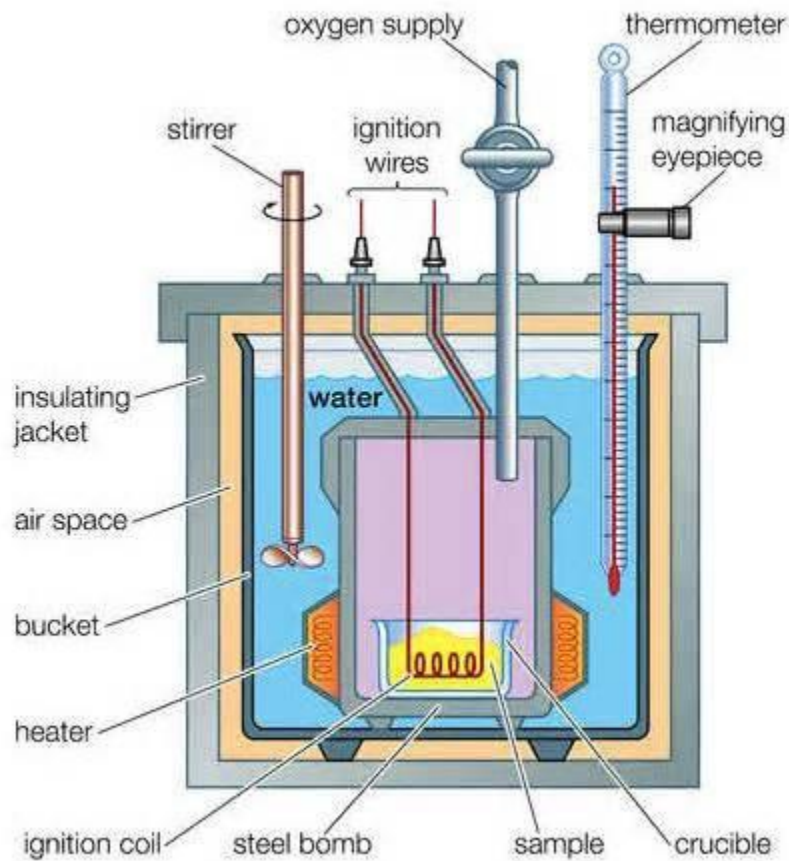


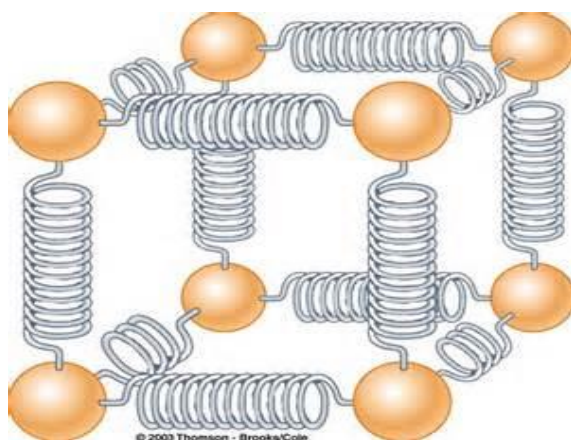


هم کلاسی
Hamkelasi.ir

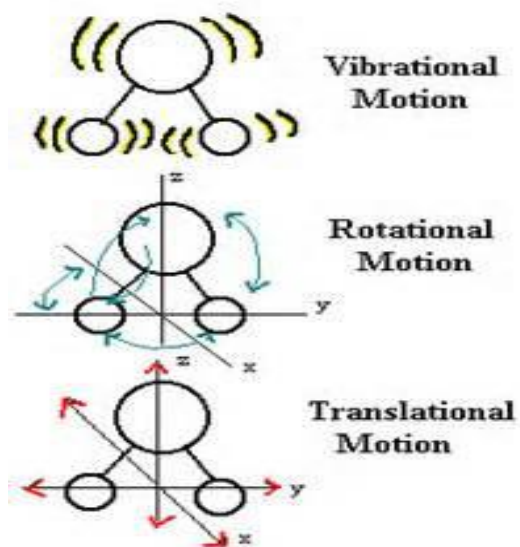
جزوه کنکوری ترمودینامیک



برخی مفاهیم و تعاریف اولیه ترمودینامیک
ترمودینامیک: شاخه‌ای از علم، که به مطالعه‌ی تبدیل شکل‌های مختلف انرژی و راه‌های انتقال آن می‌پردازد.
ترموشیمی (گرماشیمی): به مطالعه‌ی کمی و کیفی انرژی گرمایی مبادله شده در واکنش‌های شیمیایی می‌پردازد.
ترموشیمی: تغییر انرژی و تأثیر انرژی بر حالت ماده را نیز مورد بررسی قرار می‌دهد.
انرژی گرمایی یک جسم: مجموع انرژی جنبشی ذره‌ای تشکیل دهنده‌ی یک جسم است.
مایعات و گازها (سیالات) دارای سه نوع حرکت: ارتعاشی، چرخشی و انتقالی هستند. جامدها فقط حرکت **ارتعاشی** دارند.



حرکت ارتعاشی در جامدات



حرکات اتمها در سیالات

* گرما ← صورتی از صورتهای مختلف انرژی است که میانگین (ارتعاشی، چرخشی، انتقالی) است.

* تفاوت دما و گرما ← گرما صورتی از انرژی است پس واحد انرژی دارد اما دما معیاری از سردی و گرمی اجسام است و واحد آن F (فارنهایت)، k کلوین و $^{\circ}C$ درجه ی سانتیگراد است.

* حرکت های گرمایی ← حرکات نامنظم هستند که شامل حرکات چرخشی، ارتعاشی، و انتقالی می باشد:

نکته: توزیع انرژی میان همه ی ذرات تشکیل دهنده ی ماده یکسان نیست از این رو همواره میانگین انرژی همه ی آنها اندازه گیری می شود.

آشنایی با واحدهای انرژی:

* j : واحد انرژی به افتخار جیمز ژول

- هر تپش قلب $1j$ انرژی دارد.

- $1kj$ معادل $1000j$ است.

* cal : (منظور c کوچک است)

- مقدار گرمایی که بتواند دمای یک گرم آب خالص را یک درجه زیاد کند.

- $1cal = 4/184j$

- $1kcal = 1000al$

* Cal :

- واحد ارزیابی ارزش مواد غذایی است.

- $1Cal = 1000al$

- $1Cal = 4200j$

دو نوع کمیت در ترمودینامیک داریم: شدتی و مقداری

خواص شدتی سامانه به مقدار ماده وابسته نیستند. مانند: دما، غلظت، فشار، رنگ، ظرفیت گرمایی ویژه، ظرفیت گرمایی مولی، چگالی، جرم مولی، طعم و بوی ماده، درصد جرمی، درصد حجمی، ppm و...

خواص مقداری سامانه، به مقدار ماده وابسته هستند. مانند: جرم، حجم، انرژی گرمایی، ظرفیت گرمایی، انرژی درونی، انرژی شیمیایی و...

نکته: روش تشخیص خواص مقداری از خواص شدتی: یک جسم فرضی را نصف می‌کنیم اگر خاصیت مورد نظر نیز نصف شد، آن خاصیت مقداری است و در غیراین صورت شدتی می‌باشد.
نکته: از تقسیم دو کمیت مقداری کمیت شدتی خواهیم داشت:
$$\text{جرم/جرم} = \text{چگالی (شدتی)}$$

انرژی گرمایی یک جسم به دو عامل بستگی دارد:

1- دمای جسم

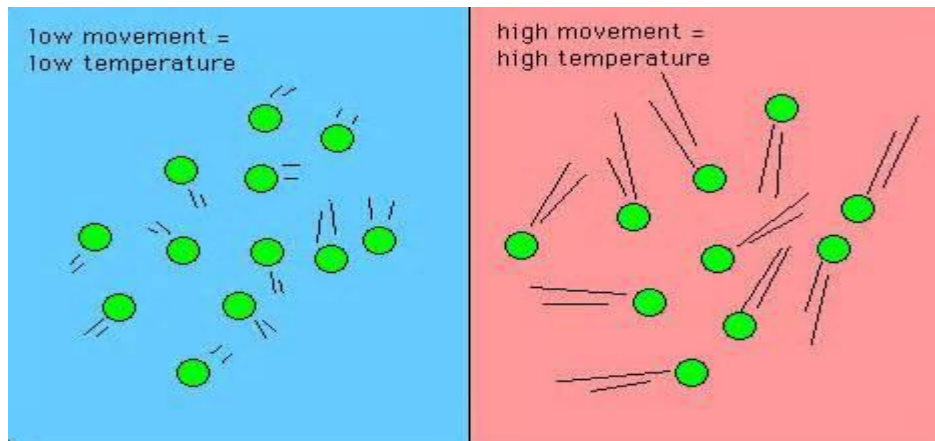
2- مقدار جسم

دمای یک جسم؛ میانگین انرژی جنبشی ذره‌های تشکیل دهنده یک جسم است.

یاد آوری: دما معیاری از گرما است اما گرما صورتی از

انرژی است.

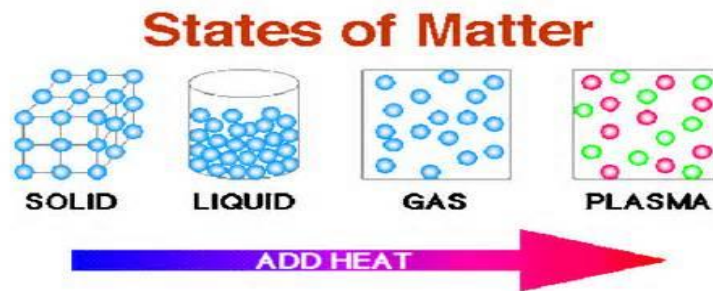
هرچه سرعت حرکت ذره‌های یک جسم بیشتر باشد، دمای آن جسم بالتر است.



اثر دما بر حرکات اتمها

اثر دما بر حالات ماده

دما باعث تغییر در حالت فیزیکی مواد می‌شود که به تغییرات فاز منجر می‌شود که در فصل بعد به آن به تفصیل می‌پردازیم.



نکته: یک جسم می‌تواند دمای بالا، ولی انرژی گرمایی پایینی داشته باشد و برعکس

برای روشن نمودن این مفهوم به بررسی ظرفیت گرمایی می‌پردازیم.

ظرفیت گرمایی

ظرفیت گرمایی؛ گرمای مورد نیاز برای افزایش دمای یک جسم، به اندازه یک درجه سلسیوس است. یکای ظرفیت گرمایی $(J.^{\circ}C^{-1})$ می‌باشد.

$$C = \frac{q}{\Delta T} \text{ ظرفیت گرمایی}$$

اگر تغییر دما برابر یک باشد، ظرفیت گرمایی جسم، با مقدار گرمای مبادله شده برابر است.

ظرفیت گرمایی ویژه: مقدار گرمای لازم، برای افزایش دمای یک گرم از یک جسم به اندازه یک درجه سلسیوس است.

گرمای مبادله شده $q =$

جرم جسم $m =$

$$C = \frac{q}{m \cdot \Delta T} \text{ ظرفیت گرمایی ویژه}$$

یکای ظرفیت گرمایی ویژه $(J.g^{-1}.^{\circ}C^{-1})$ است.

در شیمی بیشتر از ظرفیت گرمایی مولی استفاده می‌شود.

ظرفیت گرمایی مولی: مقدار گرمای لازم، برای افزایش دمای یک مول از یک جسم به اندازه یک درجه سلسیوس است.

تعداد مولهای جسم $n =$

$$\Delta T = \text{تغییر دمای جسم}$$

$$\text{ظرفیت گرمایی مولی} = \frac{q}{n\Delta T}$$

یکای ظرفیت گرمایی مول ($J.mol^{-1}.^{\circ}C^{-1}$) است. بین ظرفیت گرمایی ویژه و مولی یک جسم رابطه‌ی زیر برقرار است:

$$\text{ظرفیت گرمایی ویژه} \times \text{جرم مولی} = \text{ظرفیت گرمایی مولی}$$

پس ظرفیت گرمایی مولی از ظرفیت گرمایی ویژه بیشتر است.

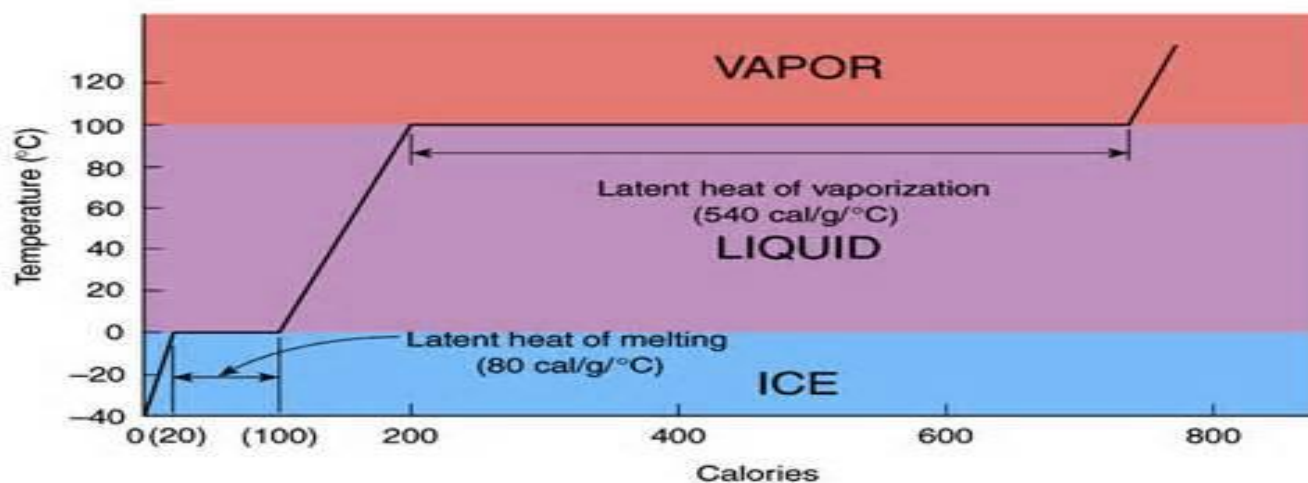
بین ظرفیت گرمایی و ظرفیت گرمایی ویژه رابطه‌ی زیر برقرار است:

m : جرم جسم بر حسب گرم ظرفیت گرمایی ویژه $\times m =$ ظرفیت گرمایی

پس ظرفیت گرمایی از ظرفیت گرمایی ویژه بیشتر است.

ظرفیت گرمایی ویژه آب در سه حالت جامد، مایع و گاز باهم متفاوت است.

بخار آب > یخ > آب مایع: ظرفیت گرمایی ویژه آب
پس ظرفیت گرمایی ویژه به حالت فیزیکی مواد وابسته است.



ظرفیت گرمایی ویژه آب در سه حالت

تست نمونه

اگر دمای 10 گرم از یک قطعه فلز خالص بر اثر جذب $117/5$ ژول گرما به اندازه‌ی $50^{\circ}C$ بالاتر رود، این فلز کدام است؟ ظرفیت

گرمایی ویژه فلزات سرب، نقره، نیکل و آلومینیوم را بر حسب $J.g^{-1}.^{\circ}C^{-1}$ برابر با اعداد $12/9 \times 10^{-2}$, $23/5 \times 10^{-2}$, $3/4 \times 10^{-1}$ و $9/02 \times 10^{-1}$ در

نظر بگیرید. (سراسری ریاضی 90)

(1) سرب (2) نیکل (3) آلومینیوم (4) نقره

پاسخ: گزینه‌ی (4)

$$C = \frac{q}{m\Delta T} = \frac{117/5}{10 \times 50} = 0/235 = 23/5 \times 10^{-2} \quad \text{نقره ویژه ی نقره}$$

مثال: برای افزایش دمای $70gr$ آهن مقدار $4kCal$ انرژی مصرف شده تا دمای آن $20^{\circ}C$ بالا برود. ظرفیت گرمایی مولی و ویژه برای آنرا حساب کنید. $Fe=56gr$

$$C^* = \frac{q}{m.\Delta T} = \frac{4 \times 10^6 cal}{70gr \times 20^{\circ}C} = 285714 \frac{cal}{gr.^{\circ}C}$$

$$C_n = M \times C^* = 56gr \times 285714 \frac{cal}{gr.^{\circ}C} = 160000 \frac{cal}{mol.^{\circ}C}$$

کنکور	گرما و ظرفیتهای گرمایی تعداد تستها: 9	شماره تست
ریاضی 93	<p>کدام گزینه <u>نا درست</u> است؟ (ظرفیت گرمایی ویژه آب و مس را به ترتیب $4/2$ و $0/4$ ژول بر گرم بر درجه سلسیوس در نظر بگیرید.)</p> <p>(1) ظرفیت گرمایی ویژه هر ماده بر عکس ظرفیت گرمایی آن به مقدار آن بستگی ندارد.</p> <p>(2) ظرفیت گرمایی 9 گرم آب، 10 برابر ظرفیت گرمایی $9/45$ گرم مس در دمای یکسان است.</p> <p>(3) ترمودینامیک، روش بررسی تبدیل شکل های گوناگون انرژی به یکدیگر و راه های انتقال آن هاست.</p> <p>(4) ظرفیت گرمایی یک سانتی متر مکعب بخار آب از ظرفیت گرمایی یک میلی لیتر آب در دما و فشار اتاق بیش تر است.</p>	1
ریاضی 90	<p>اگر دمای 10 گرم از یک قطعه فلز خالص بر اثر جذب $117/5$ ژول گرما به اندازه $50C$ بالاتر رود، این فلز کدام است؟ ظرفیت گرمایی ویژه ی سرب، نقره، نیکل و آلومینیوم را بر حسب $J.g^{-1}.^{\circ}C^{-1}$ برابر با $12/9 \times 10^3$، $23/5 \times 10^2$، $3/4 \times 10^1$ و $9/02 \times 10^1$ در نظر بگیرید.</p> <p>(1) آلومینیوم (2) سرب (3) نیکل (4) نقره</p>	2
تجربی 89	<p>کدام مطلب <u>نا درست</u> است؟</p> <p>(1) ظرفیت گرمایی ویژه هر جسم، از رابطه $c = \frac{q}{m \cdot \Delta t}$ قابل محاسبه است.</p> <p>(2) ترمودینامیک، دانش مطالعه ی تبدیل شکل های مختلف انرژی به یکدیگر و راه های انتقال آن می باشد.</p> <p>(3) ظرفیت گرمایی مولی هر جسم، مقدار گرمای لازم برای افزایش دمای یک مول از آن به اندازه $1^{\circ}C$ است.</p> <p>(4) در واکنش سوختن گاز پروپان درون سیلندر با پیستون متحرک، تغییر انرژی درونی، هم ارز گرمای مبادله شده است.</p>	3

