

الباب
الحادي عشر



الكيمياء الحرارية وتلقائية التفاعل

Thermochemistry and Spontaneity

تتميز بعض التفاعلات باكتساب أو فقدان في درجة الحرارة فتتغير درجة حرارة الوسط المحيط بها. وهناك نوع آخر من التفاعلات التي تحدث بنفسها دون بذل أي جهد أو قوة عليها وتسمى بالتفاعلات التلقائية حيث يمكن تفسيرها بملاحظة بعض لظواهر الصبعية البسيطة كذوبان الجليد أو الثلج عند ارتفاع درجة الحرارة عن الصفر لمئوي. إن صدأ الحديد في جو رطب وانتقال الحرارة من جسم حار إلى آخر بارد مثالان آخران لهذا النوع من التفاعلات. ليس لتلقائية التفاعل أي صلة بسرعته بل ربما يكون لتفاعل تلقائياً ويحدث ببطء شديد كصدأ الحديد مثلاً. إن بعض لتفاعلات قد يحتاج لحث بسيط لحدوثها كاحتراق الهيدروجين مع الأكسجين حيث لا يبدأ التفاعل إلا في وجود شرارة وقود. ومن صفات التفاعلات التلقائية أنها غير انعكاسية حيث لا يمكن تفكيك جزيء الماء تلقائياً بعد تكوينه.

سنتطرق في هذا الباب لقانون الديناميكية الحرارية (thermodynamics) لمعرفة كمية الطاقة وهيئتها الخارجة أو الداخلة في التفاعل وكذلك لمعرفة كيفية التوصل إلى تلقائية التفاعل واتجاهه وذلك بدراسة المحتوى الحراري (enthalpy) وتحديد درجة إنترروبيا (entropy) ومن ثم تقدير قيمة الطاقة الحرة (free energy) للتفاعل.

1-1 القانون الأول للديناميكية الحرارية والمحتوى الحراري،

(First law of thermodynamics and enthalpy)

ينص لقانون الأول للديناميكية الحرارية بأن الطاقة محفوظة ولا تُخلق من عدم

حيث يمكن تحويلها من هيئة إلى أخرى . فالطاقة نوعان :

الطاقة الحركية (Kinetic energy) والطاقة الكامنة (Potential energy) . فالطاقة الحركية أساسها حركة الأجسام وتعتمد على كتلة وتسارع الجسم . أما الطاقة الكامنة فتعتمد على وضع أو تركيب الجسم . تتحول الطاقة من هيئة إلى أخرى بطريقتين : الشغل (work) ويرمز لها بالحرف (w) أو الحرارة (heat) ويرمز لها بالحرف (q) أو الاثنين معاً :

$$(1-1) \quad \Delta E = q + w$$

تحدث التفاعلات الكيميائية فمنها الطارد للحرارة (exothermic) ومنها الماص للحرارة (endothermic) وفي كليهما تحويل للطاقة من حركية إلى كامنة والعكس صحيح . وعلى سبيل المثال فإن عملية ذوبان حمض الكبريتيك في الماء تفاعل طارد للحرارة .



وهنا فإن الطاقة تنبعث إلى الخارج على هيئة حرارة فمن أين أتت هذه الحرارة من البديهي أن الروابط الكيميائية بين جزيئات المتفاعلات أي حمض الكبريتيك لها طاقة كامنة أكبر من تلك بين النواتج أي البروتون والبيكبريتات وهنا الفرق في الطاقات الكامنة بين المتفاعلات والنواتج هو الذي يتحول إلى طاقة حرارية أي إلى طاقة حركية مبعثرة من خلال الحرارة .

أما في حالة التفاعل الماص للحرارة (endothermic) كعملية ذوبان كلوريد الأمونيوم فينتج عنه خفض لدرجة الحرارة الخارجية :



وهذا فإن الطاقة الكامنة للنواتج تكون أكبر من الطاقة الكامنة للمتفاعلات فيتحول الفرق إلى طاقة حركية من خلال الحرارة.

المعادلة التالية يمكن استخدامها لمعرفة قيمة المحتوى الحراري (enthalpy) والتي يرمز لها بالحرف (H) لأي تفاعل:

$$(11-4) \quad \Delta H = H_p - H_r$$

حيث H_p تعني المحتوى الحراري للنواتج.

وأن H_r تعني المحتوى الحراري للمتفاعلات.

