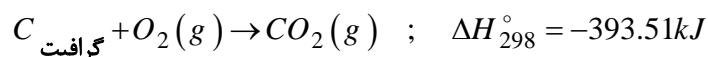
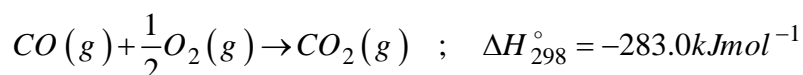
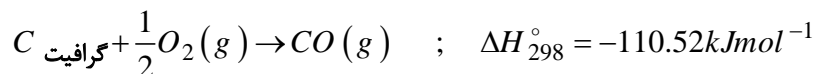


به کمک قانون هس:

هنری هس شیمیدان و فیزیکدان سوئسی- روسی تبار، در سال ۱۸۴۰ از راه تجربه دریافت که گرمای وابسته به یک واکنش شیمیایی مستقل از راهی است که برای انجام آن انتخاب می شود (در دمای ثابت و همچنین در حجم یا فشار ثابت) به عبارتی واکنش می تواند در یک مرحله یا چند مرحله انجام بگیرد. اما ΔH واکنش مقدار ثابتی است. به عبارت دیگر ΔH فقط به حالت مواد اولیه و نهایی بستگی دارد و مستقل از مسیر واکنش است. برای درک قانون هس به یک مثال ساده توجه کنید. از سوختن کامل گرافیت در گاز اکسیژن، گاز دی اکسید کربن حاصل می شود



می توان این واکنش را از راه دیگری هم انجام داد. در این راه، نخست گرافیت را به مونواکسید کربن، CO ، اکسید می کنیم و سپس، CO ، را به CO_2 تبدیل می کنیم.



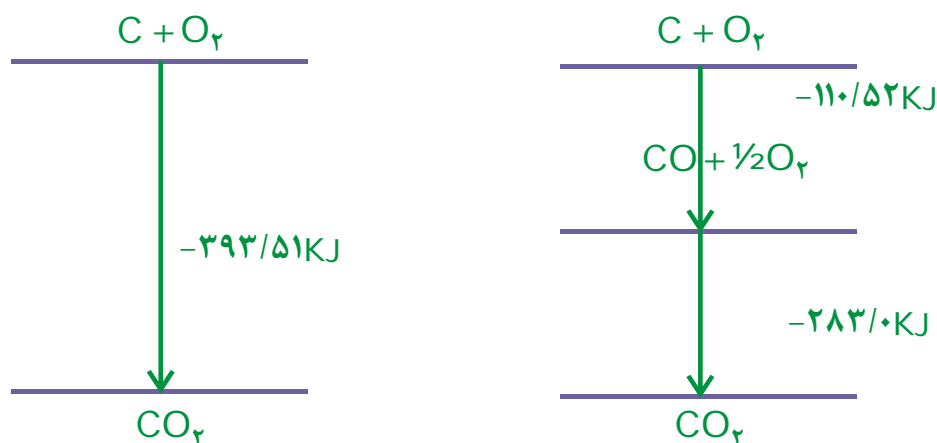
با کمی دقت می توان پی برد که حاصل این دو واکنش اخیر، درست همان واکنش نخست است. از این رو، مجموع جبری آنتالپهای مبادله شده در این دو، با آنتالپی واکنش اول یکی است.

$$-393.51 kJ = -110.52 kJ + (-283.0 kJ)$$

نمودار زیر، این برابری را به خوبی نشان می دهد.

امروزه قانون هس را به عنوان نتیجه ای از قانون اول ترمودینامیک می دانند. زیرا بنا به این قانون، تغییر آنتالپی یا تغییر انرژی درونی یک فرایند معین به راه و روشی که برای انجام آن انتخاب می شود بستگی ندارد. هرگاه

فرایند معینی، از دو یا چند مسیر متفاوت انجام گیرد، به طوری که شرایط آغازی آن مسیرها مثل هم بوده و شرایط پایانی آنها نیز مانند هم باشد، در آن صورت تغییر کلی انرژی یا آنتالپی در تمامی آن مسیرها یکی است.