تجربی خارج از کشور 89	<p>4 اگر 100 گرم از قطعه فلز خالص برای رسیدن از دمایی $60^{\circ}C$ به دمای $10^{\circ}C$، مقدار $1/175$ کیلوژول گرما از دست بدهد، جنس این قطعه فلز کدام فلز است؟ (گرمای ویژه ی آلومینیوم، نیکل، نقره، و سرب بر حسب $j.g^{-1}.^{\circ}C^{-1}$ برابر با $0/902$، $0/340$، $0/235$ و $0/129$ است.)</p> <p>(1 آلومینیوم (2 سرب (3 نیکل (4 نقره</p>
ریاضی 87	<p>5 اگر ظرفیت گرمایی اجسام A، B، C و D بر حسب $j.g^{-1}.^{\circ}C^{-1}$، به ترتیب (از راست به چپ) برابر با $0/9$، $4/2$، $0/5$ و $2/4$ باشد و به جرم یکسانی از آن ها مقدار یکسانی گرما داده شود، ترتیب افزایش دمای آن ها، کدام است؟</p> <p>(1 $A < C < B < D$ (2 $B < D < A < C$ (3 $C < A < D < B$ (4 $D < B < C < A$</p>
تجربی خارج از کشور 88	<p>6 اگر دمای 5 گرم از یک قطعه فلز خالص، با از دست دادن $58/75$ ژول گرما، از دمای $70^{\circ}C$ به $20^{\circ}C$ برسد، این فلز کدام است؟</p> <p>(1 آلومینیوم ($c=0/902 j.g^{-1}.^{\circ}C^{-1}$) (2 سرب ($c=0/129 j.g^{-1}.^{\circ}C^{-1}$) (3 نیکل ($c=0/340 j.g^{-1}.^{\circ}C^{-1}$) (4 نقره ($c=0/235 j.g^{-1}.^{\circ}C^{-1}$)</p>
تجربی 85	<p>7 اگر دو لیوان یکسان موجود باشد که اولی دارای $100mL$ آب و دومی دارای $200mL$ آب، هر دو در دمای $25^{\circ}C$ باشد، کدام مطلب درباره آن ها <u>نا درست</u> است؟</p> <p>(1 میانگین سرعت حرکت مولکول های آب در هر دو لیوان برابر است. (2 ظرفیت گرمایی ویژه آب، در دو لیوان با هم برابر است. (3 ظرفیت گرمایی آب، در لیوان دوم در مقایسه با لیوان اول بیشتر است. (4 برای رساندن دمای آب در هر یک از دو لیوان به $35^{\circ}C$، گرمای برابری لازم است.</p>

ریاضی 84	<p>8 کدام عبارت <u>نادرست</u> است؟</p> <p>(1) دمای هر جسم، معیاری از درجه ی گرمی آن جسم است.</p> <p>(2) هنگام تبدیل بخار آب به باران، مقداری گرما جذب می شود.</p> <p>(3) تفاوت دمای دو جسم، نشانگر تفاوت انرژی جنبشی ذره های آن هاست.</p> <p>(4) انرژی گرمایی، نوعی انرژی است که به حرکت ذره های ماده بستگی دارد.</p>	8
تلفیقی	<p>9 دمای 500 گرم از یک قطعه آهن با از دست دادن 6/75Kj گرما به 110C می رسد، دمای اولیه ی این قطعه آهن کدام است؟ (ظرفیت گرمایی ویژه ی آهن برابر با $0/45 \text{ J.g}^{-1}.\text{C}^{-1}$ می باشد.)</p> <p>(1) 80C (2) 125C (3) 140C (4) 150C</p>	9

پاسخ تشریحی بخش دوم شیمی 3: گرما و ظرفیتهای گرمایی	گزینه صحیح	شماره تست
<p>(1) ظرفیت گرمایی ویژه جزو خواص شدتی است و به مقدار ماده بستگی ندارد برعکس ظرفیت گرمایی آن که جزو خواص مقداری است بنابراین به مقدار ماده بستگی دارد. پس این جمله درست است.</p> <p>(2) این جمله هم درست است:</p> $C = m \times c \rightarrow \begin{cases} C_{\text{آب}} = 9 \times 4 / 2 = 37/8 \\ C_{\text{مس}} = 9 / 45 \times 0/4 = 3/78 \end{cases}$ <p>(3) تعریف ترمودینامیک: روش بررسی تبدیل شکل های گوناگون انرژی به یکدیگر و راه های انتقال آن هاست.</p> <p>(4) نادرست است. $1\text{mL} = 1\text{cm}^3$ همچنین ظرفیت گرمایی ویژه: آب < یخ < بخار آب</p>	(4)	1
<p>فلز $\text{Ag}(s) \rightarrow 0/235 \text{ J.g}^{-1}.\text{C}^{-1} = \frac{117/5\text{J}}{10\text{g} \times 50\text{C}} = \frac{q}{m\Delta T} = c$</p>	(4)	2
<p>سه گزینه ی دیگر صحیح هستند. همچنین طبق قانون اول ترمودینامیک داریم:</p> $\Delta E = q + w$	(4)	3

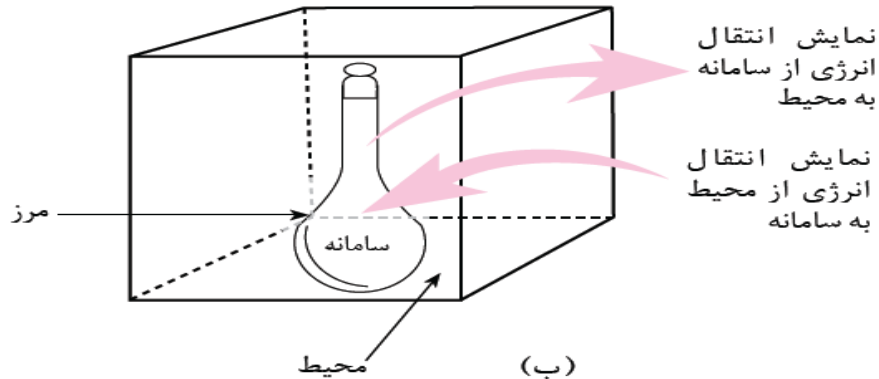
$1/175 \text{ kJ} = 1175 \text{ J}, c = \frac{q}{m\Delta T} = \frac{-1175 \text{ J}}{100 \text{ g} \times (10 - 60)^\circ \text{C}} = 0.235 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ \text{C}^{-1} \rightarrow \text{Ag}(s)$	(4)	4
<p>اگر به جرم یکسانی از چند ماده ی مختلف، گرمای یکسانی بدهیم، دمای جسمی که ظرفیت گرمایی ویژه ی کم تری داشته باشد، بیش تر افزایش می یابد. (مطابق معادله ی $c = \frac{q}{m\Delta T}$، اختلاف دما با ظرفیت گرمایی ویژه ی جسم، رابطه ی عکس دارد) به همین دلیل اگر به جرم یکسانی از آب و آهن، گرمای یکسانی بدهیم، دمای آهن بیش تر افزایش می یابد.</p>	(2)	5
$c = \frac{q}{m\Delta T} = \frac{-58/75 \text{ J}}{5 \text{ g} \times (20 - 70)^\circ \text{C}} = 0.235 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ \text{C}^{-1} \rightarrow \text{Ag}(s)$	(4)	6
<p>(1) میانگین سرعت حرکت مولکول ها به دمای جسم (آب) بستگی دارد که در هر دو لیوان برابر است. (2) ظرفیت گرمایی ویژه آب، جزو خواص شدتی است و به مقدار جسم (آب) بستگی ندارد. (3) ظرفیت گرمایی آب، به مقدار جسم بستگی دارد (خواص مقداری). (4) برای رساندن دمای آب در ظرف دومی که مقدار بیش تری دارد به دمای 35°C، گرمای بیش تری لازم است.</p>	(4)	7
<p>عمل میعان (تبدیل بخار آب به آب)، گرماده است و با آزاد شدن گرما همراه است.</p>	(2)	8
<p>چون دمای این قطعه آهن با از دست دادن گرما به 110°C می رسد، دمای اولیه ی آهن بیش از 110°C می باشد. (رد گزینه ی 1)</p> $6/75 \text{ kJ} = 6750 \text{ J}, c = \frac{q}{m\Delta T} \rightarrow \Delta T = \frac{q}{mc} \rightarrow (110 - T_1) = \frac{-6750}{500 \times 0/45} \rightarrow T_1 = 110 + 30 = 140^\circ \text{C}$	(3)	9

سامانه‌ها و جاری شدن انرژی در سامانه‌ها

سامانه (سیستم)؛ بخشی از جهان، که مورد مطالعه و بررسی ما قرار می‌گیرد.

محیط: جهان منهای سامانه را محیط می‌گویند. هرچیزی که در اطراف سامانه قرار دارد.

مرز سامانه: دیواره‌ای که سامانه را از محیط جدا می‌کند، مرز سامانه می‌گویند که ممکن است حقیقی یا مجازی باشد.



سامانه و ویژگی‌هایش

انواع سامانه‌ها:

- **سامانه‌ی باز؛** با محیط تبادل ماده و انرژی دارد. مثل: لیوان پر از آب داغ.

- **سامانه‌ی بسته؛** با محیط تبادل انرژی دارد اما تبادل ماده ندارد. مثل: بادکنک پر از هوا.

- **سامانه‌ی منزوی (ایزوله)؛** با محیط نه تبادل ماده دارد نه تبادل انرژی، مثل: فلاسک پر از آب جوش برای مدت زمان کوتاه و گرماسنجی بمبی.

خواص ترمودینامیکی سامانه؛ خواصی از سامانه که قابل اندازه‌گیری هستند به دو دسته‌ی شدتی و مقداری تقسیم بندی می‌شوند.

جاری شدن انرژی در سامانه‌ها

انرژی درونی یک سامانه؛ مجموع انرژی‌های جنبشی و پتانسیل ذره‌های تشکیل دهنده‌ی آن است.

در اثر یک فرآیند فیزیکی یا شیمیایی در یک سامانه، انرژی درونی آن سامانه تغییر می‌کند.

رابطه‌ی کلیدی تغییرات انرژی:

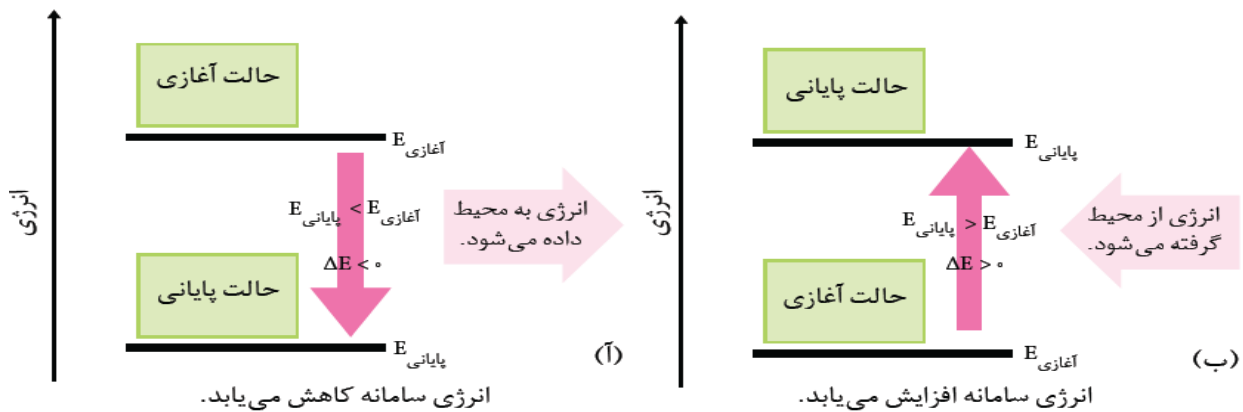
$$\Delta E = E_{\text{پایانی}} - E_{\text{آغازی}} = E_{\text{فرآورده‌ها}} - E_{\text{واکنش دهنده‌ها}}$$

اگر گرما از سامانه به محیط پیرامون منتقل گردد، علامت گرما **منفی** است و اگر گرما از محیط پیرامون به سامانه منتقل شود، علامت گرما **مثبت** است.

تغییرات انرژی درونی سامانه یا مثبت است یا منفی:

چنانچه $\Delta E < 0$ ؛ از انرژی درونی سامانه کاسته و بر انرژی درونی محیط افزوده می‌شود.

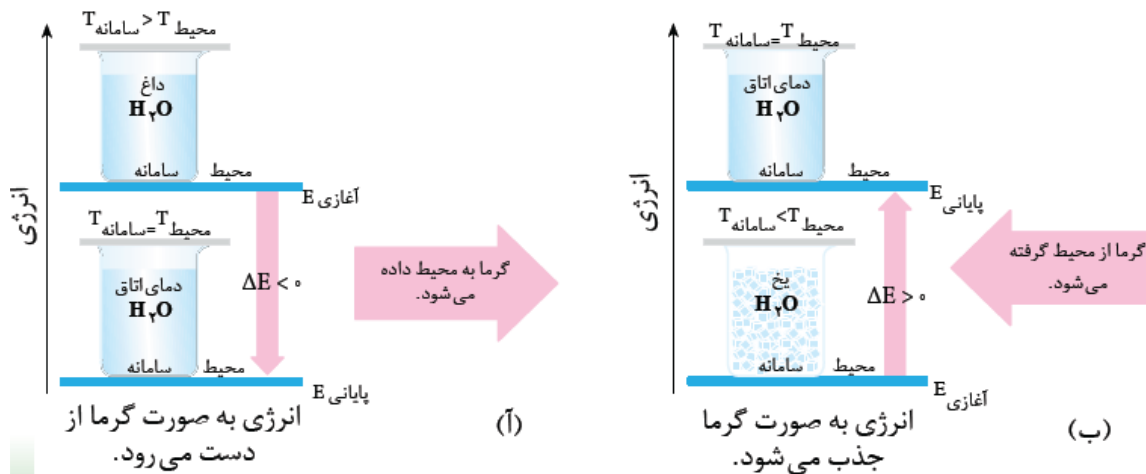
چنانچه $\Delta E > 0$ ؛ بر انرژی درونی سامانه افزوده می‌شود.



شکل ۳ نمودار تغییر انرژی در یک سامانه. این نمودارها انتقال انرژی را

بین یک سامانه و محیط پیرامون آن نشان می‌دهد.

نمودار تغییرات انرژی درونی یک قطعه یخ و یک لیوان پر از آب جوش که در دمای اتاق قرار داده شده‌اند، به صورت زیر است:



تابع حالت و تابع مسیر

تابع حالت؛ برخی از خواص ترمودینامیکی سامانه که فقط به حالت آغازی و پایانی بستگی دارند، مانند؛ تغییرات انرژی درونی (ΔE) آنتالپی (ΔH) آنتروپی (ΔS) و انرژی آزاد گیبس (ΔG) و

تابع مسیر؛ برخی از خواص ترمودینامیکی سامانه که به مسیر انفرایند بستگی دارند مانند، کار (w) و گرما (q) و انرژی فعالسازی و اکنش (E_a).

نکته: کار و گرما به تنهایی تابع مسیرند، اما مجموع آنها که ΔE است، تابع حالت می‌باشد.

$$\Delta E = q + w$$

پس مجموع دو تابع مسیر همیشه یک تابع حالت است.

انرژی درونی سامانه و قانون اول ترمودینامیک

قانون اول ترمودینامیک (بقای انرژی)؛ انرژی از بین نمی‌رود بلکه به شکل گرما و یا کار ظاهر می‌شود. به عبارت دیگر این قانون بیان می‌کند که تغییرات انرژی درونی از طریق انکار و یا مبادله‌ی گرما امکان پذیر است. قانون اول ترمودینامیک در واقع قانون پایستگی انرژی است.

$$\Delta E = q + w$$

$$W = -P\Delta V$$

ΔV : تغییرات حجم سامانه

p : فشار وارده به سامانه

W : کار ترمودینامیکی

چنان چه یک واکنش (سامانه) با تغییرات حجم (ΔV) همراه باشد، یعنی تعداد مولهای گازی در طرفین واکنش یکسان نباشد، کار ترمودینامیکی از می‌گیرد زیرا مطابق رابطه‌ی فوق:

$$W = -P\Delta V$$

نکته: علامت کار (w)، قرنی‌ه‌ی علامت تغییر حجم سامانه (ΔV) است.

$$\Delta V > 0 \rightarrow w < 0, \Delta V < 0 \rightarrow w > 0$$

کار ناشی از تغییرات حجم سامانه را «کار ترمودینامیکی» می‌گویند.

نکته مهم: اگر در یک واکنش یا یک سامانه $\Delta V > 0$ باشد، (مولهای گازی در طرف دوم یعنی محصولات بیشتر از طرف اول یعنی واکنش دهنده ها است) این افزایش حجم سبب انکار توسط سامانه، روی محیط می‌شود و اگر $\Delta V < 0$ باشد، (تعداد مولهای گازی در طرف اول بیشتر از طرف دوم است) توسط محیط روی سامانه کار انجام می‌شود.

تعیین علامت q و w در یک سامانه

$q < 0$: گرما از سامانه به محیط منتقل شده است.

$q > 0$: گرما از محیط به سامانه منتقل شده است.

اگر:

$w < 0$: سامانه روی محیط کار انداده است.

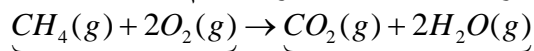
$w > 0$: محیط روی سامانه کار انداده است.

$w = 0$: واکنش در حجم ثابت انشده $\Delta v = 0$ و کار

ترمودینامیکی انشده است.

نکته: وقتی $\Delta V = 0$ باشد یعنی واکنش (سامانه) با تغییرات حجم مواجه نباشد یا حجم ثابت باشد، کار ترمودینامیکی صفر است. در این صورت تغییر انرژی درونی سامانه فقط ناشی از مبادله گرما ($\Delta E = q$) است. مانند دو مثال زیر:

مثال 1: انواکنش سوخت متان در حجم ثابت:



مثال 2: سوختن اوکتان در یک ظرف سربسته (حجم ثابت) که در آن مقدار کار صفر است.

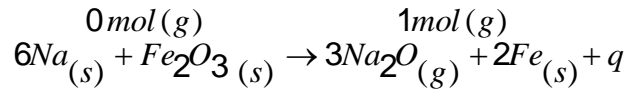
$$\Delta V = 0 \rightarrow W = 0$$

در دو مثال فوق، کار ترمودینامیکی توسط سامانه انمی-شود، تغییرات انرژی درون سامانه فقط ناشی از مبادله گرما است زیرا:

$$\Delta E = q + w \xrightarrow{w=0} \Delta E = q \quad \text{یا} \quad \Delta E = q_v$$

مثال جامع و پرتکرار قانون اول دینامیک

با توجه به واکنش زیر به سؤالات مطرح شده پاسخ دهید.



الف) علامت q و w و ΔE را برای این واکنش حساب کنید.

$$q < 0 \rightarrow \text{آزاد شده} \rightarrow \text{طرف دوم} \rightarrow q < 0$$

$$\Delta E = \bar{q} + \bar{w} \rightarrow \Delta E < 0$$

چون مول های گازی در طرف دوم بیشتر از طرف اول است ←

$$\Delta V > 0 \rightarrow w = -p\Delta V \rightarrow w < 0$$

ب) پایداری محصولات بیشتر است یا مواد اولیه؟ چرا؟

هرگاه q در طرف دوم باشد پایداری محصولات بیشتر از مواد اولیه است.

مفهوم آنتالپی (ΔH)

واکنشهای شیمیایی، یا در حجم ثابت از می‌شوند یا در فشار ثابت.

اگر حجم سامانه ثابت باشد، در این صورت $\Delta V = 0$ و در نتیجه $W = 0$ است پس داریم:

$$\Delta E = q + w \rightarrow \Delta E = q_v + 0 \rightarrow q_v = \Delta E$$

$q_v =$ گرمای مبادله شده در حجم ثابت که برابر ΔE است.

اگر واکنش در فشار ثابت انگیرد؛ در این صورت $\Delta V \neq 0$ و در نتیجه $W \neq 0$ است.

$$\Delta E = q_p + w \rightarrow q_p = \Delta E - W \Leftrightarrow q_p = \Delta E + P\Delta V$$

$q_p =$ گرمای مبادله شده در فشار ثابت است که آن را با ΔH

نشان می‌دهند، پس:

$$q_p = \Delta H = \Delta E - W \Leftrightarrow \Delta H = \Delta E + P\Delta V$$

آنتالپی (ΔH): گرمای مبادله شده میان سامانه و محیط است که در فشار ثابت، اندازه گیری می‌شود.

