

جامعة منتوري قسنطينة

قسم الكيمياء

كلية العلوم

الديناميكا الحرارية الكيميائية

Thermodynamique chimique

محاضرات و مسائل محلولة

السنة أولى جامعي

علوم دقيقة ، تكنولوجيا و إعلام آلي

إعداد الدكتور صالح عكال

الفصل الرابع: الكيمياء الحرارية

في هذا الفصل :

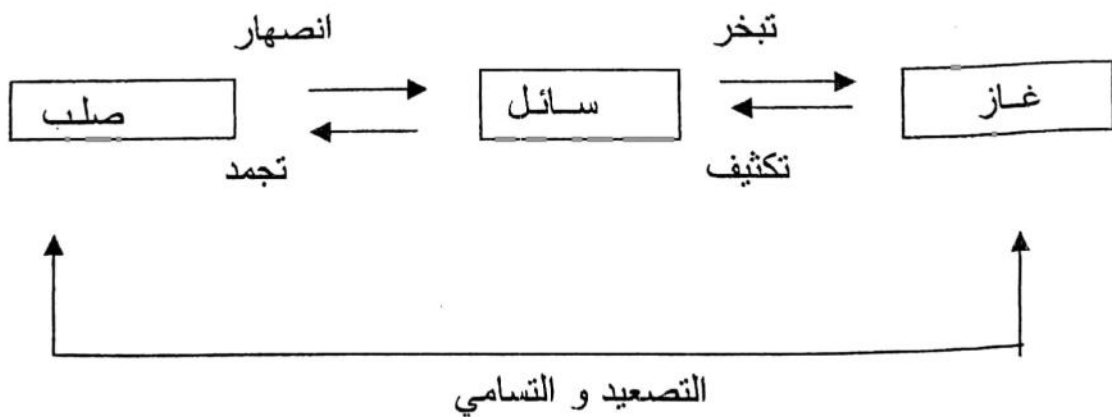
- مقدمة.
- أحوال المادة.
- تحولات المادة.
- الحرارة المصاحبة لتغير في الطور.
- الحرارة المصاحبة لتغير في درجة الحرارة.
- العلاقة بين ΔH و ΔU للتفاعلات الغازية عند درجة حرارة ثابتة.
- قانون هيس $Loi de Hess$.
- التغير في انثالبي التفاعل مع درجة الحرارة
(قانون كيرشوف $Loi de Kirchoff$)
- أنثالبي التكوين القياسية ΔH_f° $Enthalpie de formation$
- أنثالبي التفاعل القياسية عند الدرجة T
- تطبيقات خاصة : طاقات الروابط .
- العلاقة بين انثالبي التفاعل و طاقة الرابطة
* حرارة الإذابة
- درجة حرارة اللهب في الحالة الكظومة (درجة الحرارة النظرية)
- درجة الحرارة النظرية للانفجار.
- تحديد حرارة التفاعل تجريبيا : مسعر حراري كظوم(مسعر التفجير)
- التوازنات الحرارية.
- مسائل

* مقدمة:

الكيمياء الحرارية هي دراسة التبادلات الحرارية بين النظام والوسط الخارجي أثناء التفاعلات الكيميائية.

* تغير الحالة

- أحوال المادة : للمادة في حالتها الطبيعية ثلاثة حالات هي :
- الحالة الصلبة (الجامدة) ، الحالة السائلة ، الحالة الغازية (البخارية).
- الانصهار و التجمد: تسمى عملية تحول المادة من الحالة الصلبة إلى السائلة بالانصهار كما تسمى العملية العكسية بالتجمد.
 - التبخر و التكثيف : تسمى عملية تحول المادة من الحالة السائلة إلى الحالة الغازية بالتبخر كما تسمى العملية العكسية بالتكثيف.
 - العلاقة بين تغير حالة المادة و الطاقة الحرارية : لا تتغير المادة من حالة إلى أخرى تلقائيا بل يستلزم ذلك اكتساب أو فقد طاقة حرارية. ويلاحظ أن اكتساب المادة أو فقدها للطاقة الحرارية أثناء تحولها من حالة الى أخرى لا يكون مصحوبا بتغير في درجة حرارتها.
 - تفسير عملية الانصهار :
- أ- تتكون المادة الصلبة من جزيئات تتحرك حركة اهتزازية حول مواضعها الأصلية دون أن تنتقل من موضع لآخر.
- ب- عند التسخين تزداد حركة هذه الجزيئات فتضعف قوى التماسك بينهما و تزداد المسافات الجزيئية.
- ت- عند زيادة طاقة حركة الجزيئات إلى حد معين يتم عنده كسر الروابط الجزيئية التي تحفظ الجزيئات في أماكنها فتصبح حرة في التجول في حدود الحيز الذي تشغله المادة بعد انصهارها وتحولها إلى سائل.



* عبارات ΔU و ΔH عند تبريد أو تسخين مادة نقية سائلة أو مادة نقية صلبة:

لنعتبر تسخين كتلة من الماء مثلا من T_1 إلى T_2 ، نعرف أولا السعة الحرارية المولية أو الكتلية بطريقة مماثلة للغازات، تكون C_p هي كمية الحرارة اللازم إدخالها في مول أو غرام من المادة تحت ضغط ثابت لرفع درجة حرارتها بواحد كلفن

مثال : الماء السائل $C_p(H_2O)_{liquide} = 4.18J/mol.K$

الماء الصلب $C_p(H_2O)_{solide} = 2.15J/mol.K$

الماء الغازي $C_p(H_2O)_{gaz} = 1.90J/mol.K$

يكون التغير في الانتالبي يساوي إلى الحرارة المنتشرة أو الممتصة .

