $(T_2)$ ، فنكتسب المواد الناتجة كمية من الحرارة قدرها:  $C_{p(\text{products})}(T_2 - T_1)$ .

وبالتالى، يكون التغير الكلى فى المحتوى الحرارى (الإنتالى) الحادث بهذا الطريق، هو:

$$\Delta H (\text{Path II}) = \Delta H_1 + C_{p(\text{products})} (T_2 - T_1)$$

وطبقا لقانون بقاء الطاقة، وكذلك قانون هيس للحاصل الحرارى الثابت، فلا بد أن تكون قيمتا " $\Delta H$ " الناتجة عن الطريقتين متساوية؛ حيث أن المواد الأولية والنهائية هى نفسها فى كلا الطريقتين. أى إن:

$$\Delta H (\text{Path I}) = \Delta H (\text{Path II})$$

$$C_{p(\text{reactants})} (T_2 - T_1) + \Delta H_2 = \Delta H_1 + C_{p(\text{products})} (T_2 - T_1)$$

$$\Delta H_2 = \Delta H_1 + [C_{p(\text{products})} - C_{p(\text{reactants})}] (T_2 - T_1) \quad \therefore$$

وتعرف المعادلة السابقة بـ "معادلة كيرشوف".

حيث إن:  $\Delta H_1$  و  $\Delta H_2$ ، هما حرارة التفاعل أو التغير فى المحتوى الحرارى عند درجتى  $T_1$  و  $T_2$ ، على الترتيب.

$C_{p(\text{prod.})}$ : هى السعة الحرارية للمواد الناتجة

$C_{p(\text{react.})}$ : هى السعة الحرارية للمواد المتفاعلة

ويمكن كتابة المعادلة السابقة على الصورة التالية:

$$\frac{\Delta H_2 - \Delta H_1}{T_2 - T_1} = \Delta C_p$$

$$= \int_{T_1}^{T_2} \Delta C_p \, dT \quad \Delta H_2 - \Delta H_1 \quad \therefore$$

ويمكن وضع المعادلة السابقة على الصورة التالية:

$$\left[ \frac{\partial(\Delta H)}{\partial T} \right]_p = \Delta C_p$$

$$\int_{\Delta H_1}^{\Delta H_2} d(\Delta H) = \int_{T_1}^{T_2} \Delta C_p dT$$

وعند حجم ثابت، نجد أن:

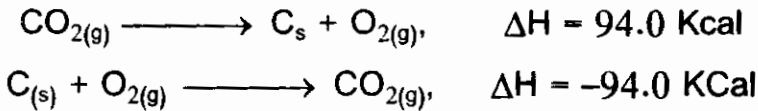
$$\left[ \frac{\partial(\Delta E)}{\partial T} \right]_v = \Delta C_v$$

$$\int_{\Delta E_1}^{\Delta E_2} d(\Delta E) = \int_{T_1}^{T_2} \Delta C_v dT$$

س- انكر نص قانون لافوازييه - لابلاس **La Voisier-La Place Law**

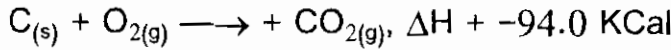
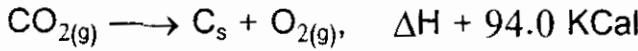
ج- ينص القانون على أن: "كمية الحرارة اللازمة لتفكك مركب معين إلى عناصره الأولية المكونة له تساوى عدديا كمية الحرارة المنطلقة عند تكوين ذلك المركب من عناصره الأولية".

مثال ذلك: كمية الحرارة المنطلقة عند تكون غاز ثاني أكسيد الكربون من عناصره الأولية تساوى عدديا كمية الحرارة الممتصة اللازمة لتفكك غاز ثاني أكسيد الكربون إلى عناصره الأولية مرة أخرى.



ينص القانون على أن: "كمية الحرارة اللازمة لتفكك مركب معين إلى عناصره الأولية المكونة له تساوى عدديا كمية الحرارة المنطلقة أثناء تكوين ذلك المركب من

عناصره الأولية. كما يتضح مما يأتي:



### س- اذكر قانون هيس للحاصل الحرارى الثابت Hess`s Law of **Constant Heat Sum**؟

ج- من الثابت، أن التغيرات الحرارية فى التفاعلات الكيميائية تكافئ الفرق فى الطاقات الداخلية ( $\Delta E$ ) أو المحتويات الحرارية ( $\Delta H$ ) للنواتج والمتفاعلات، معتمدا على ما إذا كان التفاعل يدرس عند حجم ثابت أو ضغط ثابت. وحيث إن كلا من  $\Delta E$  و  $\Delta H$  تعتبر دوال فى حالة النظام، فإن الحرارة المنطلقة أو الممتصة للتفاعل لاتعتمد على المسار الذى يسرى فيه التفاعل، وإنما تعتمد فقط على الحالة الابتدائية والحالة النهائية للنظام. وهذا المفهوم يعرف بـ "قانون هيس".