وعلى هذا فإن الناتج السالب للمعادلة (11-4) تعني أن التفاعل طارد للحرارة وإن كان الناتج موجباً فالتفاعل ماص للحرارة.

مثال: (11-1)

أذيب 1.5 مول من حمض الكبريتيك في الماء فانطلقت حرارة قدرها 1220 كيلوجول/مول احسب كمية الحرارة المنطلقة من ذوبان 80 جرام من الحمض في الماء عند الضغط الجوي.

الحل:

إن تعبير «انطلقت حرارة» تعني أن التفاعل طارد للحرارة وتصبح القيمة

$$\Delta H = -1220 \text{ KJ}/1.5 \text{ mol}$$

وباستخدام معادلة رقم (11-2) نحول قيمة 80.0 جرام إلى مولات:

$$80.0 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{98.06 \text{ g}} = 0.82 \text{ mol}$$

ولتحويل 0.82 مول إلى حرارة فإن: (ΔH)

$$\Delta H = 0.82 \text{ mol} \times \frac{-1220 \text{ KJ}}{1.5 \text{ mol}} = -666.9 \text{ KJ}$$

11-2 قوانين الكيمياء الحرارية:

Laws of thermochemistry

تعلمنا مما سبق أن تغيير الإشارة من سالب إلى موجب أمام الرمز للمحتوى الحراري يعني التغيير في نوعية التفاعل وفيما يلي نستطيع معرفة مقدار المحتوى الحراري للتفاعل وذلك باستخدام المعادلة التالية عند ضغط ثابت واضعين في الاعتبار أن كل التفاعلات تحدث في الوسط المائي:

$$(11-5) \quad \Delta H = q = S.H. \times m \times \Delta t$$

حيث إن q هي مقدار الحرارة لخليط التفاعل في الماء.

(S.H.) هي ثابت الحرارة النوعية للماء.

(m) هي كتلة الماء المستخدم.

(Δt) درجة الحرارة النهائية بعد التفاعل ناقصاً الدرجة الابتدائية.

وفيما يلي نبين ثلاثة قوانين للكيمياء الحرارية تسهل علينا تقدير قيمة الحرارة الناتجة أو المكتسبة في التفاعل الكيميائي:

- 1 - إن مقدار المحتوى الحراري يتناسب طردياً مع كمية المادة المتفاعلة أو المتجة.
- 2 - إن مقدار المحتوى الحراري للتفاعل الأمامي يساوي مقدار المحتوى الحراري للتفاعل

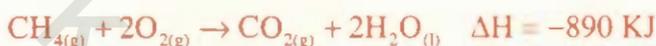
الانعكاسي كماً ولكن يختلف عنه في الإشارة. وهكذا فكمية الحرارة المنطلقة في التفاعل الأمامي تساوي نفس القيمة المكتسبة في التفاعل الانعكاسي.

٣ - إن قيمة المحتوى الحراري للتفاعل المباشر هي نفس القيمة للتفاعل حينما يحدث في عدة خطوات. أي أن المحتوى الحراري عبارة عن مجموع المحتوى الحراري لكل خطوة في التفاعل غير المباشر ويسمى هذا بقانون (هس) (Hess's).

مثال: (11-2)

❖ ❖ ❖

يتم احتراق الميثان في وسط الأكسجين فتنتقل حرارة يمكن الاستفادة منها في تدفئة المنازل كما يلي:



احسب المحتوى الحراري ΔH عند إنتاج 1.20 جرام ماء.

الحل:

حسب القانون الأول للكيمياء الحرارية ومن معادلة التفاعل فإن:

$$2 \text{ mol H}_2\text{O} = -890 \text{ KJ}$$

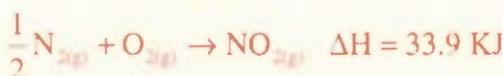
نحول 1.2 جرام ماء إلى مولات:

$$1.2 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{18.02 \text{ g}} = 0.067 \text{ mol}$$

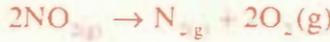
$$0.067 \text{ mol H}_2\text{O} \times \frac{-890 \text{ KJ}}{2 \text{ mol H}_2\text{O}} = -29.82 \text{ KJ}$$

مثال: (1-3)

❖ ❖ ❖



احسب قيمة المحتوى الحراري للتفاعل:

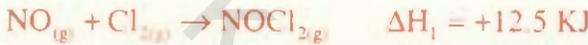


الحل:

هنا نستخدم القانونين الثاني والثالث فنضرب المعادلة في 2 في اتجاه عكس:



مثال: (11-4)



الحل:

نستخدم القانون الثالث للكيمياء الحرارية فنجمع المحتوى الحراري للخطوتين

أعلاه.

