

## الفصل الثالث

# المحتوى الحراري (الإنتالبي)

### مقدمة

في الديناميكا الحرارية والكيمياء الجزيئية، المحتوى الحراري أو الإنتالبي يرمز له بالرمز (H)، وهي تعبير عن الكمون الدينامي الحراري للنظام. وتعتبر H مقياسا للطاقة الكلية للنظام الترموديناميكي. فهي عبارة عن الطاقة الداخلية (E) التي هي الطاقة اللازمة لإنشاء نظام، بالإضافة إلى كمية الطاقة اللازمة لإفساح مكان (حجم) للنظام خلال الوسط المحيط، وتهيئة النظام للحصول على حجمه وضغطه. وحدة الإنتالبي هي وحدة طاقة؛ أي جول.

مصطلح "إنتالبي - Enthalpy" مشتق من اللاتينية ويتألف من مقطعين، المقطع الأول (en-) الذي يعني "يضع في"، والمقطع الثاني عبارة عن كلمة إغريقية (-thalpein) التي تعني "يسخن".

وفي الحقيقة، فإنه لا يمكن قياس قيمة الإنتالبي الكلي (H) لنظام، ولكننا نستخدم التغير في الإنتالبي ( $\Delta H$ )؛ وهي كمية يمكن قياسها والاستفادة بها أكثر من تعيين قدرها المطلق. وقد تم الاتفاق على الآتي:

- إذا كان التغير في  $\Delta H$  قيمة موجب (+ve)، فيكون التفاعل "ماصا للحرارة.

- إذا كان التغير في  $\Delta H$  قيمة سالبة (-ve)، فيكون التفاعل "طاردا للحرارة".

ويعتبر التغير في الإنتالبي  $\Delta H$  لنظام هو الشغل غير الميكانيكي الذي نمد به النظام، أو كمية الحرارة التي نعطيها للنظام.

وعند ثبات الضغط تكون  $\Delta H$  مساوية للتغير في الطاقة الداخلية  $\Delta E$  للنظام بالإضافة إلى كمية الشغل التي يؤديها النظام ويعطيها إلى الوسط المحيط، وهذا

يعني أنه خلال تفاعل كيميائي يكون التغير في الإنثالبي مساويا لكمية الحرارة التي ينشرها النظام (أو كمية الحرارة التي يمتصها النظام) في الوسط المحيط.

وفي الكيمياء، وفي التقنية يلعب الإنثالبي المولي دورا أساسيا ويرمز لها ( $H_m$ ) الوحدة (جول/مول). كما توجد وحدة لها تستخدم نادرا وتسمى (الإنثالبي النوعي)، الوحدة (جول/كيلوجرام) وهي تعطي الإنثالبي لكيلوجرام واحد من المادة.

في التقنية نفيدنا حسابات تغير الإنثالبي نظام حركة حرارية لمعرفة الشغل الذي يمكن الاستفادة منه من النظام (عند الاحتفاظ بالضغط ثابتا). ذلك لأنه عند ثبات الضغط يتغير الحجم، وتغير حجم النظام معناه أن النظام يؤدي شغلا ميكانيكيا ويعطيه إلى الوسط المحيط. كمية الشغل  $pV$ ، ووحدته الجول.

يتكون الإنثالبي لنظام من مجموع كل من الطاقة الداخلية والشغل الناشئ عن تغير الحجم (الشغل هنا هو حاصل ضرب الضغط  $p$  في الحجم  $V$ ).

$$H = E + PV$$

وتتكون الطاقة الداخلية لنظام من طاقة حرارية؛ ناشئة عن حركة عشوائية للجزيئات من ضمنها طاقة حركة، وطاقة حركة دورانية وطاقة اهتزاز، بالإضافة إلى طاقة الروابط الكيميائية والكمون الكيميائي للذرات. كما تدخل فيها تأثير متبادل بين ثنائي أقطاب ناشئة عن المغناطيسية والشحنات الكهربائية.