آنتالپی یک تابع حالت است پس: $\Delta H = H_2 - H_1$

در واکنشهای گرماده $\Delta H < 0$ و در واکنشهای گرماگیر $\Delta H > 0$ است. این تابع وقتی منفی است (یعنی $\Delta H < 0$) مساعد است.

نکته: ΔH با ΔE در مقدار W با هم اختلاف دارند. البته برای واکنشهایی که تنها از مواد جامد و یا مایع تشکیل شده اند، ΔV بسیار اندک است و می توان ΔE را با ΔH تقریباً برابر است.

* هرگاه مولهای گازی در طرفین یکسان باشد یعنی تغییر حجم نداریم بنابراین:

$$\Delta E = q_p + W \rightarrow \Delta E = \Delta H \quad \text{اگر فشار ثابت باشد:}$$

$$\Delta E = q_v \quad \text{اگر حجم ثابت باشد:}$$

حل شدن کلسیم کلرید (CaCl_2) در آب یک واکنش گرماده و حل شدن آمونیوم نیترات (NH_4Cl) در آب یک واکنش گرماگیر است.

کنکور	بخش دوم شیمی 3: رابطه ی گرما و کار تعداد تستها: 9	شماره تست
تجربی 92	اگر در واکنش $2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_4(\text{g}) + \text{C}(\text{s})$ (گرافیت) درون استوانه ای با پیستون متحرک، مقدار 75kJ گرما آزاد شود و محیط بر سامانه ی واکنش $2/4\text{kJ}$ کار از داده باشد، مقدار ΔE این واکنش چند کیلوژول است؟ (1) $-72/6$ (2) $-77/4$ (3) $+72/6$ (4) $+77/4$	1
ریاضی 91	در کدام واکنش، سه کمیت ΔH ، q_p و q_v را می توان به تقریب، برابر هم در نظر گرفت؟ (1) $\text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$ (2) $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{SO}_3(\text{g})$ (3) $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightarrow \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ (4) $2\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g})$	2

ریاضی 90	<p>3 درباره ی واکنش سوختن پروپان که در فشار ثابت انمی گیرد، کدام عبارت <u>نادرست</u> است؟</p> <p>(1) ΔE واکنش، هم ارز گرمای مبادله شده بین سامانه و محیط است.</p> <p>(2) (سامانه ی واکنش، روی محیط کار انمی دهد.</p> <p>(3) سامانه، مقداری انرژی گرمایی به محیط انتقال می دهد.</p> <p>(4) مجموع ضریب های مولی مواد در معادله ی موازنه شده ی آن، برابر 13 است.</p>	3
ریاضی خارج از کشور 90	<p>4 کدام بیان درباره ی نیتروگلیسرین درست است؟</p> <p>(1) فرمول مولکولی آن $C_3H_5N_3O_6$ است.</p> <p>(2) علامت ΔH واکنش تجزیه ی آن منفی و واکنش، گرماگیر است.</p> <p>(3) (با انواکنش تجزیه ی آن در فشار ثابت، کار زیادی انمی شود.</p> <p>(4) نسبت ضریب مولی N_2 به ضریب مولی H_2O در معادله ی موازنه شده ی واکنش تجزیه ی آن، $\frac{3}{4}$ است.</p>	4
تجربی 90	<p>5 کدام مطلب درباره ی قانون اول ترمودینامیک <u>نادرست</u> است؟</p> <p>(1) بیان دیگری از قانون پایستگی انرژی است.</p> <p>(2) رابطه ی $\Delta E = q + w$، بیانی از این قانون است.</p> <p>(3) بر اساس آن، واکنشی خودبه خودی است که با کاهش آنتالپی و افزایش آنتروپی همراه باشد.</p> <p>(4) بر اساس آن، انرژی از هیچ به وجود نمی آید و از بین نمی رود، بلکه تنها صورت آن تغییر می کند.</p>	5
ریاضی خارج از کشور 89	<p>6 کدام مطلب درباره ی قانون اول ترمودینامیک <u>نادرست</u> است؟</p> <p>(1) با رابطه ی $\Delta E = q + w$، معرفی می شود.</p> <p>(2) در واقع، همان قانون پایستگی انرژی است.</p> <p>(3) بر اساس آن، انرژی به وجود نمی آید و از بین نمی رود، بلکه از شکلی به شکل دیگر در می آید.</p> <p>(4) مطابق آن، واکنشی خودبه خود پیشرفت می کند که با کاهش سطح انرژی و افزایش آنتروپی همراه باشد.</p>	6

ریاضی 89	<p>اگر ضمن ان کامل واکنش درون یک سیلندر با پیستون متحرک مقدار 320 کیلوژول گرما آزاد شود و همراه با آن، سامانه روی محیط 45 کیلوژول کار بدهد، مقدارهای ΔH و ΔE این واکنش در شرایط آزمایش بر حسب کیلوژول، به ترتیب کدام اند؟</p> <p>(1) +375 و -40 (2) -275 و +40 (3) -320 و -365 (4) +320 و +365</p>	7
ریاضی 87	<p>اگر یک سامانه بسته، به اندازه $232J$ کار از دهد و همراه با آن، به اندازه $2kcal$ گرما آزاد کند، مقدار تغییر انرژی درونی آن (ΔE)، چند کیلوژول است؟</p> <p>(1) -8/134 (2) +8/134 (3) -8/6 (4) +8/6</p>	8
ریاضی 85	<p>کدام عبارت <u>نادرست</u> است؟</p> <p>(1) اگر اکتان در یک ظرف سرباز بسوزد، ΔE به صورت گرما ظاهر می شود.</p> <p>(2) مقدار انرژی درونی هر سامانه، به مسیر آن فرایند در آن، بستگی دارد.</p> <p>(3) اگر اکتان در موتور خودرو بسوزد، بخش عمده ΔE به صورت گرما ظاهر می شود.</p> <p>(4) مجموع انرژی جنبشی و انرژی پتانسیل هر سامانه، انرژی درونی آن، نام دارد.</p>	9

تست شماره صحیح گزینه	پاسخ تشریحی بخش دوم شیمی 3: رابطه ی گرما و کار
1	<p>این واکنش گرما آزاد می کند پس علامت گرما منفی می شود ($q < 0$ یا $q = -75$). محیط بر روی سامانه کار می دهد پس حجم سامانه کاهش می یابد و علامت کار مثبت می شود $\Delta V < 0 \rightarrow w = +2/4kj$.</p> <p>$\Delta E = q + w = (-75kj) + (+2/48kj) = -72/6kj$ قانون اول ترمودینامیک</p>

<p>به گرمای واکنش در فشار ثابت q_p، آنتالپی واکنش یا ΔH می گویند. پس q_p همان ΔH است. همچنین اگر تغییر حجمی هم در سامانه دیده نشود ($\Delta V=0$). کاری هم از نمی گیرد ($W=0$). با توجه به رابطه ی $\Delta E=q_p+w=\Delta E=\Delta H$ می توان نتیجه گرفت که ΔH واکنش برابر ΔE خواهد شد ($\Delta H=\Delta E$).</p> $\underbrace{CO+H_2O(g)}_{2mol(g)} \rightarrow \underbrace{CO_2(g)+H_2(g)}_{2mol(g)} \Rightarrow \Delta V=0 \Rightarrow w=0 \Rightarrow \Delta E=\Delta H$	(1)	2
<p>(1) چون تعداد ذرات گازی افزایش می یابد، حجم سامانه افزایش می یابد ($\Delta V>0$) و سامانه روی محیط کار انجام می دهد، علامت کار منفی می شود ($W<0$).</p> <p>(2) چون واکنش سوختن است، گرماده است و گرمای واکنش (آنتالپی یا ΔH) منفی می شود.</p> <p>(3) مجموع ضرایب مولی مواد در معادله ی موازنه شده ی آن، در واکنش دهنده ها 6 در فراورده ها 7 و در مجموع 13 می شود.</p> <p>(4) در فشار ثابت، گرما و آنتالپی، یکسان است. در این حالت جمع دو عدد منفی، منفی می شود یعنی تغییر انرژی درونی عددی منفی می شود:</p> $\Delta E=w+q \rightarrow \Delta E=(\text{عدد منفی})+(\text{عدد منفی})=- \rightarrow \Delta E<0$ $\underbrace{C_3H_8(g)}_{6mol(g)} + \underbrace{5O_2(g)}_{7mol(g)} \rightarrow \underbrace{2CO_2(g)+4H_2O(g)}_{7mol(g)}, \Delta H < 0, w < 0 \rightarrow \Delta E = (\overset{\text{منفی}}{\Delta H}) + (\overset{\text{منفی}}{w}) < 0$	(1)	3
<p>توضیحاتی که برای واکنش سوختن گاز پروپان ذکر شد، در معادله ی تجزیه ی نیتروگلیسرین هم صدق می کند (به جز مورد 3)</p> $\underbrace{4C_3H_5(NO_3)_3(l)}_{0mol \text{ گاز}} \rightarrow \underbrace{12CO_2(g)+10H_2O(g)+O_2(g)+6N_2(g)}_{29mol \text{ گاز}}$	(3)	4
	(3)	5
	(4)	6

7	(3)	<p>در یک سیلندر با پیستون متحرك فشار ثابت است و به گرمای واکنش در فشار ثابت q_p، آنتالپی واکنش یا ΔH می گویند.</p> <p>این واکنش گرما آزاد می کند پس علامت گرما منفی می شود ($q_p = \Delta H = -320\text{kJ}$). سامانه بر روی محیط کار انمی دهد پس حجم سامانه افزایش می یابد و علامت کار منفی می شود $\Delta V > 0 \rightarrow w = -45\text{kJ}$.</p> <p>$\Delta E = q + w = (-320\text{kJ}) + (-45\text{kJ}) = -365\text{kJ}$ قانون اول ترمودینامیک</p>
8	(3)	<p>این سامانه، کار انمی دهد و گرما آزاد کند، پس علامت کار و گرما هر دو منفی می باشد:</p> <p>$q = 4/184 - 2 = -8/36\text{kJ}$, $w = \frac{-232}{1000}\text{kJ}$, $\Delta E = q + w = (-8/36\text{kJ}) + (-0/232\text{kJ}) = -8/6\text{kJ}$</p>
9	(2)	<p>مقدار انرژی درونی هر سامانه، تابع حالت است، تابع مسیر نیست و به مسیر انفرایند در آن، بستگی ندارد.</p>

رابطه ی بین مول و گرمای واکنش در واکنشهای شیمیایی مقدار گرمای آزاد شده تابعی از تعداد مولهای مواد موثر در واکنشهای شیمیایی است. هرچه تعداد مولها بیشتر باشد آنتالپی هم بیشتر است. رابطه ی کلیدی زیر بین آنتالپی و گرما و ضرایب استوکیومتری وجود دارد:

$$\frac{\text{مقدار گرما}}{|\Delta H|} = \frac{\text{معادل مول}}{\text{ضریب استوکیومتری}}$$

کنکور	بخش دوم شیمی 3: رابطه‌ی بین مول و گرمای واکنش تعداد تستها: 5	شماره تست
ریاضی 93	اگر ΔH° سوختن متانول برابر $-700 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$ باشد، چند گرم از آن باید بسوزد تا گرمای آزاد شده بتواند 125 گرم آب با دمای 10°C را در فشار 1 atm به جوش آورد؟ $(c_{\text{آب}} = 4/2 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}, O = 16, C = 12, H = 1: \text{g} \cdot \text{mol}^{-1})$	1
ریاضی 91	با توجه به واکنش: $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}), \Delta H^\circ = -484 \text{ kJ}$ ، هرگاه مخلوطی از گازهای هیدروژن و اکسیژن به حجم $7/5$ لیتر در شرایط استاندارد، بر اثر جرقه بطور کامل با هم واکنش دهند، حدود چند کیلوژول گرما آزاد می شود؟	2
ریاضی خارج کشور 89	با توجه به واکنش: $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g}), \Delta H^\circ = -242 \text{ kJ}$ ، هرگاه مخلوطی از گازهای هیدروژن و اکسیژن به حجم $8/4$ لیتر در شرایط STP ، بر اثر جرقه بطور کامل با هم واکنش دهند، حدود چند کیلوژول گرما آزاد می شود؟	3
تجربی خارج کشور 88	با توجه به واکنش، $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g}), \Delta H^\circ = -242 \text{ kJ}$ ، هرگاه مخلوطی از گازهای هیدروژن و اکسیژن به حجم $8/4$ لیتر در شرایط STP ، بر اثر جرقه بطور کامل با هم واکنش دهند، حدود چند کیلوژول گرما آزاد می شود؟	4

رتبه رضی 87	با توجه به واکنش:	5
	$C_3H_8(g) + 5O_2(g) \rightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O(g), \Delta H^\circ = -2056 \text{ kJ}$	
	از گازهای پروپان و اکسیژن به حجم 26/88 لیتر در شرایط STP، با هم به طور کامل واکنش دهند، چند کیلوژول گرما آزاد می شود؟	
	(1) 211/4 (2) 214/1 (3) 411/2 (4) 418/5	

تست شماره	گزینه صحیح	پاسخ تشریحی بخش دوم شیمی 3: رابطه ی بین مول و گرمای واکنش
1	1)	$q = mc\Delta t \rightarrow q = 125 \times 4/2 \times (100 - 10) = 47250 = 47/25 \text{ kJ}$ <p>برای تبدیل 125 گرم آب با دمای 10C، به آب با دمای 100C، مقدار 47/25kJ گرما نیاز است. پس گرمای سوختن یک مول متانول را می توانیم به صورت زیر محاسبه کنیم:</p> $\frac{\text{مقدار گرمای واکنش دهنده ها}}{ \Delta H } = \frac{\text{مقدار گرمای سوختن}}{ \Delta H } \rightarrow \frac{? \text{ g}}{32} = \frac{47/25 \text{ kJ}}{700 \text{ kJ}} \rightarrow ? \text{ g} = \frac{47/25 \times 32}{700} = 2/16 \text{ g}$
2	3)	$2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(g), \Delta H^\circ = -484 \text{ kJ}$ <p>واکنش دهنده ها</p> $\frac{\text{مقدار گرمای واکنش دهنده ها}}{ \Delta H } = \frac{\text{مقدار گرمای سوختن}}{ \Delta H } \rightarrow \frac{7/5 \text{ L}}{22/4} = \frac{? \text{ kJ}}{484 \text{ kJ}} \rightarrow ? \text{ kJ} = \frac{7/5 \times 484}{22/4 \times 3} = 54$
3	2)	$H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow H_2O(g), \Delta H^\circ = -242 \text{ kJ}$ <p>واکنش دهنده ها</p> $\frac{\text{مقدار گرمای واکنش دهنده ها}}{ \Delta H } = \frac{\text{مقدار گرمای سوختن}}{ \Delta H } \rightarrow \frac{8/4 \text{ L}}{22/4} = \frac{? \text{ kJ}}{242 \text{ kJ}} \rightarrow ? \text{ kJ} = \frac{8/4 \times 242}{22/4 \times 1/5} = 60/5$

<p>واکنش دهنده ها</p> $H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow H_2O(g), \Delta H^\circ = -242 \text{ kJ}$ <p>1/5 mol(g)</p> <p>معادلهول</p> $\frac{\text{مقدار گرما}}{ \Delta H } = \frac{8/4L}{1/5} = \frac{? \text{ kJ}}{242 \text{ kJ}} \rightarrow ? \text{ kJ} = \frac{8/4 \times 242}{22/4 \times 1/5} = 605$	1)	4
<p>واکنش دهنده ها</p> $C_3H_8(g) + 5O_2(g) \rightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O(g), \Delta H^\circ = -2056 \text{ kJ}$ <p>6 mol(g)</p> <p>معادلهول</p> $\frac{\text{مقدار گرما}}{ \Delta H } = \frac{26/88L}{6} = \frac{? \text{ kJ}}{2056 \text{ kJ}} \rightarrow ? \text{ kJ} = \frac{26/88 \times 2056}{22/4 \times 6} = 411/2$	3)	5

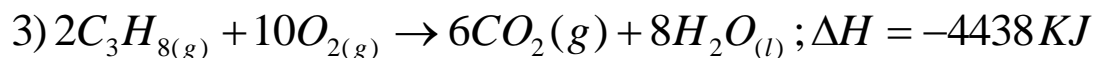
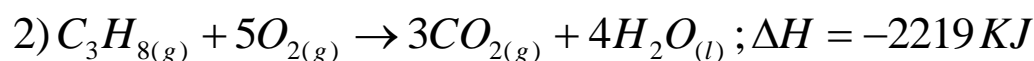
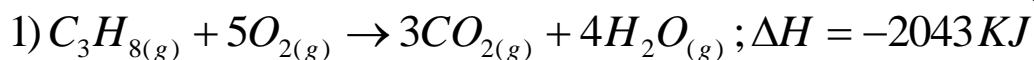
حالت استاندارد ترمودینامیکی

✓ عوامل متعددی بر مقدار ΔH یک واکنش، تأثیر گذارند که در حالت استاندارد ترمودینامیکی به این عوامل توجه می‌شود.

عوامل مؤثر بر ΔH یک واکنش:

1. حالت فیزیکی مواد شرکت کننده در واکنش
2. مقدار (تعداد مولها = ضریب) مواد شرکت کننده در واکنش
3. دما و فشار حاکم بر واکنش
4. غلظت واکنش دهنده ها اگر به حالت محلول باشند.

مثال: به حالت فیزیکی، ضرایب و مقدار ΔH واکنش های زیر دقت کنید:



علت اختلاف ΔH واکنش (1) با (2) به حالت فیزیکی H_2O مربوط می‌شود:

در واکنش (1) بخار آب تولید می‌شود و در واکنش (2) آب مایع که تبدیل 4 مول بخار آب به 4 مول آب مایع گرماده است و باعث بیشتر بودن ΔH واکنش (2) نسبت به واکنش (1) می‌شود. دو برابر بودن ΔH واکنش 3 نسبت به (2) به ضرایب مواد برمی‌گردد.

پایدارترین شکل ماده‌ی خالص، در فشار یک اتمسفر و دمایی مشخص (معمولا دمای 25°C) را «حالت استاندارد ترمودینامیکی» می‌گویند.

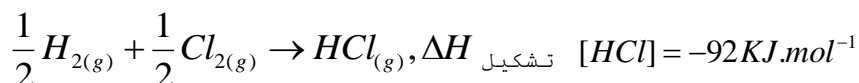
برای یک محلول، حالت استاندارد ترمودینامیکی را غلظت 1 مول بر لیتر، در نظر می‌گیرند.
حالت استاندارد ترمودینامیکی برای نیتروژن؛ $N_2(g)$ ، اکسیژن؛ $O_2(g)$ ، کربن؛ [گرافیت] $C(s)$ ، ید؛ $I_2(s)$ ، آب؛ $H_2O(l)$ ، کلر؛ $Cl_2(g)$ ، فسفر؛ $P_4(s)$ و جیوه؛ $Hg(l)$ است.

معرفی برخی آنتالپی‌های مهم در ترمودینامیک

آنتالپی استاندارد تشکیل (ΔH° تشکیل): به تغییر آنتالپی واکنشی گفته می‌شود که طی آن، یک مول از ماده مورد نظر از عنصرهای سازنده ی تشکیل دهنده ی آن در حالت استاندارد ترمودینامیکی به وجود می‌آید. مثال:

$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \rightarrow \Delta H^{\circ}$ تشکیل $[CO_2] = -394 \text{ KJ.mol}^{-1}$
نکته: مطابق تعریف آنتالپی استاندارد تشکیل؛ در معادله‌ی آنتالپی استاندارد تشکیل مواد، ضریب فراورده باید **یک** باشد از این رو ممکن است در ضرایب واکنش دهنده ها اعداد کسری دیده شود.