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = 12.5 + 40.2 = 52.7 \text{ KJ}$$

11-3 حراريات التكوين: Heats of Formation

يمكننا تعريف حراريات التكوين المولارية للمركبات ويرمز لها بالحرف (ΔH_f)

بأنها تساوي المحتوى الحراري عند تكوين 1 مول من المركب من العناصر الأولية

الثابتة عند درجة 25° مئوية وضغط واحد وضغط جوي. جدول (11-1) و(11-2).

جدول (11-1)

حراريات التكوين لبعض المركبات

المركب	حرارة التكوين kj/mol	المركب	حرارة التكوين kj/mol	المركب	حرارة التكوين kj/mol
AgBr _(s)	-96.9	Fe ₂ O _{3(s)}	-822.2	BaCl _(s)	-413
AgCl _(s)	-108.8	H ₂ O _(l)	-286	NaOH _(l)	-426
Al ₂ O _{3(s)}	-1582.3	H ₂ O _(g)	-242	O _{3(g)}	143
Br _(l)	0	HF _(g)	-271	PbO _{2(s)}	277
Br _(g)	30.9	HCl _(g)	-92.5	SO _{2(g)}	297
C _(s)	1.88	HBr _(g)	-36	SiO _{2(s)}	-857
(O ₁₉)	-110	HI _(g)	26	SnO _{2(s)}	-520
CO _{2(g)}	-394	HNO _{3(l)}	81	ZnO _(s)	-318
CH _{4(g)}	-74.9	H ₂ SO _{4(l)}	-690	ZnS _(s)	-201
C ₂ H _{6(g)}	-84.5	KBr _(s)	-381		
C ₂ H _{4(g)}	-51.9	KCl _(s)	-409		
C ₂ H _{2(g)}	-227	LiCl _(s)	-409		
C ₃ H _{8(g)}	-104	MgCl _{2(s)}	-642		
CH ₃ OH _(g)	-238	Mg(OH) _{2(s)}	-925		
C ₂ H ₅ OH _(l)	-278	NH _{3(g)}	-46		
C ₆ H _{6(l)}	-49.0	N ₂ O _(g)	82		
CH ₃ CHO _(l)	-167	NO	90		
CH ₃ COOH _(l)	-487	NO ₂	34		
CaO _(s)	-635.5				

جدول (11-2)

حراريات التكوين لبعض المركبات

الرابطه	طاقة الربط kj/mol	الرابطه	طاقة الربط Kj/mol
H - O	436	C = N	619
H - N	391	C ≡ N	879
H - C	415	C - C	348
H - F	563	C = C	607
H - Cl	432	C ≡ C	833
H - I	299	C - F	485
H - H	436	F - F	153
H - S	339	N = N	159
C - O	356	N ≡ N	418
C = O	724	O - O	941
C - N	292	O = S	347
		S - S	226

يمكننا تقدير المحتوى الحراري للتفاعل بطرح مجموع حراريات التكوين للنواتج من حراريات التكوين للمتفاعلات كما في المعادلة التالية:

$$(11-6) \quad \Delta H = \sum \Delta H_{fp} \text{---} \sum \Delta H_{fr}$$

ΔH_{fp} للنواتج وأن ΔH_{fr} للمتفاعلات.

وتراعى في ذلك ضرب قيمة المحتوى الحراري في عدد المولات للمترابك وكذلك فإن المحتوى الحراري للفلزات والأيونات يساوي صفرًا.

مثال: (11-4)

احسب حراريات التكوين في التفاعل التالي:



علمًا بأن ΔH_f عند درجة 25° مئوية وتحت 1 ضغط جوي:

$$\Delta H_f \text{ SnCl}_{2(s)} = -349.8 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H_f \text{ SnCl}_{4(s)} = -545.2 \text{ KJ/mol}$$

الحل:

بما أن حرارة التكوين للكلور تساوي صفرًا فإن

$$\Delta H = -545.2 - (-349.8) = -195.4 \text{ KJ}$$

1-4 قياس حرارة التفاعل: (Calorimetry)

حرصاً على القياس الدقيق لحرارة التفاعل وعدم تأثيره بالجو المحيط حوله أصبح

العلماء يستخدمون نوعين من الأجهزة البسيطة الصنع الأول يسمى كالوريمتر كوب القهوة والآخر يسمى كالوريمتر مصمت وفيما يلي تفصيل لهذين النوعين.