ينص قانون "هيس" على أن: "عند ثبوت الضغط ودرجة الحرارة، فإن التغير فى الإنثالبي ( $\Delta H$ ) لأى تفاعل كيميائى مقدار ثابت، سواء تم هذا التفاعل فى خطوة واحدة أو مجموعة من الخطوات، بشرط أن تكون المواد المتفاعلة والنواتجة هى نفسها فى كل حالة".

أو بصيغة أخرى

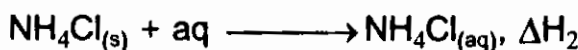
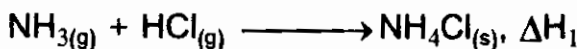
"إذا كان هناك تغيرا كيميائيا، يمكن أن يحدث بطريقتين أو أكثر، وفى خطوة واحدة أو أكثر، فإن التغير الحرارى (التغير فى الإنثالبي) يكون هو نفسه، بشرط أن تكون المواد الأولية والنهائية هى نفسها فى كل حالة".

س- اشرح مثلا توضح به مفهوم قانون هيس للحاصل الحرارى الثابت؟

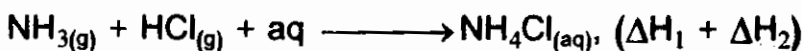
ج- يمكن تحضير محلول كلوريد الأمونيوم  $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{aq})$ ، من غاز النوشادر

$\text{NH}_3(\text{g})$  وغاز كلوريد الهيدروجين  $\text{HCl}(\text{g})$  بإحدى الطريقتين التاليتين:

الطريقة الأولى: تتم فى خطوتين

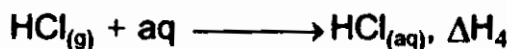
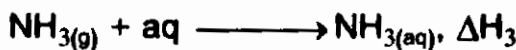


وبجمع المعادلتين، نحصل على:

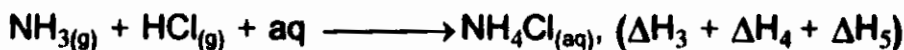


أى إن التغير الحرارى فى هذه الطريقة هو  $(\Delta H_1 + \Delta H_2)$ .

الطريقة الثانية (تتم فى ثلاث خطوات)



وبجمع المعادلات السابقة الثلاث، نحصل على:



أى إن التغير الحرارى فى هذه الطريقة هو  $(\Delta H_3 + \Delta H_4 + \Delta H_5)$ . وحيث إن

المواد المتفاعلة والنتيجة هى نفسها فى الطريقتين، وطبقا لقانون هيس للحاصل

الحرارى الثابت، فإن:

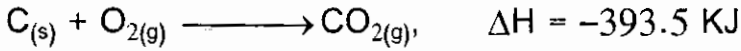
$$\Delta H_1 + \Delta H_2 = \Delta H_3 + \Delta H_4 + \Delta H_5$$

مثال آخر:

يتم تحضير غاز ثانى أكسيد الكربون ( $\text{CO}_2$ ) من عناصره، بإحدى الطريقتين

التاليتين:

الطريقة الأولى: تتم في خطوة واحدة



الطريقة الثانية: تتم في خطوتين



ويجمع الخطوتين، نحصل على:

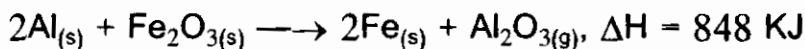


وكما هو واضح، فإن التغير الحرارى فى الطريقتين ثابت (-393.5 KJ)، مع الأخذ فى الاعتبار أن المواد الناتجة والمتفاعلة هى نفسها فى كل حالة؛ مما يعنى أن قانون "هيس" محقق فى هذه الحالة.



## ثانياً: مسائل وحلولها

- (1) أحسب كمية الحرارة المنطلقة عند تفاعل (36 gm) من الألمنيوم مع كمية وفيرة من أكسيد الحديد، إذا علمت أن الألمنيوم يتفاعل مع أكسيد الحديد، طبقاً للمعادلة التالية:



الحل:

- من معادلة التفاعل المعطاة، يتضح أن تفاعل (2 gm.mol) من الألمنيوم مع أكسيد الحديد يؤدي إلى إطلاق 848 KJ من الطاقة (الحرارة).

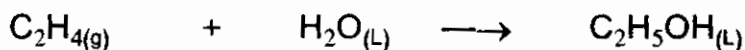
وحيث أن الوزن الذري للألمنيوم = 27

$$\therefore 54 \text{ gm of Al} \longrightarrow 848 \text{ KJ}$$

$$36 \text{ gm of Al} \longrightarrow X \text{ KJ}$$

$$X = \Delta H = \frac{36 \times 848}{54} = 565.33 \text{ KJ}$$

- (2) ماهى حرارة التفاعل عند تحضير الإيثانول من الماء والإيثيلين عند 25°C، طبقاً للمعادلة التالية:



$$H_f^\circ \quad 12.5 \quad -68.317 \quad -66.36 \text{ K.Cal}$$

$$\Delta H = \sum \Delta H_f^\circ (\text{products}) - \sum \Delta H_f^\circ (\text{reactants})$$

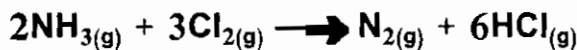
$$\Delta H = (-66.36) - [12.5 + (-68.317)]$$

$$\Delta H = (-66.36) - (-55.817)$$

$$\Delta H = -66.360 + 55.817$$

$$\Delta H = -10.543 \text{ K.Cal.}$$

(3) أحسب حرارة التفاعل القياسية  $\Delta H^\circ$  لتفاعل غاز الكلور مع النوشادر طبقاً للمعادلة التالية:



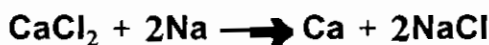
إذا علمت أن حرارة التكوين القياسية ( $\Delta H_f^\circ$ ) للنوشادر (-46.19 KJ/mol)، وأن  $\Delta H_f^\circ$  لكلوريد الهيدروجين (-92.3 KJ/mol).