وتزداد الطاقة الداخلية لنظام بزيادة درجة الحرارة، ونسميها عند درجة الصفر المطلق طاقة درجة الصفر.

والشغل الناتج هنا هو الشغل الذي يتم ضد الضغط، ويعمل على إنتاج الحجم الذي يشغله النظام.

ويجب التفريق بين معامل التفاضل ( $d$ ) والمعامل ( $\Delta$ )، فالأول ينتمي إلى دالة حالة النظام، أما الثاني فهو مجرد تغير غير تفاضلي (قد يزيد أو يقل بسبب كونه

لا ينتمي إلى دالة حالة النظام، وإنما هو دالة عملية يقوم بها النظام، وهذه تعتمد على "طريق سير" العملية).

## الشغل PV

ولفهم "الشغل" الناتج عن حاصل ضرب الضغط في الحجم  $p.V$  خلال عملية للنظام عند ثبات الضغط، نفترض المثال الآتي:

نفترض أن غازا يغير حجمه (خلال تفاعل كيميائي مثلا) في أسطوانة وبها مكبس، حيث يدفع الضغط الكبس للحفاظ على ثبات الضغط  $P$ ، فنستطيع حساب القوة الدافعة من مساحة سطح المكبس  $A$  طبقا للعلاقة،  $p = F/A$ ، حيث تبلغ القوة  $F = p.A$ . وطبقا للتعريف يكون الشغل المؤدى  $W = F.x$ ، حيث  $x$  هي المسافة التي يتحركها المكبس في الأسطوانة. هذا معناه أن  $W = p.A.x$ ، وحاصل ضرب المساحة في المسافة  $A.x$  تعطينا حجم الغاز بعد التمدد

$$A.x = V$$

بناء على ذلك يكون الشغل:

$$W = p.V$$

حيث  $p$  هو الضغط الثابت و  $V$  هو الحجم المتمد.

وهذا يعني أنه خلال عملية يكون فيها الضغط ثابتا يكون أي تغير للطاقة الداخلية يقدمها النظام في صورة شغل إلى الوسط المحيط لا تؤثر على قيمة الإنتالبي.

فيمكن تعريف التغير في الإنتالبي:

$$\Delta H = \Delta E + W = \Delta E + \Delta(PV)$$

حيث  $\Delta E$  هي مقدار الطاقة الحرارية المعطاة أثناء تمدد الغاز، ويكون  $W$  هي الطاقة المكتسبة من الشغل الذي قام بتحريك المكبس.

## الإنتالبي القياسي لتكوين مركب

الإنتالبي القياسي لتكوين مركب كيميائي هو الطاقة اللازمة لتكوين 1 مول من مركب كيميائي من عناصره الأولية تحت الظروف القياسية، أي تحت الضغط العادي 101,3 كيلو بسكال ودرجة حرارة  $25^{\circ}\text{C}$ ، وقد تتحرر تلك الطاقة وتظهر في هيئة حرارة في حالة تفاعل ناشر للحرارة وتكون إشارتها سالبة. أما إذا كان تفاعل يمتص الحرارة فتكون إشارة تغير الإنتالبي موجبة، وهذا معناه أننا لا بد وأن نمد النظام المتفاعل بحرارة من الخارج لكي يتم التفاعل. وتقاس الإنتالبي القياسي لتكوين مركب بوحدة كيلوجول/مول ويرمز له بالرمز  $\Delta H_{f0}$ ، وتأتي f من كلمة (formation)، كما تعني الدائرة فوقها أن ظروف التكون عند الظروف القياسية. فإذا كانت سالبة الإشارة فهذا معناه أن حرارة تتولد عن تكون المركب، أما إذا كانت إشارة تغير الإنتالبي موجبة فهو يعني أنه لا بد من إمداد النظام المتفاعل من الخارج بحرارة من أجل تكوين المركب المطلوب. وتعني إشارة سالبة كبيرة للإنتالبي القياسي للتكوين أن المركب الناشئ يكون مستقرًا لا يتغير (حيث أن تكوين المركب كان مصحوبًا بنشر حرارة كبيرة فيكون لا بد لتسليط عليه حرارة كبيرة من الخارج لإعادة تفكيكه).