١- كالوريمتر كوب القهوة (Coffee-Cup Calorimeter)

وهو عبارة عن كوب قهوة صغير مصنوع من مادة رغوة البوليستيرين (polystyrene) وهي مادة عازلة للحرارة. يغطي الكوب من أعلى مع وضع ترموميتر من خلاله لقياس التغيير في درجة الحرارة للماء من داخله. لا يناسب هذا النوع في التفاعلات التي تتصاعد منها غازات.

ولقياس حرارة التفاعل بعد وضع مواد التفاعل داخل الماء الموزون وبعد معرفة التغيير في درجة الحرارة نعوض في معادلة التفاعل رقم (5-11) ومن ثم نستخدم المعادلة التالية:

$$(11-7) \quad \Delta H = -q$$

وفي حالة التفاعل الطارد للحرارة فإن (ΔH) قيمة سالبة وهذا منطقي حيث إن الماء الموضوع في الكالوريمتر يكتسب الحرارة الناتجة عن التفاعل. والعكس صحيح في حالة التفاعل الماص للحرارة.

❖ ❖ ❖

مثال: (11-5)

أذيت 5.0 جرام من حمض الكبريتيك في 100.0 جرام ماء داخل كالوريمتر كوب القهوة فارتفعت درجة الحرارة من 25.50° إلى 35.80° مئوية، احسب قيمة حرارة التفاعل.

الحل:

نستخدم معادلة (11-5) ونعوض لمعرفة قيمة q_{water} :

$$q_{\text{water}} = 4.18 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} \times 100 \text{ g} \times (35.80 - 25.50) = 4305.4 \text{ J}$$

$$\Delta H = -q_{\text{water}} = -4305.4 \text{ J}$$

٢- كالوريمتر مصمت (Bomb Calorimeter)

وهو جهاز أكثر تكلفة من النوع الأول بل أكثر منه دقة ويستخدم لمعظم أنواع التفاعلات يتكون من جزأين أولهما كوب صغير مصنوع من الفولاذ (steel) لوضع مواد التفاعل داخله وموصول من الداخل إلى الخارج بسلك يستخدم لإشعال المواد التي توضع من الداخل لبدء التفاعل. أما الجزء الآخر فهو عبارة عن وعاء أكبر حجماً مصنوع من معدن عازل للحرارة حيث تصب الماء داخله وموصول بشيرموميتر ومحرك لتقليب الماء باستمرار وهنا لا بد من أخذ الاعتبار للحرارة المتسربة لأجزاء المعدن المصنوع منه الجهاز ولذلك نستخدم المعادلة التالية:

$$(11-8) \quad \Delta H = q_{\text{reaction}} = -(q_{\text{water}} + q_{\text{bomb}})$$

حيث إن:

$$(11-9) \quad q_{\text{bomb}} = C \times \Delta t$$

حيث إن (C) هي ثابت الكالوريمتر بوحدة $\text{J}/^\circ\text{C}$.

مثال: (11-6)

❖ ❖ ❖

حُرقت 4.50 جرام من كلوريد الأمونيوم (NH_4Cl) داخل كالوريمتر مصمت يحتوي على 1450 جرام ماء فارتفعت درجة حرارة الكالوريمتر من 25°C علماً بأن ثابت الكالوريمتر (C) يساوي $790 \text{ J}/^\circ\text{C}$

احسب q_{reaction} عند حرق 0.20 مول من المادة.