الحل:

$\Delta H_f^\circ$  للتفاعل تحسب باستخدام المعادلة:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \Delta H_f^\circ (\text{products}) - \sum \Delta H_f^\circ (\text{reactants}) \\ &= [\text{H}_f^\circ (\text{N}_2) + 6 \text{H}_f^\circ (\text{HCl})] - [2 \text{H}_f^\circ (\text{NH}_3) + 3 \text{H}_f^\circ (\text{Cl}_2)] \\ &= [(0 + 6 \times (-92.3))] - [2 \times (-46.19) + 0] \\ &= -553.8 + 92.38 \\ &= -461.42 \text{ KJ} \end{aligned}$$

(4) أحسب حرارة التفاعل:



إذا كانت حرارة تكوين كلوريد الكالسيوم هي (-191.0 K.Cal) ولكلوريد الصوديوم هي (-97.7 K.Cal).

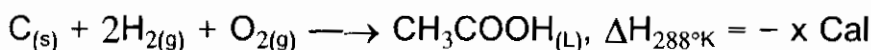
الحل:

من المعروف أن حرارة تكوين العناصر = الصفر

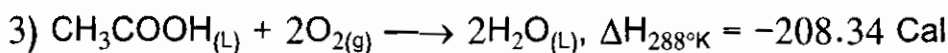
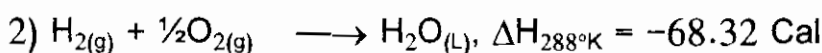
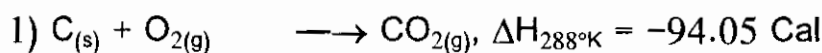
$$\Delta H = \sum \Delta H_f^\circ (\text{products}) - \sum \Delta H_f^\circ (\text{reactants})$$

$$\begin{aligned}
&= [H_f^\circ(\text{Ca}) + 2H_f^\circ(\text{NaCl})] - [H_f^\circ(\text{CaCl}_2) + 2H_f^\circ(\text{Na})] \\
&= [0 + 2 \times (-97.7)] - [-(191.0) + 2 \times 0] \\
&= -195.4 + 191.0 \\
&= -4.4 \text{ K.Cal}
\end{aligned}$$

(5) أحسب التغيير في الإنثالبي ( $\Delta H$ )، للتفاعل التالي:



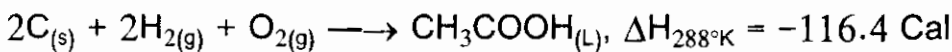
من معرفة حرارة احتراق المواد المشتركة، وهى:



الحل:

يمكن حساب قيمة التغيير الحرارى "X" المصاحب لتكوين حمض الخليك المذكور، وذلك بتكوين معادلة شبيهة بمعادلة تكوين الحمض من المعادلات المعطاة. ويتم ذلك على النحو التالى:

بضرب كل من المعادلتين (1, 2) فى (2)، وجمعها، ثم بطرح المعادلة (3) من حاصل الجمع السابق، نحصل على المعادلة التالية:



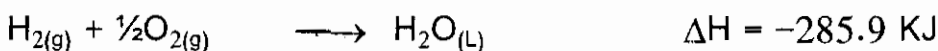
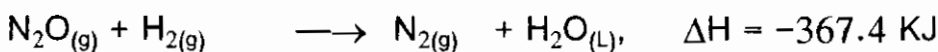
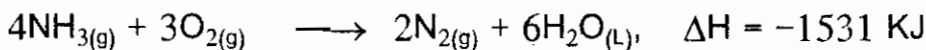
وحيث إن هذه المعادلة مماثلة تماما لمعادلة تكوين الحمض، وحيث إن المواد المتفاعلة والنواتجة هى نفسها فى كل حالة، فيمكن تطبيق قانون هيس للحصول

الحرارى الثابت. وبالتالي تكون قيمة التغير الحرارى المحسوبة من المعادلات السابقة وهى (-116.4 Cal) تكافئ قيمة "X" المجهولة فى المعادلة المعطاة.

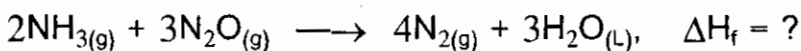
$$X = -116.4 \text{ Cal} \quad \text{أى أن:}$$

وهى قيمة التغير فى الإنثالپى للتفاعل المذكور.