أما عندما يكون الحجم ثابت غالبا ما يكون الحد $v\Delta p$ صغير أمام ΔU

وبالتالي : $\Delta U \approx \Delta H = nC_v \Delta T$

* المقارنة بين C_p و C_v للأنظمة المكثفة

يظهر تجريبيا أن تسخين أو تبريد مادة نقية صلبة أو سائلة من T_1 إلى T_2 يتطلب بالتقريب نفس الطاقة للتحويلين (تحت ضغط ثابت وتحت حجم ثابت) ملاحظات :

1- عند ضغط معين يتم تغير الطور في درجة حرارة ثابتة .

2- درجة حرارة الانصهار $T_{fus} =$ درجة حرارة التجمد T_{sol} .

3- الحرارة المتبادلة تساوي إلى التغير انتالبي النظام ولهذا يعرف ما يلي:

* انتالبي الانصهار لمولية ΔH_{fusion}

هي الحرارة الممتصة من طرف مول من المادة الصلبة لانصهارها تحت ضغط ثابت ودرجة حرارة معينة .

$$\Delta H_{fusion} = (Qp)_{fusion}$$

* انتالبي التبخر المولية ΔH_{vap}

* انتالبي التجمد المولية $\Delta H_{sol} = -\Delta H_{fus}$

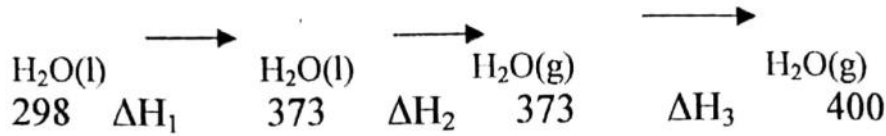
* انتالبي الإسالة المولية $\Delta H_{liq} = -\Delta H_{vap}$

مثال : حدد التغير في انتالبي النظام وهذا عند تسخين 10مول من الماء السائل من درجة حرارة 298 K إلى 400 K تحت ضغط ثابت يعطى:

$T_{vap} = 373 K$, $C_p(H_2O)_l = 18 cal/mol.K$, $C_p(H_2O)_g = 8 cal/mol.K$,

$\Delta H_{vap} = 9,72 Kcal/mol.K$

الحل : لتحديد التغير في الانثالي الكلي نعتبر التغيرات لكل المراحل



$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

$$\Delta H_1 = \int_{298}^{373} nC_p dT = nC_p(373-298) = 10 \times 18 \times 75 = 13500 \text{ cal}$$

$$\Delta H_2 = n\Delta H_{\text{vap}} = 10 \times 9720 = 97200 \text{ cal}$$

$$\Delta H_3 = \int_{373}^{400} nC_p(\text{H}_2\text{O})_g dT = nC_p(400-373) = 10 \times 8 \times 27 = 2160 \text{ cal}$$

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = 112900 \text{ cal}$$

-7 حرارة التفاعل :

ليكن لدينا التفاعل التالي :



تعريف : حرارة التفاعل Q عند الدرجة T هي الطاقة الحرارية المتبادلة مع

الوسط الخارجي عندما تتفاعل المتفاعلات B.A لتكوين النواتج C.D

- التفاعل الذي يحدث بامتصاص حرارة يدعى بالتفاعل الماص للحرارة
Endothermique $Q > 0$

- التفاعل الذي يحدث بنشر حرارة يدعى بالتفاعل الناشر للحرارة $Q < 0$
Exothermique

$$\Delta U_R = U_P - U_R \text{ التفاعل}$$

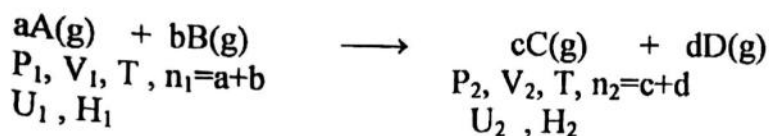
$$\Delta H_R = H_P - H_R \text{ التفاعل}$$

ΔH_R تدعى انثالي التفاعل

في الظروف العادية وللتفاعلات التي تجرى في الحالة السائلة

$$Q_p = \Delta H = \Delta U = Q_v$$

العلاقة بين ΔH و ΔU للتفاعلات الغازية عند درجة حرارة ثابتة:



$$\Delta H = H_2 - H_1 = (U_2 + P_2 V_2) - (U_1 + P_1 V_1) = \Delta U + (P_2 V_2 - P_1 V_1)$$

$$P_2 V_2 = nRT \quad \text{و} \quad P_1 V_1 = nRT$$

بما أن

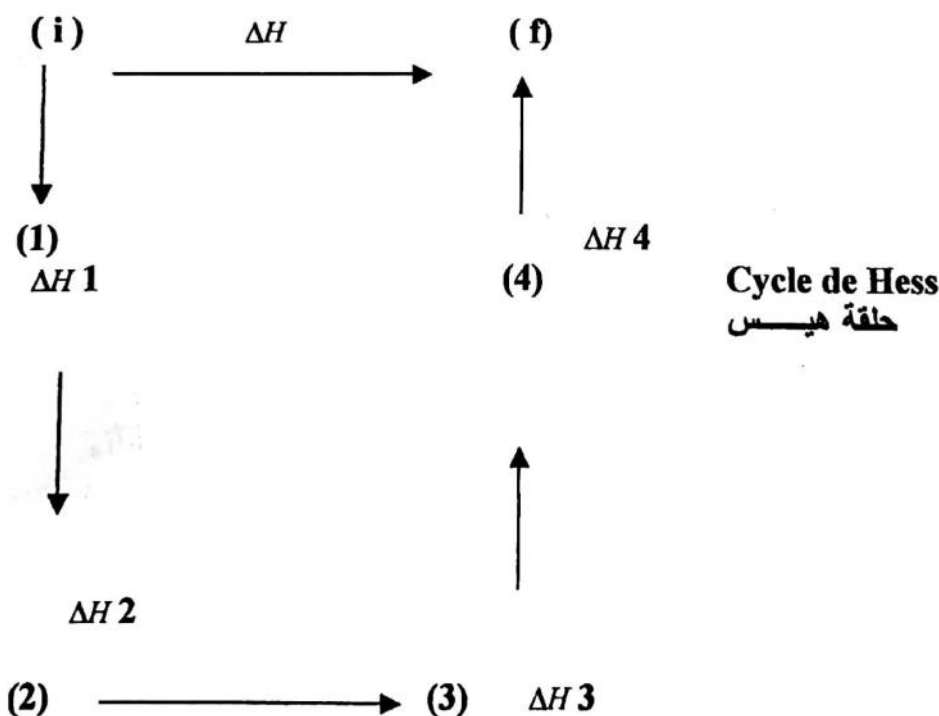
$$\Delta H = \Delta U_1 + n_2 RT - n_1 RT = \Delta U + RT(n_2 - n_1)$$