الحل:

نستخدم معادلة رقم (11-8) ومعادلة (11-9) ونعوض

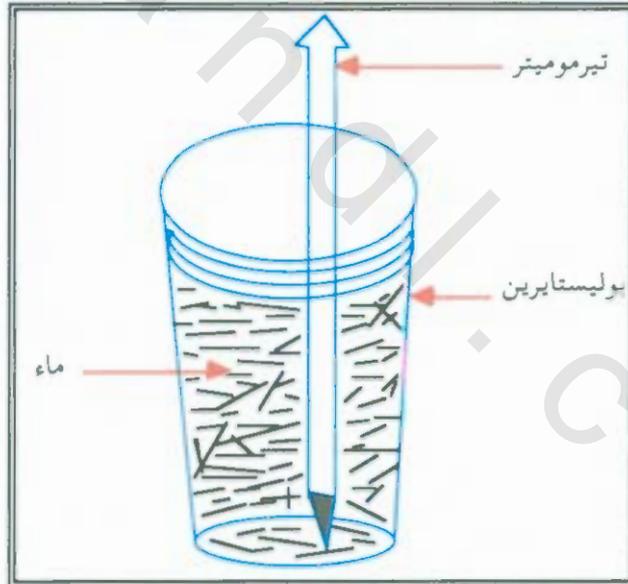
$$q_{\text{reaction}} = -\left(4.18 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot \text{C}} \times 1450 \text{ g} \times 4.4 \text{ C}^\circ\right) + 790 \frac{\text{J}}{\text{C}} \times 4.4 \text{ C}^\circ$$

$$= -(26668.40 + 3476) \text{ J} = -30.14 \text{ KJ}$$

$$4.5 \text{ g NH}_4\text{Cl} \times \frac{1 \text{ mol NH}_4\text{Cl}}{53.45 \text{ g NH}_4\text{Cl}} = 0.084 \text{ mol NH}_4\text{Cl}$$

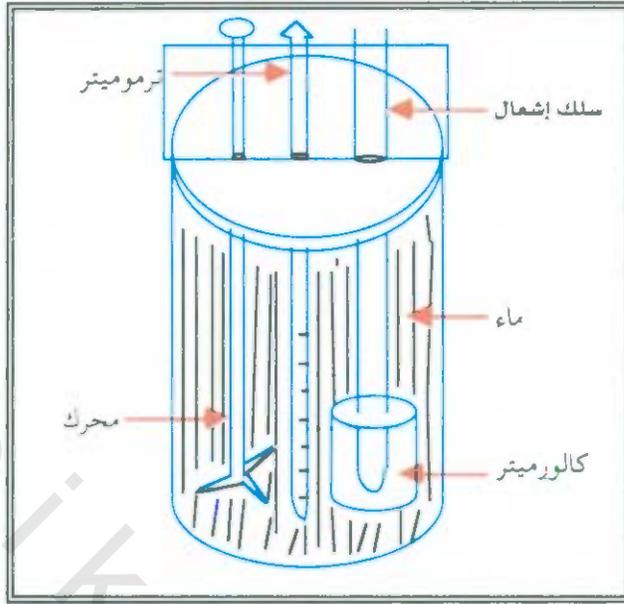
$$0.084 \text{ mol NH}_4\text{Cl} = -30.14 \text{ KJ}$$

$$\therefore 0.20 \text{ mol NH}_4\text{Cl} \times \frac{-30.14 \text{ KJ}}{0.084 \text{ mol NH}_4\text{Cl}} = -71.76 \text{ KJ}$$



شكل رقم (11-1)

الشكل يبين كالورميتر كوب القهوة



شكل رقم (11-2)

الشكل يبين كالورميتر مصممت

11-5 علاقة بين المحتوى الحراري (ΔH) والطاقة (ΔE):

هناك علاقة بسيطة بين المحتوى الحراري للمادة والطاقة وذلك عن طريق تعريف الديناميكية الحرارية بالمعادلة التالية:

$$(11-10) \quad H = E + PV$$

حيث إن (P) هو الضغط
و (V) هو الحجم

ومن معادلة رقم (11-1) وحيث إن الشغل (w) له إشارة تختلف عن
فإن $W = -p \Delta v$

$$(11-11) \quad \Delta E = q - P\Delta V$$

(11-12) $q = \Delta E + P\Delta V$ وبالترتيب

(11-15) $\Delta H = \Delta E + P\Delta V$ ∴

11-6 القانون الثاني للديناميكية والانتروبيا:

Second law of thermodynamics and Entropy

ينص القانون الثاني للديناميكية الحرارية على أن الانتروبيا العامة دائماً تزداد لأي تفاعل تلقائي .