مثال:



آنتالپی استاندارد تشکیل اغلب مواد، **منفی** است زیرا این گونه مواد از عنصرهای سازنده شان پایدارترند یعنی انرژی کمتری دارند.

آنتالپی استاندارد تشکیل چهار **ترکیب گازی**: NO ، NO_2 ، اتین (C_2H_2) و اتن (C_2H_4) مثبت است.

آنتالپی استاندارد تشکیل عنصرها در پایدارترین دگر شکل خالص (آلوتروپ) آن ها، بنا به قرارداد، **صفر** است مثل: $O_2(g)$ ، $H_2(g)$ ، $Hg(l)$ ، $I_2(s)$ ، $Br_2(l)$ ، $N_2(g)$ ، (گرافیت) $C(s)$ و

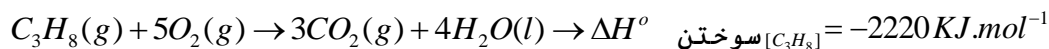
اگر عنصری در حالت استاندارد ترمودینامیکی خود قرار نداشته باشد آنتالپی استاندارد تشکیل آن برابر **صفر** نخواهد بود و ممکن است مثبت و منفی باشد، زیرا تغییر حالت های فیزیکی گرماگیر یا گرماده هستند. مثال:

$$\Delta H^{\circ} \text{ تشکیل } [Hg(l)] = 0$$

$$\Delta H \text{ تشکیل } [Hg(s)] < 0$$

$$\Delta H \text{ تشکیل } [Hg(g)] > 0$$

آنتالپی استاندارد سوختن (ΔH° سوختن): هرگاه یک **مول** از ماده ای در مقدار کافی گاز اکسیژن خاص بسوزد، گرمای واکنش یاد شده را آنتالپی استاندارد سوختن آن ماده می‌گویند. مانند:



آنتالپی استاندارد سوختن همه ی مواد، منفی است.

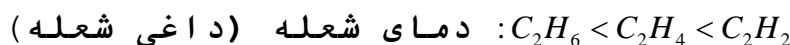
$$\Delta H^\circ \text{ سوختن} < 0$$

در هیدروکربن ها: هرچه تعداد کربنها و یا هیدروژن ها بیشتر (جرم مولی بیشتر) باشد آنتالپی استاندارد سوختن آنها، بیشتر است.



اتین

اتن اتان پروپان بوتان
نکته: با این که گرمای سوختن مولی اتان از اتن و اتن از اتین بیشتر است اما دمای شعله‌ی اتین از اتن و اتن از اتان بالاتر است. و دلیل آن این است که از سوختن اتین، تعداد مول کمتری فرآورده حاصل می‌شود.

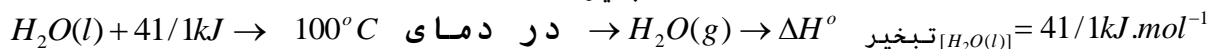


دمای شعله را رابطه غیرمستقیم با تعداد مولهای گازی تشکیل شده در اثر سوختن دارد. هر چه مول گازی فرآورده ها \uparrow دمای شعله \downarrow

آنتالپی استاندارد تبخیر (ΔH° تبخیر): گرمای جذب شده توسط **یک مول** از مایعی برای تبخیر شدن در **دمای جوش** آن را گرمای تبخیر آن مایع می‌گویند.

آنتالپی استاندارد تبخیر همه ی مایع ها (مواد)، مثبت است.

$$\Delta H^\circ \text{ تبخیر} > 0$$



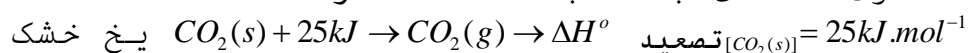
آنتالپی استاندارد ذوب (ΔH° ذوب): گرمای لازم برای تبدیل **یک مول** جامد به مایع در دمای ذوب آن را آنتالپی یا گرمای استاندارد ذوب می‌گویند.

$H_2O(s) + 6kJ \rightarrow 0^\circ C \text{ در دمای } \rightarrow H_2O(l) \rightarrow \Delta H^\circ$ ذوب $_{[H_2O(s)]} = 6kJ.mol^{-1}$
 آنتالپی ذوب تمام مواد، مثبت است.

$$\Delta H^\circ \text{ ذوب} > 0$$

نکته: آنتالپی تبخیر هر ماده‌ای از آنتالپی ذوب آن ماده بزرگتر است. زیرا در آنتالپی استاندارد ذوب فقط کافی است که نیروهای بین مولکولی (ذره‌ای) را سست کنیم اما در فرایند تبخیر باید تمام نیروهای بین مولکولی (ذره‌ای) را به طور کامل از بین ببریم که این عمل به گرمای بیشتری نیاز دارد.

آنتالپی استاندارد تصعید (تصعید ΔH°): گرمای لازم برای تصعید یک مول ماده‌ی جامد به حالت گاز است.



آنتالپی استاندارد تصعید تمام مواد، مثبت است.

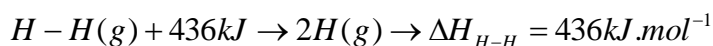
$$\Delta H^\circ \text{ تصعید} > 0$$

برای هر ماده همواره:

$$\Delta H^\circ \text{ تبخیر} + \Delta H^\circ \text{ ذوب} = \Delta H^\circ \text{ تصعید}$$

متوسط آنتالپی پیوند (ΔH پیوند): این آنتالپی دو تعریف مجزا دارد:

1. تشکیل پیوند: $\Delta H > 0$ (مساعد) $(2Cl^- \rightarrow Cl_2 + q) \leftarrow$ همواره با آزاد شدن انرژی خواهد بود \leftarrow محصولات پایدارتر هستند. مثال دیگر:



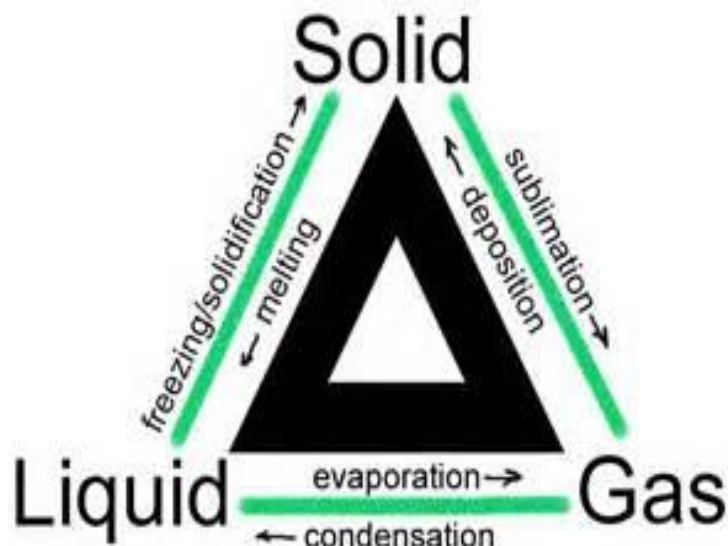
2. گسستن پیوند: $\Delta H > 0$ (نامساعد) $(Cl_2 + q \rightarrow 2Cl^-) \leftarrow$ همواره با گرفتن انرژی خواهد بود \leftarrow مواد اولیه پایدارتر هستند.

چون انرژی لازم برای شکستن همه‌ی پیوندهای مشابه‌ی یک مولکول یکسان نیست، از متوسط آنتالپی پیوند استفاده می‌شود.

انرژی لازم برای شکستن یک مول پیوند در یک مولکول گازی شکل و تبدیل آن به اتم‌های سازنده‌ی گازی شکل را «انرژی پیوند» می‌گویند.

نکته: مقدار انرژی متوسط پیوند $C=O$ در کربن دی‌اکسید نسبت به $C=O$ در سایر ترکیب‌ها بیشتر است.

در سایر مواد	در CO_2	متوسط آنتالپی پیوند
745	805	$(kJ.mol^{-1}) C = O$



تبدیل حالت‌های فیزیکی

کنکور	بخش دوم شیمی 3: حالت استاندارد و آنتالپی ها تعداد تستها: 10	شماره تست
تجربی 93	اگر در واکنش سوختن $5/8$ گرم گاز 2 - متیل پروپان در استوانه ای با پیستون متحرک، مقدار $10KJ$ کار انگیرد و انرژی درونی به اندازه $277/5KJ$ کاهش یابد، آنتالپی سوختن این گاز برابر چند کیلوژول بر مول است؟ $(C=12H=1: g.mol^{-1})$ (1) -2675 (2) -2865 (3) -2875 (4) -2885	1
ریاضی 92	در یک بمب کالریمتری دارای $2kg$ آب، مخلوطی از $0/5$ مول گاز متان و 2 مول گاز اکسیژن سوزانده شده است $(\Delta E_{سوختن} = -890j.mol^{-1})$. دمای تقریبی درون کالریمتر چند درجه سلسیوس افزایش می یابد؟ (از گرمای جذب شده به وسیله کالریمتر و گازها صرف نظر شود. ظرفیت گرمایی ویژه آب برابر $4/2j.g^{-1}.^{\circ}C^{-1}$ است). (1) 13 (2) 26 (3) 53 (4) 106	2

ریاضی 87	<p>3 اگر میانگین آنتالپی پیوند C-H در مولکول متان، برابر 412 kJ mol^{-1} در نظر گرفته شود، ΔH کدام واکنش برابر $+1648\text{ kJ}$ است؟</p> <p>(1) $\text{CH}_4(\text{g}) \rightarrow \text{C}(\text{s}) + 2\text{H}_2(\text{g})$</p> <p>(2) $\text{CH}_4(\text{g}) \rightarrow \text{C}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g})$</p> <p>(3) $\text{CH}_4(\text{g}) \rightarrow \text{C}(\text{s}) + 4\text{H}(\text{g})$</p> <p>(4) $\text{CH}_4(\text{g}) \rightarrow \text{C}(\text{g}) + 4\text{H}(\text{g})$</p>
ریاضی 87 کشور خارج از	<p>4 اگر میانگین آنتالپی پیوند Si-H در مولکول SiH_4، برابر $+318\text{ kJ mol}^{-1}$ در نظر گرفته شود، ΔH کدام واکنش برابر $+1272\text{ kJ}$ است؟</p> <p>(1) $\text{SiH}_4(\text{g}) \rightarrow \text{Si}(\text{s}) + 2\text{H}_2(\text{g})$</p> <p>(2) $\text{SiH}_4(\text{g}) \rightarrow \text{Si}(\text{s}) + 4\text{H}(\text{g})$</p> <p>(3) $\text{SiH}_4(\text{g}) \rightarrow \text{Si}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g})$</p> <p>(4) $\text{SiH}_4(\text{g}) \rightarrow \text{Si}(\text{g}) + 4\text{H}(\text{g})$</p>
ریاضی 89	<p>5 اتن (اتیلن)، دارای فرمول مولکولی است و در مولکول آن بین دو اتم کربن، یک پیوند برقرار است و واکنش پذیری آن در مقایسه با اتان و دمای شعله سوختن آن در مقایسه با اتین است.</p> <p>(1) C_2H_2 - سه گانه - بیش تر - کمتر</p> <p>(2) C_2H_2 - سه گانه - کمتر - بیش تر</p> <p>(3) C_2H_4 - دوگانه - کمتر - بیش تر</p> <p>(4) C_2H_4 - دوگانه - بیش تر - کمتر</p>
ریاضی 81 آزاد	<p>6 گرمای تشکیل مولی کدام یک از گونه های زیر، صفر می باشد؟</p> <p>(1) $\text{Na}(\text{l})$ (2) $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ (3) $\text{S}_8(\text{s})$ (4) $\text{I}_2(\text{g})$</p>
تجربی 80	<p>7 بنا به تعریف، انرژی تبادل شده در کدام واکنس، انرژی پیوند HF می شود؟</p> <p>(1) $2\text{H} - \text{F}(\text{g}) + q_1 \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{F}_2(\text{g})$</p> <p>(2) $\text{H}_2(\text{g}) + \text{F}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H} - \text{F}(\text{g}) + q_2$</p> <p>(3) $\text{H}(\text{g}) + \text{F}(\text{g}) \rightarrow \text{H} - \text{F}(\text{g}) + q_3$</p> <p>(4) $\text{H} - \text{F}(\text{g}) + q_4 \rightarrow \text{H}(\text{g}) + \text{F}(\text{g})$</p>

آزاد ریاضی 87	<p>در کدام یک از واکنش های زیر، گرمای تشکیل مولی جسم از بقیه بیش تر است؟</p> $2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(g) + 136.8 \text{ kJ} \quad (1)$ $H_2(g) + F_2(g) \rightarrow 2HF(g) + 124.4 \text{ kJ} \quad (2)$ $C(g) + 2H_2(g) \rightarrow CH_4(g) + 17.8 \text{ kcal} \quad (3)$ $C(g) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 94 \text{ kcal} \quad (4)$	8
آزاد پزشکی 87	<p>در دو واکنش زیر، آنتالپی چگونه بیان می شود؟</p> $2) H_2O(l) + q \rightarrow H_2O(g)$ $1) CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g) + q$ <p>(1) در اولی مثبت و در دومی منفی است. (2) در هر دو مثبت است. (3) در اولی منفی و در دومی مثبت است. (4) در هر دو منفی است.</p>	9
تألیفی	<p>مقدار گرمای حاصل (q) در کدام واکنش بیش تر است؟</p> $CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g) \quad (1)$ $CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(l) \quad (2)$ $CH_4(l) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(l) \quad (3)$ $CH_4(l) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g) \quad (4)$	10

تست شماره	گزینه صحیح	پاسخ تشریحی بخش دوم شیمی 3: حالت استاندارد و آنتالپیها
1	(1)	<p>طبق قانون اول ترمودینامیک، ΔH به ازای سوختن 5/8 گرم گاز 2- متیل پروپان برابر است با:</p> $\Delta E = q + w \rightarrow -277.5 \text{ KJ} = q + (-10) \rightarrow \Delta H = q_p = -277.5 + 10 = -267.5 \text{ KJ}$ <p>جرم مولی 2- متیل پروپان $\begin{matrix} CH_3-CH-CH_3 \\ \\ CH_3 \end{matrix}$ یا (C_4H_{10}) برابر 58 g.mol^{-1} است و در نتیجه ΔH سوختن یک مول 2- متیل پروپان (یعنی 58g این ماده) برابر است با:</p> $\Delta H = 58 \text{ g.mol}^{-1} \times \frac{-267.5 \text{ KJ}}{5/8 \text{ g}} = -2675 \text{ KJ.mol}^{-1}$

<p>مقدار دو واکنش دهنده در اختیار ما قرار داده اند، ماده‌ای که مول به ضریب کوچکتری دارد واکنش دهنده‌ی محدود کننده است و مسئله بر اساس مقدار واکنش دهنده‌ی محدود کننده حل می‌شود. هم چنین چون مولهای گازی دو طرف معادله برابرند، ΔH واکنش با ΔE برابر است.</p> <p>واکنش دهنده‌ها</p> $\underbrace{CH_4(g)}_{\substack{0.5mol \\ 1}} + \underbrace{2O_2(g)}_{\substack{2mol \\ 2}} \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g), \Delta E^\circ = \Delta H^\circ = -890kJ$ $\frac{\text{مقدار گرام}}{ \Delta H } = \frac{\text{مقدار گرام}}{890kJ} \rightarrow \frac{0.5}{1} = \frac{?kj}{890} \rightarrow ?kj = \frac{890 \times 0.5}{1} = 445kj = 44500g$ $q = mc\Delta t \rightarrow \Delta t = \frac{q}{mc} \rightarrow \Delta t = \frac{44500g}{2000g \times 4/2} = 52.97^\circ C \approx 53^\circ C$	(3)	2
<p>$CH_4(g)$ چهار مول پیوند $C-H(g)$ دارد. که برای شکستن این 4 پیوند گازی و تبدیل آن به اتم های گازی شکل، انرژی به اندازه ی $\Delta H^\circ = +4(412) = +1648kJ$ انرژی پیوند نیاز است.</p>	(4)	3
<p>$SiH_4(g)$ چهار مول پیوند $Si-H(g)$ دارد. که برای شکستن این 4 پیوند گازی و تبدیل آن به اتم های گازی شکل، انرژی به اندازه ی $\Delta H^\circ = +4(318) = +1272kJ$ انرژی پیوند نیاز است.</p>	(4)	4
	(3)	5
<p>گرماي تشكيل مولى عنصر به حالت استاندارد ترمودینامیکی، صفر می باشد.</p> <p>(1) $Na(l)$: عنصر سدیم در حالت استاندارد جامد است.</p> <p>(2) $H_2O(g)$: آب عنصر نیست و ترکیب است.</p> <p>(3) $S_8(s)$: این عنصر (گوگرد) در حالت استاندارد می باشد.</p> <p>(4) $I_2(g)$: عنصر ید در حالت استاندارد جامد است.</p>	(3)	6
<p>مقدار انرژی لازم برای شکستن $1mol$ پیوند دواتمی گازی $H-F(g)$ شکل و تبدیل آن به دو مول اتم گازی $F(g)$ و $H(g)$ جدا از هم آنتالپی پیوند یا انرژی پیوند می گویند:</p> $H-F(g) \rightarrow H(g) + F(g)$	(4)	7

8	<p>(4) گرمای تشکیل، به ازای تشکیل یک مول ماده است. در ضمن واحد گرما باید یکسان باشد.</p> $\Delta H^\circ = -\frac{1368}{2} = -684 \text{ kJ} \leftarrow 2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + 1368 \text{ kJ} \quad (1)$ $\Delta H^\circ = -\frac{1244}{2} = -622 \text{ kJ} \leftarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{F}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}-\text{F}(\text{g}) + 1244 \text{ kJ} \quad (2)$ $\Delta H^\circ = -17/8 \times 4/2 = -74/76 \text{ kJ} \leftarrow \text{C}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_4(\text{g}) + 17/8 \text{ kcal} \quad (3)$ $\Delta H^\circ = -94 \times 4/2 = -394 \text{ kJ} \leftarrow \text{C}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 94 \text{ kcal} \quad (4)$ <p>تذکر: در صورت سوال، گرمای تشکیل مولی در حالت استاندارد ذکر نشده است.</p>
9	<p>(3) معادله ی (1) واکنش سوختن متان است که همواره گرماده و آنتالپی آن منفی است. (q سمت راست واکنش قرار دارد.)</p> <p>معادله ی (2) تبخیر آب است که همواره گرماگیر و آنتالپی آن مثبت است. (q سمت چپ واکنش قرار دارد.)</p>
10	<p>(2) گاز نسبت به مایع، سطح انرژی بالاتری دارد به همین دلیل برای مقایسه گرمای یک واکنش گرماده، واکنش دهنده ی گازی نسبت به مایع و فرآورده ی مایع نسبت به گازی گرمای بیشتری آزاد می کند و آنتالپی واکنش به میزان بیشتری منفی می شود. پس گرمای واکنش (2) از همه بیشتر و (4) از همه کم تر است.</p> <p>فرآورده ی گازی واکنش دهنده گازی</p> $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad (1)$ <p>فرآورده ی مایع واکنش دهنده گازی</p> $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad (2)$ <p>فرآورده ی مایع واکنش دهنده ی مایع</p> $\text{CH}_4(\text{l}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad (3)$ <p>فرآورده ی گازی واکنش دهنده ی مایع</p> $\text{CH}_4(\text{l}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad (4)$ <p>*** پس گرمای حاصل از واکنش (2) < (3) و (1) < (4)</p>

روشهای تعیین گرمای واکنش

این روشها به دو دسته **مستقیم و غیرمستقیم** تقسیم میشوند.

