



## الناشئ في الترموديناميك الدليل الواضح للكيمياء الحرارية لمرحلة المناطق

THEODOR ZAYAT

THEODOR ZAYAT, KHALOUK ALAKHRAS, NATALE BSHEH, GEORGE HANNA, OMAR FLITANI, ALAA ALSARKL



إهداء إلى الصديق والمدرّب العزيز  
سرّكيس نذاف

## مقدمة

إن الكيمياء الحرارية هي فرع من فروع الكيمياء الذي يدرس علاقة الحرارة بالطاقة في التفاعلات الكيميائية والتحولات الفيزيائية، وفي هذا الكتاب، قمنا بشرح هذا الفرع الهام من الكيمياء بطريقة سلسة وبسيطة يستطيع الطالب فهمها.

سوف ندرس بهذا الكتاب بعض الأفكار الهامة لفهم هذا الفرع الدقيق من الكيمياء، وهي التمييز بين التفاعلات الماصة للحرارة والتفاعلات الناشئة للحرارة، لمفهوم الإنتالبية وقانونه، وصولاً إلى قانون هس وطريقة توظيفه، إلى الانتروبية وقانونها، اختتاماً بطاقة جيبس الحرة مع شرح قانونها وحالاتها.

نرجو من الله أن يكون هذا الكتاب خير دليل للطالب ووسيلته لينجح ويتألق في الترموديناميك.

## الفهرس:

5.....	مقدمة
5.....	الإنتالبية
8.....	قانون هس
10.....	الانتروبية
12.....	طاقة جيبس الحرة

## مقدمة:

**نلاحظ أن التفاعلات نوعين:**

1) تفاعلات ماصة: أي يقوم التفاعل بامتصاص الحرارة، مما يؤدي إلى انخفاض درجة حرارة الوسط

2) تفاعلات ناشرة: أي يقوم التفاعل بنشر الحرارة، مما يؤدي إلى ارتفاع درجة حرارة الوسط

## الإنتالبية (Enthalpy):

**تعريف:** وهي مجموع الطاقات المخزنة في المادة تحت ضغط ثابت، أو بشكل أبسط، هي كمية الحرارة في نظام ما

رمزها  $H$

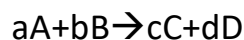
رمز تغير الإنتالبية  $\Delta H$

\* إنتالبية العناصر الحرة بحالتها القياسية صفر

$O_2, N_2, S_8$

**كيف نحسب إنتالبية تفاعل؟**

لدينا التفاعل



حيث أن الحروف  $a, b, c, d$  ترمز إلى الأمثال الستوكيومترية للمركبات بالتفاعل

فيكون قانون حساب الإنتالبية للفاعل:

$$\Delta H(\text{equation}) = \Delta H(\text{products}) - \Delta H(\text{reactants})$$

$$\Delta H(\text{reactants}) = bH(B) + aH(A)$$

$$\Delta H(\text{products}) = cH(C) + dH(D)$$

أي أن:

إنتالبية التفاعل = إنتالبية النواتج - إنتالبية المتفاعلات

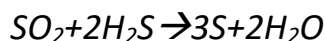
مع مراعاة الأمثال الستيكومترية للمركبات

نلاحظ أن:

التفاعل ماص للحرارة عندما  $\Delta H > 0$

التفاعل ناشر للحرارة عندما  $\Delta H < 0$

تمرين: لدينا التفاعل الآتي



احسب إنتالبية التفاعل السابق اذا علمت أن:

$$H(H_2O) = -241.8 \text{ kJ/mol}$$

$$H(H_2S) = -20.8 \text{ kJ/mol}$$

$$H(SO_2) = -296.1 \text{ kJ/mol}$$

خاصية مهمة نستنتجها من الإنتالبية:

إذا كان التفاعل ناشر للحرارة، يعني أن النواتج مستقرة أكثر من المتفاعلات

أما إذا كان ماص للحرارة، يعني ذلك أن المتفاعلات مستقرة أكثر من النواتج

### أنواع الإنتالبيات:

إنتالبية التشكل:  $\Delta H_f$

f: formation

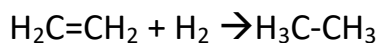
إنتالبية التفكك  $\Delta H_{rxn}$

في ذات التفاعل نلاحظ أن:

$$\Delta H_f = -\Delta H_{rxn}$$

وهي كمية الحرارة اللازمة لكسر رابطة  $\Delta H_{BDE}$

تمرين: لدينا التفاعل الآتي:



إذا علمت أننا بحاجة لطاقة لكسر رابطة، لكن عند تشكيل رابطة جديدة تنشر الحرارة حسب طاقة الرابطة

لديك الجدول الآتي من المعطيات:

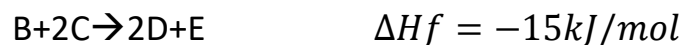
الرابطة	C-C	C-H	C=C	H-H
طاققتها	347kJ.mol <sup>-1</sup>	413kJ.mol <sup>-1</sup>	839kJ.mol <sup>-1</sup>	432kJ.mol <sup>-1</sup>

احسب إنتالبية التفاعل السابق



## قانون هس

وهي طريقة استنتاج علمية نستطيع منها استنتاج إنتالبية تفاعل بناء على انتالبيات تفاعلات أخرى  
مثال: املا الفراغ

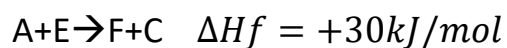
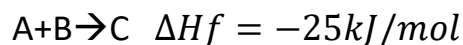


الحل:

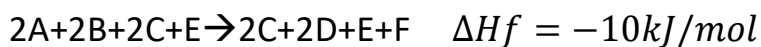
أولا نتعلم الخاصية:



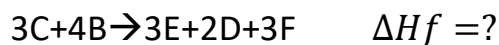
نقلب جهتي التفاعل الأول:



ثانياً: عندما نجمع تفاعلين أو أكثر مع بعضهما نجمع المتفاعلات والنواتج ونختصر الحدود المتشابهة ونجمع الإنتالبيات  
نجمع المعادلات:



تمرين: لديك التفاعلات الآتية، احسب إنتالبية التفاعل الخامس:

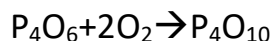


### مسائل:

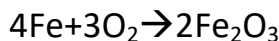
1) لديك التفاعلين الآتيين:



استنتج منهما إنتالبية التفاعل الآتي:



**(2) نفاعل 3 غرام من الحديد مع كمية كافية من الأوكسجين حسب معادلة التفاعل الآتية:**



كم هي كمية الطاقة المحررة من هذا التفاعل؟ علما أن

$$\Delta H_{rxn}(\text{Fe}_2\text{O}_3) = +826 \text{ kJ/mol}$$

### الانتروبية (Entropy):

**تعريف:** وهي مقياس لدرجة الفوضى أو العشوائية في نظام ما

رمزها S وواحدتها  $\text{J.K}^{-1}$

بمعرفة إذا تزايدت الانتروبية أو تناقصت في تفاعل ما، نتبع القواعد الآتية:

**(1) بالمركب أو العنصر ذاته، انتروبية حالته الغازية أعلى من انتروبيته حالته السائلة، وانتروبية حالته السائلة أعلى من انتروبية حالته الصلبة**

نأخذ المركب x كمثال:

$$S_x(\text{gas}) > S_x(\text{liquid}) > S_x(\text{solid})$$

**(2) انتروبية المادة تزداد بازدياد الحرارة، ذلك بسبب أن زيادة الحرارة تؤدي إلى زيادة طاقة الجزيئات مما يسمح لها بالتحرك مما يزيد العشوائية**

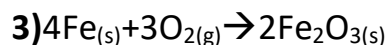
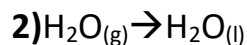
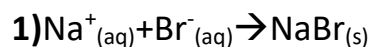
**(3) كلما زاد عدد مولات المادة، زادت انتروبية هذه المادة**

**(4) بالمركبات العضوية، تزداد الانتروبية بازدياد الروابط المشبعة**

$$S(\text{alkanes}) > S(\text{alkenes}) > S(\text{alkynes})$$

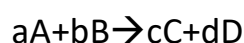
5) كلما زاد تعقيد الجزيء (كان يتكون من ذرات أكثر) زادت انتروبيتته.