$$\boxed{\Delta H = \Delta U + RT(\Delta n)} \quad \dots\dots\dots(4.1)$$

ملاحظة : تحسب Δn فقط للمواد الغازية

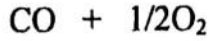
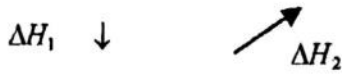
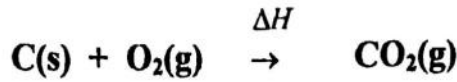
* قانون هيس Loi de Hess

استنتج هيس ما يلي
التغير في الانتالبي لكل التفاعلات لا يتعلق إلا بطبيعة المتفاعلات و النواتج و
غير متعلق بالطريق المسلك.

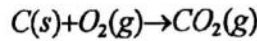
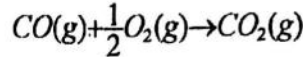
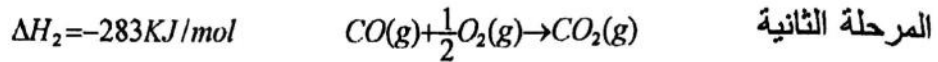
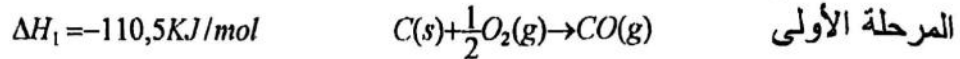


$$\{\Delta H\}' = \{\Delta H_1\}' + \{\Delta H_2\}' + \{\Delta H_3\}' + \{\Delta H_4\}' + \{\Delta H_5\}'$$

مثال توضيحي:



$\Delta H = -393,5 \text{ KJ/mol}$ المقاسة تجريبيا تساوي إلي هذا التفاعل يتم على مرحلتين



$$\Delta H_1 = (H_{\text{CO}} + 1/2 H_{\text{O}_2}) - (H_{\text{C}} + H_{\text{O}_2})$$

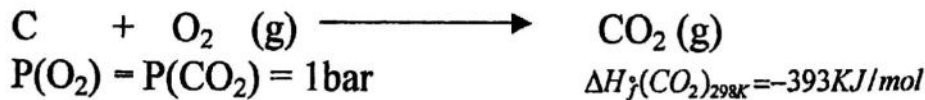
$$\Delta H_2 = H_{\text{CO}_2} - (H_{\text{CO}} + 1/2 H_{\text{O}_2})$$

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = H_{\text{CO}_2} - H_{\text{C}} - H_{\text{O}_2}$$

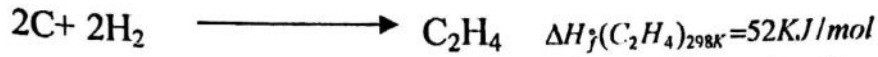
Enthalpie de formation ΔH_f° أنثالبي التكوين القياسية

هي الأنثالبي المرافقة لتكوين مركب عند ضغط ثابت انطلاقا من مكوناته مأخوذة في الحالة الثابتة الأكثر استقرارا عند درجة حرارة معينة

مثال :



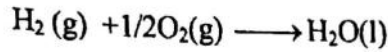
التفاعل ناشر للحرارة و المركب الناتج اكثر استقرار من مكوناته



التفاعل ماص للحرارة و المركب الناتج اقل استقرار
ملاحظة: تكون الانثالبي القياسية للعناصر في حالتها الثابتة المستقرة مساوية للصفر.
مثال:

$$\Delta H_f(O_2)g=0$$

$$\Delta H_f(H_2)g=0$$

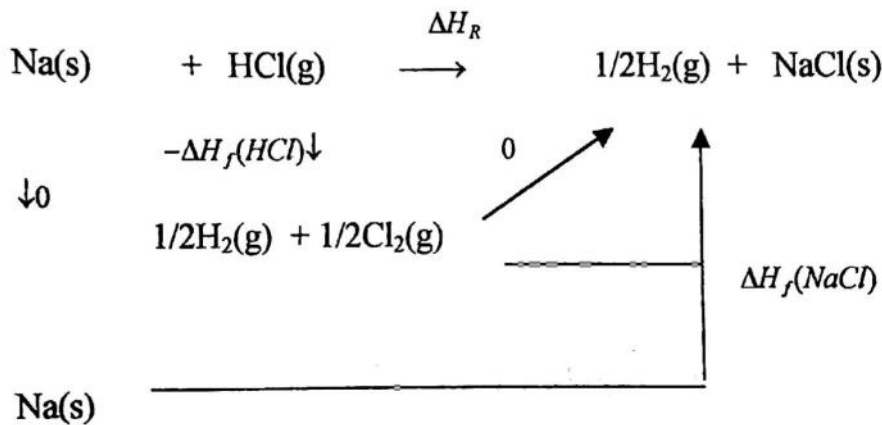


$$\Delta H_f = \Delta H_{298}(H_2O) - \left[\frac{1}{2} \Delta H_{298}(O_2) + \Delta H_{298}(H_2) \right] = \Delta H_{298}(H_2O) - 0 \Rightarrow$$

$$\Delta H_f = \Delta H_{298}(H_2O)$$

انثالبي التفاعل القياسية عند الدرجة T

مثال :



$$\Delta H_R = -\Delta H_f(HCl) + \Delta H_f(NaCl)$$

ومنه يكون بشكل عام و لكل التفاعلات

$$\Delta H_R = \sum \Delta H_f(\text{Produits}) - \sum \Delta H_f(\text{Réactifs}) \dots \dots \dots (4.2)$$