(6) إذا أعطيت المعادلات الكيمائية الحرارية التالية:



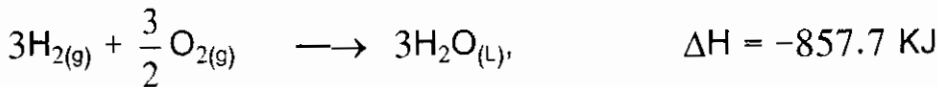
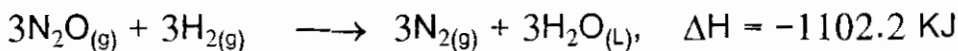
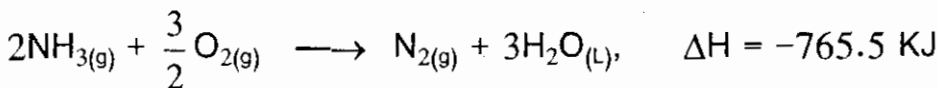
أحسب قيمة  $\Delta H$  للتفاعل التالى:



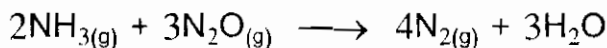
الحل:

نحاول باستخدام المعادلات الثلاث المعطاة تكوين معادلة مماثلة للتفاعل المطلوب حساب  $\Delta H$  له. وباستخدام قانون هيس تكون التغيرات فى  $\Delta H$  المصاحبة للتفاعلات فى المعادلات المعطاة والتي يتم من خلالها تكوين معادلة مشابهة مساوية لـ  $\Delta H$  المطلوب تعينها فى معادلة التفاعل.

ولتحقيق ذلك: نضرب المعادلة الأولى فى  $\frac{1}{2}$ ، ونضرب المعادلة الثانية فى 3، وبضرب المعادلة الثالثة فى 3، نحصل على:



وبجمع المعادلتين 1, 2, وطرح المعادلة الثالثة، نحصل على:



ويكون التغير الحرارى المصاحب

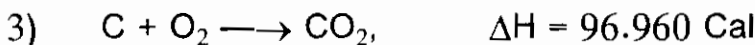
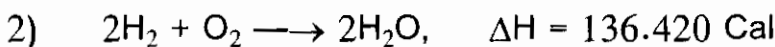
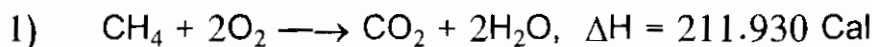
$$\Delta H = -765.5 - 1102.2 + 857.7 = 1010 \text{ KJ}$$

وحيث أننا حصلنا على معادلة مماثلة لمعادلة التفاعل المطلوب حساب  $\Delta H$  له.

$$\Delta H = -1010 \text{ KJ}$$

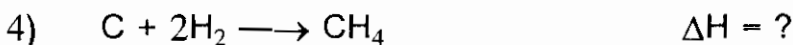
(7) أحسب حرارة تكوين الميثان من عناصره إذا علمت حرارة احتراق المركبات

التالية:



الحل:

يتكون الميثان من عناصره الأولية، طبقا للمعادلة التالية:

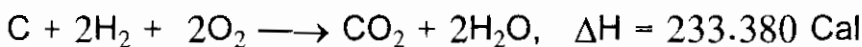


فإذا أمكن باستخدام المعادلات السابقة تكوين معادلة مماثلة لتلك التى تكون

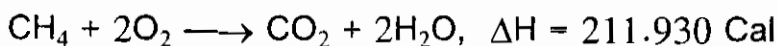
الميثان من عناصره الأولية، يكون مجموع التغيرات الحرارية فى تلك المعادلات

مساوية لتلك القيمة المصاحبة لتكوينه من عناصره الأولية.

ولتحقيق ذلك: نجمع المعادلتين (2) و (3)، نحصل على:



وبطرح المعادلة (1) من حاصل الجمع السابق:



نحصل على:



$$\Delta H = 21.450 \text{ Cal}$$

وهكذا تكون  $\Delta H$  لتفاعل تكوين الميثان من عناصره الأولية، هي:

$$\Delta H = 21.450 \text{ Cal}$$

(8) أجرى تفاعل كيميائي في مسعر حراري يحتوى على (1.2 K.gm) من

الماء، فارتفعت درجة الحرارة من  $20^\circ$  إلى  $25^\circ$ ، علما بأن السعة الحرارية

للمسعر هي  $2.21 \text{ KJ}/^\circ\text{C}$ ، والحرارة النوعية للماء هي  $4.18$

$\text{J}/\text{gm}\cdot^\circ\text{C}$ . أحسب كمية الحرارة المنطلقة من هذا التفاعل.