وقد اتفق على اعتبار الإنتالبي القياسي للعناصر الكيميائية في حالتها المستقرة، مثل: الهيدروجين  $\text{H}_2$  والهيليوم  $\text{He}$  والليثيوم  $\text{Li}$ ، و... وهكذا، طبقًا للتعريف بأنه يساوي 0 كيلو جول/مول.

ومن أهم تطبيقات الإنتالبي القياسي للتكوين هو أنه وسيلة لحساب حرارة التفاعل طبقًا لقانون هس الذي يقول أن "إنتالبي التفاعل لتفاعل كيميائي تحت الظروف القياسية هو حاصل طرح الإنتالبي القياسي لتكوين النواتج من الإنتالبي القياسي للعناصر الداخلة في التفاعل.

ويصاغ ذلك القانون رياضياً كالآتي: "

$$\Delta H^{\circ}_{\text{Reaction}} = \sum \Delta H^{\circ}_{\text{Products}} - \sum \Delta H^{\circ}_{\text{Reactants}}$$

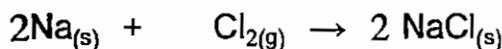
نستنتج من ذلك أن إنثالبي التكوين لمركب معين تحت الظروف القياسية يعتمد فقط على المركب نفسه وليس على الطريق الذي سلكه لتحضيره. وبذلك يعتبر إنثالبي التكوين دالة حالة لنظام ترموديناميكي. وتتسبب جميع القيم في المعادلة إلى حالة توازن ترموديناميكي لكي يتم بذلك ضمان ثبات درجة الحرارة.

ويمكن تعيين الإنثالبي القياسي للتكوين بطريقة غير مباشرة عن طريق استخدام قانون هيس من إنثالبي التفاعل للنواتج والمواد الداخلة في التفاعل. وإذا لم تكن هناك نتائج عملية للتحضير فيمكن الاعتماد على حساب تقريبي للمواد، ونعرف في الكيمياء طريقة لذلك تسمى نظرية بنسون.

### إنثالبي التفاعل

إنثالبي التفاعل هو الطاقة التي تتحرر من التفاعل أو الطاقة التي تمتصها المواد المتفاعلة لكي تتفاعل، حيث تتكون من جزيئات مادتين مركبات جديدة (نشأة روابط جديدة بين الذرات أو الجزيئات). وهي تعتمد على المواد الداخلة في التفاعل وطبيعة الروابط الكيميائية في المركب الناتج.

ولحساب إنثالبي التفاعل نقوم بحساب مجموع إنثالبي التكوين للمادة الناتجة ومجموع حساب إنثالبي التكوين للمواد الداخلة في التفاعل وطرحها من بعضها، والفرق بينهما هو "إنثالبي التفاعل" أو "حرارة التفاعل":



وطبقا لتعريف الإنثالبي القياسي للتكون للعناصر الأولية بانها تساوي صفر، فهي تساوي صفر لذرتي الصوديوم (الصلب) وتساوي صفرا لغاز الكلور. أما الإنثالبي القياسي للناتج كلوريد الصوديوم فهو -411 كيلو جول/مول، ونظرا لأننا

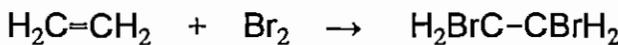
نحصل في المعادلة على 2 مول من كلوريد الصوديوم عند درجة حرارة 25 درجة مئوية، فيكون إنتالبي التفاعل:

$$\text{Reaction enthalpy} = 2 * (-411) - 0 = - 822 \text{ kJ/mol NaCl}$$

أي أن هذا التفاعل هو تفاعل ناشر للحرارة عند درجة 25 درجة مئوية. ومقدار الحرارة المتولدة من التفاعل التي تنتشر من تكون 2 مول من كلوريد الصوديوم هي 822 كيلو جول، أي أن 1 مول من كلوريد الصوديوم له إنتالبي قياسي للتكوين هو -411 كيلو جول/مول (الإشارة السالبة تعني أن تفاعل التكوين هو تفاعل ناشر للحرارة).