مثال :

يحتفظ العديد من الطباخين بمادة بكاربونات الصوديوم (أي صودا الخبيز) في متناول اليد لأنها مادة جيدة لإطفاء حرائق الزيوت والدهون ، فالمنتجات الناتجة عن تفككها تخدم السنة النار و التفاعل الذي يحصل هو:



يعطى :

$$\Delta H_f(\text{NaHCO}_3)_s = -947,7 \text{ kJ/mol}, \Delta H_f(\text{Na}_2\text{CO}_3)_s = -1131 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f(\text{CO}_2)_g = -394 \text{ kJ/mol}, \Delta H_f(\text{H}_2\text{O})_g = -242 \text{ kJ/mol}$$

احسب ΔH_R لهذا التفاعل

$$\Delta H_R = \sum \Delta H_f(\text{Produits}) - \sum \Delta H_f(\text{Réactifs})$$

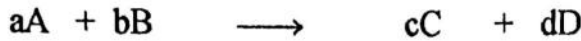
$$\Delta H_R = 128 \text{ kJ}$$

* التغير في انثالبي التفاعل مع درجة الحرارة :

قانون كيرشوف **Loi de Kirchoff**

بمعرفة تغير الانثالبي لتفاعل ما عند درجة حرارة معينة ، يمكن معرفة الانثالبي لنفس التفاعل في درجة حرارة مختلفة.

لنفرض التفاعل التالي:



$$\Delta H_R = \sum \Delta H_f(\text{Produits}) - \sum \Delta H_f(\text{Réactifs})$$

$$\Delta H_T = d\Delta H_D + c\Delta H_C - a\Delta H_A - b\Delta H_B$$

نعلم أن

$$C_p = \left(\frac{d\Delta H}{dT} \right)_p$$

باشتقاق المعادلة السابقة بالنسبة لـ T نجد

$$\frac{d}{dT}(\Delta H_R) = \frac{d}{dT} \left\{ \sum n_i \Delta H_P - \sum n_j \Delta H_R \right\}$$

$$= \sum n_i C_p(\text{Produits}) - \sum n_j C_p(\text{Réactifs}) = \Delta n C_p$$

$$\Delta n C_p = dC_p(D) + cC_p(C) - aC_p(A) - bC_p(B)$$

بالتكامل نجد

$$[\Delta H]_{T_0}^T = \int_{T_0}^T \Delta n C_p dT$$

$$\Delta H_T = \Delta H_{T_0} + \int_{T_0}^T \Delta n C_p dT \dots\dots\dots(4.3)$$

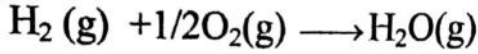
$$\Delta U_T = \Delta U_{T_0} + \int_{T_0}^T \Delta n C_v dT \dots\dots\dots(4.4)$$

مثال :

السعات الحرارية المولية لكل من : $H_2(g), O_2(g), H_2O(g)$ هي على التوالي :
 $29, 29.5, 33.5 \text{ J/mol}$
 انثالبي تكوين $H_2O(g)$ عند $T=25^\circ\text{C}$ هي $-241,8\text{KJ/mol}$
 أحسب انثالبي تكوين $H_2O(g)$ عند $T=100^\circ\text{C}$

الحل :

التفاعل هو



$$\Delta nC_p = C_p(H_2O) - C_p(H_2) - 1/2C_p(O_2) = 33,6 - \left[29 + \frac{29,5}{2} \right] = -10,1 \text{ J/mol.K}$$

$$T_2 - T_1 = 100 - 25 = 75^\circ\text{C} = 75\text{K}$$

$$\Delta H_{373} = \Delta H_{298} + \int_{298}^{373} \Delta nC_p dT = -241800 + \int_{298}^{373} (-10,1) dT = -242600 \text{ J/mol}$$

* تطبيقات خاصة : طاقات الروابط

- تعريف طاقة الرابطة :

هي الطاقة المتحررة أثناء تشكيل مركب غازي انطلاقاً من ذراته في حالتها الغازية

حيث $E_i < 0$ مهما كانت الرابطة.

بينما طاقة التفكك هي الطاقة اللازم توفرها لتكوين الرابطة و تكون

$$E_d = -E_i > 0$$

مثال :

كما تستخدم طاقة الرابطة كمقياس كمي لاستقرارية الجزيء

* العلاقة بين انثالبي التفاعل و طاقة الرابطة

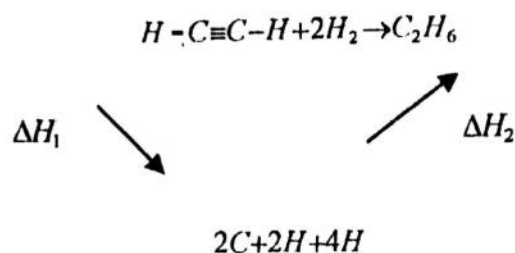
تعرف طاقة تفكك الرابطة على أنها التغير في الأنثالبي المطلوب لتكسير الرابطة المعينة في واحد مول من جزيء غازي ثنائي الذرة . فمثلاً بالنسبة لجزيء الهيدروجين نجد أن :



هذا يعني أن تكسير الروابط التساهمية في 1 مول من غاز الهيدروجين يتطلب طاقة مقدارها 436.4 كيلوجول.