روش مستقیم تعیین گرمای واکنش (گرماسنجی) در این روش از واکنش دهنده ها در شرایط مناسب درون گرماسنج ریخته و گرمای واکنش را به طور مستقیم به وسیلهی گرماسنج اندازه میگیرند.

نوع گرماسنج	گرماسنج لیوانی	گرماسنج بمبی
نوع سامانه	سامانهی باز (ظروف رو باز)	کل گرماسنج: سامانهی ایزوله محفظه‌ی بمب: سامانهی بسته
شرایط انواکنش	در فشار ثابت (کار اند می‌شود)	در حجم ثابت (کار انمی‌شود)
گرمای اندازه‌گیری شده	تغییر آنتالپی واکنش ($q_p = \Delta H$)	تغییر انرژی درونی واکنش ($q_v = \Delta E$)
کاربرد	اندازه‌گیری گرمای واکنش‌هایی که در فاز محلول انمی‌شوند.	اندازه‌گیری دقیق گرمای سوختن مواد
دقت اندازه‌گیری	کمتر	بیشتر

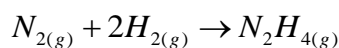


شکل گرماسنج

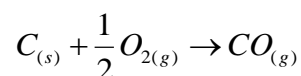
روشهای غیرمستقیم تعیین گرمای واکنشهای شیمیایی ضرورت استفاده از روشهای غیرمستقیم

گرمای سوختن برخی واکنشها به طور مستقیم قابل اندازه گیری نیست. این واکنشها یا در شرایط بسیار سختی از می‌شوند یا ممکن است بخشی از یک فرایند زیست‌شناختی پیچیده باشند یا محصولات و مواد اولیه در اثر اعمال گرما متلاشی شوند به عنوان مثال:

1- گرمای تشکیل هیدروازین از واکنش:



2- گرمای تشکیل کربن مونواکسید از واکنش:

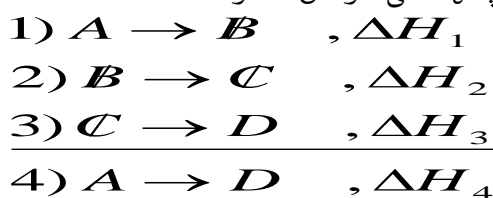


این جاست که به ضرورت تعیین آنتالپی این گونه واکنشها، به کمک روشهای غیرمستقیم پی خواهیم برد.

تعیین گرمای واکنش با استفاده از قانون هس

قانون هس: اگر معادله‌ی یک واکنش را بتوان از جمع معادله‌های دو یا چند واکنش دیگر به دست آورد، ΔH واکنش مجموع را می‌توان از جمع جبری ΔH همه‌ی واکنشهای تشکیل دهنده آن به دست آورد.

در مثال زیر، چون واکنش چهارم از مجموع سه واکنش بالایی به دست آمده است، پس می‌توان نوشت:



$$\Delta H_4 = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

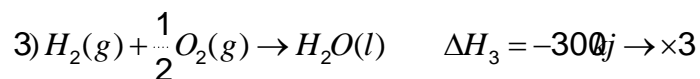
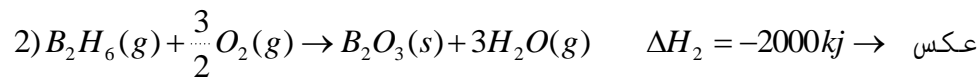
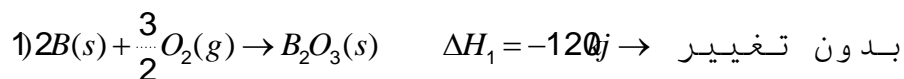
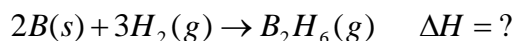
اگر واکنشی از جمع چند واکنش مجزا تشکیل شود، ΔH آن مجموع ΔH های واکنشهای مجزا است.

$$\Delta H_{کل} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \dots + \Delta H_n \quad \text{در واقع:}$$

چند راهکار مفید برای استفاده از قانون هس:

1. ΔH دو واکنش رفت و برگشت، قرینه‌ی یکدیگرند. (ΔH واکنش معکوس در یک منفی ضرب می‌شود).
2. اگر واکنشی در عددی ضرب یا تقسیم شود، ΔH آن واکنش نیز در همان عدد ضرب یا تقسیم می‌شود.
3. معمولاً واکنشی که ΔH آن مجهول است، را واکنش هدف می‌نامیم. سعی کنید سایر واکنش‌ها را که ΔH مشخص دارند) را با کمک راهکارهای 1 و 2 به طریقی مرتب نمایید که حاصل جمع جبری آنها، واکنش هدف باشد.
4. پس از مرتب کردن واکنشها مولکولهای مشابه (باید حالت فیزیکی هم مشابه باشد) در طرفین \rightarrow ساده شده ولی اگر در یک سمت باشند با هم جمع می‌شوند.
5. اگر یک مولکول در دو واکنش مشابه باشد هرگز آنرا مبنای مقایسه با واکنش کلی قرار نمی‌دهیم. در واقع از هر معادله مولکولی را انتخاب می‌کنیم که فقط و فقط در آن واکنش وجود دارد نه در واکنشهای دیگر.

مثال: به کمک آنتالپی‌های واکنش‌های زیر، آنتالپی واکنش کلی را محاسبه کنید. خرداد 93



$$\Delta H_{\text{کل}} = -1200 \text{ kJ} + 2000 \text{ kJ} - 900 \text{ kJ} + 120 \text{ kJ} = 20 \text{ kJ}$$

1- همانطور که دیدید اصلاً با اکسیژن و ضریب آن در معادله یک کاری نداشتیم چون در واکنشهای دیگر هم وجود داشت و ضریب بور با معادله‌ی اصلی مبنای مقایسه قرار گرفت و چون با ضریب بور در معادله اصلی یکسان بود آن معادله را بدون تغییر گذاشتیم و آنتالپی بی‌تغییر ماند.

2- در معادله دوم سراغ ماده ی $B_2H_6(g)$ رفتیم چون فقط در این معادله است. با مقایسه ضریب آن با معادله ی اصلی متوجه شدیم باید معادله ی دوم را برعکس کنیم چون $B_2H_6(g)$ در معادله ی اصلی در طرف دوم است. و آنتالپی در یک منفی ضرب شد.

3- در معادله ی سوم سراغ هیدروژن رفتیم و آنرا مبنای مقایسه با واکنش کل قرار دادیم و بنابراین معادله را در عدد 3 ضرب کردیم و آنتالپی هم در عدد 3 ضرب شد.

4- بعد از نوشتن معادلات جدید متوجه شدیم چون آب در معادله ی کلی نیست باید مولکولهای آب با واکنشهای دیگر ساده شده باشند پس برای حذف آب مایع مجبور شدیم آنرا در یک 3 ضرب کنیم تا با آب مایع معادله ی سوم ساده شود. پس آنتالپی هم در یک 3 ضرب شد.

نکته طلایی

گاهی با مقایسه ی یک واکنش با معادله ی کلی؛ نه مواد اولیه و نه محصول با مواد واکنش کلی مشابه نیست. در این موارد با آرامش بقیه ی معادلات را بررسی کرده و در انتها با مقایسه ی این واکنش با شکل جدید و اصلاح شده سایر معادلات به راحتی می توان تغییرات لازم را روی آن اعمال کرد که بتوان آنرا حذف کرد. مثل مثال بسیار مهم بالا که روی معادله ی چهارم این ترفند را پیاده کردیم.

کنکور	بخش دوم شیمی 3: قانون هس تعداد تست ها: 13	شماره تست
ریاضی 93	<p>با توجه به واکنش های زیر:</p> <p>a) $O_2(g) + 2ClF(g) \rightarrow Cl_2O(g) + OF_2(g)$, $\Delta H = +168kj$</p> <p>b) $O_2(g) + 2F_2(g) \rightarrow 2OF_2(g)$, $\Delta H = -44kj$</p> <p>c) $2ClF_3(l) + 2O_2(g) \rightarrow Cl_2O(g) + 3OF_2(g)$, $\Delta H = +394kj$</p> <p>ΔH واکنش تولید $ClF_3(l)$ از گازهای $ClF(g)$ و $F_2(g)$ برابر چند کیلوژول است؟</p> <p>(1) -135 (2) -270 (3) +518 (4) +259</p>	1
تجربی 93	<p>با توجه به واکنش های زیر، به ازای تبدیل هر گرم فسفر به فسفر پنتاکلرید، چند کیلوژول گرما آزاد می شود؟ ($P = 31: g.mol^{-1}$)</p> <p>a) $P_4(s) + 6Cl_2(g) \rightarrow 4PCl_3(g)$ $\Delta H = -1148j$</p> <p>b) $PCl_5(g) \rightarrow PCl_3(g) + Cl_2(g)$ $\Delta H = +116j$</p> <p>(1) 13 (2) 15 (3) 17/5 (4) 21/5</p>	2
تجربی 93	<p>با توجه به واکنش های داده شده، انرژی تشکیل کلسیم کربنات برابر چند $kJ.mol^{-1}$ است؟</p> <p>$2CaO(s) \rightarrow 2Ca(s) + O_2(g)$ $\Delta H = +1270j$</p> <p>$CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$ $\Delta H = +180j$</p> <p>$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\Delta H = -393j$</p> <p>(1) -1483 (2) -1208 (3) -1118 (4) -697</p>	3
تجربی 92	<p>با توجه به واکنش های زیر:</p> <p>1) $Fe_3O_4(s) + CO(g) \rightarrow 3FeO(s) + CO_2(g)$ $\Delta H = +22kj$</p> <p>2) $Fe(s) + CO_2(g) \rightarrow FeO(s) + CO(g)$ $\Delta H = -11kj$</p> <p>3) $3Fe_2O_3(s) + CO(g) \rightarrow 2Fe_3O_4(s) + CO_2(g)$ $\Delta H = -48/5kj$</p> <p>گرمای مبادله شده برای کاهش هر مول آهن (III) اکسید به فلز آهن، برابر چند کیلوژول است؟</p> <p>(1) -70/5 (2) -92/5 (3) +103/5 (4) +20/5</p>	4

91 ریاضی	<p>5 با توجه به واکنش های روبه رو، ΔH° تشکیل $N_2O_5(g)$، چند کیلوژول بر مول است؟</p> $2NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO_2(g) \quad , \quad \Delta H^\circ = +141kj$ $4NO_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2N_2O_5(g) \quad , \quad \Delta H^\circ = -110kj$ $N_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO(g) \quad , \quad \Delta H^\circ = +180kj$ <p>(1) 512 (2) 532 (3) 256 (4) 266</p>
91 تجربی	<p>6 با توجه به واکنش های روبه رو، ΔH° تشکیل $C_2H_6(g)$، چند کیلوژول بر مول است؟</p> $H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow H_2O(l) \quad , \quad \Delta H = -285kj$ $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \quad , \quad \Delta H = -393kj$ $2C_2H_6(g) + 7O_2(g) \rightarrow 4CO_2(g) + 6H_2O(l) \quad , \quad \Delta H = -3120kj$ <p>(1) -81 (2) -83 (3) +162 (4) +166</p>
91 تجربی	<p>7 با توجه به داده های زیر، انرژی شبکه بلور $NaCl$ برابر چند کیلوژول بر مول است؟</p> $Na(s) + \frac{1}{2}Cl_2(g) \rightarrow NaCl(s) \quad , \quad \Delta H_1 = -141kj/mol$ $Na(s) \rightarrow Na(g) \quad , \quad \Delta H_2 = +108kj/mol$ $Cl_2(g) \rightarrow 2Cl(g) \quad , \quad \Delta H_3 = +243kj$ $Na(g) \rightarrow Na^+(g) + e^- \quad , \quad \Delta H_4 = +496kj/mol$ $Cl(g) + e^- \rightarrow Cl^-(g) \quad , \quad \Delta H_5 = -349kj/mol$ <p>(1) -758/5 (2) 785/5 (3) 787/5 (4) 878/5</p>
90 تجربی	<p>8 با توجه به واکنش های روبه رو مقدار ΔH° آن ها:</p> $H_2S(g) + \frac{3}{2}O_2(g) \rightarrow H_2O(l) + SO_2(g) \quad , \quad \Delta H^\circ = -5626kj$ $CS_2(l) + 3O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2SO_2(g) \quad , \quad \Delta H^\circ = -10752kj$ <p>برای تشکیل هر مول $H_2S(g)$ مطابق واکنش $CS_2(l) + 2H_2O(l) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2S(g)$ چند کیلوژول گرما صرف می شود؟</p> <p>(1) 45 (2) 35 (3) 25 (4) 50</p>

ریاضی 90	<p>با توجه به واکنش های روبه رو:</p> $1) 2N_2O(g) \rightarrow O_2(g) + 2N_2(g) \quad , \quad \Delta H^\circ = a \text{ kj}$ $2) NO_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO(g) \quad , \quad \Delta H^\circ = b \text{ kj}$ $3) 2NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO_2(g) \quad , \quad \Delta H^\circ = c \text{ kj}$ <p>ΔH واکنش: $N_2O(g) + NO_2(g) \rightarrow 3NO(g)$ ، برابر چند کیلوژول است؟</p> <p>(1) $a+b+c$ (2) $2a-b+c$ (3) $\frac{2a-b+c}{2}$ (4) $\frac{a+2b-c}{2}$</p>	9
ریاضی 89	<p>با توجه به واکنش های روبه رو:</p> $C(s) + 2F_2(g) \rightarrow CF_4(g) \quad , \quad \Delta H^\circ = -680 \text{ kj}$ $2C(s) + 2H_2(g) \rightarrow C_2H_4(g) \quad , \quad \Delta H^\circ = +52 \text{ kj}$ $H_2(g) + F_2(g) \rightarrow 2HF(g) \quad , \quad \Delta H^\circ = -537 \text{ kj}$ <p>ΔH° واکنش: $C_2H_4(g) + 6F_2(g) \rightarrow 2CF_4(g) + 4HF(g)$ ، برابر چند کیلوژول است؟</p> <p>(1) -2856 (2) -2684 (3) -2566 (4) -2486</p>	10
ریاضی 88	<p>بر اساس واکنش های روبه رو، ΔH واکنش نمادین:</p> $D + A \rightarrow 4C \quad , \quad \text{چند کیلوژول است؟}$ $A \rightarrow 2B \quad , \quad \Delta H_1^\circ = +40 \text{ kj}$ $B \rightarrow 2C \quad , \quad \Delta H_2^\circ = -50 \text{ kj}$ $2C \rightarrow D \quad , \quad \Delta H_3^\circ = -20 \text{ kj}$ <p>(1) -60 (2) +40 (3) -40 (4) +60</p>	11
تجربی 88	<p>اگر از سوختن یک گرم از هر یک از گازهای اتن و هیدروژن و یک گرم گرافیت (s)، به ترتیب 50kj، 142kj و 32/5kj گرما آزاد شود، ΔH استاندارد تشکیل گاز اتن، چند کیلوژول بر مول است؟</p> <p>(1) +52 (2) -64 (3) -75/3 (4) +82/4</p>	12

تجربہ 88	13	با توجه به واکنش های زیر، ΔH واکنش و اکنش: $2NH_3(g) + 3N_2O(g) \rightarrow 4N_2(g) + 3H_2O(l)$ چند کیلوژول است؟
		$4NH_3(g) + 3O_2(g) \rightarrow 2N_2(g) + 6H_2O(l)$, $\Delta H^\circ = -1354kj$
		$N_2O(g) + H_2(g) \rightarrow N_2(g) + H_2O(l)$, $\Delta H^\circ = -367.4kj$
		$H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow H_2O(l)$, $\Delta H^\circ = -285.9kj$
		(1) -920
		(2) +842/5
		(3) -850
		(4) +945/2

تست	شماره	صحیح	گزینه
	1	(1)	پاسخ تشریحی بخش دوم شیمی 3: قانون هس
			<p>a) $O_2(g) + 2ClF(g) \rightarrow Cl_2O(g) + OF_2(g)$, $\Delta H = +168kj \xrightarrow{\div 2} \Delta H = \frac{+168}{2}kj = +84kj$</p> <p>b) $O_2(g) + 2F_2(g) \rightarrow 2OF_2(g)$, $\Delta H = -44kj \xrightarrow{\div 2} \Delta H = \frac{-44}{2}kj = -22kj$</p> <p>c) $2ClF_3(l) + 2O_2(g) \rightarrow Cl_2O(g) + 3OF_2(g)$, $\Delta H = +394kj \xrightarrow{\div 2 \text{ معکوس}} \Delta H = \frac{-394}{2}kj = -197kj$</p> <p>d) $ClF(g) + F_2(g) \rightarrow ClF_3(l)$, $\Delta H = (+84) + (-22) + (-197) = -135kj$</p>
	2	(1)	<p>واکنش تبدیل فسفر به فسفر پنتاکلرید: $P_4(s) + 10Cl_2(g) \rightarrow 4PCl_5(g)$ طبق قانون هس، واکنش (a) بدون تغییر می ماند و واکنش (b) را وارونه و در 4 ضرب می کنیم. بنابراین:</p> <p>a) $P_4(s) + 6Cl_2(g) \rightarrow 4PCl_3(g)$ $\Delta H = -1148kj$ b) $PCl_5(g) \rightarrow PCl_3(g) + Cl_2(g)$ $\Delta H = 4 \times (+116kj) = -464kj$</p> <p>$P_4(s) + 10Cl_2(g) \rightarrow 4PCl_5(g)$ $\Delta H = (-1148kj) + (-464kj) = -1612kj$ به ازای تبدیل یک گرم فسفر به فسفر پنتاکلرید: $P_4 = 4 \times 31 = 124g.mol^{-1} \rightarrow \frac{1}{124} \times (-1612kj) = -13kj$</p>

<p>در واکنش (1) $Ca(s)$ را انتخاب کرده و کل واکنش (1) را بر 2 تقسیم می کنیم.</p> <p>در واکنش (2) $CaCO_3$ را انتخاب کرده و کل واکنش را معکوس می کنیم.</p> <p>در واکنش (3) $C(s)$ را انتخاب کرده و واکنش تغییر نمی کند.</p> $Ca(s) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow CaO(s) \quad \Delta H_{\text{تشکیل } CaO(s)} = \frac{1}{2}(-1270j) = -635j.mol^{-1}$ $CaO(s) + CO_2(g) \rightarrow CaCO_3(s) \quad \Delta H = -180j$ $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \quad \Delta H_{\text{تشکیل } CO_2(g)} = -393j.mol^{-1}$ <hr/> $Ca(s) + C(s) + \frac{3}{2}O_2(g) \rightarrow CaCO_3(s) \quad \Delta H = -635 - 180 - 393 = -1208j$	(2) 3
<p>واکنش کاهش آهن (III) اکسید به فلز آهن:</p> $Fe_2O_3(s) + 3CO(g) \rightarrow 2Fe(s) + 3CO_2(g)$ <p>در واکنش (2) $Fe(s)$ را انتخاب کرده و کل واکنش (2) را معکوس و در 2 ضرب می کنیم.</p> <p>در واکنش (3) $Fe_2O_3(s)$ را انتخاب کرده و کل واکنش واکنش (3) را در $\frac{1}{3}$ ضرب می کنیم.</p> <p>در واکنش (1) ماده کم تر تکراری و حذف شده در واکنش کلی Fe_3O_4 را انتخاب کرده و واکنش (1) را در $\frac{2}{3}$ ضرب می کنیم.</p> $1) \frac{2}{3}Fe_3O_4(s) + \frac{2}{3}CO(g) \rightarrow 2FeO(s) + \frac{2}{3}CO_2(g) \quad \Delta H = \frac{2}{3}(+22) = \frac{44}{3}kj$ $2) 2Fe(s) + 2CO_2(g) \rightarrow 2FeO(s) + 2CO(g) \quad \Delta H = -2(-11) = +22kj$ $3) 1Fe_2O_3(s) + \frac{1}{3}CO(g) \rightarrow \frac{2}{3}Fe_3O_4(s) + CO_2(g) \quad \Delta H = \frac{1}{3}(-48/5)kj = \frac{-48/5}{3}$ <hr/> $Fe_2O_3(s) + 3CO(g) \rightarrow 2Fe(s) + 3CO_2(g), \Delta H = \frac{44}{3} + 22 - \frac{48/5}{3} = \frac{44 + 66 - 48/5}{3} = 20/5$	(4) 4