مثال آخر: إضافة البرومين إلى الألكين

يمكن حساب إنتالبي التفاعل بواسطة الإنتالبي القياسي:



1- الإنتالبي القياسي للألكين : 52 كيلوجول/مول

2- الإنتالبي القياسي للبرومين : 0 كيلو جول/مول

3- الإنتالبي القياسي لبرومين الألكين : - 39 كيلو جول/مول ،

باستخدام تلك القيم نحصل على إنتالبي التفاعل:

إنتالبي التفاعل = (-52 -39) كيلو جول/مول = -91 كيلو جول/مول

مع اعتبار جميع القيم تخص الحالة الغازية للمركبات والمواد عند 25°م.

والجداول (3-1)، و (3-2)، و (3-3) توضح قيم الإنتالبي لبعض المركبات.

جدول (3-1): قيم إنتالبي بعض المواد في الحالة السائلة (عند 25 درجة مئوية)

مركب كيميائي	الصيغة الكيميائية	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol.)
أمونيا (هيدروكسيد الأمونيا)	$\text{NH}_3$ ( $\text{NH}_4\text{OH}$ )	-80.8

-769.98	CuSO <sub>4</sub>	سلفات النحاس
-407	NaCl	كلوريد الصوديوم (ملح الطعام)
-469.6	NaOH	هيدروكسيد الصوديوم
-446.2	NaNO <sub>3</sub>	نترات الصوديوم
-385.92	NaCl	كلوريد الصوديوم (ملح الطعام)
-814	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	حمض الكبريتيك
-285.8	H <sub>2</sub> O	الماء
-980.14	ZnSO <sub>4</sub>	سلفات الزنك
0	Br <sub>2</sub>	البروم

جدول (2-3): قيم إنثاليبي بعض المواد في الحالة الصلبة (عند 25 درجة مئوية)

$\Delta H_f^\circ$ (كيلو جول/مول)	الصيغة الكيميائية	مركب كيميائي
0	I <sub>2</sub>	اليود
-1131	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	كربونات الصوديوم
-411.12	NaCl	كلوريد الصوديوم (ملح الطعام)
-911	SiO <sub>2</sub>	السيليكا
-426.7	NaOH	هيدروكسيد الصوديوم
-424.8	NaNO <sub>3</sub>	نترات الصوديوم

جدول (3-3): قيم إنثالبي بعض المواد في الحالة الغازية (عند 25 درجة مئوية)

مركب كيميائي	الصيغة الكيميائية	$\Delta H_f^\circ$ (كيلو جول/مول)
-297	SO <sub>2</sub>	ثاني أكسيد الكبريت
+33	NO <sub>2</sub>	ثاني أكسيد النيتروجين
+90	NO	أول أكسيد النيتروجين
-181.42	NaCl	كلوريد الصوديوم (ملح الطعام)
-241.82	H <sub>2</sub> O	ماء
-393.5	CO <sub>2</sub>	ثاني أكسيد الكربون
-46.1	NH <sub>3</sub>	أمونيا
0	H <sub>2</sub>	الهيدروجين
0	F <sub>2</sub>	الفلور
0	Cl <sub>2</sub>	الكلور

### تطبيقات

في الديناميكا الحرارية يمكننا حساب الإنتروبي عن طريق تعيين ظروف تشكيل نظام في "الفراغ"، حيث الشغل الميكانيكي اللازم لتشكيل النظام هو حاصل ضرب الضغط في الحجم pV هذا الشغل مضافا إليه الطاقة الداخلية E يشكلان الإنتروبي.

نمد النظام الترموديناميكي بطاقة داخلية E تعمل على أزاحة جزيئات الهواء المحيطة لتوسيع مكان (حجم) ينشأ فيه النظام الوليد مع اعتبار أن الضغط p ثابتا. وتتكون الطاقة الداخلية لنظام غازي من حركة عشوائية للجزيئات من ضمنها طاقة حركة انتقالية، وطاقة حركة دورانية وطاقة اهتزاز للروابط بين الذرات في الجزيئات، بالإضافة إلى طاقة الروابط الكيميائية نفسها والكمون الكيميائي للذرات.