قيم طاقات الروابط الموجودة في الجداول تسمح لنا بحساب تقريبي لحرارة التفاعل

مثال :



ΔH_1 هي التغير في الانتالبي المرافق لتكسير رابطة ثلاثية $C\equiv C$ و رابطتين بسيطتين (احاديتين) $C-H$ و رابطتين بسيطتين من نوع $H-H$ و بالتالي :

$$\Delta H_1 = E_{C\equiv C} + 2E_{C-H} + 2E_{H-H} = \sum E \text{ (الروابط المتحطمة)}$$

ΔH_2 توافق تكوين رابطة $C-C$ و ستة روابط $C-H$ و بالتالي :

$$\Delta H_2 = -E_{C-C} - 6E_{C-H} = -\sum E \text{ (الروابط المتشكلة)}$$

حسب قانون هيس :

$$\Delta H_R = \sum E \text{ (الروابط المتحطمة)} - \sum E \text{ (الروابط المتشكلة)} \dots\dots\dots(4.5)$$

* حرارة الإذابة :

إن حرارة الإذابة (تسمى أيضا انتالبي الإذابة) هي الحرارة التي تتحرر أو تمتص عندما يذوب كمية محددة من مذاب في كمية محددة من المذيب و يمثل المقدار (ΔH للمحلول) الفرق بين الانتالبي للمحلول النهائي و الانتالبي لمكوناته الابتدائية (المكونات)

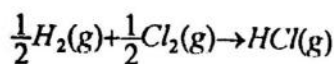
$$\Delta H \text{ للمحلول} = H \text{ للمحلول} - H \text{ المكونات}$$

مثال : انحلال $HCl(g)$ في الماء H_2O 

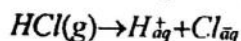
انتالبي تكوين المواد في حالة المحاليل السائلة أكثر أهمية منه في الحالة الغازية و هكذا يمكن الحصول على انتالبي تكوين HCl في محلول مائي بواسطة

$$\Delta H_f \text{ و } \Delta H_d(HCl)_g$$

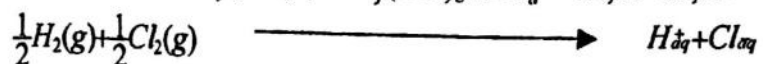
$$\Delta H_f(HCl)_g = -22,06 \text{Kcal/mol}$$



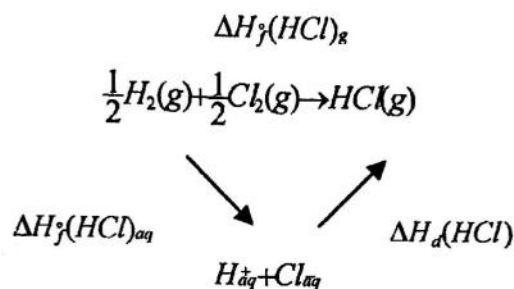
$$\Delta H_d = -17,95 \text{ Kcal/mol}$$



$$\Delta H_f(HCl)_{aq} = \Delta H_f(HCl)_g + \Delta H_d = -22,06 - 17,95 = -40 \text{ Kcal/mol}$$



يمكن تقديم الظاهرة السابقة على شكل حلقة :

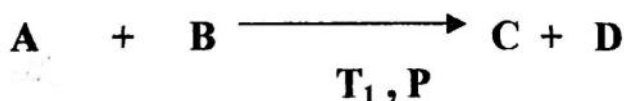


* درجة حرارة اللهب في الحالة الكظومة (درجة الحرارة النظرية)

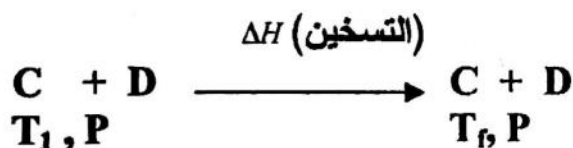
اللهب : هو عبارة عن غازات عند درجة حرارة عالية بسبب امتصاصها للحرارة المنتشرة أثناء تفاعل تحت ضغط ثابت.

بفرض انه لدينا التفاعل التالي الناشر للحرارة $\Delta H(R) = Q_p < 0$ الذي يحدث عند درجة حرارة T_1 و تحت ضغط ثابت P

$$Q_p = \Delta H_f(R)$$



فعند نهاية التفاعل فإن المتفاعلات تخنفي و تظهر النواتج التي تمتص الحرارة المنتشرة من التفاعل فترتفع حرارتها من T_1 إلى T_f و ذلك تحت ضغط ثابت دائما.



إذا اعتبرنا انه لا يحدث تبادل للحرارة مع الوسط الخارجي فإن كل الحرارة المنتشرة من التفاعل تمتصها النواتج (أي يكون لدينا تحول كظوم) إذن :