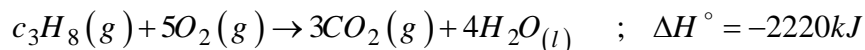
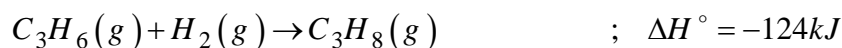
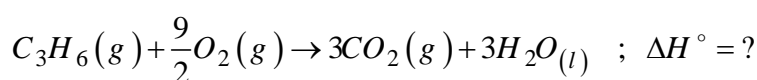


نمودار ساده‌ای برای نشان دادن قانون هس

با استفاده از قانون هس، به آسانی می‌توان گرمای برخی واکنشهای شیمیایی را حساب کرد. برای مثال، به

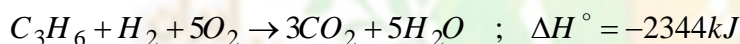
چگونگی حساب کردن گرمای سوختن پروپن را از روی گرمای هیدروژن‌دار کردن پروپن و گرمای سوختن پروپان

توجه کنید.

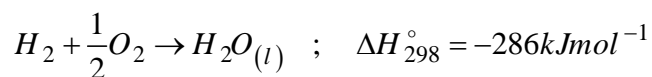


از دقت در معادله‌های بالا، به آسانی پی می‌بریم که اگر دو واکنش آخر را با هم جمع کنیم به همان واکنش سوختن

۱ مول پروپن و ۱ مول هیدروژن می‌رسیم



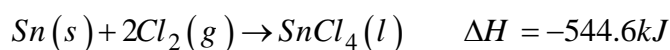
گرمای سوختن هیدروژن را از جدول می‌گیریم



با استفاده از آن، ΔH° سوختن پروپین برابر خواهد شد با

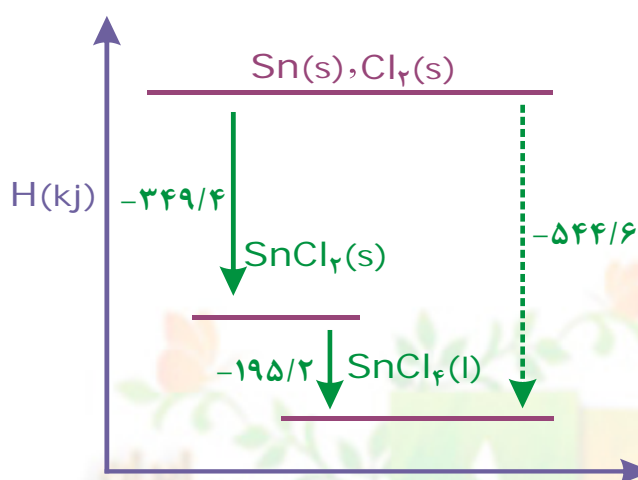
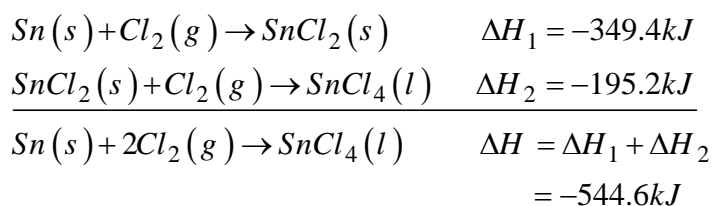
$$\Delta H_c^\circ(C_3H_6) = -2058 \text{ kJmol}^{-1}$$

مثال. واکنش بین قلع و کلر را در نظر بگیرید.



این واکنش می‌تواند با دو مرحله زیر نیز صورت گیرد. در این حالت از جمع این دو واکنش، واکنش کلی به دست

می‌آید.



ΔH واکنش $Sn(s) + 2Cl_2(g) \rightarrow SnCl_4(l)$ در حالت یک مرحله‌ای (پیکان نقطه‌چین) و دو مرحله‌ای (پیکان پر) با هم

مساوی است.

از این روش می‌توان برای محاسبه ΔH واکنش‌هایی که محدودیت تجربی دارند استفاده کرد.

اغلب از قانون هس به عنوان قانون جمع‌پذیری گرمای واکنش‌های شیمیایی یاد می‌شود. هر معادله شیمیایی

با ΔH° وابسته به آن، همانند یک معادله جبری است. همانطور که از جمع کردن دو یا چند معادله جبری با هم،

یا از کم کردن دو معادله جبری از هم به یک معادله جدید می‌رسیم، از جمع کردن دو یا چند معادله شیمیایی

مناسب با هم نیز ممکن است به یک واکنش شیمیایی جدید رسید. یقیناً ΔH° واکنش جدید، برابر با مجموع

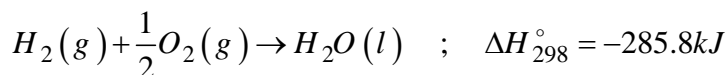
جبری ΔH° های واکنش‌های به کار رفته است. گاهی اوقات، از کم کردن دو معادله شیمیایی از هم نیز ممکن است

به یک معادله شیمیایی جدید دست یافت.