الحل:

يمكن حساب السعة الحرارية للماء ( $C_{\text{H}_2\text{O}}$ ) باستخدام العلاقة:

$$C_{\text{H}_2\text{O}} = C_{\text{H}_2\text{O}} \times m_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$C_{\text{H}_2\text{O}} = 4.18 \times 1200$$

$$C_{\text{H}_2\text{O}} = 5.016 \text{ J}/^\circ\text{C}$$

والسعة الحرارية الكلية ( $C_{\text{total}}$ ) تحسب من العلاقة:

السعة الحرارية للمسعر + السعة الحرارية للماء = السعة الحرارية الكلية

$$C_{\text{total}} = C_{\text{H}_2\text{O}} + C_{\text{calorimeter}}$$

$$= 5.016 + 2.210$$

$$C_{\text{total}} = 7.226$$

ويمكن حساب كمية الحرارة المنطلقة "q" من العلاقة:

$$q = C_{\text{total}} (T_2 - T_1)$$

$$q = 7.226 (298 - 293)$$

$$q = 7.226 \times 5$$

$$q = 36.130 \text{ KJ}$$

(9) إذا وضعت 3 gm من الجلوكوز فى مسعر مملوء بالأكسجين تحت ضغط والذى يحتوى 1.5 K.gm من الماء، وكانت درجة الحرارة الابتدائية هى  $19^\circ\text{C}$ ، احترق الخليط المتفاعل بالتسخين الكهربى بالسلك، وسبب التفاعل زيادة فى درجة حرارة المسعر ومشمولاته إلى  $25.5^\circ$ . فإذا كانت السعة الحرارية للمسعر هى  $2.21 \text{ KJ}/^\circ\text{C}$ ، أحسب كمية الحرارة المنطلقة عند حرق مول واحد من الجلوكوز، علما بأن الحرارة النوعية للماء هى  $4.18 \text{ J}/\text{gm}\cdot^\circ\text{C}$ .

الحل:

كتلة الماء  $\times$  الحرارة النوعية للماء = السعة الحرارية للماء

$$C_{\text{H}_2\text{O}} = C_{\text{H}_2\text{O}} \times m_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$C_{\text{H}_2\text{O}} = 4.18 \times 1500$$

$$C_{\text{H}_2\text{O}} = 6.270 \text{ KJ}/^\circ\text{C}$$

ولكن

$$C_{\text{total}} = C_{\text{H}_2\text{O}} + C_{\text{calorimeter}}$$

$$= 6.270 + 2.21$$

$$C_{\text{total}} = 8.48 \text{ KJ}/^\circ\text{C}$$

ويمكن حساب كمية الحرارة المنطلقة باستخدام العلاقة:

$$q = C_{\text{total}} (T_2 - T_1)$$

$$q = 8.48 (298.5 - 292)$$

$$q = 8.48 \times 6.5$$

$$q = 55.12 \text{ KJ}$$

أى إن كمية الحرارة المنطلقة عن حرق (3 gm) من الجلوكوز هي (55.12 KJ) وبالتالي فإن كمية الحرارة المنطلقة من حرق مول واحد من الجلوكوز "X" أى ما يعادل (180 gm)، فإنه يمكن حسابها على النحو التالي:

$$3 \text{ gm} \quad \longrightarrow \quad 55.12 \text{ KJ}$$

$$180 \text{ gm} \quad \longrightarrow \quad X \quad \text{KJ}$$

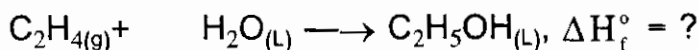
$$X = \frac{55.12 \times 180}{3}$$

$$X = 3307.2 \text{ KJ}$$

وبذلك تكون كمية الحرارة المنطلقة عن حرق مول واحد من الجلوكوز هي (3307.2 KJ).

(10) أحسب حرارة تكوين الكحول الإيثيلي من الإيثيلين والماء عند  $25^\circ\text{C}$  من

معرفة حرارة تكوين كل من المواد المتفاعلة والنواتجة طبقاً للمعادلة:



$$\Delta H_f^\circ \quad 12.5 \text{ K.Cal} \quad -68.3 \text{ K.Cal} \quad -66.4 \text{ K.Cal}$$

الحل:

$$\Delta H_f^\circ = \sum \Delta H_f^\circ (\text{products}) - \sum \Delta H_f^\circ (\text{reactants})$$

$$\Delta H_f^\circ = [\Delta H_f^\circ (\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})] - [\Delta H_f^\circ (\text{C}_2\text{H}_4)_{(\text{g})} + \Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O})_{(\text{L})}]$$

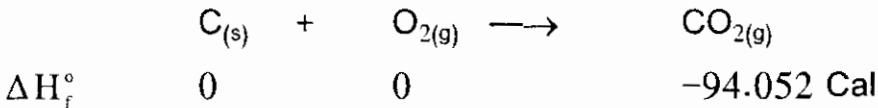


$$\Delta H_f^\circ = -66.4 - [12.5 + (-68.3)]$$

$$\Delta H_f^\circ = -66.4 - (-55.8)$$

$$\Delta H_f^\circ = -10.6 \text{ K.Cal}$$

(11) أحسب التغير الحرارى  $\Delta H_f^\circ$  للتفاعل التالى من معرفة حرارة تكوين كل من المواد المتفاعلة والمواد الناتجة، طبقا للمعادلة:



الحل:

$$\Delta H_f^\circ = \sum \Delta H_f^\circ (\text{products}) - \sum \Delta H_f^\circ (\text{reactants})$$

$$\Delta H_f^\circ = [\Delta H_f^\circ (CO_2)_{(g)}] - [\Delta H_f^\circ (C)_{(s)} + \Delta H_f^\circ (O_2)_{(g)}]$$

$$\Delta H_f^\circ = (-94.052) - (0 + 0)$$

$$\Delta H_f^\circ = -94.052 \text{ Cal}$$

(12) أحسب حرارة تكوين  $H_2O_{(L)}$  عند  $90^\circ C$ ، علما بأن حرارة التكوين عند  $(25^\circ C)$  هى  $(68.37 \text{ K.Cal})$ ، وقيم السعة الحرارية المحسوبة هى:

$$C_P(H_2O) = 18, \quad C_P(O_2) = 7.05, \quad C_P(H_2) = 6.90$$

الحل:

باستخدام معادلة كيرشوف، والتعويض عن القيم المعطاة، نجد أن:

$$\Delta H_2 = \Delta H_1 + [C_P(\text{products}) - C_P(\text{reactants})](T_2 - T_1)$$

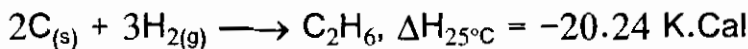
$$\Delta H_2 = -68370 + [18 - (6.9 + \frac{1}{2} \times 7.05)] (363 - 298)$$

$$\Delta H_2 = -68370 + 492.370$$

$$\Delta H_2 = -67877.63 \text{ Cal}$$

$$\Delta H_2 = -67.877 \text{ K.Cal}$$

(13) أحسب حرارة تكوين الإيثان عند (200°C):



من المعلومات التالية:

$$C_P(\text{C}) = 2.7$$

$$C_P(\text{H}_2) = 6.9$$

$$C_P(\text{C}_2\text{H}_6) = 15.4$$

الحل:

بالتعويض عن القيم المعطاة في معادلة كيرشوف، نجد أن:

$$\Delta H_{200^\circ\text{C}} = \Delta H_{25^\circ\text{C}} + [C_P(\text{prod.}) - C_P(\text{react.})] (T_2 - T_1)$$

$$\Delta H_{200^\circ\text{C}} = -20240 + [15.4 - (2 \times 2.7 + 3 \times 6.9)] (473 - 298)$$

$$\Delta H_{200^\circ\text{C}} = -22112.5 \text{ Cal.}$$

$$\Delta H_{200^\circ\text{C}} = 22.112 \text{ K.Cal}$$

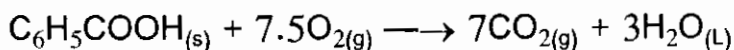
(14) أحسب حرارة احتراق حمض البنزويك عند حجم ثابت وعند 25°C، إذا

كانت حرارة احتراقه عند ضغط ثابت هي -771.4 Cal، علماً بأن

$$R = 1.987 \text{ L.atm/}^\circ\text{K.mol}$$

الحل:

يحترق حمض البنزويك طبقاً للمعادلة التالية:



ومن المعطيات، نجد أن

$$\Delta H = -771.4 \text{ Cal.}, \Delta E = ?, T = 25 + 273 = 298^\circ\text{K.}$$

$$R = 1.987$$

$$\Delta H = 7 - 7.5 = 0.5 \text{ mol.}$$

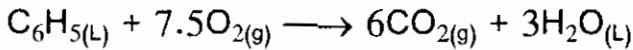
$$\Delta H = \Delta E + \Delta nRT \quad \text{وبالتعويض في المعادلة:}$$

$$\Delta E = \Delta H - \Delta nRT$$

$$\Delta E = -771.4 - (-0.5) (1.987) (298)$$

$$\Delta E = -476.38 \text{ Cal.}$$

(15) سائل البنزين يحترق في وجود الأكسجين، طبقا للمعادلة:



فإذا كانت الحرارة المتصاعدة عند  $300^\circ\text{K}$  وعند ثبوت الحجم هي

(782.5 Cal). أحسب الحرارة المتصاعدة إذا حدث التفاعل عند ضغط ثابت،

$$R = 1.987 \text{ L.atm/}^\circ\text{K.mol} \quad \text{علما بأن:}$$

الحل:

من المعطيات، نجد أن:

$$\Delta E = \text{الحرارة المتصاعدة عن ثبوت الحجم}$$

$$\Delta H = \text{الحرارة المتصاعدة عن ثبوت الضغط}$$

$$\Delta E = -782.5 \text{ Cal, } T = 300^\circ\text{K, } R = 1.987,$$

$$\Delta n = 6 - 7.5 = -1.5$$

وبالتعويض عن القيم السابقة في المعادلة التالية:

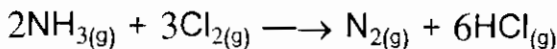
$$\Delta H = \Delta E + \Delta nRT$$

$$\Delta H = -782.5 + (-1.5) (1.987) (300)$$

$$\Delta H = -782.5 - 894.15$$

$$\Delta H = -1676.65 \text{ Cal}$$

(16) أحسب قيمة كمية الحرارة ( $\Delta H$ ) للتفاعل التالى:



علما بأن ( $\Delta H$  KJ) للروابط هى:

$$\text{N-H} = 389, \text{H-Cl} = 431, \text{N}\equiv\text{N}=941, \text{Cl-Cl} = 243$$

الحل:

المحتوى الحرارى للتفاعل ( $\Delta H$ ) = - (الطاقة الناتجة عند تكوين الروابط فى المواد الناتجة من التفاعل + الطاقة الممتصة عند تفكك الروابط فى المواد المتفاعلة)

$$\Delta H = -(\Delta H_{\text{N}\equiv\text{N}} + 6\Delta H_{\text{H-Cl}}) + (6\Delta H_{\text{N-H}} + 2\Delta H_{\text{Cl-Cl}})$$

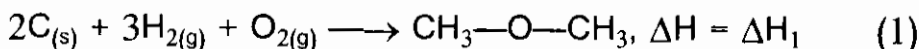
$$\Delta H = -(941 + 6 \times 431) + (6 \times 389 + 3 \times 243)$$

$$\Delta H = -(941 + 2586) + (2334 + 729)$$

$$\Delta H = - 3527 + 3063$$

$$\Delta H = -464 \text{ KJ}$$

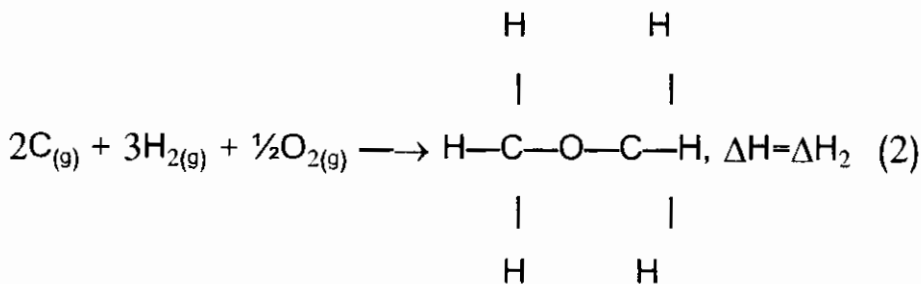
(17) أحسب  $\Delta H_{25^\circ}$  للتفاعل التالى:



علما بأن ( $\Delta H$  K.Cal) للروابط هى  $\text{H-H} = 104$ ,  $\text{C-H} = 99$ ,  $\text{O=O} = 118$ ,  $\text{C-O} = 168$ , وأن حرارة تحويل  $\text{C}_{(\text{s})}$  إلى  $\text{C}_{(\text{g})}$  هى (344 K.Cal).

الحل:

التفاعل بالمعادلة رقم (1) هو عبارة عن مجموع التفاعلين:



$$2\text{C}_{(s)} = 2\text{C}_{(g)} \quad \Delta H_3 = 344 \text{ Cal} \quad (3)$$

وتشتمل المعادلة رقم (1) على مجموع التفاعلين (2) و (3).

ولحساب  $\Delta H_2$  في المعادلة رقم (2)، نجد أن:

$$\begin{aligned} \Delta H_2 &= -(\Delta H_{\text{C-O}} + 6\Delta H_{\text{C-H}}) + (3\Delta H_{\text{H-H}} + \Delta H_{\text{O=O}}) \\ &= -(2 \times 84 + 6 \times 99) + (3 \times 104 + \frac{1}{2} \times 118) \\ &= -(168 + 594) + (312 + 59) \end{aligned}$$

$$\Delta H_2 = -391 \text{ K.Cal}$$

$$\Delta H_{25}^{\circ} = \Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$$

ولكن

$$\Delta H_{25}^{\circ} = -391 + 344 = -47 \text{ K.Cal}$$

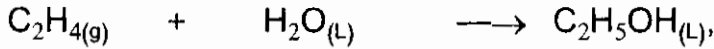
## ثالثا: أسئلة غير محلولة

- 1- عرف كلا مما يأتي:
  - التفاعلات الطاردة للحرارة
  - التفاعلات الماصة للحرارة
- 2- ما المقصود بالحرارة النوعية لمادة، والحرارة النوعية للماء.
- 3- ما السعة الحرارية لمادة.
- 4- اكتب نبذة عن المسعر الحرارى وأنواعه واستخداماته.
- 5- وضح - بالتجربة - كيفية قياس الحرارة المنطلقة من تفاعل احتراق باستخدام المسعر الحرارى.
- 6- ما المقصود بالظروف القياسية.
- 7- عرف كلا مما يأتي:
  - حرارة التفاعل
  - حرارة التكوين
  - حرارة التعادل
  - حرارة الذوبان
- 8- "عند إذابة مذاب ما فى مذيب معين، فإنه تحدث عمليتان" وضحهما؟.
- 9- ما طاقة الرابطة (حرارة تكوين أو كسر الرابطة).
- 10- اذكر العوامل التى تؤثر على حرارة التفاعل الكيميائى. ثم اشرح اثنين منها.
- 11- ناقش تأثير درجة الحرارة على حرارة التفاعل.
- 12- أذكر نص قانون هيس للحاصل الحرارى الثابت، ثم اشرح هذا القانون موضحا أجابتك بمثال.
- 13- أكتب ما تعرفه عن قانون "لافاوزييه - لابلاس".