تمرين: حدد إذا زادت الانتروبية أو نقصت بالتفاعلات الآتية:



كيف نحسب انتروبية تفاعل ما؟

إن طريقة حساب انتروبية تفاعل ما هي مشابهة لطريقة حساب إنتالبية تفاعل ما كثيراً  
لدينا التفاعل الآتي:



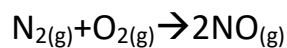
علما أن  $a, b, c, d$  هي الأمثال الستوكيومترية للمركبات

$$\Delta S = S(\text{products}) - S(\text{reactants})$$

$$S(\text{products}) = cS(\text{C}) + dS(\text{D})$$

$$S(\text{reactants}) = aS(\text{A}) + bS(\text{B})$$

تمرين: لديك التفاعل الآتي:



احسب انتروبية التفاعل السابق علما أن:

المركب	$\text{N}_2$	$\text{O}_2$	$\text{NO}$
انتروبيتته	191.6 J.K <sup>-1</sup>	205.2 J.K <sup>-1</sup>	210.8 J.K <sup>-1</sup>

بعض رموز الانتروبية:

انتروبية التشكل  $\Delta S_f$

انتروبية التفكك  $\Delta S_{rxn}$

$\Delta S(BDE)$

انتروبية التبخر  $\Delta S_{vap}$

طاقة جيبس الحرة (Gibbs Free Energy):

رمزها  $\Delta G$

قانونها:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

طاقة جيبس الحرة واحدتها  $\text{kJ.mol}^{-1}$

الإنتالبية واحدتها  $\text{kJ.mol}^{-1}$

الحرارة واحدتها K

الانتروبية واحدتها  $\text{J.K}^{-1}$

**ملاحظة هامة:** نتبين من الواحدات أن الانتروبية بالجول، أما الإنتالبية واحدتها بالكيلو جول، أي عند استخدام قانون طاقة جيبس الحرة، يجب علينا تقسيم قيمة الانتروبية على 1000

**معلومة:** هناك الكثير من التفاعلات التي تتطلب درجة حرارة معينة لتحصل، ولنعلم إذا التفاعل تلقائي عند درجة الحرارة معينة نطبق بقانون طاقة جيبس الحرة، ونلاحظ الحالات:

$\Delta G < 0$  التفاعل تلقائي

التفاعل في حالة توازن عندما  $\Delta G = 0$

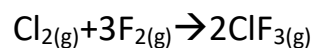
$\Delta G > 0$  التفاعل ليس تلقائي

الخواص السابقة يمكن تمثيلها بالجدول الآتي:

مثال	$\Delta G$	$\Delta S$	$\Delta H$
$2\text{HgO(s)} \rightarrow 2\text{Hg(l)} + \text{O}_2\text{(g)}$	يكون التفاعل تلقائياً عند درجات الحرارة المرتفعة، أما عند درجات الحرارة المنخفضة فيكون التفاعل العكسي تلقائياً.	+	+
$3\text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2\text{O}_3\text{(g)}$	$\Delta G$ موجبة دائماً، فإذا التفاعل العكسي تلقائي عند كل درجات الحرارة.	-	+
$2\text{H}_2\text{O}_2\text{(aq)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O(l)} + \text{O}_2\text{(g)}$	$\Delta G$ سالبة دائماً، فإذا التفاعل تلقائي عند كل درجات الحرارة.	+	-
$\text{NH}_3\text{(g)} + \text{HCl(g)} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl(s)}$	يكون التفاعل تلقائياً عند درجات الحرارة المنخفضة، أما عند درجات الحرارة المرتفعة فيكون التفاعل العكسي تلقائياً.	-	-

## تمارين:

## 1) لدينا التفاعل الآتي:

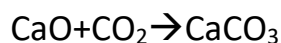


1- هل ازدادت أو نقصت الانتروبية بالتفاعل الآتي؟ برر رأيك

2- احسب طاقة جيبس الحرة للتفاعل الآتي اذا علمت أن

المركب	$\Delta H_f$	$\Delta S \text{ J.K}^{-1}$
$\text{F}_2$	0	202.8
$\text{Cl}_2$	0	223.1
$\text{ClF}_3$	-158.9	281.6

## 2) لدينا التفاعل الآتي:



إذا علمت المعطيات الآتية، ما هي درجة الحرارة الدنيا ليصبح التفاعل تلقائي؟

المركب	$\Delta H(kJ/mol)$	$\Delta S(J/K)$
$\text{CO}_2$	-3933.5	313.6
$\text{CaCO}_3$	-1206.9	92.9
$\text{CaO}$	-635.6	38.9