<p>در واکنش (2) $N_2O_5(g)$ را انتخاب کرده و کل واکنش (2) را بر 2 تقسیم می کنیم.</p> <p>در واکنش (3) $N_2(g)$ را انتخاب کرده و واکنش تغییر نمی کند.</p> <p>در واکنش (1) ماده کم تکراری و حذف شده در واکنش کلی $2NO_2(g)$ را انتخاب کرده و واکنش تغییر نمی کند.</p> $2NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO_2(g) \quad , \quad \Delta H^\circ = +141kj$ $2NO_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow N_2O_5(g) \quad , \quad \Delta H^\circ = \frac{-110}{2} = -55kj$ $N_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO(g) \quad , \quad \Delta H^\circ = +180kj$ <hr/> $N_2(g) + \frac{5}{2}O_2(g) \rightarrow N_2O_5(g), \Delta H^\circ = +141 + (-55) + (180) = +266kj$	(4)	5
<p>در واکنش (1) $H_2(g)$ را انتخاب کرده و کل واکنش (1) را بر 3 تقسیم می کنیم.</p> <p>در واکنش (2) $C_{\text{گرافیت}}(s)$ را انتخاب کرده و کل واکنش (2) را در 2 ضرب می کنیم.</p> <p>در واکنش (3) $C_2H_6(g)$ را انتخاب کرده و کل واکنش (3) را معکوس و بر 2 تقسیم می کنیم.</p> $3H_2(g) + \frac{3}{2}O_2(g) \rightarrow 3H_2O(l) \quad , \quad \Delta H = 3(-285) = -855kj$ $2C_{\text{گرافیت}}(s) + 2O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) \quad , \quad \Delta H = 2(-393) = -786kj$ $2CO_2(g) + 3H_2O(l) \rightarrow 2C_2H_6(g) + \frac{7}{2}O_2(g) \quad , \quad \Delta H = -\frac{1}{2}(-3120) = +1560kj$ <hr/> $2C(s) + 3H_2(g) \rightarrow C_2H_6(g), \Delta H = -855 - 786 + 1560 = -81kj$	(1)	6

<p>بر طبق کتاب شیمی سال سوم (بر عکس شیمی 2)، انرژی شبکه ی بلور، مقدار $NaCl(s) \rightarrow Na^+(g) + Cl^-(g)$ انرژی لازم برای فروپاشی 1 مول جامد یونی و تبدیل آن به یون های گازی سازنده است که این مرحله گازی سازنده است که این مرحله گرماگیر و آنتالپی به شدت مثبت است:</p> $\xrightarrow{\text{وارونه}} NaCl(s) \rightarrow Na(s) + \frac{1}{2}Cl_2(g) \xrightarrow{\text{قرینه}} \Delta H_1 = +141kj$ $\xrightarrow{\text{بدون تغییر}} Na(g) \rightarrow Na^+(g) + e^- \rightarrow \Delta H_4 = +496kj$ $\xrightarrow{\text{بدون تغییر}} Cl(g) + e^- \rightarrow Cl^-(g) \rightarrow \Delta H_5 = -349kj$ $\xrightarrow{\text{بدون تغییر}} Na(s) \rightarrow Na(g) \rightarrow \Delta H_2 = +108kj$ $\xrightarrow{\text{ضرایب نصف}} \frac{1}{2}Cl_2(g) \rightarrow Cl(g) \xrightarrow{\times \frac{1}{2}} \Delta H_3 = \frac{+243}{2} = +121.5kj$ $\Delta H = +411 + 496 - 349 + 108 + 121.5 = +787.5 \frac{kJ}{mol}$	(3)	7
<p>عکس واکنش $H_2O(l) + SO_2(g) \rightarrow H_2S(g) + \frac{3}{2}O_2(g) \xrightarrow{\text{قرینه}} \Delta H^\circ = +562.6kj$</p> <p>نصف $\frac{1}{2}CS_2(l) + \frac{3}{2}O_2(g) \rightarrow \frac{1}{2}CO_2(g) + 1SO_2(g) \quad , \quad \Delta H^\circ = \frac{-1075.2}{2} = -537.6kj$</p> <p>تولید یکمول $\frac{1}{2}CS_2(l) + H_2O(l) \rightarrow \frac{1}{2}CO_2(g) + H_2S(g) \rightarrow \Delta H^\circ = +562.6 - 537.6 = +25kj$</p>	(3)	8
<p>$\xrightarrow{\times 2} 1) N_2O(g) \rightarrow \frac{1}{2}O_2(g) + 2N_2(g) \xrightarrow{\times 2} \Delta H^\circ = \frac{a}{2}kj$</p> <p>$\xrightarrow{\text{معکوس}} \frac{3}{2} NO_2(g) \rightarrow NO(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \xrightarrow{\text{قرینه}} \Delta H^\circ = -\frac{c}{2}kj$</p> <p>$\xrightarrow{\text{بدون تغییر}} 2) N_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO(g) \quad , \quad \Delta H^\circ = b kj$</p> <p>$N_2O(g) + NO_2(g) \rightarrow 3NO(g) \quad \Delta H^\circ = \frac{a}{2} - \frac{c}{2} + b = \frac{a - c + 2b}{2} kj$</p>	(4)	9
<p>$\xrightarrow{\times 2} C(s) + 2F_2(g) \rightarrow CF_4(g) \xrightarrow{\times 2} \Delta H^\circ = 2(-680) = -1360kj$</p> <p>$\xrightarrow{\text{وارونه}} C_2H_4(g) \rightarrow 2C(s) + 2H_2(g) \xrightarrow{\text{قرینه}} \Delta H^\circ = -52kj$</p> <p>$\xrightarrow{\times 2} 2H_2(g) + 2F_2(g) \rightarrow 4HF(g) \xrightarrow{\times 2} \Delta H^\circ = 2(-537) = -1074kj$</p> <p>$C_2H_4(g) + 6F_2(g) \rightarrow 2CF_4(g) + 4HF(g) \quad , \quad \Delta H^\circ = -1360 - 52 - 1074 = -2486kj$</p>	(4)	10

$\begin{aligned} \xrightarrow{\text{بدون تغییر}} A \rightarrow 2B, \quad \Delta H_1^\circ = +40\text{kJ} \\ \xrightarrow{\text{وارونه}} D \rightarrow 2C \xrightarrow{\text{قرینه}} \Delta H_3^\circ = +20\text{kJ} \\ \xrightarrow{\times 2} 2B \rightarrow 2C \xrightarrow{\times 2} \Delta H_2^\circ = -100\text{kJ} \\ \hline D + A \rightarrow 4C \quad \Delta H_{\text{کل}}^\circ = +40 + 20 - 100 = -40\text{kJ} \end{aligned}$	(3)	11
<p>گرماي سوختن یک مول (گرماي حاصل از سوختن یک گرم × جرم مولی = ΔH°) از این اجسام را محاسبه می کنیم:</p> $\begin{aligned} C_2H_4(g) + 3O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + 2H_2O(g), \quad \Delta H^\circ = 28 \times (-50) = -1400 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \\ H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow H_2O(l), \quad \Delta H^\circ = 2 \times (-142) = -284 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \\ C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g), \quad \Delta H^\circ = 12 \times (-32/5) = -390 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \end{aligned}$ <p>$2C(s) + 2H_2(g) \rightarrow C_2H_4(g)$ واکنش تشکیل گاز اتن برای این کار تغییرات زیر را انمی دهیم:</p> $\begin{aligned} \xrightarrow{\text{وارونه}} 2CO_2(g) + 2H_2O(g) \rightarrow C_2H_4(g) + 3O_2(g) \xrightarrow{\text{قرینه}} \Delta H^\circ = +1400\text{kJ} \\ \xrightarrow{\times 2} 2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(l) \xrightarrow{\times 2} \Delta H^\circ = 2 \times (-284) = -568\text{kJ} \\ \xrightarrow{\times 2} 2C(s) + 2O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) \xrightarrow{\times 2} \Delta H^\circ = 2 \times (-390) = -780\text{kJ} \\ \hline \Delta H^\circ = +1400 - 568 - 780 = +52\text{kJ} \end{aligned}$	(1)	12
$\begin{aligned} \xrightarrow{\div 2} 4NH_3(g) + 3O_2(g) \rightarrow 2N_2(g) + 6H_2O(l) \xrightarrow{\div 2} \Delta H^\circ = \frac{-1351}{2} = -675.5\text{kJ} \\ \xrightarrow{\times 3} N_2O(g) + H_2(g) \rightarrow N_2(g) + H_2O(l) \xrightarrow{\times 3} \Delta H^\circ = 3(-367/4) = -1102.2\text{kJ} \\ \xrightarrow{\text{معکوس برعکس}} 3H_2O(l) \rightarrow 3H_2(g) + \frac{3}{2}O_2(g) \\ \xrightarrow{\text{قرینه و سه برابر}} \Delta H^\circ = 3(+285/9) = +857.7\text{kJ} \\ \hline \Delta H^\circ = -675.5 - 1102.2 - 857.7 = -920\text{kJ} \end{aligned}$	(1)	13

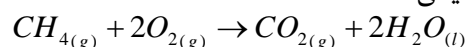
تعیین گرمای واکنش با استفاده از آنتالپیه‌ای استاندارد تشکیل مواد

در این روش از رابطه‌ی زیر استفاده می‌شود:

$$\begin{aligned} \text{مجموع آنتالپی‌های استاندارد تشکیل فرآورده ها} &= A \\ \text{مجموع آنتالپی‌های استاندارد تشکیل واکنش دهنده ها} &= B \\ \text{گرمای واکنش } (\Delta H^\circ) &= A - B \end{aligned}$$

با توجه به این که مواد شرکت کننده در واکنش، در حالت استاندارد ترمودینامیکی خود قرار دارند، بنابراین گرمای واکنش، همان آنتالپی استاندارد آن (واکنش ΔH°) محسوب می‌شود.

مثال: با استفاده از داده های جدول، آنتالپی واکنش زیر را محاسبه کنید: نهایی 1384



ماده	ΔH° تشکیل (kJ mol ⁻¹)
CH ₄ (g)	-75
CO ₂ (g)	-394
H ₂ O(l)	-286

[مجموع گرمای تشکیل واکنش دهنده ها] - [مجموع گرمای تشکیل فرآورده ها] = $\Delta H^\circ_{\text{واکنش}}$

$$\Delta H^\circ_{\text{واکنش}} = [(1 \times \Delta H^\circ_{\text{تشکیل}} \text{CO}_2) + (2 \times \Delta H^\circ_{\text{تشکیل}} \text{H}_2\text{O})] - [1 \times \Delta H^\circ_{\text{تشکیل}} \text{CH}_4 + (2 \times \Delta H^\circ_{\text{تشکیل}} \text{O}_2)]$$

$$\Delta H^\circ_{\text{واکنش}} = [(-394) + (2 \times -286)] - [(-75) + (2 \times 0)] = -891 \text{ kJ}$$

کنکور	بخش دوم شیمی 3: محاسبه گرمای واکنش با کمک آنتالپی تشکیل تعداد تستها: 9	شماره تست
ریاضی 93	<p>ΔH واکنش: $2NH_3(g) + 2CH_4(g) + 3O_2(g) \rightarrow 2HCN(g) + 6H_2O(l)$</p> <p>برابر چند کیلوژول است و اگر $8/5$ g آمونیاک در واکنش شرکت کند، چند کیلوژول گرما آزاد می شود؟ ΔH تشکیل $H_2O(l), HCN(g), CH_4(g), NH_3(g)$ را به ترتیب -46، -75، $+130/5$ و -286 کیلوژول بر مول در نظر بگیرید.</p> <p>($H=1, N=14: g.mol^{-1}$)</p> <p>(1) $202/25 - 1213$ (2) $303/25 - 1213$ (3) $245/35 - 1313$ (4) $345/35 - 1313$</p>	1
تجربی 93	<p>با توجه به واکنش های داده شده، انرژی تشکیل کلسیم کربنات برابر چند $kJ.mol^{-1}$ است؟</p> <p>$2CaO(s) \rightarrow 2Ca(s) + O_2(g) \quad \Delta H = +1270kJ$</p> <p>$CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g) \quad \Delta H = +180kJ$</p> <p>$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \quad \Delta H = -393kJ$</p> <p>(1) -1483 (2) -1208 (3) -1118 (4) -697</p>	2
ریاضی 92	<p>اگر ΔH° سوختن اتانول برابر 1370 kJ، ΔH° تشکیل آن برابر -275 $kJ.mol^{-1}$ و ΔH° تشکیل $H_2O(l)$ برابر -286 $kJ.mol^{-1}$ باشد، ΔH° تشکیل گاز CO_2، برابر چند کیلوژول بر مول است؟</p> <p>(1) $-118/5$ (2) $-393/5$ (3) -787 (4) -237</p>	3
تجربی 92	<p>با توجه به این که ΔH° های تشکیل $PH_3(g), P_4O_{10}(s), H_2O(g)$ با یکای کیلوژول بر مول، به ترتیب برابر با -242، -3012 و $+9$ است، ΔH° واکنش سوختن گاز PH_3، برابر چند کیلوژول است؟</p> <p>(1) -4250 (2) -4300 (3) -4500 (4) -4750</p>	4

تجربی 90	<p>ΔH° واکنش: $2FeO(s) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow Fe_2O_3(s)$ ، برابر چند کیلوژول است؟ (ΔH° های استاندارد تشکیل $FeO(s)$ و $Fe_2O_3(s)$ را بر حسب کیلوژول بر مول به ترتیب برابر -265 و -820 در نظر بگیرید.)</p> <p>(1) -290 (2) -1085 (3) $+290$ (4) $+1085$</p>	5
ریاضی 89	<p>با توجه به واکنش: $2C_2H_2(g) + 5O_2(g) \rightarrow 4CO_2(g) + 2H_2O(g)$ ، $\Delta H = -251\text{ kJ}$ گرمای تشکیل $H_2O(l)$ برابر با چند کیلوژول بر مول است؟ ΔH° های تشکیل $C_2H_2(g)$ و $CO_2(g)$ را بر حسب کیلوژول بر مول به ترتیب برابر $+227$ و $-393/5$ و ΔH° تبخیر آب را برابر $44/2\text{ kJmol}^{-1}$ در نظر بگیرید.</p> <p>(1) $-241/5$ (2) $-251/4$ (3) $-275/8$ (4) $-285/7$</p>	6
ریاضی 88	<p>اگر از سوختن کامل $0/2$ مول کربن دی سولفید مایع و تبدیل آن به $CO_2(g)$ و $SO_2(g)$ مقدار 215 kJ گرما آزاد شود، ΔH تشکیل کربن دی سولفید، چند کیلوژول بر مول است؟ (ΔH° های تشکیل $CO_2(g)$ و $SO_2(g)$ بر حسب کیلوژول بر مول به ترتیب برابر با $-296/8$ و $-393/5$ است.)</p> <p>(1) $-87/9$ (2) $+87/9$ (3) $-97/8$ (4) $+97/8$</p>	7
تجربی 88	<p>اگر از سوختن یک گرم از هر یک از گازهای اتن و هیدروژن و یک گرم گرافیت (s)، به ترتیب 50 kJ، 142 kJ و $32/5\text{ kJ}$ گرما آزاد شود، ΔH استاندارد تشکیل گاز اتن، چند کیلوژول بر مول است؟</p> <p>(1) $+52$ (2) -64 (3) $-75/3$ (4) $+82/4$</p>	8
تجربی 87	<p>اگر ΔH واکنش: $C_2H_5OH(l) + 3O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + 3H_2O(l)$ ، برابر با $-1367/3$ کیلوژول و ΔH های تشکیل $CO_2(g)$ و $C_2H_5OH(l)$ بر حسب کیلوژول بر مول، به ترتیب برابر با $-393/5$ و $-277/7$ باشد، ΔH تشکیل $H_2O(l)$ چند کیلوژول بر مول است؟</p> <p>(1) $-269/2$ (2) $-275/4$ (3) -286 (4) -294</p>	9

پاسخ تشریحی بخش دوم شیمی 3: محاسبه گرمای واکنش با کمک آنتالپی تشکیل	گزینه صحیح	شماره تست
$\Delta H = \sum \text{تشکیل فرآورده ها} - \sum \text{تشکیل واکنش دهنده ها} \rightarrow$ $\Delta H = [2\text{HCN}(g) + 6\text{H}_2\text{O}(l)] - [2\text{NH}_3(g) + 2\text{CH}_4(g) + 3\text{O}_2(g)] \rightarrow$ $\Delta H = [2(+1305) + 6(-286)] - [2(-46) + 2(-75) + 3(0)] = -1213\text{kJ}$ $\frac{\text{مقدار گرمای معادل مول}}{\text{ضریب استوکیومتری}} = \frac{\text{مقدار گرمای}}{ \Delta H } \rightarrow \frac{8/5\text{g}}{17} = \frac{? \text{kJ}}{1213\text{kJ}} \rightarrow ? \text{kJ} = \frac{1213 \times 8/5}{17 \times 2} = 303.25\text{kJ}$	2) (1
$\text{Ca}(s) + \frac{1}{2}\text{O}_2(g) \rightarrow \text{CaO}(s) \quad \Delta H_{\text{تشکیل CaO}(s)} = \frac{1}{2}(-1270\text{kJ}) = -635\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ $\text{C}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) \quad \Delta H_{\text{تشکیل CO}_2(g)} = -393\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ $\text{CaCO}_3(s) \rightarrow \text{CaO}(s) + \text{CO}_2(g) \quad \Delta H = +180\text{kJ}$ $\Delta H = \sum \text{تشکیل فرآورده ها} - \sum \text{تشکیل واکنش دهنده ها} \rightarrow +180\text{kJ} = [(-635) + (-393)] -$ $\Delta H_{\text{تشکیل CaCO}_3(s)} \rightarrow \Delta H_{\text{تشکیل CaCO}_3(s)} = [(-635) + (-393)] - 180 = -1208\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	2) (2
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(l) + 3\text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{CO}_2(g) + 3\text{H}_2\text{O}(l)$ $\Delta H = \sum \text{تشکیل فرآورده ها} - \sum \text{تشکیل واکنش دهنده ها} \rightarrow$ $\Delta H = [2\text{CO}_2(g) + 3\text{H}_2\text{O}(l)] - [\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(l) + 3\text{O}_2(g)] \rightarrow$ $-1370 - [2\text{CO}_2(g) + 3(-286)] - [(-275) + 3(0)] \rightarrow$ $\Delta H_{\text{تشکیل CO}_2(g)} = \frac{-1370 - 3(-286) - 275}{2} = -393.5\text{kJ}$	2) (3
$4\text{PH}_3(g) + 8\text{O}_2(g) \rightarrow \text{P}_4\text{O}_{10}(g) + 6\text{H}_2\text{O}(l)$ $\Delta H = \sum \text{تشکیل فرآورده ها} - \sum \text{تشکیل واکنش دهنده ها} \rightarrow$ $\Delta H = [\text{P}_4\text{O}_{10}(g) + 6\text{H}_2\text{O}(l)] - [4\text{PH}_3(g) + 8\text{O}_2(g)] \rightarrow$ $\Delta H = [(-3012) + 6(-242)] - [4(+9) + 2(0)] \rightarrow$ $\Delta H = -3012 - 1452 - 36 = -4500\text{kJ}$ <p>مشکل این سؤال این است که گرمای سوختن مولی $\text{PH}_3(g)$ را می خواهد اما گرمای داده شده متعلق به سوختن 4 مول $\text{PH}_3(g)$ می باشد.</p>	3) (4