كما تدخل فيها تأثير متبادل بين ثنائي أقطاب ناشئة عن المغناطيسية والشحنات الكهربائية. ومن ضمن الطاقة الداخلية طاقة التنشيط، وطاقة تفكيك الروابط بين الذرات. فالطاقة الداخلية هي مجمل تلك الخواص.

وعندما نقوم بحساب الإنتالبي عن طريق  $E + pV$  ، ونجمع بين الطاقة الداخلية بالإضافة إلى الشغل اللازم  $pV$  لتوسيع مكان (حجم) لنشأة نظام ترموديناميكي. والتغير في الإنتالبي لنظام هو الحرارة الصادرة من النظام أو الحرارة التي يمتصها النظام من الخارج عند ثبات الضغط. وبالنسبة إلى نظام ترموديناميكي يشكل التغير في الإنتالبي أكبر طاقة يمكن استغلالها من عملية ترموديناميكية يكون خلالها الضغط ثابتا. والمقدار  $pV$  هو الشغل اللازم لإزاحة الوسط المحيط بغرض تهيئة مكان يحتله النظام.

### أنواع من الإنتالبي

إنتالبي التبخر أو حرارة التبخر وهو التغير في الحرارة الداخلية عند تحول سائل إلى الحالة الغازية، مثل تحول 1 مول من الماء إلى بخار تحت 1 ضغط جوي (لا يتغير إنتالبي التبخر كثيرا بتغير درجة الحرارة).

إنتالبي قياسي للتعاادل وهو التغير في الإنتالبي عند تعادل حمض وقاعدة وتكوين 1 مول من الماء تحت الظروف القياسية، الموصوفة أعلاه.

الإنتالبي القياسي للتسامي وهو الإنتالبي اللازم لتسامي 1 مول من المادة تحت الظروف القياسية سالفة الذكر.

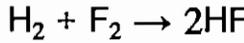
إنتالبي قياسي للذوبان وهو تغير الإنتالبي بتفكك الجزيئات المصاحب لذوبان مركب في سائل تحت ضغط ثابت والظروف القياسية المعرفة أعلاه.

الإنتالبي القياسي لإضافة هيدروجين : وهو تغير الإنتالبي الناشئ عن إضافة هيدروجين إلى مركب غير مشبع بالهيدروجين حتى يصبح مشبعا بالهيدروجين تحت الظروف القياسية سالفة الذكر.

## استخدم طاقة الرابطة لتقدير الإنتالبي

تتضمن كل التفاعلات الكيميائية، تقريباً، مرحلة يتم فيها إما تشكيل روابط بين الذرات أو تفكيكها وتكسيرها. وحيث أن التفاعل الكيميائي يقوم إما باستهلاك حرارة أو بتكوينها، فإذا علمنا مقدار الطاقة اللازمة لتشكيل أو كسر الروابط التي يتم أيضاً إما تشكيلها أو كسرها، يمكننا عندها تقدير تغير الإنتالبي - وبدقة عالية - للتفاعل ككل، بجمع طاقات هذه الروابط.

على سبيل المثال، دعنا نفكر قليلاً بالتفاعل التالي:



في هذه الحالة، الطاقة اللازمة لكسر الرابطة بين ذرتي الهيدروجين في الجزيء  $\text{H}_2$  هي (436 kJ/mol)، بينما الطاقة اللازمة لكسر الرابطة بين ذرتي الفلور في الجزيء  $\text{F}_2$  هي (158 kJ/mol). أخيراً، الطاقة اللازمة لتشكيل HF مركب من H و F هي (-568kJ/mol.)، نقوم بضربها بالعدد 2 لأن الناتج في المعادلة مضروب بالعدد 2 أي HF، فنحصل على:

$$2 \times -568 = -1136 \text{ kJ/mol.}$$

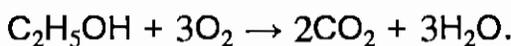
إن جمع كل هذه القيم يعطينا:

$$436 + 158 + -1136 = -542 \text{ kJ/mol.}$$

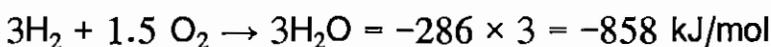
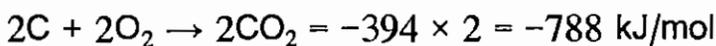
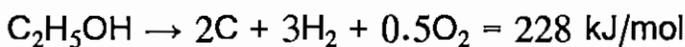
## استخدم إنتالبيات التشكل لتقدير إنتالبي التفاعل

إنتالبيات التشكل (أو التكوّن) هي قيم  $\Delta H$  محددة تمثل تغير الإنتالبي في تفاعلات مستخدمة لتكوين مواد كيميائية ما. في حال علمت ما هي إنتالبي التشكل اللازمة لتكوين نواتج ومواد متفاعلة في معادلة ما، يمكنك عندها أن تجمعهم لتقدير الإنتالبي كما كنت لتفعل مع طاقات الروابط بالطريقة السابقة.

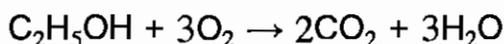
على سبيل المثال، لدينا التفاعل التالي



في هذه الحالة، نعلم أن إنثالبيات التكوّن للتفاعلات التالية هي كما يلي:



نستطيع أن نجمع هذه المعادلات إلى بعضها البعض ونحصل على ما يلي:



التفاعلات التي نحاول إيجاد أنتالبياتها، يمكننا ببساطة أن نجمع أنتالبيات

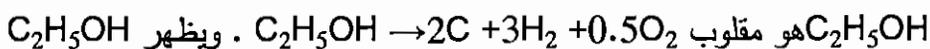
التشكل هذه لإيجاد أنتالبية التفاعل هذا كالتالي:

$$228 + -788 + -858 = -1418 \text{ kJ/mol}.$$

### ضرورة عكس الإشارات عند قلب المعادلة

إنه لمن المهم الانتباه إلى الحاجة لعكس إشارة إنثالبي التشكل عند عكس جهة التفاعل وذلك أثناء استخدام إنثالبي التشكل لحساب إنثالبي تفاعل كيميائي. بعبارة أخرى، إذا أردت أن تقلب واحدة أو أكثر من معادلات تفاعل التشكل التي لديك لإبطال مفعول كل من المواد المتفاعلة والنواتجة، اعكس إشارة إنثالبي تفاعلات التشكل التي وجب عليك أن تقلب جهاتها .

في المثال أعلاه، انتبه إلى أن تفاعل التشكل الذي نستخدمه من أجل



وهو لا يتشكل بل يتفكك، لأننا قمنا بقلب المعادلة لجعل النواتج والمواد المتفاعلة تتصرف بشكل معكوس كليًا، وذلك بعكس إشارة إنثالبي التشكل لنحصل على 228 kJ/mol. في الواقع، إنثالبي التكوّن لـ  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  هي -228 kJ/mol.

## قواعد بيانات ترموديناميكية للمواد النقية

هي قائمة تحتوي على خواص الحركة الحرارية للمواد، وأهمها الإنتالبي والإنتروبيا وطاقة جيبس الحرة. والقائمة تجمع قيم تلك الخواص الترموديناميكية في هيئة جداول أو يمكن حسابها من معادلات الحركة الحرارية لنظام. تعطي البيانات الموجودة في القائمة بالنسبة لواحد مول من المادة في الظروف القياسية لدرجة الحرارة والضغط ، حيث يكون الضغط القياسي هو الضغط الجوي (101.325 كيلو باسكال أو 1 بار). (تهتم القائمة أيضا بإعطاء اعتماد تلك الخواص على درجة الحرارة.