يمكن تعريف الإنتروبيا (entropy) بتقدير العشوائية ويمر لها بالحرف (S). إن جزيئات المادة في حالتها الغازية أكثر عشوائية من الجزيئات للمادة في حالتها السائلة وهي أكثر عشوائية من المادة في حالتها الصلبة البلورية وعليه فإن الإنتروبيا للغازات أكثر من الإنتروبيا للسوائل وهي أكثر إنتروبيا من الصلبة . تحسب الإنتروبيا للتفاعل بطرح الإنتروبيا للمتفاعلات من الإنتروبيا للنواحيج .

$$(11-14) \quad \Delta S = \sum S_{\text{reactants}} - \sum S_{\text{products}}$$

إن الإنتروبيا للماء السائل أكبر من الإنتروبيا لبخار الماء ويمكن تفسير ذلك بزيادة درجة الحرارة للماء حتى تصل درجة التبخر وهي 100° مئوية هذا وبمجرد وصول الماء لهذه الدرجة يصبح التفاعل تلقائياً وسبب ذلك هي الزيادة في الإنتروبيا .

تتميز التفاعلات بقيمة إنتروبيا مولارية عيارية ويمر لها بالحرف (S°) ووحدتها جول / كلشن (J/K) وهي الإنتروبيا للمول الواحد تحت ضغط جوي واحد .

11-7 الطاقة الحرة، ΔG Free Energy

يطلق على الطاقة الحرة طاقة جيبس الحرة (Gibbs Free Energy) منسوبة للعالم

جيس الذي وضعها كدالة وضعية في معادلة واحدة مع كل من المحتوى الحراري والإنتروبي لتفسير معنى تلقائية التفاعل . يُحسب التغيير في الطاقة الحرة للتفاعل بالمعادلة التالية :

$$(11-15) \quad \Delta G = G_p - G_r$$

حيث إن G_p هي الطاقة الحرة للناتج .

G_r هي الطاقة الحرة للمتفاعلات .

وبواسطة إشارة الطاقة الحرة يمكننا معرفة تلقائية التفاعل كما يلي :

إذا كانت قيمة ΔG سالبة فيعني ذلك أن التفاعل تلقائي وإن كانت موجبة فالتفاعل لانعكاسي هو تلقائي وإن كانت قيمتها صفراً فالتفاعل لا يحدث في كلا الاتجاهين .

وعلى ضوء معادلة جيس التالية :

$$(11-16) \quad \Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

فيمكن أن يكون التفاعل تلقائياً في حاله كون قيمة (ΔH) سالبة وذلك في التفاعلات الطاردة للحرارة وإما أن تكون قيمة (ΔS) موجبة .

هذا ويمكن استخدام القيم الثلاثة السابقة في حالاتها القياسية فنعوض بقيم قياسية أي تحت 1 ضغط جوي، 1 مولارية و 25 درجة مئوية وذلك بالرموز ΔG° ، ΔH° و ΔS° .

هذا قد أثبتت التجارب أن الطاقة الحرة متغيرة مادام التفاعل مستمراً وذلك لأن لطاقة الحرة تناسب طردياً مع الضغط :

(11-17)

$$G = G^{\circ} + RT \ln(P)$$

حيث إن (G°) هي الطاقة الحرة للغاز عند ضغط جوي واحد .

مثال: (11-7)

❖ ❖ ❖

مستخدمًا المعادلة رقم (11-16) بين أي الحالات يكون فيها التفاعل تلقائي أم غير

ذلك:

أ - (ΔH) سالب، (ΔS) موجب .

ب - (ΔH) موجب، (ΔS) سالب .

ج - (ΔH) موجب، (ΔS) موجب .

د - (ΔH) سالب، (ΔS) سالب .

الحل:

نضع المعادلة أمامنا:

$$\Delta G^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T\Delta S^{\circ}$$

أ - تصبح قيمة (ΔG°) سالبة والتفاعل تلقائي .

ب - تصبح قيمة (ΔG°) موجبة والتفاعل غير تلقائي ولكن التفاعل الانعكاسي

تلقائي .

ج - هنا تعتمد التلقائية على قيمة درجة الحرارة فإن كانت منخفضة تصبح

قيمة (ΔG°) موجبة والتفاعل غير تلقائي . يصبح التفاعل تلقائيًا عند

درجات الحرارة المرتفعة .