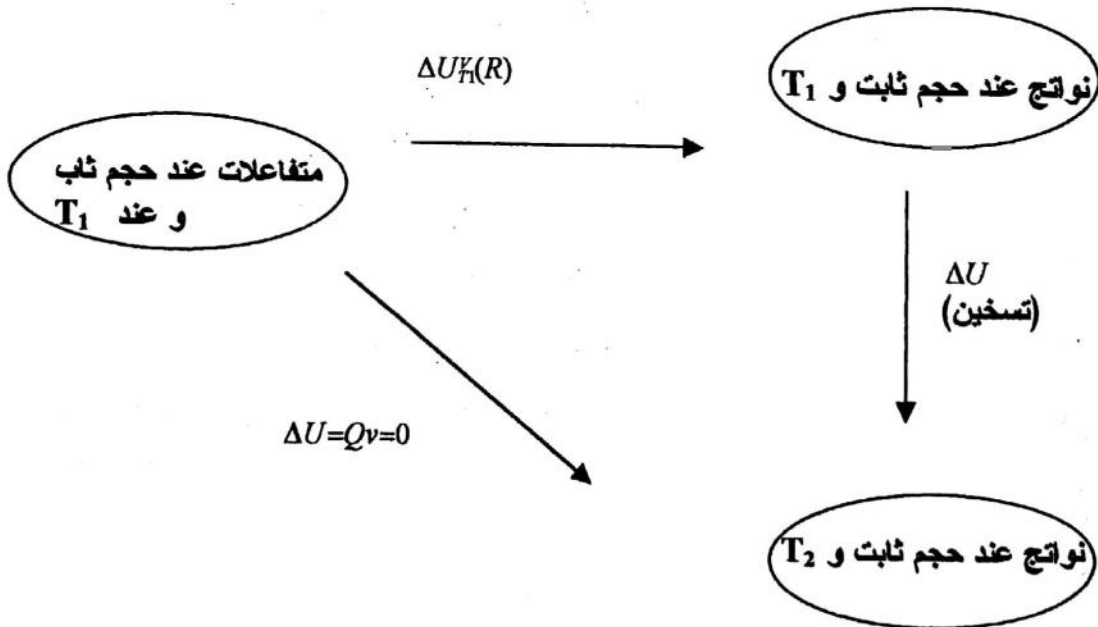
$$\begin{aligned}\Delta H (\text{التسخين}) &= -Q_p = \Delta H_f^{\circ}(R) \\ \Rightarrow \Delta H (\text{التسخين}) + \Delta H_f^{\circ}(R) &= 0 \\ \Rightarrow \Delta H (\text{التسخين}) &= \int_{T_1}^{T_2} \sum_n n C_p(P) dT\end{aligned}$$

$$\Delta H_f^{\circ}(R) + \int_{T_1}^{T_2} \sum_n n C_p(P) dT = 0$$

تمكننا هذه العلاقة من حساب T_f و تدعى بدرجة الحرارة النظرية للهب

* درجة الحرارة النظرية للانفجار :

باستعمال تحليل مماثل تمكنا عند حجم ثابت إيجاد درجة الحرارة النظرية للانفجار و ذلك بإجراء تفاعل عند درجة الحرارة T و تحت حجم ثابت و بصورة كظومة (بدون تبادل حراري مع الوسط الخارجي)



نلاحظ من المخطط أن :

$$\Delta U = \Delta U(R) + \Delta U(\text{تسخين})$$

$$\Delta U = Qv = 0$$

بما أن العملية كظومة فإن :

$$\Delta U(R) + \Delta U(\text{تسخين}) = 0, \quad \Delta U(\text{تسخين}) = \int_{T_1}^{T_2} nCvdT$$

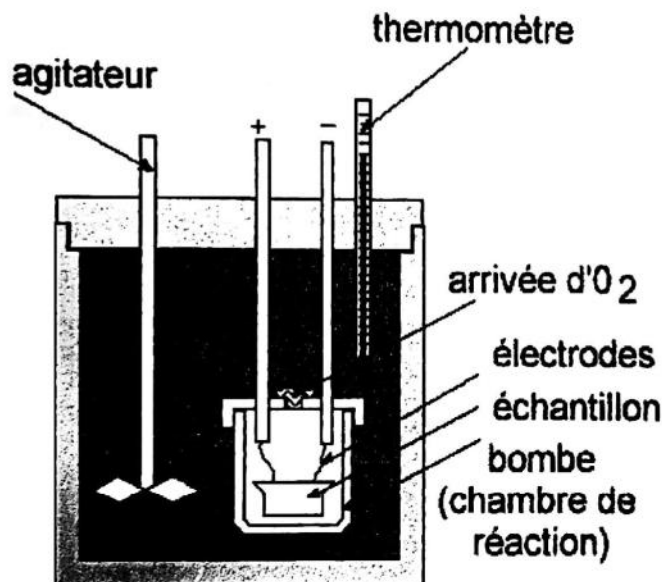
$$\Delta U(R) + \int_{T_1}^{T_2} nCvdT = 0$$

.....(4.7)

* تحديد حرارة التفاعل تجريبيا :

* مسعر حراري كظوم :

* مسعر التفجير :



هو وعاء مغلق يجرى فيه التفاعل جدرانها مقاومة للضغوط المرتفعة يغمر في مسعر حراري .

ندخل المتفاعلات داخل الوعاء و غالبا ما تكون مواد قابلة للاحتراق بالأكسجين ، في البداية تكون درجة الحرارة للمجموعة (المسعر الحراري + مسعر التفجير) هي بعد حدوث التفاعل ترتفع درجة حرارة المجموعة إلى تشتعل العينة كهربيا ثم تحسب الحرارة التي تنتج من الاحتراق بدقة من تسجيل الارتفاع في درجة حرارة الماء. يمتص الماء و المسعر الحرارة التي تحررها العينة .

إن الطريقة الخاصة التي صنع بها المسعر المتفجر تسمح لنا بأن نفترض و بدون تحفظ أن الحرارة أو الكتلة لا تنتسربان إلى المحيط خلال الوقت الذي تأخذه هذه القياسات ، إذن يمكن أن نعتبر المسعر المتفجر و الماء الذي يغمره كمنظومة معزولة نسبة لأنه لا يمكن لأي حرارة أن تدخل أو تخرج من هذه المنظومة خلال عملية الاحتراق هذه .