در اینجا لازم است به دو نکته سودمند به دقت توجه شود:

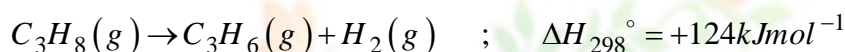
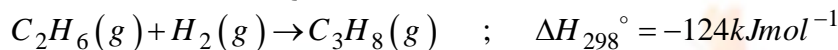
۱. هرگاه ضریب‌های واکنش‌دهنده‌ها و محصولات در یک معادله شیمیایی را در عددی ضرب کنیم، یا بر عددی

تقسیم نماییم، ΔH° آن واکنش نیز در آن عدد ضرب یا بر آن عدد تقسیم خواهد شد. به مثال زیر توجه کنید.



۲. ΔH° یک واکنش برگشت با منهای ΔH° واکنش رفت آن مساوی است

$$\Delta H^\circ_{\text{برگشت}} = -\Delta H^\circ_{\text{رفت}}$$



مثال.

به کار بردن قانون هس یا قانون جمع‌پذیری گرمای واکنش‌های شیمیایی با در دست داشتن آنتالپی‌های سوختن

گرافیت و الماس، آنتالپی فرایند تبدیل گرافیت به الماس در $25^\circ C$ را حساب کنید.

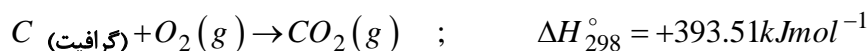
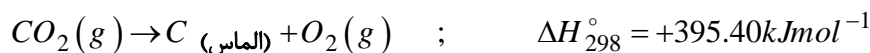
حل.

معادله‌های ترموشیمیایی سوختن گرافیت و الماس را می‌نویسیم



هرگاه برگشت واکنش سوختن الماس را بنویسیم و سپس آن را با واکنش سوختن گرافیت جمع کنیم به همان

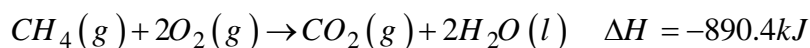
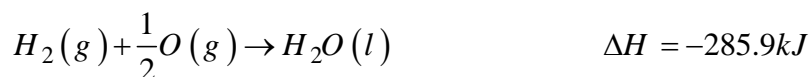
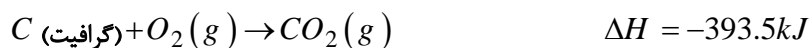
واکنش تبدیل گرافیت به الماس می‌رسیم



چون درباره داده‌های ترمودینامیکی می‌توانیم از اعمال جبری استفاده کنیم، این امکان به وجود می‌آید که

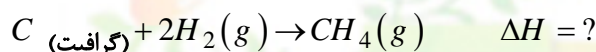
آنتالپی یک واکنش را از اندازه‌گیری‌هایی که درباره واکنشهای دیگر به عمل آمده است، به دست آوریم. برای مثال،

فرض کنید که معادله‌های ترمودینامیکی زیر را داشته باشیم:



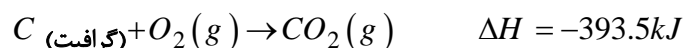
با استفاده از این روابط می‌توانیم ΔH واکنش تولید متان از کربن و هیدروژن را به دست آوریم. این تغییر آنتالپی

را با اندازه‌گیری مستقیم نمی‌توان به دست آورد:



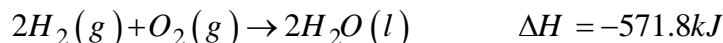
چون در سمت چپ معادله اول و همچنین در سمت چپ معادله مورد نظر یک مول گرافیت وجود دارد، این

معادله را به صورتی که پیشتر ارائه شده است می‌نویسیم:



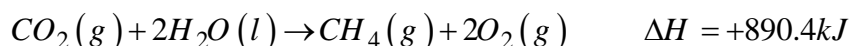
در سمت چپ معادله دوم فقط یک مول $H_2(g)$ ، اما در سمت چپ معادله مورد نظر دو مول $H_2(g)$ وجود