$2FeO(s) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow Fe_2O_3(s)$ <p> $\Delta H = \sum \text{تشکیل فرآورده ها} - \sum \text{تشکیل واکنش دهنده ها} \rightarrow$ $\Delta H = [Fe_2O_3(s)] - [2FeO(s) + \frac{1}{2}O_2(g)] \rightarrow$ $\Delta H = [-820] - [2(-265) + \frac{1}{2}(0)] \rightarrow \Delta H = -820 + 530 = -290j$ </p>	1) (5
$2C_2H_2(g) + 5O_2(g) \rightarrow 4CO_2(g) + 2H_2O(g)$ <p> $\Delta H = \sum \text{تشکیل واکنش دهنده ها} - \sum \text{تشکیل فرآورده ها} \rightarrow$ $\Delta H = [4CO_2(g) + 2H_2O(g)] - [2C_2H_2(g) + 5O_2(g)] \rightarrow$ $-251j = [4(-393j) + 2\Delta H_f H_2O(g)] - [2(+227j) + 5(0)] \rightarrow$ $\Delta H_f H_2O(g) = \frac{-251j + 1574j + 454j}{2} = -241.5kj$ $H_2O(l) \rightarrow H_2O(g), 44/2 = [H_2O(g)] - [H_2O(l)] \rightarrow H_2O(l) = -241.5 - 44/2 = -285.7kj$ </p>	4) (6
<p>به ازای سوختن 0/2 مول $CS_2(l)$ مقدار 215j گرما آزاد می شود پس به ازای سوختن یک مول $CS_2(l)$ مقدار $\Delta H = -5 \times 215 = -1075j$ گرما آزاد می کند:</p> $CS_2(l) + 3O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2SO_2(g)$ <p> $\Delta H = \sum \text{تشکیل فرآورده ها} - \sum \text{تشکیل واکنش دهنده ها} \rightarrow$ $\Delta H = [CO_2(g) + 2SO_2(g)] - [CS_2(l) + 3O_2(g)] \rightarrow$ $-1075j = [(-393j) + 2(-296.8j)] - [CS_2(l) + 3(0)] \rightarrow$ $CS_2(l) = +1075 - 393j - 593.6j = 87.9kj$ </p>	2) (7

<p>گرماي سوختن يك مول (گرماي حاصل از سوختن يك گرم × جرم مولی = ΔH°) از اين اجسام را محاسبه می کنیم:</p> $C_2H_4(g) + 3O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + 2H_2O(g), \Delta H^\circ = 28 \times (-50) = -1400 \frac{kJ}{mol}$ $H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow H_2O(l), \Delta H^\circ = 2 \times (-142) = -284 \frac{kJ}{mol}$ $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g), \Delta H^\circ = 12 \times (-32/5) = -390 \frac{kJ}{mol}$ <p>تشکیل گاز اتن واکنش: $2C(s) + 2H_2(g) \rightarrow C_2H_4(g)$</p> $C_2H_4(g) + 3O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + 2H_2O(l)$ <p>تشکیل واکنش دهنده ها - تشکیل فرآورده ها →</p> $\Delta H = [2CO_2(g) + 2H_2O(l)] - [C_2H_4(g) + 3O_2(g)] \rightarrow$ <p>عنصر استاندارد</p> $\Delta H = [2(-390) + 2(-284)] - [C_2H_4(g) + 3(0)] \rightarrow$ $C_2H_4(g) = +1400 - 780 - 568 = 52 \text{ kJ}$	1)	8
$C_2H_5OH(l) + 3O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + 3H_2O(l)$ <p>تشکیل واکنش دهنده ها - تشکیل فرآورده ها →</p> $\Delta H = [2CO_2(g) + 3H_2O(l)] - [C_2H_5OH(l) + 3O_2(g)] \rightarrow$ <p>عنصر استاندارد</p> $-13673 = [2(-393.5) + 3(-277.7)] - [(-277.7) + 3(0)] \rightarrow$ $\Delta H_{\text{تشکیل}} H_2O(l) = \frac{-13677 - 2(-393.5) - 277.7}{3} = -286 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	3)	9

آنتروپی و تعیین جهت پیشرفت واکنشها

واژي آنتروپی را **کلازیوس** برای پیش بینی جهت انفرایندها ارائه نمود.

میزان آشفستگی، پراکندگی، آزادی و تعداد راه های پخش ذره های یک ماده را «بی نظمی» می گویند.

میزان بی نظمی ذره های یک سامانه را «آنتروپی» می گویند، آنتروپی معیاری از **بی نظمی** سامانه است.

آنتروپی یک تابع **حالت** است.

$\Delta S = S_2 - S_1$ تغییرات بی نظمی

نشانه‌های افزایش بی‌نظمی ($\Delta S > 0$) یک سیستم عبارتند از:

- 1- افزایش تعداد ذره‌های فرآورده‌ها نسبت به واکنش‌دهنده‌ها (افزایش غلظت)
- 2- تغییر حالت ماده از: جامد ← مایع ← محلول ← گاز ← حل شدن گازها در هم (محلول‌گازها)
- 3- افزایش حجم ظرف (کاهش فشار) برای گازها و پراکنده‌تر شدن گازها
- 4- افزایش دمای سامانه که موجب افزایش جنبش و آشفتگی ذره‌های سامانه می‌شود.

تغییرات بی‌نظمی هنگام تغییر فاز، شدیدتر است. تغییرات فاز همان تغییرات فیزیکی حالت مواد هستند.

✓مهمترین تابع ترمودینامیکی برای پیش‌بینی جهت واکنش‌های شیمیایی آنتروپی است. این تابع وقتی مثبت است ($\Delta S > 0$) (یعنی $\Delta S > 0$) مساعد است.

نکات کلیدی آنتروپی:

1. تابع حالت، تابع احتمال، کمیت مقداری
2. دما ↑ ← حرکت‌های گرمایی ↑ ← جنبش ↑ ← ΔS ↑
3. حجم ↑ ← فضای حرکت ↑ ← احتمال پخش ↑ ← ΔS ↑

$$V_2 > V_1$$



اگر مانع بین دو فضا برداشته شود چون حجم بیشتری در اختیار مولکول‌ها و ذرات است، آنتروپی افزایش می‌یابد.

4. فشار ↑ ← اگر در حجم ثابت باشد ΔS ↑ اما در کتاب درسی افزایش فشار با کاهش حجم ملاک است پس آنتروپی کاهش می‌یابد.

$$5. \text{حالت فیزیکی} \leftarrow S_{(g)} > S_{(l)} > S_{(s)} \leftarrow \begin{matrix} \text{گاز} & \text{مایع} & \text{جامد} \end{matrix}$$

6. مولهای گازی در سمت فرآورده‌ها ΔS ↑

آنتروپی یک سامانه‌ی منزوی، طی یک فرایند خود به خودی **افزایش** می‌یابد.

مقدار آنتروپی یک سامانه، در K ، (صفر مطلق) برابر صفر در نظر گرفته می‌شود. (یعنی در $T=0K$ برای یک سامانه $S=0$ است، که به عنوان قانون سوم ترمودینامیک مطرح است.)

نکته ی طلایی : واحد ΔS : $\left(\frac{J}{K}\right)$ یا $\left(\frac{J}{C^{\circ}}\right)$ که کاملاً مشابه ظرفیت گرمایی است.

تعیین جهت پیشرفت واکنشها

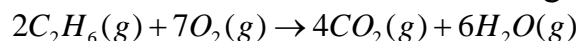
عامل آنتالپی (ΔH) و عامل آنتروپی (ΔS) دو عامل تعیین کننده جهت پیشرفت یک واکنش هستند.

با توجه به علامت ΔH و ΔS و بررسی مساعد یا نامساعد بودن آن ها، جهت پیشرفت واکنشها را می‌توان تعیین نمود. بر این اساس 4 حالت داریم:

1- چنان چه هر دو عامل مساعد باشند، یعنی: $\Delta H < 0$ (گرماده) و $\Delta S > 0$ (افزایش بی نظمی) باشد،

پیش بینی: واکنش در همه‌ی دماها خود به خودی و به طور یک طرفه انمی‌شود.

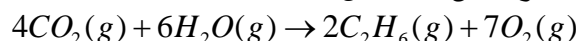
مثال: سوختن انواع سوختها نظیر سوختن اتان:



2- چنان چه هر دو عامل نامساعد باشند. یعنی: $\Delta H > 0$ (گرماگیر) و $\Delta S < 0$ (کاهش بی نظمی) باشند.

پیش بینی: واکنش هرگز و در هیچ دمایی خود به خود از نمی‌شود.

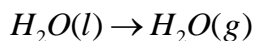
مثال: عکس واکنش سوختن اتان:



3- چنان چه هر دو عامل مثبت باشند. یعنی: $\Delta H > 0$ (نامساعد) و $\Delta S > 0$ (مساعد) باشند.

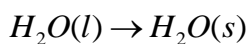
پیش بینی: واکنش در دماهای بالا خود به خود و در دماهای پایین واکنش برگشت آن خود به خود انپذیر است. (برگشت پذیر است).

مثال: تبخیر آب:



4- چنان چه هر دو عامل منفی باشند. یعنی: $\Delta H < 0$ (مساعد) و $\Delta S < 0$ (نامساعد) باشند.

پیش بینی: واکنش در دماهای پایین خود به خود و در دماهای بالا عکس آن خود به خود است.
مثال: انجماد آب.



در کل اگر علامت ΔS و ΔH یکسان بود (هم علامت بودند) یعنی هر دو مثبت یا هر دو منفی بودند، واکنش برگشت پذیر (دو طرفه) می باشد و در شرایط خاص، می تواند تعادلی نیز باشد.

به طور کلی؛ هر فرایندی (شیمیایی یا فیزیکی) به طور طبیعی در جهتی پیشرفت می کند که به سطح انرژی پایینتر (ΔH کوچکتر) و آنتروپی بالاتر (ΔS بزرگتر) برسد. برای انپذیر و یا خود به خودی بودن یک واکنش، حداقل یک عامل مساعد (یا $\Delta H < 0$ یا $\Delta S > 0$) لازم است.

انرژی آزاد گیبس (G)

انرژی آزاد گیبس: کمیتی ترمودینامیکی است که: آنتالپی، آنتروپی و دما را به هم ربط می دهد.
مقدار انرژی در دسترس برای ان یک فرایند، را انرژی آزاد گیبس می گویند.
انرژی آزاد گیبس، یک تابع حالت است.

$$\Delta G = G_2 - G_1$$

تغییر انرژی آزاد گیبس را با معادله ی زیر نشان می دهند:

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

نکته: واحد انرژی آزاد گیبس واحد انرژی است. در مسایل حتما به تبدیل واحدهای آنتالپی و آنتروپی و دما توجه کرده تا در محاسبه جواب نهایی دچار خطا نشویم. در حقیقت مهمترین نکته توجه به واحد آنتروپی است و با توجه به آن بقیه ی واحدها را تبدیل می کنیم.

تست نمونه

اگر ΔG واکنش، $H_2(g) + Br_2(g) \rightarrow 2HBr(g)$ در دمای $27^\circ C$ برابر $-112kJ$ و ΔH آن برابر $-76kJ$ باشد، ΔS آن برابر چند $J.K^{-1}$ است؟ (سراسری ریاضی 91)

(1) -150 (2) -120 (3) +120 (4) +150
پاسخ:

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

$$\begin{cases} \Delta G = -112kJ \\ \Delta H = -76kJ \\ T = 273 + 27 = 300K \end{cases}$$

$$\rightarrow -112 = -76 - 300(\Delta S) \rightarrow \Delta S = 0/12kJ.K^{-1}$$

$$\rightarrow \Delta S = 120J.K^{-1}$$

انرژی آزاد گیبس علاوه بر ΔH و ΔS به دما نیز بستگی دارد و مقدار آن با توجه به علامت و مقدار ΔH و ΔS مشخص می‌شود در مواردی که ΔS و ΔH هم علامت هستند، مقدار دما (بالا یا پایین بودن دما) تعیین کننده علامت ΔG می‌باشد.

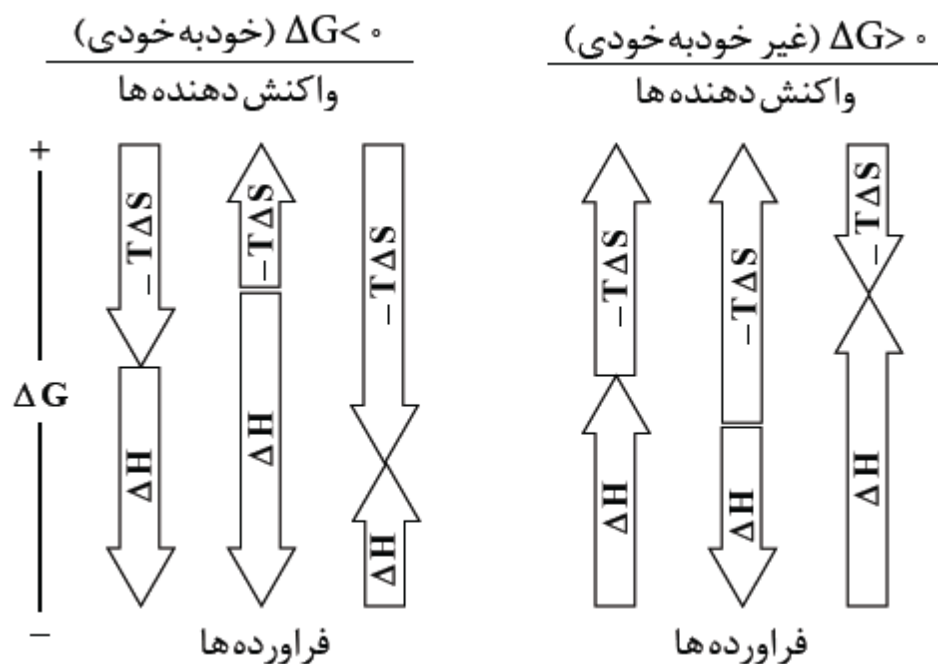
علامت ΔG تعیین کننده جهت پیشرفت و خود به خودی بودن یک فرایند می‌باشد:

- $\Delta G < 0$: فرایند خود به خودی (برگشت ناپذیر) است.
- $\Delta G > 0$: فرایند غیرخود به خودی (انجان ناپذیر) است.
- $\Delta G = 0$: فرایند در هر دو مسیر رفت و برگشت خود به خودی (تعادلی) باشد.

جدول زیر علامت و ارتباط ΔH ، ΔS و ΔG را نشان می‌دهد:

آیا واکنش خود بخودی است؟	علامت ΔG	علامت ΔS	علامت ΔH
در همه ی دماها خود به خودی است	-	+	-
در هیچ دمایی خود بخودی نیست	+	-	+
در دمای بالا خود به خودی است	- : در دماهای بالا	+	+
در دمای پایین خود به خودی است	- : در دماهای پایین	-	-

حالت‌های مختلفی که ΔH و عبارت $-T\Delta S$ می‌توانند بر یکدیگر اثر بگذارند و علامت ΔG را تعیین کنند، در نمودارهای زیر نشان داده شده است:



1- برآیند دو بردار علامت ΔG را تعیین می‌کند به طوری که: اگر برآیند دو بردار رو به پایین باشد، $\Delta G < 0$ و فرآیند خود به خودی.

اگر برآیند دو بردار رو به بالا باشد، $\Delta G > 0$ و فرآیند غیرخود به خودی.

2- طول بردارها مقدار عددی کمیت درون آن‌ها را نشان می‌دهد.

3- جهت بردارها علامت کمیت درون آن‌ها را نشان می‌دهد.

در واقع

نمودارهای $\Delta G, \Delta H, \Delta S$

$$\Delta G < 0 \Leftrightarrow \begin{matrix} \Delta H < 0 \\ \Delta S > 0 \end{matrix} \quad \Delta G > 0 \Leftrightarrow \begin{matrix} \Delta H > 0 \\ \Delta S < 0 \end{matrix} \quad \Delta G \begin{matrix} \rightarrow + \\ \leftarrow - \end{matrix} \Leftrightarrow \begin{matrix} \Delta H < 0 \\ \Delta S < 0 \end{matrix} \quad \Delta G \begin{matrix} \rightarrow + \\ \leftarrow - \end{matrix} \Leftrightarrow \begin{matrix} \Delta H > 0 \\ \Delta S > 0 \end{matrix}$$

حالت اول

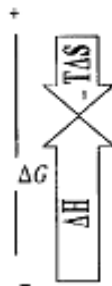
حالت دوم

حالت سوم

حالت چهارم

مثال - برای واکنش در دمای اتاق، شکل زیر رسم شده است: خرداد 91

الف) با توجه به شکل بیان کنید چرا این واکنش در دمای اتاق غیر خود به خودی است؟



ب) همراه با حذف واژه های نادرست، عبارت درست را در پاسخ نامه بنویسید.

«در دمای بالا، عامل (کاهش - افزایش) آنتروپی بر عامل افزایش آنتالپی غلبه می‌کند و واکنش مذکور، خود به خود اندامی شود - نمی‌شود».

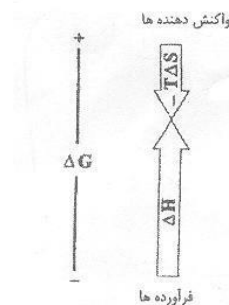
پاسخ: الف): زیرا $\Delta H > -T\Delta S$ است (آنتالپی مثبت) و مقدار ΔG مثبت خواهد شد.

ب): افزایش- می‌شود.

مثال - با توجه به نمودار مقابل به پرسشها پاسخ دهید:

خرداد 1390

آ) علامت ΔH ، ΔS ، ΔG را مشخص کنید



ب) واکنشی در این حالت تحت چه شرایطی خود به خود انمی شود؟ توضیح دهید

پاسخ: (آ): علامت هر سه مثبت است.

ب): در دمای بالاتر، زیرا در دمای بالاتر $-T\Delta S$ بزرگتر از مقدار ΔH خواهد شد و ΔG منفی خواهد گردید.