### بيانات ترموديناميكية

تعطي البيانات الترموديناميكية عادة في جداول بالنسبة إلى 1 مول من المادة (أو أحيانا في حالة البخار فتعطي بالنسبة لواحد كيلوجرام من البخار). وتعتمد قيم الدالات على طور المادة ولذلك فهي تعرف عن لزوم ذلك. وبالنسبة للاستخدامات في الترموديناميكا نعتبر طور المادة في الظروف القياسية لدرجة الحرارة والضغط.

وأحيانا تعطي البيانات في حالة تسمى "حالة قياسية عادية" وهي تعطي أكثر أطوار المادة استقرارا عند درجة حرارة معينة وتحت 1 ضغط جوي ، ولا بد من ذكر ذلك عند استخدامها.

وتعرف دوال الترموديناميكا في "الحالة القياسية العادية" وعندئذ يضاف إليها الرمز ° للتعريف بها. كما تصف معادلة الحالة العلاقة بين بعض الخواص الفيزيائية والخواص الترموديناميكية.

### الإنتالبي والحرارة الداخلية والسعة الحرارية

يصعب قياس الكمية المطلقة لأي خاصية ترموديناميكية تتعلق بالطاقة الداخلية، مثل: الإنتالبي بسبب أن الطاقة الداخلية تأخذ صوراً عديدة، وكل منها

يتغير بدرجة الحرارة بطريقته، وتأتي أهميتها في التفاعلات الترموديناميكية ومنها التفاعلات الكيميائية، عندئذ نأخذ التغير في مثل تلك الدالات ونتقاضي بذلك مشكلة التعمق في تعيين قدرها المطلق. ويسمى تغير الإنثالبي  $H$  تحت ثبات الضغط عندما تكون درجة الحرارة أعلى من 25 درجة مئوية يسمى "المحتوى الحراري في درجة الحرارة العالية" أو "الإنثالبي النسبي في درجة الحرارة العالية" أو ببساطة "المحتوى الحراري".

وقد تختلف بعض قواعد البيانات فتسمى المحتوى الحراري، مثلا،  $H_T - H_{298}$  أو  $H^\circ - H^\circ_{298}$  أو  $H^\circ_T - H^\circ_{298}$ ، حيث تعني  $T_r$  درجة الحرارة المرجعية، وهي في العادة 298.15 كلفن. وكل تلك التسميات تؤول إلى المحتوى الحراري لكمية 1 مول من المادة.

البيانات بالنسبة للغازات تفترض حالة غاز مثالي عند الضغط القياسي. وطبقاً للنظام الدولي للوحدات فوحدة الإنثالبي هي جول/مول، وتكون له إشارة موجبة فوق درجة الحرارة القياسية. وقد قام الكيميائيون بقياس قيم المحتوى الحراري لجميع المواد المعروفة تقريباً ودونها في جداول مع اعتبار تغير درجة الحرارة. ولا يعتمد المحتوى الحراري لغاز مثالي على الضغط أو الحجم، ولكن المحتوى الحراري للغازات الحقيقية فهي تتغير بالضغط. ولهذا، يلزم تعريف حالة الغاز، هل هو مثالي أم حقيقي، وكذلك تعريف الضغط.

كما يجب ملاحظة أن قواعد البيانات الترموديناميكية للبخار تنتسب دائماً إلى درجة حرارة 273.15 كلفن أو 0 درجة مئوية.

والسعة الحرارية ورمزها  $C$  فهي تمثل نسبة الحرارة المضافة لرفع درجة حرارة كمية معينة من المادة (1 جرام، أو 1 كيلوجرام، أو 1 مول درجة واحدة). وبافتراض إضافة حرارة قليلة في عملية متساوية الضغط يكون:

$$C_p = \left\{ \lim \Delta H / \Delta T = \left( \partial H / \partial T \right) \right.$$

فتكون  $C_p$  هي ميل منحنى تغير المحتوى الحراري مع تغير درجة الحرارة عند ثبات الضغط. وهي المشتقة التفاضلية لمعادلة المحتوى الحراري بالنسبة إلى تغير بسيط في درجة الحرارة. وحدة السعة الحرارية هي جول لكل مول لكل كلفن (جول/مول/كلفن).