دارد، بنابراین معادله و همچنین مقدار ΔH مربوط به آن را در ۲ ضرب می‌کنیم:

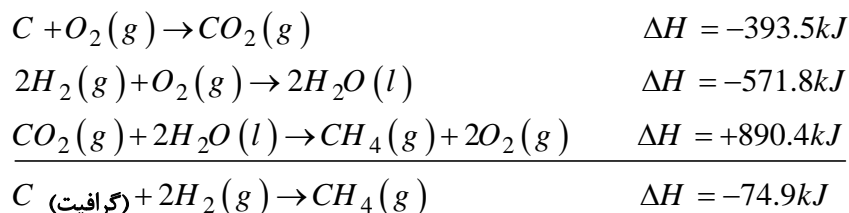


در معادله مورد نظر یک مول $CH_4(g)$ در سمت راست وجود دارد. بنابراین معادله سوم را معکوس می‌کنیم و

علامت ΔH را تغییر می‌دهیم:



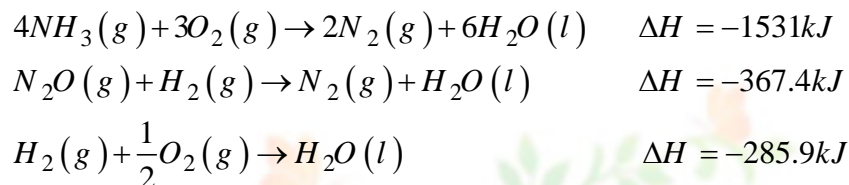
اکنون معادله‌های بالا را با هم جمع می‌کنیم



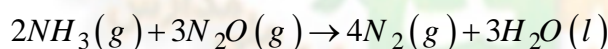
مقدار ΔH حاصل، آنتالپی واکنش مورد نظر است.

مثال.

معادله‌های گرمایشیایی زیر مفروض است:



مقدار ΔH واکنش زیر را به دست آورید:



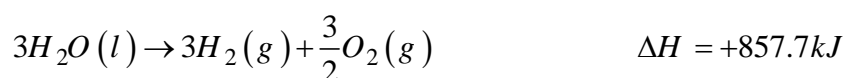
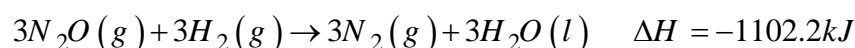
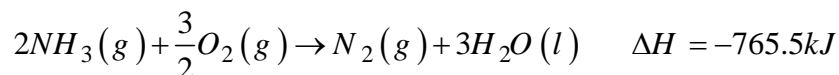
حل.

چون معادله مورد نظر ۲ مول $NH_3(g)$ در سمت چپ دارد، معادله اول و مقدار ΔH مربوط به آن را بر

۲ تقسیم می‌کنیم. معادله دوم و ΔH مربوط به آن را در ۳ ضرب می‌کنیم تا ضریب $N_2O(g)$ در معادله نهایی

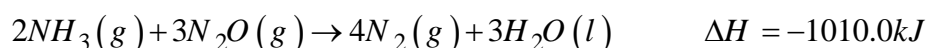
۳ باشد. برای حذف $3H_2(g)$ از سمت چپ آخرین مرحله، معادله سوم را معکوس و در ۳ ضرب می‌کنیم؛

مقدار ΔH مربوط به آن را نیز در ۳ ضرب می‌کنیم و علامت آن را تغییر می‌دهیم:



این معادله‌ها و ΔH های مربوط به آنها را با هم جمع می‌کنیم. جملات مشترک دو طرف معادله

نهایی ($3H_2O$, $3H_2$, $\frac{3}{2}O_2$) حذف می‌شود و نتیجه آن معادله زیر خواهد بود:



تمرین. آنتالپی استاندارد تشکیل گاز یدید هیدروژن و یون یدید در محلول آبی در $25^\circ C$ به ترتیب

$+26.48kJmol^{-1}$ و $-55.19kJmol^{-1}$ است. آنتالپی استاندارد انحلال گاز یدید هیدروژن در آب در دمای

داده شده را حساب کنید.

$$[-81.67kJmol^{-1}]$$



Olympiad.roshd.ir

www.ShimiPedia.ir