کنکور	شماره تست	بخش دوم شیمی 3: آنتروپی و جهت پیشرفت واکنش تعداد تست ها: 20
تالیفی	1	گاز اتان را می توان از هیدروژن دار کردن اتین تهیه کرد: $C_2H_2(g)+2H_2(g)\rightarrow C_2H_6(g)$ علامت ΔH و ΔS به ترتیب کدامند؟ (1) هر دو منفی (2) هر دو مثبت (3) منفی- مثبت (4) مثبت- منفی
تالیفی	2	اگر واکنش $N_2O_4(g)\rightleftharpoons 2NO_2(g)$ برگشت پذیر باشد، علامت ΔH و ΔS به ترتیب کدامند؟ (1) هر دو منفی (2) هر دو مثبت (3) منفی- مثبت (4) مثبت- منفی
تجربی	3	اگر واکنش: $N_2(g)+3H_2(g)\rightleftharpoons 2NH_3(g)$ در دمای $187C$ به حالت تعادل درآید و در این حالت مقدار آنتروپی حدود $-200J.K^{-1}$ باشد، گرمای تشکیل گاز آمونیاک حدود چند کیلوژول بر مول است؟ (1) +46 (2) +92 (3) -46 (4) -92
ریاضی	4	کدام مطلب درست است؟ (1) q_p برابر $\Delta E-W$ است و آنتالپی واکنش نامیده می شود. (2) ظرفیت گرمایی ویژه هر ماده، به مقدار نمونه ماده بستگی دارد. (3) بر اساس قانون دوم ترمودینامیک، انرژی نه به وجود می آید و نه از بین می رود، بلکه از شکلی به شکل دیگر درمی آید. (4) اگر در واکنشی $\Delta H < 0$ و $\Delta S > 0$ باشد، آن واکنش خودبه خودی نیست و در ظرف سربسته به تعادل می رسد.
ریاضی	5	با توجه به این که آنتالپی تشکیل استاندارد $HCl(g)$ برابر $-184J.mol^{-1}$ و ΔS° واکنش $Cl_2(g)+H_2(g)\rightarrow 2HCl(g)$ ، در دمای $27C$ برابر $+40J.K^{-1}$ است، ΔG° این واکنش برابر چند کیلوژول است؟ (1) +356 (2) +369 (3) (4) -196 (5) -380

تجربی 92	<p>6 کدام گزینه توصیفی <u>نادرست</u> درباره ی واکنش سوختن بنزن مایع در فشار ثابت، است؟ (همه ی فراورده های واکنش حالت گازی دارند).</p> <p>(1 علامت کار (w)، منفی است. (2) ΔE و ΔH واکنش، برابرند. (3) با افزایش آنتروپی و کاهش انرژی همراه و خودبه خودی است. (4) تفاوت شمار مول های واکنش دهنده ها و شمار مول های فراورده ها، برابر 1 است.</p>	6
ریاضی 91	<p>7 اگر ΔG واکنش: $H_2(g) + Br_2(g) \rightarrow 2HBr(g)$ در دمای $27^\circ C$ برابر -112 kJ و ΔH آن برابر -76 kJ باشد، ΔS آن برابر، چند Jk^{-1} است؟</p> <p>(1) -150 (2) -120 (3) +120 (4) +150</p>	7
ریاضی 90	<p>8 واکنش: $2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(g)$ با وجود این که با آنتروپی همراه است، اما به دلیل این که در آن، بر غلبه دارد، به طور خودبه خودی پیشرفت دارد.</p> <p>(1) کاهش- افزایش سطح انرژی- کاهش آنتروپی (2) کاهش- کاهش سطح انرژی- کاهش آنتروپی (3) افزایش- کاهش سطح انرژی- کاهش آنتروپی (4) افزایش- افزایش سطح انرژی- افزایش آنتروپی</p>	8
تجربی 90	<p>9 کدام مطلب درست است؟</p> <p>(1) یک فلاسک پر از آب جوش، نمونه ای از یک سامانه ی منزوی است. (2) در واکنش سوختن گاز متان، آنتروپی عامل مساعد و آنتالپی عامل نامساعد است. (3) در واکنش های گرماده، مجموع ΔH° های تشکیل فراورده ها در مقایسه با مجموع ΔH° های تشکیل واکنش دهنده ها، بزرگ تر است. (4) ΔH واکنش یک مرحله ای با کم کردن E_a در جهت برگشت از E_a در جهت رفت به دست می آید.</p>	9

تجربی خارج از کشور 90	<p>واکنش: $PCl_5(g) \rightarrow PCl_3(g) + Cl_2(g), \Delta H = +91.98 \text{ kJ}, \Delta S = 180 \text{ J/K}$</p> <p>بعد از کدام دما بر حسب درجه ی سلسیوس شروع به پیشرفت خودبه خودی می کند؟</p> <p>(1) 210 (2) 238 (3) 250 (4) 328</p>	10
تجربی خارج از کشور 89	<p>واکنش گازی: $2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(g)$ ، با سطح انرژی و آنترپی همراه است و چون در خودبه خودی پیشرفت دارد.</p> <p>(1) کاهش- افزایش- افزایش سطح انرژی- کاهش آنترپی (2) کاهش- کاهش- کاهش سطح انرژی- کاهش آنترپی (3) افزایش- کاهش- کاهش آنترپی- افزایش سطح انرژی (4) افزایش- افزایش- افزایش آنترپی- افزایش سطح انرژی</p>	11
تجربی 89	<p>واکنش گازی: $2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(g), \Delta H = -572 \text{ kJ}$ ، نمونه ای از واکنش های شیمیایی است که با سطح انرژی و آنترپی همراه بوده و است.</p> <p>(1) کاهش- کاهش- برگشت پذیر کاهش- کاهش- خودبه خودی (3) افزایش- افزایش- خودبه خودی افزایش- کاهش- برگشت پذیر</p>	12
ریاضی 88	<p>هر تغییر شیمیایی..... با آنتالپی و آنترپی همراه است.</p> <p>(1) خودبه خودی- افزایش- افزایش خودبه خودی- افزایش- کاهش (3) غیر خودبه خودی- افزایش- کاهش خودبه خودی- کاهش- کاهش</p>	13
تجربی 88	<p>کدام عبارت درست است؟</p> <p>(1) اگر $\Delta S > 0$ و $\Delta H < 0$ باشد، $\Delta G > 0$ است. (2) آنتالپی، ملاکی برای توجیه پیشرفت خودبه خودی فرایندهای طبیعی است. (3) در واکنش سوختن اتانول، علامت ΔS و ΔG منفی اما علامت ΔH مثبت است. (4) یک تغییر گرماگیر و غیر خودبه خودی در دمای پایین، ممکن است در دمای بالا، خودبه خودی باشد.</p>	14

تجربی 88	<p>با توجه به واکنش های زیر و مقدار ΔH° آن ها می توان دریافت که در دمای معمولی، واکنش خودبه خودی، زیرا آنتروپی در آن و گرما است.</p> <p>I) $C_6H_{12}O_6(aq) \rightarrow 2C_2H_5OH(l) + 2CO_2(g)$, $\Delta H = -280\text{kJ}$ II) $N_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO(g)$, $\Delta H = +18\text{kJ}$</p> <p>(1) -I است- افزایش یافته- گیر (2) -I نیست- کاهش یافته- ده (3) -II است- تغییر نکرده- ده (4) -II نیست- تغییر نکرده- گیر</p>	15
تجربی 87	<p>با توجه به واکنش های زیر و مقدار ΔH° آن ها،</p> <p>I) $H_2(g) + CO_2(g) \rightarrow H_2O(g) + CO(g)$, $\Delta H^\circ = +38/1\text{kJ}$ II) $2H_2O_2(aq) \rightarrow 2H_2O(g) + O_2(g)$, $\Delta H^\circ = -18\text{kJ}$</p> <p>می توان دریافت که در دمای معمولی، واکنش خودبه خودی، زیرا با سطح انرژی همراه است و علامت ΔS در مورد آن است.</p> <p>(1) -I است- افزایش- منفی است- کاهش- مثبت (3) -I نیست- کاهش- مثبت افزایش- منفی (2) -II (4) -II نیست-</p>	16
ریاضی 96	<p>با توجه به واکنش های زیر و مقدار ΔH° آن ها می توان دریافت که در دمای معمولی، واکنش، زیرا است. آنتروپی و همراه است.</p> <p>I) $N_2(g) + 2H_2 \rightarrow N_2H_4(g)$, $\Delta H^\circ = +91\text{kJ}$ II) $N_2H_4(g) + H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)$, $\Delta H^\circ = -183\text{kJ}$</p> <p>(1) -I غیرخودبه خودی- افزایش- کاهش خودبه خودی- کاهش- افزایش (3) -II خودبه خودی- کاهش- افزایش (4) -II غیرخودبه خودی- افزایش- کاهش</p>	17

ریاضی 86	<p>18 کدام مطلب درست است؟ (1) در واکنش های خودبه خودی، $\Delta G > 0$ است. (2) مقدار ΔS را می توان از رابطه $\Delta S = \frac{\Delta H - \Delta G}{T}$ به دست آورد. (3) آنتالپی، مقدار انرژی در دسترس برای انیک فرایند است. (4) انرژی آزاد، تابع حالت است و به دما وابسته نیست.</p>	18
ریاضی 85	<p>19 درباره واکنش: $C_2H_5OH(l) + 3O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + 3H_2O(l), \Delta H = -13673kj$ کدام مطلب درست است؟ (1) به شدت گرماده است و به طور خودبه خودی از می شود. (2) واکنشی برگشت پذیر است و در ظرف سربسته به حالت تعادل در می آید. (3) مجموع انرژی پیوندهای فراورده ها در مقایسه با واکنش دهنده ها، کمتر است. (4) چون با کاهش سطح انرژی همراه است، به طور خودبه خود انمی شود.</p>	19
تجربی 85	<p>20 با توجه به واکنش های زیر: I) $C_2H_5OH(l) + 3O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + 3H_2O(l)$, $\Delta H = -1367kj$ II) $2H_2O(g) \rightarrow 2H_2(g) + O_2(g)$, $\Delta H = +4836kj$ کدام مطلب درست است؟ (1) واکنش II، غیرخودبه خودی است؛ زیرا ΔS برای آن نامناسب است. (2) چون ΔS برای واکنش II مناسب است، با وجود گرماگیر بودن، خودبه خودی است. (3) واکنش I، غیرخودبه خودی است؛ زیرا ΔS آن نامناسب است. (4) با وجود این که ΔS برای واکنش I نامناسب است، به دلیل گرمادهی زیاد، خودبه خودی است.</p>	20

تست شماره	گزینه صحیح	پاسخ تشریحی بخش دوم شیمی 3: آنتروپی و جهت پیشرفت واکنش
1	(1)	<p>چون واکنش با کاهش آنتروپی همراه است $\Delta S < 0$ (عامل نامساعد)، باید عامل گرما مساعد باشد ($\Delta H < 0$) یا گرماده) و بر عامل نامساعد آنتروپی غلبه کند تا واکنش انگیرد (خود به خودی باشد).</p> $\underbrace{C_2H_2(g) + 2H_2(g)}_{\text{سفره گازی}} \rightarrow \underbrace{C_2H_6(g)}_{\text{یکفره گازی}} \rightarrow \Delta S < 0 \rightarrow \Delta H < 0$ <p style="text-align: center;">عامل نامساعد عامل مساعد</p>
2	(4)	<p>چون واکنش برگشت پذیر باید هر دو عامل آنتالپی و آنتروپی هم علامت باشند (هر دو مثبت یا هر دو منفی). چون آنتروپی افزایش می یابد پس حتما آنتالپی هم افزایش می یابد.</p> $\underbrace{N_2O_4(g)}_{\text{یکفره گازی}} \rightarrow \underbrace{2NO_2(g)}_{\text{دو فره گازی}} \rightarrow \Delta S > 0 \rightarrow \Delta H > 0$ <p style="text-align: center;">عامل مساعد عامل نامساعد</p>
3	(3)	<p>در حالت تعادل، مقدار انرژی کبیس سامانه صفر می شود. بنابراین:</p> $\Delta G = 0 \rightarrow \Delta G = \Delta H - T\Delta S = 0 \rightarrow \Delta H = T\Delta S = (187 + 273)^{\circ}K \times -200 \frac{J}{K} = \frac{-92000}{1000} = -92KJ$ <p>این گرما گرمای تشکیل $2mol$ گاز آمونیاک است بنابراین گرمای تشکیل هر مول آمونیاک برابر با $-46KJ$ می باشد.</p>
4	(1)	<p>(1) به گرمای واکنش در فشار ثابت، آنتالپی واکنش می گویند:</p> $\Delta E = q + w \rightarrow \Delta H = q_p = \Delta E - w$ <p>(2) ظرفیت گرمایی ویژه هر ماده، جزو خواص مقاداری است بنابراین به مقدار نمونه ماده بستگی ندارد.</p> <p>(3) بر اساس قانون اول ترمودینامیک، انرژی نه به وجود می آید و نه از بین می رود، بلکه از شکلی به شکل دیگر درمی آید.</p> <p>(4) اگر در واکنشی $\Delta H < 0$ و $\Delta S > 0$ باشد، آن واکنش خود به خودی در همه ی دماها خود به خودی می باشد.</p>

$\Delta H_{\text{تشکیل}}^{\circ} = 2\Delta H_{\text{تشکیل}}^{\circ} = 2(-184\text{kJ}) = -368\text{kJ}$ $T = t + 273\text{C} = 27 + 273 = 300\text{K}, \Delta S^{\circ} = \frac{40}{1000}\text{kJ}\cdot\text{K}^{-1}$ $\Delta G^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T\Delta S^{\circ} = -368\text{kJ} - 300\text{K} \times \frac{40}{1000}\text{kJ}\cdot\text{K}^{-1} = -380\text{kJ}$	(3)	5
<p>واکنش سوختن بنزن مایع:</p> $2\text{C}_6\text{H}_6(l) + 15\text{O}_2(g) \rightarrow 12\text{CO}_2(g) + 6\text{H}_2\text{O}(g)$ <p>در این واکنش:</p> <p>(1) چون حجم سامانه افزایش می یابد ($\Delta V > 0$) می باشد، علامت کار منفی می شود ($W < 0$)</p> <p>(2) اگر تغییر حجمی در سامانه دیده نشود ($\Delta V = 0$)، کاری هم از نمی گیرد و با توجه به رابطه ی $\Delta H = \Delta E - W$ می توان نتیجه گرفت که ΔH و ΔE برابر خواهد بود. در حالی که در این واکنش کار از می گیرد.</p> <p>(3) چون واکنش سوختن است، گرماده است و با کاهش سطح انرژی همراه است. همچنین تعداد ذرات گازی واکنش افزایش می یابد، آنتروپی هم افزایش می یابد.</p> <p>(4) شمار مول های واکنش دهنده ها 17 و شمار مول های فراورده ها 18 می باشد. پس تفاوت شمار مول های واکنش دهنده ها و شمار مول های فراورده ها، برابر 1 است.</p>	(2)	6
$T = t + 273\text{C} = 27 + 273 = 300\text{K}, \Delta G^{\circ} = -11200\text{J}, \Delta H^{\circ} = -7600\text{J}$ $\Delta G^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T\Delta S^{\circ} \rightarrow \Delta S^{\circ} = \frac{\Delta H^{\circ} - \Delta G^{\circ}}{T} \rightarrow \Delta S^{\circ} = \frac{-7600\text{J} - (-11200\text{J})}{300\text{K}} = 120\text{J}\cdot\text{K}^{-1}$	(3)	7
<p>واکنش: $2\text{H}_2(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(g)$ با وجود اینکه با کاهش آنتروپی همراه است، اما به دلیل اینکه در آن واکنش به شدت گرماده است، کاهش سطح انرژی بر کاهش آنتروپی غلبه دارد، به طور خود به خود پیشرفت دارد.</p>	(2)	8

9	(4)	<p>1) یک فلاسک پر از آب جوش، نمونه ای از یک سامانه ی بسته است. (در شیمی سال سوم می خوانیم فلاسک آب جوش را سامانه منزوی در نظر می گیریم هر چند این سامانه واقعا منزوی نیست. پس این گزینه متاسفانه مبهم است)</p> <p>2) در واکنش سوختن گاز متان، آنتروپی عامل بی اثر است چون تعداد ذرات گازی تغییر نمی کند اما و آنتالپی عامل مساعد است. چون واکنش گرماده می باشد.</p> <p>3) در واکنش های گرماده، مجموع ΔH° های تشکیل فراورده ها در مقایسه با مجموع ΔH° های تشکیل واکنش دهنده ها، کوچک تر است.</p> <p>4) ΔH واکنش یک مرحله ای با کم کردن E_a در جهت برگشت از E_a در جهت رفت به دست می آید (در سال چهارم).</p> $\Delta H = \Delta E_a - \Delta E'_a$
10	(2)	<p>اگر در واکنشی عامل آنتالپی نامساعد و آنتروپی مساعد باشد ($\Delta H > 0$ و $\Delta S > 0$)، واکنش در دمای بالا خود به خودی می باشد و علامت ΔG (انرژی آزاد گیبس) منفی می شود. پس ابتدا مشخص می کنیم در چه دمایی ΔG برابر با صفر می شود و در دمای بالاتر از این دما، ΔG منفی و واکنش خود به خودی می شود:</p> $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ \rightarrow T = \frac{\Delta H^\circ - \Delta G^\circ}{\Delta S^\circ} \rightarrow T = \frac{+91980 - (0j)}{180.^\circ K^{-1}} = 511K$ $t = 511 - 273C = 27 - 273 = 238C$
	(2)	
	(2)	
13	(3)	<p>اگر در واکنشی هر دو عامل آنتالپی و آنتروپی نامساعد باشند ($\Delta H > 0$ و $\Delta S < 0$)، واکنش در هیچ دمایی (هرگز) خود به خودی نمی باشد و علامت ΔG (انرژی آزاد گیبس) قطعاً مثبت می شود.</p>

14	(4)	1) اگر $\Delta S > 0$ و $\Delta H < 0$ باشد، هر دو عامل آنتالپی و آنتروپی مساعد می شود و در همه ی دماها $\Delta G < 0$ است. 2) آنتالپی و آنتروپی، ملاکی برای توجیه پیشرفت خود به خودی فرایندهای طبیعی است. 3) در همه ی واکنش های سوختن از جمله واکنش سوختن اتانول، واکنش گرماده و علامت ΔH منفی است. 4) یک تغییر گرماگیر و غیر خود به خودی در دمای پایین ($\Delta S > 0$ و $\Delta H > 0$)، ممکن است در دمای بالا، خود به خودی باشد.
15	(4)	واکنش (4) گرماگیر است (عامل نامساعد) و چون تعداد ذرات گازی دو طرف واکنش برابر است، آنتروپی هم تقریبا تغییر نمی کند پس عامل آنتروپی بی تاثیر و عامل آنتالپی نامساعد است پس واکنش خود به خودی پیشرفت نمی کند.
16	(2)	واکنش تجزیه ی آب اکسیژنه، گرماده و با افزایش آنتروپی همراه است بنابراین در همه ی دماها خود به خودی است.
17	(1)	اگر در واکنشی هر دو عامل آنتالپی و آنتروپی نامساعد باشند یعنی با افزایش سطح انرژی و کاهش آنتروپی همراه باشد ($\Delta H > 0$ و $\Delta S < 0$)، واکنش در هیچ دمایی (هرگز) خود به خودی نمی باشد و علامت ΔG (انرژی آزاد گیبس) قطعا مثبت می شود.
18	(2)	1) در واکنش های خود به خودی $\Delta G < 0$ است. $\Delta G^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T\Delta S^{\circ} \rightarrow \Delta S^{\circ} = \frac{\Delta H^{\circ} - \Delta G^{\circ}}{T}$ 2) انرژی آزاد گیبس، مقدار انرژی در دسترس برای انیک فرایند است. 3) انرژی آزاد، تابع حالت است و به دما هم وابسته هست: $\Delta G^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T\Delta S^{\circ}$
19	(1)	اگر واکنشی شدیداً گرماده باشد، حتی اگر ΔS نامساعد باشد ($\Delta S < 0$)، واکنش برگشت ناپذیر (یک طرفه) می شود مثل سوختن هیدروژن، سوختن منیزیم، سوختن هیدروکربن ها و سوختن الکل اتانول.
20	(1)	اگر واکنشی شدیداً گرماده باشد، حتی اگر ΔS نامساعد باشد ($\Delta S < 0$)، واکنش برگشت ناپذیر (یک طرفه) می شود مثل سوختن هیدروژن، سوختن منیزیم، سوختن هیدروکربن ها و سوختن الکل اتانول.

Love is like a war: Easy to begin Hard to end!

عشق همچون جنگ است: آسان شروع می شود سخت تمام می شود