بما أن التفاعل يتم عند حجم ثابت إذن الحرارة المنتشرة من التفاعل هي :

$$\Delta U_H^R(Q) = Q_V$$

الحرارة المنتشرة من التفاعل تمتصها نواتج التفاعل Q_1 و المسعر و لواحقه Q_2

$$Q_1 = \int_{T_1}^{T_2} \sum_n n C_V dT$$

المسعر و لواحقه ترتفع درجة حرارتهم من T_1 إلى T_2 تحت ضغط ثابت إذن

$$Q_2 = \int_{T_1}^{T_2} C_P (\text{ماء} + \text{مسعر} + \text{لواحق}) dT$$

بما أن العملية تتم بصورة كظومة إذن :

$$Q_V + Q_1 + Q_2 = 0 \Leftrightarrow \Delta U_H^R(Q) + \int_{T_1}^{T_2} \sum_n n C_V dT + \int_{T_1}^{T_2} C_P (\text{ماء} + \text{مسعر} + \text{لواحق}) dT = 0$$

مثال :

لقد احترقت كمية من النفثالين $C_{10}H_8$ قدرها 1.436 غ في مسعر متفجر ثابت الحجم مما أدى إلى ارتفاع في درجة حرارة الماء من 20.17°C إلى 25.84°C ، إذا كانت كمية الماء التي تغمر المسعر هي 2000 غ و أن السعة الحرارية للمسعر هي $1.8\text{KJ}/^\circ\text{C}$ أحسب حرارة احتراق النفثالين المولية.

الحل :

$$Q = m C_P \Delta T$$

$$Q_{H_2O} = 2000 \times 4,184 \times (25,84 - 20,17) = 4,74 \times 10^4 \text{J}$$

$$Q_{cal} = 1,8 \times 1000 (25,84 - 20,17) = 1,02 \times 10^4 \text{J}$$

لدينا

$$Q = -(Q_{\text{ماء}} + Q_{\text{مسعر}}) = -(4,74 + 1,01) \times 10^4 \text{J}$$

$$M(C_{10}H_8) = 128,2 \text{g}$$

$$128,2 \times \frac{-5,76 \times 10^4}{1,435} = -5,15 \times 10^3 \text{ KJ/mol} = \text{حرارة الاحتراق المولية}$$

* التوازنات الحرارية :

شرط التوازن الحراري $\sum \Delta H_i = 0$ ولكن التوازن الحراري يعني توازن كيميائي أي ان شرط التوازن الحراري و هو $\sum \Delta H_i = 0$ شرط ضروري للتوازن الكيميائي و لكن غير كافي .

مثال :

إذا مزجنا 1 غ من الجليد عند درجة 0°م مع 10 غ من الماء عند درجة الغليان أحسب درجة حرارة التوازن (درجة الحرارة النهائية) .

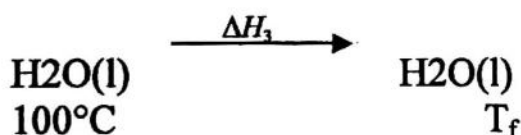
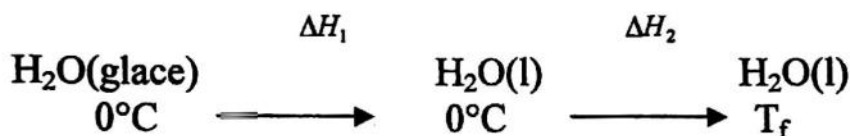
يعطى :

$$\Delta H_{\text{fus}}(\text{glace}) = 80 \text{ cal/g}, C_p(\text{H}_2\text{O})_l = 1 \text{ cal/g.K}, C_p(\text{H}_2\text{O})_s = 0,5 \text{ cal/g.K}$$

الحل :

$$\sum \Delta H_i = 0$$

أي أن الحرارة المفقودة من طرف الماء تساوي الحرارة الممتصة من طرف الجليد

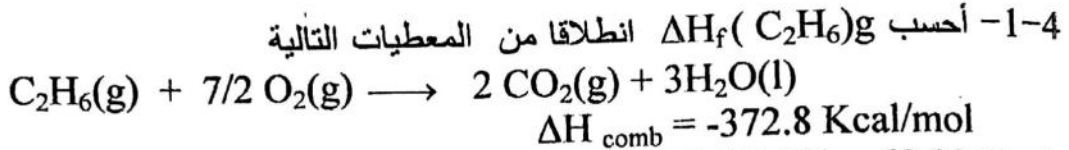


$$\sum \Delta H_i = 0 \Leftrightarrow \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = 0$$

$$m \Delta H_{\text{fus}}(\text{glace}) + m C_p(T_f - 0) + m C_p(T_f - 100) = 0$$

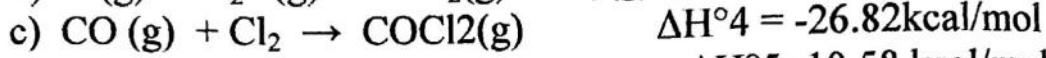
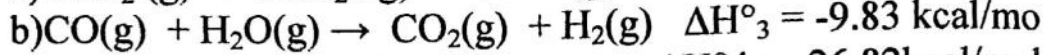
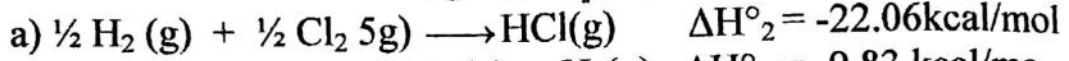
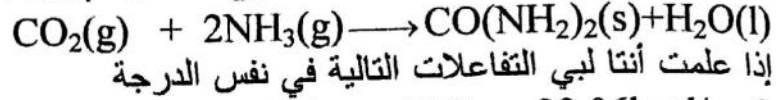
$$1 \times 80 + 1 \times 1(T_f - 0) + 10 \times 1(T_f - 100) = 0 \Rightarrow 11T_f - 920 = 0 \Rightarrow T_f = \frac{920}{11} = 83,6^\circ\text{C}$$

مسائل :



$\Delta H_f(CO_2)g = -94.05 \text{ K cal / mol}$; $\Delta H_f(H_2O)l = -68.32 \text{ Kcal}$