د - أيضًا تعتمد التلقائية على قيمة درجة الحرارة فإن كانت منخفضة تصبح

قيمة (ΔG°) سالبة وبالتالي يكون التفاعل تلقائياً. أما عند درجات الحرارة المرتفعة فتصبح قيمة (ΔG°) موجبة ويكون التفاعل غير تلقائي بل يكون التفاعل الانعكاسي تلقائياً.

obeikandi.com

أسئلة وتمارين

١- احسب كمية الحرارة الناتجة عن تفاعل 36.0 جراماً من الألمنيوم (AL) مع كمية زائدة من أكسيد احديد (Fe_2O_3) في التفاعل الطارد للحرارة التالي :

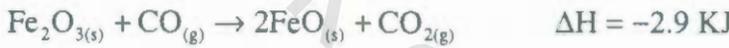


(الإجابة = -566 KJ)

٣- احسب (ΔH) للتفاعل :

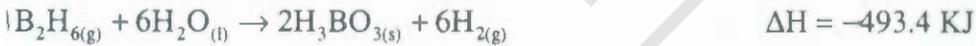


وذلك بترتيب المعادلتين التاليتين:



(الإجابة = -25.5 KJ)

٣- احسب حرارة تكوين (ΔH_f) للمركب (B_2H_6) للتفاعل :



لمعطيات: $\Delta H_f H_3BO_{3(s)} = -1088.7 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H_f H_2O_{(l)} = -285.9 \text{ kJ/mol}$

(الإجابة = 31.4 KJ/mol)

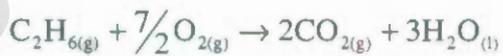
٤- أحرقت 3.00 جرامات جلوكوز داخل كالوريمتر مصممت يحتوي على 1.20 كجم ماء. حسب المعادلة التالية :



فارتفعت درجة الحرارة من 19.00° مئوية فوصلت 25.50° مئوية. احسب كمية الحرارة المنطلقة عن احتراق 1.00 مول من الجلوكوز علماً بأن ثابت الكالورميتية هو (2.21 KJ/C)

(الإجابة = $2.82 \times 10^3 \text{ KJ}$)

٥- انطلقت حرارة قدرها (1553.5 KJ) عندما حرق الإيثان في كالورميتر مصمم فكانت قيمة $(P\Delta V)$ تساوي (-6.2 KJ) . احسب قيمة (ΔH) للتفاعل:



(الإجابة = -1559.7 KJ)

٦- حُرِّق مقدار (0.7521) جراماً من حمض البنزويك (benzoic acid) في كالورميتر يحتوي على (1.000) كجم ماء فارتفعت درجة الحرارة بمقدار (3.60°) مئوية فما كان ثابت الكالورميتر (26.42) كيلو مول / جرام فما مقدار حرارة احتراق حمض البنزويك؟

(الإجابة = 1.34 KJ/C)

٧- احسب الطاقة بالكيلو جول / مول المطلوبة لنزع إلكترون من ذرة الهيدروجين في المستوى الأرضي.

(الإجابة = 1312 KJ)

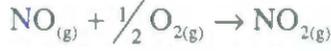
٨- احسب كمية الحرارة المفقودة عند تبريد معدن حرارته النوعية تساوي $0.314 \text{ J/g}^{\circ}\text{C}$ بتخفيض درجة الحرارة من 80.0°C إلى 30.0°C .

(الإجابة = 1.57 KJ)

٩- معطيات:



حسب ΔH بالكيلو جول للتفاعل :



(الإجابة = -57.3)

١- نظام يعمل بالديناميكية الحرارية يمتص 112 كيلو جول من المحيط حوله وفي نفس لوقت يؤدي شغلاً قدره 47 كيلو جول . احسب التغيير في الطاقة الداخلية للنظام .

(الإجابة = 65 J)

١- تفاعل كيميائي يتغير محتواه الحراري (enthalpy) بقيمة 212 كيلو جول وتزداد الإنتروپيا بمقدار 187 جول / كيلو . احسب درجة الحرارة عندما تتغير إشارة الطاقة الحرارية ؟

(الإجابة = 861°C)

١- ناخذ لتفاعل :



فإذا كانت قيمة حرارة تكوين الغازات :

CO ، NO ، CO₂ هي -110.5 ، +950 ، -393.5 كيلو جول / مول على التوالي احسب قيمة التغيير في الإنتروپيا (ΔS) إذا كان التفاعل تلقائياً عند درجة حرارة 115°C .

(الإجابة = 0.9619 KJ/°K)