### تغير الإنثالبي عند تحول الطور

عندما نقوم بتسخين مادة متكثفة سواء كانت صلبة أو سائلة ترتفع درجة حرارتها حتى تصل إلى درجة يتغير فيها طورها، فإذا كانت مادة صلبة فهي تتصهر وتتحول إلى الطور السائل، وإذا كانت سائلا فهي تتبخر وتتحول إلى الطور الغازي. وأثناء تحول طوري نجد أن درجة حرارة المادة لا تتغير بل تبقى ثابتة. وبعد تحول الطور كاملا تبدأ درجة حرارة المادة في الارتفاع مع استمرار التسخين. وما يحدث أثناء تحول الطور هو تغير الإنثالبي عند درجة حرارة متساوية. ونرمز لتغير الإنثالبي الناتج عن تحول الطور بالرمز  $\Delta H$ .

وتوجد أربعة أنواع لتغير الإنثالبي مصاحبة لتحول الطور، وهي كالتالي:

#### 1- إنثالبي التحول

وهو تغير الطور من حالة صلبة إلى حالة أخرى، مثل: تحول الحديد من نظام بلوري مكعب مركزي الجسم ( $\alpha$ -Fe (bcc ferrite) إلى مكعب مركزي الوجه (Fe fcc austenite). ونرمز لهذا التحول بالرمز  $\Delta H_f$ .

#### 2- إنثالبي الانصهار

وهو تغير حالة المادة من الحالة الصلبة إلى الحالة السائلة، ويرمز له بالرمز  $\Delta H_m$ ، حيث  $m$  هي اختصار melting.

#### 3- إنثالبي التبخر

وهو تحول المادة من الحالة السائلة إلى الحالة الغازية، ويرمز له بالرمز  $\Delta H_v$ ، حيث  $v$  اختصارا vapor.

#### 4- إنتالبي التسامي

وهو تحول المادة الصلبة مباشرة إلى بخار ويرمز لها بالرمز  $\Delta H_s$  ، حيث  $s$  اختصار sublimation.

تصل الحرارة النوعية  $C_p$  إل نهاية عظمى أثناء تحول الطور بسبب تغير الإنتالبي عند درجة حرارة ثابتة. وعند درجة حرارة كوري تظهر  $C_p$  اختلالا في المنحني في حين يتغير ميل الإنتالبي.

تعطى قيم  $\Delta H$  للتحول عادة عند "الحالة القياسية العادية" لدرجة حرارة التحول بين طورين، ويضاف إلى رمزها في تلك الحالة الرمز ° .

نجد أن تغير الإنتالبي  $\Delta H$  عند تحول الطور يكون معتمدا اعتمادا ضعيفا على درجة الحرارة. وفي بعض الكتب نجد التسمية "الحرارة الكامنة للانصهار" والمقصود بها هي "حرارة تحول الطور".

#### تغير الإنتالبي خلال التفاعل الكيميائي

يتغير الإنتالبي خلال التفاعل الكيميائي، ونرمز لتغير الإنتالبي الخاص بتكوين مركب كيميائي من عناصره الأولية بالرمز  $\Delta H_{\text{form}}$  ، حيث  $f$  اختصار لكلمة formation. ويعتمد هذا التغير في الإنتالبي على درجة الحرارة اعتمادا ضعيفا.

تعطي قيم  $\Delta H_{\text{form}}$  عادة باعتبار وجود العناصر والمركبات في "حالتها القياسية العادية"، ونسميها عندئذ "الحرارة القياسية للتكوين" ونضيف إليها الرمز ° كالعادة.

ويظهر تغير إنتالبي التكوين  $\Delta H_{\text{form}}^\circ$  اختلالا عند درجات تحول طور المواد الداخلة في التفاعل أو تحول طور المركبات الناتجة من التفاعل. ونرمز لتغير الإنتالبي الخاص بتفاعل كيميائي بالرمز  $\Delta H_{\text{rx}}^\circ$ .