### رابعاً: مسائل غير محلولة

(1) أجرى تفاعل كيميائي في مسعر حراري يحتوي على (2.4 K.gm) من الماء، فارتفعت درجة الحرارة من 20°C إلى 30°C. فإذا كانت السعة الحرارية للمسعر هي 2.21 KJ/°C والحرارة النوعية للماء هي (4.18 J/gm °C). أحسب كمية الحرارة المنطلقة من هذا التفاعل.

(2) أحسب حرارة تكوين الكحول الإيثيلي من الإيثيلين والماء عند 25°C، من معرفة حرارة تكوين كل من المواد المتفاعلة والنواتجة طبقاً للمعادلة التالية:



$$\Delta H_f^\circ = ?$$

$$\Delta H_f^\circ \quad 12.5 \text{ K.Cal} \quad -68.6 \text{ K.Cal} \quad 66.4 \text{ K.Cal}$$

(3) أحسب إنتالبي ( $\Delta H^\circ$ ) التفاعل من معرفة حرارة تكوين المواد المشتركة في التفاعل التالي:



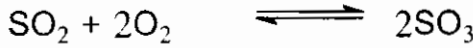
$$\Delta H_f^\circ \quad 196.5 \text{ K.Cal} \quad -28.4 \text{ K.Cal} \quad 0 \quad -94.1 \text{ K.Cal}$$

(4) أحسب حرارة احتراق حمض البنزويك عند حجم ثابت وعند 25°C، إذا كانت حرارة احتراقه عند ضغط ثابت هي (-771.4)، علماً بأن:  $R = 1.987 \text{ L.atm/}^\circ\text{K.mol}$

(5) أجرى تفاعل كيميائي في مسعر يحتوي على 1.8 K.gm من الماء، فارتفعت درجة الحرارة من 30°C إلى 40°C. أحسب كمية الحرارة المنطلقة من هذا التفاعل، علماً بأن السعة الحرارية للمسعر هي 2.21 KJ/°C، والحرارة

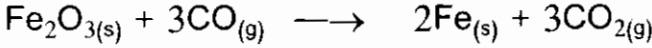
النوعية للماء هي (4.18 J/gm.°C).

(6) أحسب  $\Delta H$  للتفاعل التالي:



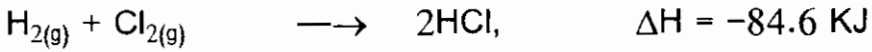
إذا كانت  $\Delta E$  تساوي (K.Cal) 23.190 عند  $25^\circ\text{C}$ ، علما بأن  
( $R = 1.987 \text{ L.atm}/^\circ\text{K.mol}$ ).

(7) إذا أعطيت التفاعل التالي:

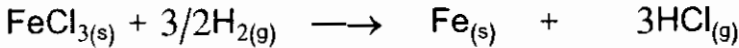


وعلمت أن حرارة التكوين القياسية  $\Delta H_f^\circ$  لكل من  $\text{CO}$  و  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  و  $\text{CO}_2$  هي  
( $-110.5$  و  $-822.2 \text{ KJ/mol}$  و  $-393.5 \text{ KJ/mol}$ )، فما هي  $\Delta H^\circ$  لهذا التفاعل.

(8) من المعادلات التالية:



أحسب  $\Delta H$  للتفاعل:



(9) عند تعيين السعة الحرارية لمسعّر القنبلة أحرق (2 gm) من حمض البنزويك  
في المسعّر، فارتفعت درجة حرارة 4.84 K.gm من الماء في المسعّر من  
 $23.1^\circ\text{C}$  إلى  $25.1^\circ\text{C}$ . فإذا كانت حرارة احتراق حمض البنزويك هي (-  
( $26.42 \text{ KJ/gm}$ )، فما هي السعة الحرارية للمسعّر.

(10) حمام سباحة يحتوى على ( $220 \text{ m}^3$ ) من الماء، فما هي كمية الحرارة  
اللازمة لرفع درجة حرارة الماء في الحمام من  $18^\circ\text{C}$  إلى  $25^\circ\text{C}$  (افتراض  
عدم فقد حرارة إلى الوسط المحيط).



(11) ما هي كمية الحرارة اللازمة لتسخين المواد الآتية من  $40^{\circ}\text{C}$  إلى  $55^{\circ}\text{C}$ :

أ-  $10\text{ gm}$  من الماء.

ب-  $100\text{ gm}$  من النحاس، الحرارة النوعية للنحاس =  $0.389\text{ J/gm}\cdot^{\circ}\text{C}$

ج-  $20\text{ gm}$  من البلاتين، الحرارة النوعية للبلاتين =  $0.84\text{ J/gm}\cdot^{\circ}\text{C}$

19- عند تعيين السعة الحرارية لمسعر، أضيفت (150) جرامات من الماء عند

درجة الحرارة  $60^{\circ}\text{C}$  إلى المسعر عند  $25^{\circ}\text{C}$ ، فأصبحت درجة الحرارة

النهائية في المسعر ( $30^{\circ}\text{C}$ ). احسب السعة الحرارية للمسعر.