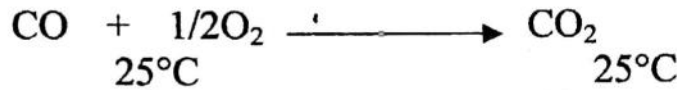
4-2- احسب في الدرجة $25^\circ C$ انتالبي التفاعل ΔH_1° :



$\Delta H^\circ_6 = -480.4 \text{ kcal/mol}$

4-3- أحسب مقدار انتالبي احتراق 100 غ من CO عند $125^\circ C$ علماً أن

$\Delta H_{25} = -68,0 \text{ Kcal}$



$C_p(CO_2) = 8,96$, $C_p(O_2) = 7,05$, $C_p(CO) = 6,97$ (cal/mol.K)

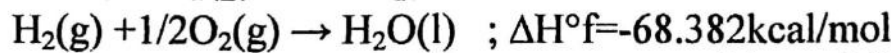
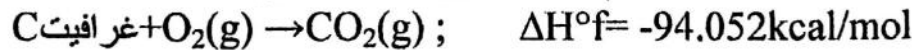
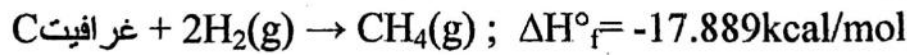
4-4- عند إضافة قطعة من معدن التالسيوم وزنها 0.3 كغ عند $100^\circ C$ إلى وزن ما من ماء حرارته $10^\circ C$ ترتفع حرارة الماء حتى $25^\circ C$. أوجد كتلة الماء .

تساوي حرارة التالسيوم النوعية $0.0333 \text{ cal/g}^\circ C$ و تساوي حرارة الماء النوعية $1.00 \text{ cal/g}^\circ C$

4-5- حرارة تبخر الماء عند $100^\circ C$ وتحت 1 atm تساوي 540 cal.g^{-1}

احسب ΔU المستعملة أثناء تبخر 990 g من الماء عند $100^\circ C$ (نفترض أن بخار الماء غاز مثالي)

4-6- احسب الحرارة المنطلقة من حرق متر مكعب واحد من الميثان (CH_4) وذلك عند درجة $25^\circ C$ وضغط (1 atm) باستعمال المعطيات التالية المحسوبة عند نفس الشروط:



ب- احسب السعة الحرارية لنواتج احتراق متر مكعب واحد من الميثان .

يعطى : $C_p H_2O(l) = 75.30$ ، $C_p CO_2(g) = 37.13$ j. mole. $^{-1} k^{-1}$

4-7- انتالبي الأحتراق لـ 1 مول من البنزين السائل $C_6H_6(l)$ عند $20^\circ C$ تساوي 3265 KJ . أحسب انتالبي الأحتراق لـ 1مول من $C_6H_6(g)$ عند $80^\circ C$ وعند الضغط الجوي القياسي . يعطى:

$$Cp(C_6H_6)_l=1,9J.g^{-1}.K^{-1}, Cp(H_2O)_l=4,2J.g^{-1}.K^{-1}, Cp(CO_2)_g=Cp(O_2)_g=29,3J.mol^{-1}.K^{-1}$$

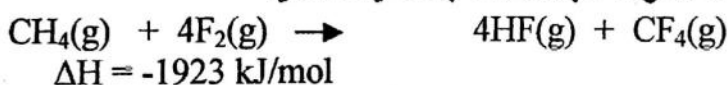
$$\Delta H_{vap}(C_6H_6)=395,4J.g^{-1}, T_{vap}(C_6H_6)=80^\circ C$$

4-8- نخلط 200غ من الماء عند الدرجة 15 ° مع 400 غ من الماء عند الدرجة 60 ° م .
- أحسب درجة الحرارة النهائية بافتراض أنه لا يحدث أي تبادل حراري مع الوسط الخارج

4-9- أحسب أنتالبي القياسية لتشكيل حمض الخل CH_3COOH علما أن

$$E_{H-H} = 104 , E_{C-O} = 79 , E_{O=O} = 118 , E_{C-C} = 80 , E_{C-H} = 99 \\ E_{O-H} = 111 , E_{C=O} = 173 , \Delta H_{sub}^\circ C(s) = 170 , \Delta H_{vap}^\circ = 42.63 \\ E \text{ يمثل طاقة التفكك ويعطى بوحدات Kcal/mol}$$

4-10- أحسب طاقة الرابطة C-F و ذلك بالأستعانة بالمعطيات التالية



تعطى طاقات الروابط التالية:

$$E_{C-H} = -412.6 \text{ kJ/mol} \\ E_{H-F} = -562.6 \text{ kJ/mol} \\ E_{F-F} = -153.0 \text{ kJ/mol}$$

4-11- ندخل 1 غ من Fe السائل عند درجة حرارة 1540 م ° و 1.16 غ في الجليد عند

درجة حرارة -25 دم ° في مسعر ذي جدران كاظمة درجة حرارة توازن الجملة هي 100 م ° ، تحت ضغط 1 جو .

أ - إذا علمت أن الماء في الحالة السائلة ، فأحسب أنتالبي انصهار الحديد
ب- ما هي كتلة الحديد عند 1540 م ° الواجب إضافتها للجملة السابقة لتحويل كل الماء إلى بخار عند $100^\circ C$ وتحت ضغط 1 جو .
يعطى :

$$\begin{array}{ll} - Cp(\text{glace})=0.5\text{cal/g.k} & T_{fus}(\text{Fe})=1536^\circ C \\ - Cp(H_2O) = 1\text{cal/g.k} & \\ - \Delta H_{fus}(\text{glace}) = 80\text{cal/g à } 0^\circ C & \\ - Cp(\text{Fe}) = 0.11\text{cal/g.k} & \Delta H_{vap}(H_2O)=540 \text{ cal/g à } 100^\circ C \end{array}$$